

Les modèles et la modélisation de la réaction acide-base dans le curriculum scolaire. Une contribution en didactique de la chimie dans l'enseignement secondaire supérieur en République Démocratique du Congo (Annexes)



Mano Machumu Innocent

Dissertation originale présentée pour l'obtention
du grade académique de Docteur

Septembre 2011

Université de Mons

Faculté de Psychologie et Sciences de l'éducation

Les modèles et la modélisation de la réaction acide-base dans le curriculum scolaire. Une contribution en didactique de la chimie dans l'enseignement secondaire supérieur en République Démocratique du Congo (Annexes)

Mano Machumu Innocent

Dissertation originale présentée pour l'obtention
du grade académique de Docteur

Membres du Jury

- Prof. Kathy Huet, UMONS, Faculté de Psychologie et Sciences de l'Education
- Dr Francesco Lo Bue, UMONS, Faculté de Sciences
- Prof. émérite Martine Méheut, Université de Paris VII, Faculté de Sciences
- Prof. Bruno de Lièvre, UMONS, Faculté de Psychologie et Sciences de l'Education
- Prof. Cécile Moucheron, ULB, Faculté de Sciences
- Prof. Marc Demeuse, Promoteur, Faculté de Psychologie et Sciences de l'Education
- Prof. Didier Villers, Promoteur, Faculté de Sciences

Septembre 2011

Table des matières

Première Partie	1
Annexe 1. Comparaison des programmes Belgique – RD. Congo (article publié à l'ABPPC, 2007)	1
Annexe 2. Principales conceptions des élèves sur la réaction chimique (article soumis)	12
Annexe 3. Protocole expérimental sur le dosage acide-base + test d'acidité	28
Annexe 4. Les modèles et la modélisation de la réaction acide-base dans les manuels et ouvrages scolaires	32
Annexe 5. Évaluation aux examens d'état (article publié au Ceruki 2009).....	42
Annexe 6. Questionnaire d'enquête destiné aux enseignants de chimie au Congo	55
Annexe 7. Texte d'interview destinée aux enseignants	58
Annexe 8. Echantillon des copies des réponses fournies par les étudiants sur les modèles et la modélisation de la réaction acide - base	60
Annexe 9. Détails sur les réactions des enseignants face aux réponses des élèves	63
Annexe 10. Caractéristiques attribuées aux styles d'apprentissage	81
Annexe 11. Questions sur les styles d'apprentissage et leur grille d'interprétation	83
Annexe 12. Qcm et questions ouvertes : questionnaire	88
Annexe 13. Qcm et questions ouvertes : résultats (article publié dans le bulletin ABPPC, Mano & Villers, 2011)	89
Annexe 14. Questionnaire destiné aux élèves : test 1	97
Annexe 15. Questionnaire destiné aux élèves : test 2	98
Annexe 16. Questionnaire destiné aux élèves : test 3	102
Deuxième partie	1
Annexe 17. Manipulations sur la réaction acide-base exploitant les produits locaux!..	1
A destination du professeur (contenu & procédés).....	3
A. Les indicateurs colorés.....	3
Thème 1. Et si nous fabriquions du vernis à ongles... ..	3
Thème 2. Des indicateurs chimiques chez nous... !	15
B. Acidité et mesure de pH.....	18
Thème 3. Ces acides...nos aliments préférés et recommandés !	18
C. Les acides et leurs dérivés.....	27
C1. Préparation de l'acide phosphorique et du phosphate	27
Thème 4. Des os à l'acide...quoi de neuf ?	27
C2. Préparation de l'acide acétique et de l'acétate	32
Thème 5. Du jus des fruits au vinaigre !	32
C3. Préparation du gaz carbonique et du carbonate.....	35
Thème 6. Des coquilles des œufs au gaz carbonique !	35
D. Préparation des bases et leurs dérivés	40
D1. Préparation de l'hydroxyde de potassium	40
Thème 7. Détacher un vêtement ... sans acheter quoi que ce soit.....	40
D2. Préparation de l'ammoniac	47
Thème 8. Des urines aux engrais	47
Thème 9. Du gaz utile à partir d'une plante.....	57
E. Réaction de neutralisation.....	60
Thème 10. Du jus et du lait... ensemble pour une réaction chimique !.....	60
F. Réaction de saponification	63
Thème 11. Et maintenant, fabriquons notre savon... ..	63
G. Préparation du sel.....	78
G1. Préparation du sel de cuisine.....	78

Thème 12. Préparation du sel de cuisine à partir d'une plante	78
G2. Préparation du sel à partir du cuivre métallique	83
Thème 13. Du sel à partir d'un métal... !	83
A destination des élèves (Notes et exercices d'applications)	88
Thèmes 1. Notion d'acidité.....	88
Thème 2. Les indicateurs acido-basiques	92
Thème 3. L'hydroxyde de sodium	96
Thème 4. L'ammoniac et l'ammoniaque	99
Thème 5. L'acide phosphorique	103
Thème 6. L'acide acétique.....	105
Thème 7. Le dioxyde de carbone et les carbonates	107
Thème 8. Préparation du sel de cuisine à partir d'une plante	110
Thème 9. Les dérivés du Cuivre	114
Thème 10. La réaction de saponification	116
Bibliographie.....	126

Première Partie

Annexe 1. Comparaison des programmes Belgique – RD. Congo (article publié à l'ABPPC, 2007)

Enquête sur l'acquisition des connaissances de chimie : comparaison entre les situations de la Belgique (CFWB) et de la République Démocratique du Congo

Innocent Mano^{1,2}, Michel Dramaix^{2,3} et Didier Villers^{2,*}

¹ISP Bukavu, département de chimie. République Démocratique du Congo.

²Université de Mons-Hainaut, Agrégation en science chimique. 20, place du parc. 7000 Mons.

³Département pédagogique de la Haute Ecole de la Communauté française du Hainaut, 7000 Mons.

*Contact : didier.villers@umh.ac.be

1. Introduction, cadre général

Il n'y a pas moyen d'envisager le développement sans éducation et vice versa. Ayant compris cette connexion permanente, les institutions internationales dont le PNUD définissent un indicateur de base de développement : le capital humain, un ensemble formé de groupe humain (masse), des richesses matérielles, des moyens matériels et intellectuels de production (penser, raisonner, réfléchir). Au sein des pays développés, on a développé et appliqué des programmes d'évaluation des compétences (et connaissances) des élèves à différents niveaux dans les différentes branches de sciences, de mathématiques,... (PISA par exemple). Le programme scolaire se présente alors comme étant le moyen par lequel on peut atteindre un certain niveau d'instruction, de culture universelle, de conception ou de compréhension de l'homme et de l'humanité entière. Il est formulé en termes de contenu : de thèmes à développer et de méthodologie à suivre pour atteindre des objectifs préalablement définis et acquérir des compétences.

Notre étude vise principalement à comprendre le niveau d'acquisition des connaissances en chimie des élèves belges et congolais de la dernière année en « sciences générales ». Elle débouchera aussi sur des propositions d'amélioration des programmes de chimie au Congo.

Le système d'enseignement belge est complexe. Il change selon les pouvoirs organisateurs mais il est basé sur la pédagogie par compétences. Celui du Congo est

un enseignement par objectifs. Tous les deux sont organisés selon les mêmes principes aussi bien au niveau du primaire que du secondaire ou encore du supérieur pour des raisons historiques. Le tableau suivant présente synthétiquement quelques éléments de comparaison de ces deux systèmes :

Tableau 1. Eléments de comparaison des systèmes d'enseignement de la chimie (belge et congolais)

Paramètres	Système belge	RD-Congo
1. Objectifs	<ul style="list-style-type: none"> - Connaissance, compréhension et utilisations des acquis - Précis, concis et clairement définis 	<ul style="list-style-type: none"> - connaissance et compréhension - peu précis par rapport aux attentes sociales ; pas assez fouillés.
2. Ressources humaines	<ul style="list-style-type: none"> - Enseignants qualifiés - Classes moins peuplées 	<ul style="list-style-type: none"> - Enseignants sous qualifiés en milieu rural - Classes trop peuplées
3. Contenu	<ul style="list-style-type: none"> - Précis, concis, actualisé, hiérarchisé et réduit ; axé sur la notion d'énergie et orienté vers le développement. 	<ul style="list-style-type: none"> - Illimité, volumineux, cité en désordre, non actualisé, axé sur des connaissances générales en chimie.
4. Aspects pédagogiques	<ul style="list-style-type: none"> - Méthode scientifique axée sur le sens, exploitant des situations complexes - Pédagogie par compétences - Pédagogie visant l'utilisation de laboratoires, bibliothèques, Internet, média, tableaux périodiques, imprimés,... - Chimie au quotidien 	<ul style="list-style-type: none"> - méthode scientifique - pédagogie par objectifs - laboratoires rares - cours encyclopédique
5. Evaluation	<ul style="list-style-type: none"> - Evaluation continuée - Interrogation-bilan obligatoire - Deux examens par an. - certificat d'études secondaires - appliquée même pour les sciences faibles 	<ul style="list-style-type: none"> - Interrogations non avisées - Interrogation-bilan facultatif - Deux examens par an. - Diplôme d'état - Appliquée seulement en sciences fortes.
6. Contexte/environnement	Riche et exploité : sciences au service de la société.	Riche et non exploité : cours semblant être inutile pour la société.
7. Temps imparti	<p>1 période en 3^{ème} année</p> <p>2 périodes en 4^{ème}, 5^{ème} et 6^{ème} années éventuellement complétées par 1 période de laboratoire</p>	<p>2h en 3^{ème} et en 4^{ème}</p> <p>4h en 5^{ème} et en 6^{ème}</p>
8. Manuels scolaires	Utilisation d'un manuel ou de notes de	La majorité d'élèves n'ont pas de

	cours rédigées par l'enseignant	manuels : ils se contentent des notes rédigées par les enseignants
--	---------------------------------	--

Malgré certaines différences manifestes, l'analyse du contenu nous autorise à comparer le niveau d'acquisition des connaissances des élèves.

2. Enquête

Nous avons construit un questionnaire composé de dix questions soumis à 440 élèves, répartis en une population de 20 classes de dernière année du secondaire science générale chimie soit 10 classes en Belgique (Communauté française) et 10 au Congo (Région de Bukavu).

Pour construire notre épreuve, nous nous sommes basés sur les critères suivants : la matière commune enseignée par les deux programmes, le temps imparti à chaque thème, les objectifs généraux poursuivis et les compétences visées ainsi que la répartition du temps par programme et par thème. Ainsi les questions ayant trait aux réactions chimiques sont prépondérantes par rapport aux autres questions.

Des compétences visées, nous avons retenu les plus importantes et les plus faciles à vérifier grâce à un questionnaire. A partir de ces compétences, nous avons réparti les questions selon les différents thèmes énumérés précédemment : quatre questions sur l'équilibre chimique, quatre questions sur la réaction acide-base, trois questions sur la réaction d'oxydoréduction, deux questions sur les alcanes, une question sur l'atome.

Nous avons présenté ces questions à différents enseignants et chercheurs en didactique des sciences afin de conforter la validité et la formulation de chaque question. Compte tenu des avis, nous avons converti des questions ouvertes proposées initialement en questions à choix multiples (QCM) en prenant soin d'en ajouter d'autres ; nous avons finalement retenu 14 questions ou sous-questions, dont 12 QCM et 2 questions ouvertes (voir en annexe).

Lors des tests, nous avons demandé à chaque répondant d'indiquer son âge et de s'attribuer une côte à la fin du test en considérant que chaque réponse correcte valait un point.

3. Résultats et discussion

3.1. Moyennes selon l'âge des élèves

En Belgique

AgeEl	Moyenne	N	Ecart-type
16-17	9,23	122	3,394
18-19	9,65	83	2,928
20-21	9,20	5	1,924
Total	9,40	210	3,185

Les élèves étant regroupés en trois catégories selon les âges. Les différentes côtes obtenues par les différents groupes, sont prises soit deux à deux, soit collectivement. Les résultats obtenus sont tous proches de la moyenne et l'analyse statistique nous montre qu'apparemment il n'y a pas de différence entre les moyennes ; ceci est déterminé à partir des valeurs du paramètre t du test statistique de Student, destiné à comparer des moyennes de différents échantillons dans le but d'estimer si leur différence est significative (Gray, Kinnear, 2005 ; wikipedia.org). La référence 9 reprend les valeurs calculées pour le tableau ci-dessus. Nous constatons que l'âge n'influence donc pas la réussite au test.

Au Congo

Age	Moyenne	N	Ecart-type
16-17	8,58	77	3,945
18-19	8,84	109	3,973
20-21	7,09	35	3,657
+ 21	5,89	9	2,261
Total	8,37	230	3,923

A partir de 19 ans, qui est l'âge maximal normal que devrait avoir l'élève en dernière année, la moyenne commence à décroître. Mais en appliquant le test de Student, nous observons que l'âge n'a pas d'influence significative sur la réussite au test

malgré ces légères différences. En conclusion partielle, l'âge n'influence pas la réussite au test aussi bien au Congo qu'en Belgique.

3.2. Moyennes selon le genre des élèves

En Belgique

Genre	Moyenne	N	Ecart-type
masculin	9,51	112	3,119
féminin	9,27	98	3,270
Total	9,40	210	3,185

Malgré une légère différence, le test t nous montre que la réussite n'est pas influencée par le sexe (référence 10).

Au Congo

Genre	Moyenne	N	Ecart-type
masculin	8,75	175	3,903
féminin	7,16	55	3,770
Total	8,37	230	3,923

La différence entre la moyenne obtenue par les filles et celle obtenue par les garçons est de 1.59. Le test statistique montre que cette différence est faiblement significative (référence 11). En conclusion partielle sur l'effet du genre, il s'avère d'une part qu'il y a une moindre inscription des filles à l'école au Congo, et que les résultats des filles semblent inférieurs en moyenne. Seule une nouvelle enquête se focalisant sur ce point particulier pourrait confirmer cette assertion.

3.3. Moyennes (et uniformité) selon les écoles

En Belgique

Ecole	Moyenne	N	Ecart-type
1	11,11	9	3,296
2	7,76	21	2,548
3	8,85	20	2,519
4	8,76	25	3,205

5	7,46	26	3,289
6	7,57	23	2,643
7	10,00	11	2,793
8	11,30	20	2,577
9	10,82	33	2,866
10	11,50	22	2,502
Total	9,40	210	3,185

Apparemment il y a deux groupes d'écoles : les écoles dont les résultats au test sont supérieurs ou égaux à 50% (cinq écoles ont obtenu au moins cette moyenne) et celles dont les résultats sont en- dessous de 10 et de la moyenne générale (cinq écoles également). En ce qui concerne des variations de capacités des élèves et enseignements/enseignants, force est de constater que trois classes qui ont pour moyennes 7.5, 8.8 et 8.9 sont des classes avec des meilleures cotes de 11 à 15, et 3 classes sont fréquentées par de bons élèves (15, 15 et 18), mais sont fort différentes par la moyenne (8, 12 et 15). Les classes où les meilleurs résultats ne sont pas "brillants" sont aussi assez peu peuplées. Il est donc difficile de prétendre que les faibles résultats sont dus à un faible niveau de la classe, ou à un faible niveau de l'enseignement.

Au Congo

Ecole Elève	Moyenne	N	Ecart-type
1	12,14	14	1,610
2	4,75	16	2,049
3	7,89	37	2,447
4	5,71	14	2,701
5	7,59	39	2,788
6	7,00	22	2,225
7	5,38	13	1,710
8	7,23	30	2,849
9	15,12	33	1,409

10	6,00	12	2,629
Total	8,37	230	3,923

L'application du test de Student nous montre que les différences observées sont importantes : la réussite dépend très significativement d'une école à l'autre au Congo. Notons qu'actuellement la réussite des élèves dans les universités congolaise dépend d'une école secondaire à une autre. En effet, il y arrive schématiquement deux groupes d'élèves : les faibles, qui viennent des milieux défavorisés ou des écoles désorganisées (les écoles officielles ou les écoles éloignées des centres urbains) et les forts, des élèves de la ville ou des écoles mieux organisées (les écoles catholiques ou protestantes).

En analysant les trois meilleures cotes par écoles, nous constatons une relative uniformité des résultats en Belgique et une disparité des résultats au Congo.

En effet, pour la Belgique, la relative uniformité des meilleurs résultats indique que le niveau de rendement "optimum" de l'enseignement réalisé par les enseignants est assez constant : d'une part, le "rendement" ne dépend pas de la taille des classes (le résultat moyen semble assez peu corrélé aussi), et on pourrait aussi dire que les enseignements et enseignants dans les dernières années, en sciences générales, sont au mieux de ce qui est possible de faire en fonction des programmes et de la formation des professeurs.

D'après les résultats au test, les programmes et leur application concrète semblent avoir été plus favorables pour les questions demandant une bonne compréhension du concept de réaction chimique (questions 2, 5, 6, 7, 10, voir le test en annexe) en Belgique et pour des exercices demandant des compétences de calcul (questions 8, 9) au Congo.

Bien que les résultats au test paraissent conduire à cette observation, la réalité est que la réussite aux calculs est attachée à la pratique courante des professeurs de confondre travaux pratiques et exercices en classe. Les élèves congolais ont l'habitude de résoudre des exercices numériques au lieu de faire des manipulations. Ils trouvent rapidement des réponses et les bonnes, car dans le cas d'espèce ils

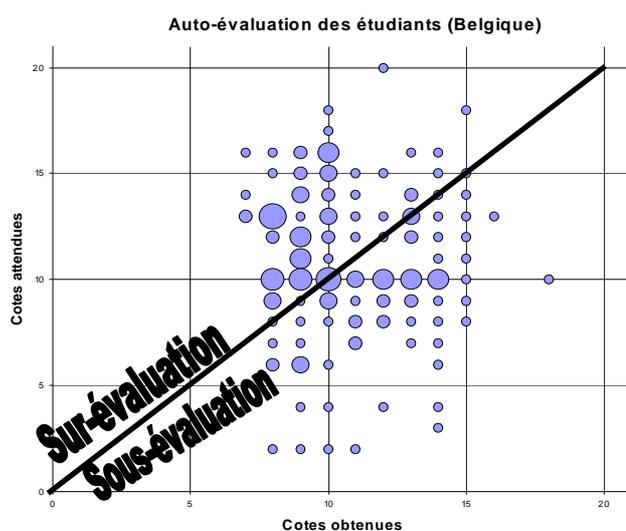
utilisent des calculatrices ; ainsi ils paraîtraient plus forts pour les exercices que pour la théorie.

Le fait de se présenter plus faible pour les autres questions, vu leur importance dans les compétences recherchées et les programmes des cours nous fait croire que les élèves congolais acquièrent des connaissances non actualisées des concepts (ouvrages non conformes au programme de chimie, absence des manipulations, démotivation des enseignants, enseignement orienté vers la réussite aux examens d'état...).

3.4. Capacité d'autoévaluation des étudiants

Les graphiques suivants présentent l'ensemble des résultats relatifs à l'autoévaluation des élèves au test dans les deux pays.

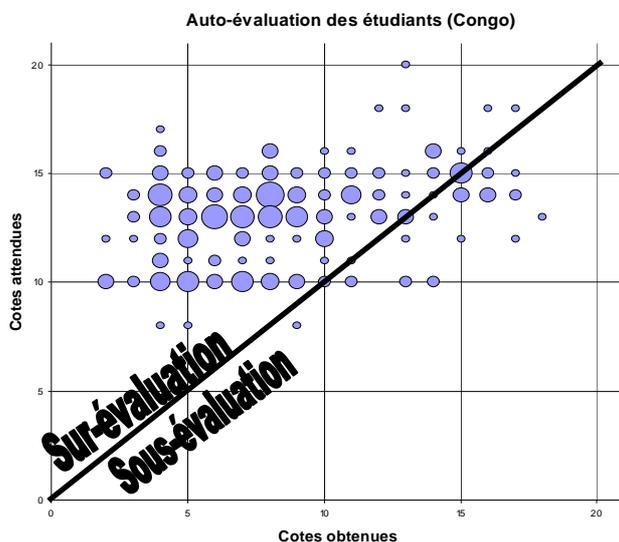
En Belgique



Dans ce graphique, la taille des cercles est proportionnelle au nombre d'étudiants caractérisés par ce couple particulier de valeurs (cote obtenue, cote attendue)

En Belgique, les étudiants sont incapables de s'auto évaluer correctement, puisqu'il y a beaucoup de sous-évaluation, même si les surévaluations sont plus importantes.

Au Congo



Au Congo, les étudiants se considèrent systématiquement comme de bons élèves ce qui n'est évidemment pas toujours le cas.

Les explications devraient être reliées raisons suivantes :

- les cotes attendues sont le reflet des cotes reçues habituellement en classe ;
- un niveau bas en sciences dû aux fausses conceptions ou aux fausses assimilations de la matière (manque de documentation actualisée et adaptée, non adaptation de l'enseignement des sciences à la vie de tous les jours) ;
- des facteurs politiques et socioculturels

4. Conclusions

Au cours de cette étude, nous poursuivions les objectifs suivants : établir le rendement des élèves belges et congolais par rapport à un test de chimie portant essentiellement sur la réaction chimique ; estimer leur capacité d'autoévaluation à ce test et définir les facteurs qui influenceraient la réussite à ce test comme l'âge, le genre,...

Nous avons récolté les données en soumettant le test à des élèves de la dernière année, option science de la Communauté française en Belgique, et option biologie-

chimie (section scientifique) au Congo. Les différentes assertions sont des réponses que les élèves ont l'habitude de fournir à l'entrée à l'université. Le choix des certaines réponses nous permet de mettre en évidence leurs conceptions essentiellement sur la réaction chimique et leurs difficultés.

Les données obtenues ont été traitées par la méthode statistique mise en œuvre par le logiciel SPSS. L'analyse des résultats obtenus au test nous conduit aux conclusions suivantes :

- les résultats au test ne dépendent pas de l'âge des élèves ; ils semblent dépendre du genre au Congo, probablement à cause de la faible proportion des filles à l'école ;
- les étudiants belges se sont montrés plus performants que leurs homologues congolais ; la matière étant couverte au moment des tests, notre interprétation actuelle au sujet de la disparité de performance dans les questions posées serait de dire que les programmes et méthodologies employées respectivement en Belgique et au Congo favorisent finalement l'obtention des meilleures compétences soit en Belgique pour des questions demandant une bonne compréhension des concepts de la réaction chimique (déplacement d'équilibre, couples redox), soit au Congo pour des exercices demandant des compétences de calcul (solubilités et dosage).
- les étudiants belges de même que les étudiants congolais se sont surévalués au test ; cependant les congolais se sont surestimés plus que leurs homologues belges. Les résultats trouvés prouvent en plus que les étudiants ne savent pas s'autoévaluer à une épreuve. C'est une constatation importante à prendre en considération dans la mesure où une action didactique de remédiation ne peut s'appliquer valablement ultérieurement que si les étudiants acceptent et prennent conscience de leurs faiblesses.

Remerciements

Nous remercions sincèrement Pol DUPONT, professeur à l'université de Mons-Hainaut (Belgique), le CGRI, les enseignants congolais et belges ayant participé à

cette enquête ainsi que Martine MEHEUT, professeure et responsable du laboratoire de didactique des sciences physiques et chimiques de l'université de Paris 7.

Références bibliographiques

- Ministère de la Communauté Française (2000), Programme d'études de formation scientifique, 58/2000/240 (1^{ère}s années A-2^{ème} année commune).
- Ministères de la Communauté française (2001), Compétences terminales et savoirs requis en sciences, Humanités générales et technologiques.
- Moniteur belge (1997), Décret définissant les missions prioritaires de l'enseignement fondamental et de l'enseignement secondaire et organisant les structures propres à les atteindre, 24 juillet 1997, pp 24653-24674.
- DEPS (1980) Programme de cours de chimie, RD. Congo
- PNUD (Programme des Nations Unies pour le Développement)
- PISA 2000-2003
- GRAY C., KINNEAR P., (2005), SPSS facile appliqué à la psychologie et aux sciences sociales, De Boeck et Larcier, s.a, Bruxelles
- Test t de Student : consulter par exemple wikipedia.org
- Paramètres statistiques du test des moyennes selon l'âge en Belgique [t (203) = 0.92 ; p > 0.05 ; t (125) = 0.02 ; p > 0.05; t (86) = 0.34 ; p > 0.05]
- [t (208) = 0.552 ; p= 0.58 ; p est supérieur à 0.05 ; en termes statistiques, l'hypothèse nulle H₀ est acceptée].
- [t (228) = 2.7 ; p>0.05 soit p = 0.08] cette différence n'est pas significative si on considère le percentile habituel 0.95. On peut cependant suspecter une faible dépendance compte tenu du faible écart entre 0.08 et 1-0.95.

Annexe 2. Principales conceptions des élèves sur la réaction chimique (article soumis)

Chemical Reaction and Students' Everyday Life Situations

Innocent Mano Machumu, Institut Supérieur Pédagogique de Bukavu, République Démocratique du Congo and Université de Mons, Place du Parc 20, 7000 Mons Belgique

Didier Villers, Université de Mons, Place du Parc 20, 7000 Mons, Belgique

Abstract

In order to develop successful teaching of the transformations of matter we need to learn more about whether students correctly identify chemical and physical processes in order to comprehend chemical reaction (CR) by giving a variety of slightly different interpretations. We collected data from a questionnaire submitted to 240 Congolese second-year chemistry students. The questions can be categorised in two distinctive groups: (i) questions about school knowledge and (ii) questions about everyday life situations. This paper argues that students' understanding of chemical reaction is very poor even amongst those who have good knowledge about chemical phenomena. Students' misconceptions about chemical reaction are explained by difficulties in understanding concepts such as phenomena, reactions and in distinguishing between physical and chemical phenomena. Like Greek and French students, Congolese students show a poor understanding of chemical phenomena and confuse chemical and physical phenomena in everyday life situations. The survey reveals that most of them know more about physical natural phenomena than chemical phenomena. Students classify reactions into chemical, physical and biological. They prefer literal meaning of the term "reaction" instead of its chemical meaning; a proof that they don't know the real meaning of chemical reaction. It would be necessary to reform the chemistry curriculum on chemical phenomena and reaction

Key words: chemical reaction, chemical phenomena, natural phenomena, misconception, transfer

1. Introduction

In this study we wanted to learn more about whether students correctly identify chemical and physical processes in order to comprehend chemical reaction (CR) by

giving a variety of slightly different interpretations. An important objective is to establish a connection between student's school learning and students' learning of everyday life experiences.

1.1. Students' misconceptions of chemical reaction and implications for instruction

Secondary school students' (11-18 years old) understanding of chemical phenomena (CP) has been the subject of considerable research for the last two decades. Some studies on the transformations of matter note that the second-year chemistry students don't systematically make the relation between CP (generally attributed to an observed change of nature) and CR (the mechanism by which a given chemical change occurs and for which chemical equations can be written). This confusion persists even after secondary school (1). In the last paper it is also studied that Greek pupils (8-17 years old) do not use scientific criteria but their own experience from everyday life situations: natural process is physical phenomena (PP) and a man-caused process is CP (1). Students often have misconceptions about reaction: they have difficulty in imagining the reorganization at a microscopic level from which they can establish a relation with the phenomena they observe (2).

In order to explain and handle chemical reaction students need to (i) distinguish physical phenomena (PP) from CP (3, 6), (ii) connect CP and CR (4), (iii) represent and (iv) interpret CR using models such as mental models and expressed models : particulate models, molecular model, symbolic model (chemical equation) (5, 7-8). Students often have misconceptions about reaction: they have difficulty in imagining the reorganization at a microscopic level from which they can establish a relation with the phenomena they observe. All misconceptions have several indicators such as the students' inability to use the symbolic aspect of the chemical writing (9).

Concerning student's abilities to describe phenomena and handle CR, Meheut (10-11) revealed that French students from 11 to 15 years old confused the combustion reaction with the mixture separation method. They considered the flame as the source of heat and the transformation of matter and the mass of a fuel to be constant. Other way, Greek pupils (8-17 years old) do not use scientific criteria but

their own experience from everyday life situations: natural process is PP and a man-caused process is CP (1).

Understanding quantity of matter appeared as another difficulty. Studies carried out by Laugier (9) and Eils, Moellering & Valanides (15) showed that students were not able to construct macroscopic phenomenology and to build the correct relationship between the particle level and the macroscopic level, which is indispensable to gain understanding of the CR. Most of them didn't take into account proportionality (7, 13) and those who perceived the need for the proportionality rate in a CR, used and considered only a ratio equal to 1 (14).

In addition Gauchon and Meheut (15) indicated that the students' conception that "both reactants are totally converted" was quite strong in problems where reactants were totally converted, when the reactants were in different physical states.

Students still find it difficult problem to make connection between CP and CR. Indeed, according to the study done by (1) a significant portion of Greek students did not always make the connection between CP and CR. They considered the CR intuitively as a simple process which can be represented by means of chemical equations (2). Finally, although students studied and discussed CP on the phenomenological as well as on the particle level, including chemical changes where more than one substance was formed from one initial substance, CR were consistently and exclusively categorized as reactions starting with two initial substances and leading to one product. Also, they considered CR to be exothermic, although they learned and differentiated between endothermic and exothermic reactions (12).

1.2.The position of the problem and Research questions

This research concerns Congolese students from ten high schools located in Bukavu region (East of Democratic Republic of Congo, DRC). DRC is an undeveloped country in turmoil since 1996. There are some industries and manufacture: brewery, soap factory, oil mill, mining companies...

Some INGO's and NGOs projects are based on transformation of medicament, water, mining...

People believe that chemistry can improve or develop their country. Children School attendance is not more than 30% at primary and secondary school levels. In the participating schools, students learn science without books, Internet information and laboratory experiments. Science (Chemistry) is taught 4 or 5 hours per week since 3rd form till sixth forms. Teachers are biological or chemical education undergraduated/graduated. Science curricula used are three decades old. At the end of the secondary school students pass three exams: an exam at school, an oral exam and a state exam. On the state exam chemistry course has 12 percent.

After third and fourth forms students have learnt yet some information about generalities of chemistry (mixtures and combinations, solution, phenomena, chemical reaction, chemical bonds), descriptive mineral chemistry and descriptive organic chemistry. They begin the effective laboratory experiment in fifth and sixth forms in analytical chemistry (different methods of classical analysis, preparations of solutions). At the end of this cursus students are allowed to go studying to university or high school.

One of the main chemistry courses objectives after the fourth form is to comprehend chemical phenomena or reaction and to use that to explain some natural chemical reactions. In this case during the instruction teacher has to connect chemical phenomena studied in class with those occurring naturally in students life situations.

On the other hand, our research questions are posed as follow: (i) what do Congolese second-year chemistry students know about CR? (ii) Do they make a connection between their school knowledge and everyday life situations about the CR? (iii) Is there any implication for teaching? The justification of this study is that CR is considered as fundamental in chemistry and important prerequisite in learning chemistry in 5-6th secondary school forms.

2. Methods, results and discussion

2.1. Research sampling and data collection methods

The investigation was carried out at the end of the 2006-2007 school year with 240 Congolese second-year chemistry students from ten secondary scientific schools of DRC Bukavu region. We used a paper and pencil test. All the students were given the same test (see Table 1). We wanted to learn more about whether students correctly identify chemical and physical processes in order to comprehend chemical reaction (CR) by giving a variety of slightly different interpretations and come to understand different phenomena in order to handle CR. The null hypothesis was they could distinguish the PP or CP and easily identify the CR using scientific criteria as attended by the chemistry curriculum. Thus they would be able to transfer –as an important objective of the chemistry curriculum- their class knowledge to everyday life situations.

Number	Question
1	Establish the difference between chemical phenomena and physical phenomena
2	Define chemical reaction in your own terms and give two examples
3	Distinguish physical from chemical phenomena. Explain your answer and state in which a chemical reaction occurs (see the list of nine phenomena learnt in class)
4	Cite the different categories of reaction you know (learning class)
5	Give 20 natural phenomena (everyday experiences), say which can be qualified as chemical phenomena. Specify in which case a chemical reaction occurs (do not cite any example similar to question 3 examples).

Table1. Questionnaire tested

[NB: there follows a list of nine assumptions concerning: (a) burning paper (b) sawing wood (c) rusting (d) ripping up clothes (e) varnishing nails (f) shaving (g) cooking food (h) producing beer (i) synthesis of an indicator]. These are the main examples taught at school and might have some applications in the nature.

Our test was composed of five questions: the first question Q1 to fourth question Q4 for school knowledge and the fifth question Q5 for everyday life situations. We wanted pupils to establish the difference between PP and CP (Q1), to define the

concept and to cite categories of CR and to use these notions in distinguishing PP from CP and in specifying CR in the learning class examples studied in first and second year chemistry levels (Q3, Q4). Then in question 5 we asked students to cite twenty examples of everyday life situations. They had to specify which were CP in order to specify the corresponding CR (Q5). Our aim was to verify if students were able to use their school knowledge in everyday life situations. Such a method was partially used by other authors (3-5).

We collected student answers and marked them. For Q1 to Q3, we considered only the students who had succeeded at each question. We calculated the succeeded student frequencies (%) of each class as presented in table 2. At Q4 we considered only the correct responses and calculated the CR knowledge school mean. About Q5 we considered twenty correct natural phenomena and the corresponding chemical phenomena proposed per school. Then we considered correct chemical reaction proposed to each correct chemical phenomenon.

We analysed the content of the students' answers and submitted them to a statistical analysis (descriptive and t-paired samples test at .05) in order to verify our null hypothesis. This analysis gave us more information about students' appropriation of the CR at this level. Finally we proposed some advice for instruction.

2.2. Results and discussion

- chemical reaction and students' school knowledge

Table 2 presents the statistical frequencies of various correct answers to the first three questions.

Sample		Q1	Q2	Students' Frequencies of Third question Correct Responses (Percentage, %)													
				Physical Phenomena				Chemical Phenomena					Chemical Reaction				
School	Student			b	d	e	f	a	c	g	h	i	a	c	g	h	i
1	28	96	89	96	96	93	93	93	57	79	57	75	14	36	21	29	4
2	25	80	72	96	100	96	76	84	44	64	48	76	24	32	0	4	0
3	26	73	89	92	100	100	46	85	46	42	46	65	8	8	8	0	12
4	23	96	96	96	100	87	100	87	83	57	57	78	22	0	13	0	26
5	28	100	93	96	100	89	82	96	46	43	54	64	29	4	11	0	7
6	31	84	77	97	100	94	94	77	61	55	39	90	13	3	0	0	0
7	24	88	92	96	100	96	92	79	50	67	46	92	33	8	8	4	4
8	19	95	95	95	95	74	95	100	63	90	63	90	16	5	5	0	5
9	16	94	94	94	100	100	94	88	69	94	75	100	13	12	6	0	13
10	20	85	90	100	75	95	90	90	45	55	55	95	5	15	10	10	0
240		89.1	88.7	95.8	96.6	92.4	86.2	87.9	56.4	64.6	54	82.5	17.7	12.5	8.2	4.7	7.1

Table 2. Frequencies of the correct students answers produced to the questionnaire (decimal fraction made round)

Caption:

The letters a, b, c, d, e, f, g, h, i correspond to 9 phenomena which pupils had to distinguish.

Q1 Frequencies of correct students first question responses (Percentage, %)

Q2 Frequencies of correct students second question responses (Percentage, %)

Question 1

The table 2 results show us that student frequencies lies in the range 73 to 100 percents. Most of classes are largely over 80% values. The mean value and the

standard deviation are respectively 89.10 and 8.556. We can conclude that students theoretically know the difference between PP and CP.

Question 2

The statistical results show that students also had a good theoretical knowledge of chemical reaction. Thus their perceptions on CR can be arranged as follow: (i) 2.5% of all pupils think that CR is physical (mechanical causality) "*... a force, an operation*" (dynamic) or "*a static state of matter*"(static) or it is a material substance "*an agglomeration*" (substantialism) ; (ii) 7.1 % of pupils believe it is an interaction between two substances or two phenomena, like a CR (iii) 37.1 % believe that it is a major transformation of matter "*... a basic change, a modification, a transformation...*and 30.4 % thought about "*a chemical phenomenon*" (iv) 14.2 % of students evoke rearrangement of atoms which lead to new properties (v) 4% believe a CR and a chemical equation are the same thing (vi) 4% consider the CR to be a physical and chemical phenomenon (vii) Other ideas are related to the bond between atoms, electrons... Finally four concepts "*phenomenon, interaction, transformation, rearrangement*" were mainly evoked by those defining CR correctly.

On the other hand t - paired samples test indicates that the difference between mean values Q1 and mean value Q2 is not significant. The correlation value is 0.589. It means that it was easy for students to define chemical reaction as it was for them to distinguish CP to PP.

Question 3

The frequencies of students correct responses are divided into three categories: physical phenomena, chemical phenomena and chemical reaction. Here students had to distinguish PP to CP and tell in which CR occurred. We thought that if they establish the difference between CP and PP (questions 1 and 2), they could apply that to examples learnt in class.

As we may see on the table 2 the mean values PP are better than mean values CP examples. The examples "*sawing wood*" and "*rapping up clothes*" were easy to identify as PP. This last example seemed to be very easy for the participants. On the

other hand most of students had difficulty to identify “producing beer” as CP while “manufacture an indicator” appeared easy.

Although many students establish the difference between PP and CP (answers to question 1) they still have a little difficult to distinguish PP to CP among a list of phenomena. The statistical results show a significant difference between students mean CP values and students mean PP values [$t(9) = -9.478$, $p = .000$]. Therefore chemical phenomena were more difficult to identify than physical phenomena.

Was there any connection between CP and CR?

The mean value “a” CP or CR is the higher than each other’s. The statistical analysis show that the difference between “a” CP value and “i” value CP is not significant neither “a” CR value nor “c” CR value. But the difference between CP values to each other’s is still significant expected “c-g-h” CP values which seemed statistically same values too. Therefore the statistical analysis shows two different groups of CP values: “a = i” group and “c=g=h” group; and different groups of CR values “a=c” and “g=h=i”. The assertion “h” still has the lowest value and “a” the highest one for CP and CR. It seemed easy to students to identify “burning paper” as a chemical phenomenon and to connect it to a chemical reaction however “producing beer” was very difficult to identify as CP and to connect to a CR.

Otherwise t-paired samples test indicated that the difference between mean CP and mean CR is very significant [for a: $t(9) = 18.319$, $p = 0.000$; for c: $t(9) = 6.721$, $p = 0.000$; for g : $t(9) = 9.362$, $p = 0.000$; for h: $t(9) = 11.692$, $p = 0.000$; for i: $t(9) = 14.630$; $p = 0.000$].

On the other hand many students considered those phenomena occur physical, chemical or biological reaction. As a result few students were able to say that “producing beer” is a “fermentation” reaction. All the Students of six schools have failed this question. Most of them considered it as a biological reaction.

If we pursue the analysis we can see that the difference between the Student who identify correctly CP with CR is significant [$t(9) = 18.402$, sig. 2-tailed = 0.000]. The students CR knowledge seems to be mediocre. Students' knowledge of CR is poorer

than their knowledge of CP and is also poorly correlated with CP results. On the other hand we didn't have significant difference for student frequencies PP, CP or CR for class variable although the class 6 had many small CR values.

Question 4

On the other hand the table 3 result indicates ten reactions which were quoted by the students: substitution, oxidation, reduction, dissolution, neutralization, precipitation, combustion, halogenation, ozonolysis and addition.

Reaction knowledge depends to each school. Perhaps some of them were not taught at school 1 and school 7 which results are under mean reactions (mean reaction equals 7).

School	Mean Types of CR	Types of reaction mainly evoked
1	4	oxidation, dissolution, neutralization, combustion
2	7	substitution, oxidation and reduction reactions, dissolution, neutralization, precipitation, combustion
3	7	substitution, dissolution, precipitation, combustion, halogenation, ozonolyze, and addition
4	7	oxidation and reduction reactions, dissolution, precipitation, combustion, ozonolyze, and addition
5	6	dissolution, neutralization, precipitation, combustion, halogenation, ozonolyze,
6	10	substitution, oxidation and reduction reactions, dissolution, neutralization, precipitation, combustion, halogenation, ozonolyze, and addition
7	3	combustion, halogenation, and Markownikov addition
8	9	substitution, oxidation and reduction reactions, dissolution, neutralization, precipitation, combustion, halogenation, and addition
9	10	substitution, oxidation and reduction reactions, dissolution, neutralization, precipitation, combustion, halogenation, ozonolyze, and addition
10	8	substitution, oxidation and reduction reactions, dissolution, neutralization, precipitation, combustion, and addition

Table 3. Types of chemical reaction learnt at school

Combustion and dissolution are well-known school reactions. Some schools did not quote ozonolysis reaction. Perhaps this organic reaction was not taught at some school.

- **Chemical reaction and students' everyday life situations**

Question 5

We have collected the mainly correct twenty natural phenomena cited by an important portion of students and we grouped them in table 4 as below. Chosen Chemical phenomena are shown in bold type.

According to their answers about natural phenomena, natural phenomena pupils knowledge is good. 68% questioned students have proposed correct natural phenomena. But they know more physical phenomena than chemical ones. We think they couldn't make enough difference between natural phenomena which called physical and those which called chemical.

N°	Natural phenomena proposed	Corresponding proposed chemical reaction
1	Photosynthesis	Oxydation - reduction
2	Respiration	Oxydation - reduction
3	Rain	Condensation
4	Waste material decomposition	Fermentation (biological)
5	Chalky Formation	Neutralisation- Precipitation
6	Blast	Volcanic
7	Rain cloud	Physical
8	Lightning	Combustion
9	Wind	Destroying
10	Waterfalls	Electric
11	Thermal water	Energezing and sanitary
12	Brush fire	Combustion
13	Flowering	Botanical - biological
14	Germination	Botanical
15	Rockfall	Physical

16	Water overfluing	inondation
17	Drought	Drying
18	Human growth	Biological
19	Sun shining	Lumineous
20	Will-o'-the wisp	Lighting

Table4. Twenty Main Natural phenomena, chemical phenomena and chemical reaction proposed by the students

Despite the good knowledge of students in learning types of reaction, they still have difficulty in making connection between a natural chemical phenomenon and its corresponding CR.

Analysis students' responses show us that students distinguish four classes of reactions: physical, chemical, physicochemical and biological. Nevertheless 5 responses CP were correct out of the 11 CP responses proposed. We can note that most of the students proposed CR for all natural Phenomena. We can read reactions in table 4 that they attributed to some physical phenomena such as lighting, electric... chemical reaction.

Table 4 indicates that students know natural phenomena in which few chemical and several physical ones; but it is too many comparatively to what we can find in students school curriculum. They do not distinguish Chemical Phenomena and physical phenomena.

The students proposed reactions may confuse because they appear on physical and chemical phenomena. But the number of natural phenomena quoted (equals to reaction proposed) is higher than the number of chemical phenomena. The difference between natural chemical phenomena and Natural Chemical Reaction is important. It means that the students don't know exactly which phenomenon occurs chemical reaction neither they don't really make a connection between CP and CR although they have good school knowledge of these concepts.

Otherwise the natural examples evoked let us to conclude that there is a multidisciplinary vision of the concept "phenomenon". The concept "phenomenon"

has biological-geological-physical-chemical signification. This vision way may be an opportunity for teachers to discuss together in science instruction and to adopt a suitable method for learning those concepts.

We can see from the tables 3 and 4 that students know more CR studied in class than natural CR.

From the natural phenomena quoted there were three groups of student's answers:

- the first group based on the phenomena effects what we can call "**visual manifestations**" as colour, noise, height, vapour...to distinguish them. In this category there were not enough chemical reactions. Most of the phenomena quoted were the physical.
- the second group focussed on the causes of the phenomena seen as "**basis**" as fermentation, combustion, and oxidation ...In this category there was enough chemical reactions. Students identified and called correctly the chemical reaction.
- the last group based on the origin criterion to identify natural phenomena and the phenomenon science noun to call the reaction. In this group we find different qualifier of reaction nouns: botanical, biological, physical, volcanic. It may be interesting to learn enough about students' knowledge of these phenomena because most of them are complex and can lead to know more about matter transformation students' knowledge.

As a result they classified reactions from the nature in three cases: physical, biological and chemical. For example phenomena such as vaporization, condensation that occur in physical processes were called reactions; fermentation, photosynthesis, and respiration that occur in biological processes were also called biological and chemical reactions and combustion, decolouration in chemical processes were reactions too. Here the concept of process is their criterion for classifying a reaction. It is important to know what students call "reaction" in everyday life: a process. a phenomenon? a new action? In this case, "reaction" loses its chemical meaning and takes the familiar meaning of a common sense expression like a phenomenon.

Moreover comparatively to reactions learned in class, we can argue that students were able to understand the chemical language only within the chemistry context. That was the proof that there were (i) misconceptions about CR and (ii) no transfer of what the students study in classroom is made to their everyday life. For example, fermentation cited as a natural phenomenon and studied such in biology and chemistry wasn't considered as an example of CR. Probably students do not make the connection between biology, physics and chemistry courses either. Thus students have two registers of knowledge: school knowledge (memorized) and knowledge from daily life. As a result, they establish poor relations between the two.

In any case, there seems to be no transfer of school knowledge to everyday life experiences. Perhaps Students have only assimilated school knowledge on phenomena and reaction.

They could see any more connection between chemical phenomena and chemical reaction.

3. Conclusions and implications for instruction

This study focused on students' difficulties in handling CR. The analysis of their answers led to the following results: (i) most students still had a poor understanding of CR at the end of their second-year of chemistry (ii) they did not make a connection between CR learnt in class and CR in everyday life phenomena; they thought there were three classes of reactions: chemical, physical and biological and (iii) for students, CR is an **polysemous** concept; it had several meanings.

Most of the described results have already been established and published in others countries but the current results stem from authentic African classroom situations. The current results may help researchers to generalise research results.

They may help teachers to operate changes in their strategies and assist deciders (i) to take important decisions about developing a new curriculum (ii) to reform the chemistry curriculum and (iii) to bring the concepts up to date by editing new handbooks.

Moreover, teachers would like (i) to establish the difference between CP and CR in their teaching by using several methods such as analogy, discussion with the pupils,...(ii) To take account students multidisciplinary vision of nature (natural phenomena) in their pedagogical content knowledge with enough explanations such as those the pupils quoted.

Doing chemical experiments may help teachers to explain the meaning of CR and to promote interest in CR by using everyday life situations during their lessons as illustrations. It would be like to meet science teachers in order to discuss about their teaching and students learning.

Literature Cited

- Tsaparlis, G. *Chem. Educ. Res. Pract*, 2003, 4, 31-43.
- Stavridou, H.; Solomonidou, C. *Int. J. Sci. Educ.*, 1989, 11, 83-92.
- Stavridou, H.; Solominidou, C. *Int. J. Sci. Educ.*, 1998, 20, 205-221.
- Ayas, A.; Demirbas, A. *J. Chem. Educ*, 1997, 74, 518.
- Eskilsson, O.; Hellden, G., *Chemistry education: Research and Practice*, 2003, 4, 291-304.
- Ahtee, M.; Varjola, I. *Int. J. Sci. Educ.*, 1998, 20, 305-316.
- Laugier, A.; Dumon, A. *Chem. Educ. Res. Pract*, 2000, 1, 61-75.
- Pekdag, B.; Le Marechal, J-F. *Cahier de la Recherche et du Développement*, numéro hors-série, IUFM Académie d'Aix-Marseille, 2001, 129-141.
- Laugier, A.; Dumon, A. *Chem. Educ. Res. Pract*, 2004, 5, 51-68.
- Meheut, M. *Combustion et réaction chimique dans un enseignement destiné à des élèves de sixième*, Thèse de doctorat, Université de Paris 7, 1982
- Meheut, M. *Union des professeurs de Physique et de Chimie (BUP)*, 1989, 83, 997-1012.
- Eilks, I.; Moellering, J.; Valanides, N. *Eurasia Journal of Mathematics, Science & Technology Education*, 2007, 3, 271-286.
- Davous, D.; Feore, M-C.; Fort, L.; Leveque, T.; Mauhorat, M-B.; Gleize, R.; Zabiri, Th.; Jullien, L. *BUP Union des professeurs de Physique et de Chimie*, 2000, 829, 23-27.

- Gauchon, L. BUP Union des professeurs de Physique et de Chimie, 2005, 876, 733-746.
- Gauchon L., Meheut M. Chem. Educ. Res. Pract. 2007, 8, 362 - 375

Acknowledgements

Our thanks go to:

- Belgian Technical Cooperation for his financial assistance;
- Martine Meheut (Professor at Université Paris 7, LDSCP), Corinne Kemble and Pol Dupont (respectively research fellow and Professor at Université Mons-Hainaut, Science Education) for their advices.
- To the teachers of schools in which this study took place for their willingness to participate and the directors of these schools and the students who participated.
- To the reviewers for their comments and advices witch contribute to improve the quality of the manuscript.

Annexe 3. Protocole expérimental sur le dosage acide-base + test d'acidité

Le programme de chimie prévoit deux types de travaux pratiques :

- le premier travail pratique TP1 porte sur la préparation des solutions, des indicateurs colorés et la détermination du pH. Les solutions de concentrations différentes ont été préparées. Les produits ont été utilisés en solution aqueuse : la soude caustique, l'eau de chaux, l'hydroxyde de potassium, l'acide sulfurique, l'acide nitrique, le jus de citron, les cendres végétales, l'acide acétique, l'acide formique, l'ammoniac, l'acide chlorhydrique, le bicarbonate de sodium, le chlorure d'ammonium, l'acétate de sodium. Les indicateurs suivants ont été préparés et utilisés : le bleu de bromothymol, la phénolphthaléine, le méthylorange, le jus de balsamine, le jus d'oseille et le papier indicateur pour apprécier par coloration le pH d'une solution. Nous avons également utilisé le pH-mètre pour déterminer le pH de la solution. Les élèves sont appelés à préparer des solutions à partir des réactifs bien déterminés et apprécier l'acidité de ces solutions au moyen de l'indicateur coloré ou au moyen du papier indicateur et mesurer le pH au moyen d'un pH-mètre.
- le second travail pratique TP2 porte sur le dosage acido-basique, spécialement le dosage d'un acide fort par une base forte et inversement. Nous avons exploité les dosages suivants : une solution d'hydroxyde par une solution d'acide chlorhydrique et d'une solution d'acide nitrique par une solution d'hydroxyde de potassium. Les élèves devraient réaliser le dosage, tracer et décrire en mentionnant les espèces majoritaires sur la courbe de neutralisation.

Le premier travail pratique TP1 porte sur la préparation des solutions, des indicateurs colorés et la détermination du pH. Les solutions de concentrations différentes ont été préparées. Le second travail pratique TP2 porte sur le dosage acido-basique, spécialement le dosage d'un acide fort par une base forte et inversement. Les élèves devraient réaliser le dosage, tracer et décrire en mentionnant les espèces majoritaires sur la courbe de neutralisation. Au cours des travaux pratiques on attend des étudiants finalistes du secondaire, les actions importantes suivantes :

- manipuler des produits et du matériel pour préparer des solutions acide ou basique à des concentrations précises ; observer des changements de couleur pour apprécier l'acidité de la solution et mesurer le pH de la solution au moyen d'un pH-mètre.
- réaliser le dosage acido-basique (en utilisant une burette, des solutions acide, basique), détecter le point d'équivalence et tracer la courbe de neutralisation.

1. Test d'acidité

- **Objectifs poursuivis :**

- préparer une solution de concentration bien définie
- déterminer l'acidité de la solution : dire si la solution est acide ou basique à partir du changement de coloration de l'indicateur, du papier indicateur ou de la valeur du pH de la solution

- **Matériels et produits**

- béchers, ballons jaugés, pH mètre, une balance électronique ;
- papiers indicateurs, indicateurs colorés : bleu de bromothymol, phénolphthaléine, méthylorange, jus de balsamine, jus d'oseille ;
- la soude caustique, l'eau de chaux, l'hydroxyde de potassium, l'acide sulfurique, l'acide nitrique, le jus de citron, les cendres végétales, l'acide acétique, l'acide formique, l'ammoniac, l'acide chlorhydrique, le bicarbonate de sodium, le chlorure d'ammonium, l'acétate de sodium.

- **Déroulement/réalisation**

- peser une quantité de base ou prélever au moyen d'une pipette une quantité précise d'acide et la dissoudre un volume bien déterminé
- prélever quelques millilitres de solution de base ou d'acide et la verser dans un bécher
- ajouter quelques gouttes d'indicateur
- imbibée le papier indicateur de la solution d'acide ou de base
- plonger l'électrode de mesure dans la solution et lire le pH sur l'écran
- conclure que solution est acide ou base et justifier

2. Dosage acide-base

- **Objectifs poursuivis :**

- raconter l'histoire d'un titrage résumée par un graphique
- visualiser l'évolution du pH dans le milieu réactionnel au cours du titrage ;
- distinguer les parties de la courbe
- justifier le choix de l'indicateur retenu pour un titrage

- **Matériels et réactifs**

- Burette graduée de 25 mL (1/10) - Pipette de 10 mL - Bécher de 100 mL - pH-mètre
- Solution de NaOH 0.10M - solution de HCl 0.1M – solution de CH₃COOH 0.01M – Solution de NH₃ 0.01M. Phénolphtaléine, Méthylorange, Bleu de bromothymol
 - **Activités générales à faire par les étudiants :**
 - **Lorsque l'on dose au moyen d'un indicateur coloré :**
 - réaliser la manipulation : pipeter, transférer, ajouter l'indicateur dans la solution à titrer, laisser couler, agiter constamment et vigoureusement...
 - observer le virage de l'indicateur coloré
 - lire et noter le volume indiqué au virage de l'indicateur
 - calculer la concentration de la solution à titrer
 - **Lorsqu'on dose au moyen d'un pH-mètre :**
 - plonger l'électrode dans la solution à doser
 - lire et noter le pH à chaque ajout du volume de la solution titrant
 - représenter le graphique pH en fonction du volume ajouté
 - représenter le diagramme - bilan
 - déterminer le point d'équivalence graphiquement
 - **Marche à suivre proposée par le programme**
 - Pipeter un certain volume de la solution de l'acide fort ou de la base forte et les transférer dans un bécher
 - Plonger l'électrode du pH-mètre dans la solution
 - Déterminer le pH initial de la solution se trouvant dans le bécher
 - Ajouter progressivement l'acide ou la base et noter chaque fois la nouvelle valeur du pH pour des volumes précis de la solution ajoutée
 - Rassembler tous les éléments de mesure dans un tableau en vue de tracer la courbe
 - Tracer la courbe de pH en fonction du volume du réactif titrant [$\text{pH} = f(\text{VmL})$]
 - Déterminer graphiquement le point d'équivalence

- Faire le calcul $N_A V_A = N_B V_B$ pour déterminer la concentration du réactif titrant
 - **Procédure proposée**
- Suivre la procédure identique à la précédente jusqu'à l'étape de tracer la courbe
- Tracer le diagramme bilan de la réaction : progression de la consommation de la base ou de l'acide – en ordonnée- par rapport à la quantité de réactif ajouté – en abscisse : [nombre de moles réactif titré = f (nombre de mole du réactif titrant)]
- Indiquer sur chaque palier de la courbe les espèces chimiques majoritaires
- Indiquer le point d'équivalence
- Déterminer la concentration de la solution titrée et la quantité de soluté.

Annexe 4. Les modèles et la modélisation de la réaction acide-base dans les manuels et ouvrages scolaires

Pour comprendre la manière dont les modèles acide-base sont présentés aux enseignants et aux élèves, nous avons rassemblé dix manuels et ouvrages scolaires, utilisés en 6^e année scientifique Biochimie, Nutrition et Technique (sciences) pour l'enseignement de la chimie et recommandés implicitement par le programme national. Notre présentation se limite à la désignation du modèle et à son utilisation pour le développement ou la présentation de la réaction acide-base. Nous allons en outre préciser la nature et la fonction du manuel selon qu'il s'adresse aux élèves ou aux enseignants. On pourra trouver plus de détails aux différentes pages indiquées.

1. Présentations et description des modèles proposés dans les manuels

Les ouvrages/manuels les plus utilisés par les enseignants des classes terminales (mais non accessibles à la majorité des élèves), ainsi que les modèles correspondants qui y sont exploités, sont présentés dans le tableau 1. Dans les lignes qui suivent nous allons décrire la manière dont la réaction acide-base est présentée dans le manuel et ensuite préciser le type de modèle décrit implicitement ou explicitement.

- **DELARUELLE & CLAES (1966), Chimie minérale, Edition Wesmael-Charlier, Namur; pp189 – 206**

L'auteur présente d'abord les expériences d'Arrhenius sur le comportement des électrolytes en solution aqueuse ; il définit les acides et les bases à partir de leurs propriétés physico-chimiques. Il s'agit de la présentation des acides et des bases selon l'ancien modèle. Ensuite, il parle des forces des acides et des bases, du pH des solutions aqueuses et de la réaction de neutralisation. Il clôture sa présentation par les indicateurs colorés, les mélanges tampons et une notion sur la réaction sur la réaction d'hydrolyse. Dans ces derniers points la réaction acide-base est clairement abordée selon la vision d'Arrhenius : " ... en solution aqueuse, les ions hydrogènes et les ions hydroxydes ont donc une tendance à se combiner pour former des molécules d'eau".

Dans ce manuel deux modèles sont implicitement adoptés : l'ancien modèle et le modèle d'Arrhenius.

- **JODOGNE J. & DESSART J. (1969), Chimie minérale, De Boeck, Bruxelles ; pp 121 - 127**

Dans le chapitre « **les fonctions chimiques** », les acides et les bases sont présentés à travers la description de leurs propriétés caractéristiques, leurs propriétés organoleptiques. Il s'agit également de la présentation des acides et des bases selon l'ancien modèle. Ensuite, ils sont explicitement définis suivant la conception d'Arrhenius.

Dans le chapitre « **ionisation de l'eau et ses conséquences** », l'auteur parle de la concentration des ions H^+ et du pH d'une solution acide et d'une solution basique ; de la réaction d'hydrolyse (spécialement de l'hydrolyse des sels), de la neutralisation d'un acide par une base (spécialement des acides forts et des bases fortes), des indicateurs colorés et des mélanges tampons. Pour les mélanges tampons, il insiste sur les types de tampons intermédiaires, pouvant être préparés à partir des acides ou des bases faibles et de leurs sels d'acide ou de base faibles. Cette seconde présentation suit également le modèle d'Arrhenius.

- **LUFIMPADIO N. (1983), Cours de chimie, Afrique Edition, Kinshasa. pp 10 – 38**

Les notions acide-base sont présentées dans la partie intitulée volumétrie. Dans le premier chapitre de la volumétrie, l'auteur explique les notions de solution et de concentrations. Il développe les expressions mathématiques des concentrations des solutions spécialement des acides et des bases. Il termine la partie par le principe de la volumétrie.

Dans le second chapitre, il expose l'alcalimétrie et l'acidimétrie ; il se limite au dosage des acides forts et des bases fortes comme le recommande le programme officiel. Il précise que les deux dosages se basent sur la réaction de neutralisation entre les acides forts et les bases fortes reposant sur l'équation suivante : $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Il revient sur le principe de dosage en insistant sur le changement de la coloration de l'indicateur qui indique la fin de la réaction c'est-à-dire l'atteinte du point d'équivalence.

Dans le troisième chapitre, l'auteur présente les indicateurs colorés. Après avoir défini les indicateurs comme des acides et des bases organiques faibles à deux formes colorées différemment (ionisées et moléculaires), l'auteur passe à la présentation de la structure moléculaire des principaux indicateurs (précision de la couleur de chaque forme dans un intervalle de pH) ; il dresse un tableau reprenant le nom de l'indicateur, sa zone de virage et le changement de coloration ; ensuite il parle du choix d'un indicateur lors d'un titrage acido-basique et présente les structures développées de quelques indicateurs colorés. Dans le choix de l'indicateur, trois types de titrages sont ainsi évoqués : **le titrage d'un acide faible par une base forte, le titrage d'une base faible par un acide fort** et le titrage d'un acide fort par une base forte.

Finalement, l'auteur trace les allures des courbes de titrage (cas de H^+ et HO^-) d'un acide fort par une base forte. Trois étapes sont prises en compte au cours du dosage: avant le point d'équivalence, au point d'équivalence et après le point d'équivalence. Le pH est établi pour chaque étape en alcalimétrie et en acidimétrie. Dans cet ouvrage, la réaction acide-base est présentée selon le modèle d'Arrhenius.

Signalons que ce manuel a été édité pour servir de manuel – programme. Il fut accepté et recommandé comme tel par les autorités nationales. Il a été utilisé pendant plus ou moins dix ans avant d'être considéré par les utilisateurs comme ne répondant plus à leurs besoins de connaissances.

- **LUFIMPADIO N. (1983), Problèmes et questions de chimie pp 7-59**

Cet ouvrage est un manuel d'application des notions théoriques présentées dans le manuel précédent. L'auteur propose des exercices en rapport avec les notions de concentration des solutions, la volumétrie et l'établissement théorique des courbes de titrage. L'auteur résout une partie d'exercices en suivant implicitement le modèle d'Arrhenius.

- **O CLEDJO (1985), Chimie 6ème, Tome 1, CRP, Kinshasa pp 60 – 83**

L'auteur présente la réaction acide – base dans trois chapitres, à savoir : la notion de concentration, la notion de pH et les courbes de neutralisation. Dans la notion de

concentration : l'acide et la base sont définis **selon la conception d'Arrhenius** ; dans la notion de pH : développement des formules mathématiques pour déterminer les valeurs de pH et présentation d'une série d'exercices d'application et dans les courbes de neutralisation, la réaction repose sur l'action des ions H^+ sur les ions OH^- pour former de l'eau. L'auteur adopte donc le modèle d'Arrhenius.

- Dans le manuel, la réaction acide-base se nomme réaction de neutralisation. Elle est particulièrement développée dans le dernier chapitre intitulé " Courbes de neutralisation". L'auteur développe dans ce chapitre, les points suivants : la réaction de neutralisation, les courbes de neutralisation, les indicateurs colorés et propose une série d'exercices résolus –
- Dans la partie réaction de neutralisation : il définit la réaction de neutralisation comme toute réaction où interviennent une substance à caractère acide et une substance à caractère basique. Il en donne quelques exemples : réaction entre acide et base (en solution aqueuse, cette réaction se résume à l'action des ions H^+ sur les ions OH^- pour former de l'eau), réaction entre acide et oxyde basique, réaction entre oxyde acide et base, réaction entre oxyde acide et oxyde basique, réaction entre sels basique et acide. L'auteur se limite aux réactions acides-bases en solution aqueuse.
- Pour les courbes de neutralisation : il s'agit de tracer le graphe qui représente l'évolution du pH (donc de la concentration des ions H^+) en fonction du volume de réactif ajouté. Dans cette partie, l'auteur développe uniquement des courbes de neutralisation des acides forts par les bases fortes et vice versa, conformément au programme officiel. Au cours du dosage, trois étapes sont à considérer pour établir les calculs et représenter la courbe : avant le point d'équivalence, au point d'équivalence et après le point d'équivalence. L'auteur insiste également sur la nature et la quantité (concentration, masse, volume) de sel formé au cours de la neutralisation.
- Dans la partie « indicateurs colorés » : les points développés sont la définition, la zone de virage et le choix des indicateurs. Les indicateurs colorés sont abordés comme des acides ou des bases faibles ayant deux formes

(moléculaires et ioniques) de colorations différentes. Deux exemples sont cités, le tournesol et le méthylorange. L'auteur établit une série des formules mathématiques, relation entre le pH et pK de l'indicateur pour expliquer la zone de virage. Comme application de l'indicateur à utiliser, l'auteur aborde les dosages des acides faibles par les bases fortes, l'acide fort par la base faible et l'acide faible par la base faible : il se limite à préciser la nature du sel formé et la nature de la solution obtenue par l'hydrolyse du sel formé pour expliquer le caractère acide ou basique du milieu réactionnel. Il cite quelques indicateurs et leur application. Il ne présente pas de formules de structures des indicateurs colorés.

- Finalement, l'auteur propose quatre exercices d'application se rapportant à la courbe de neutralisation, au choix de l'indicateur coloré, **à la quantité de sel formé** et à la détermination de la normalité de l'acide ou de la base résiduelle.
- **KANDOLO M. (1987), Notes de chimie, pp 2-56**

L'auteur développe la réaction acide – base à travers les notions de concentration, de pH des solutions d'électrolytes et la neutralisation acide-base. Il propose les définitions des acides et des bases en précisant qu'il existe deux principales théories : **Arrhenius et Bronsted**. Dans la notion de pH, il parle des notions suivantes : la force des acides, la force des bases, l'échelle de pH, de différentes formules de pH, du mélange tampon et des exercices d'application. Il parle également de la neutralisation acide - base (acide fort - base forte, acide fort - base faible, acide faible - base faible). Il décrit les différentes étapes pour calculer et représenter une courbe de neutralisation et clôture le chapitre par les indicateurs colorés. Dans ce manuel, l'auteur présente **la vision d'Arrhenius** pour la neutralisation acide – base. Il la représente par l'équation suivante : $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

- **SEONY M-H (1990), Quelques notions de chimie générale 6e secondaire, Kinshasa ; pp 40 - 73**

La réaction acide – base est présentée dans le chapitre « Équilibres acido-basiques ». L'auteur commence par le pH des solutions d'électrolytes, ensuite il présente deux modèles acide-base : **Arrhenius et Bronsted**.

- Dans la notion de pH : des formules sont proposées pour l'eau pure, des solutions d'acide fort, acide faible, base faible, la solution tampon et le calcul du pouvoir tampon. La réaction de neutralisation est présentée selon **la vision de Bronsted** en focalisant son attention sur l'acide fort et la base forte :
$$B + HA \rightleftharpoons BH^+ + A^-$$
- Pour la courbe de neutralisation, il présente le principe de calcul permettant d'établir les différentes étapes : avant l'addition de la base ou de l'acide, au point d'équivalence, au-delà du point d'équivalence. Il aborde les critères pour le choix d'un indicateur coloré. **Il présente des sels qui dérivent soit d'acide fort et de base forte, soit d'acide faible et de base forte**. Dans ce dernier point, l'auteur abonde **implicitement dans la vision d'Arrhenius**. Enfin, il propose des exercices sur les équilibres acido-basiques.
- **PIRSON et al. (1990), Chimie 6^e rénové, PP 55 - 163**

Dans ce livre, les auteurs présentent d'abord un petit historique de la réaction acide-base. Ensuite ils proposent les définitions des acides et des bases selon **le modèle d'Arrhenius et de Bronsted**. Pour l'étude de pH d'une solution, il indique l'échelle de pH, le pH et l'acidité ou la basicité d'une solution, l'importance du pH dans la vie courante, la détermination de la valeur du pH ; le pH des solutions aqueuses (solution d'acide fort, solution de base forte, d'acide faible, de base faible, les mélanges tampons) et des exercices de synthèse. Dans le titrage acide-base, il parle de l'étude de la variation du pH lors du titrage de HCl par NaOH en vue de justifier le choix d'un indicateur à partir des exemples concrets (comme l'étude de la variation du pH lors du titrage de CH₃COOH par NaOH en vue de justifier le choix de la phénolphtaléine comme indicateur). Toujours pour la courbe de neutralisation, il présente la courbe du pH et sa description et le diagramme bilan de la réaction. L'auteur insiste sur **l'application du modèle de Bronsted tout en considérant à la fois la formation de l'eau pendant la neutralisation**. Pour le laboratoire, il propose de déterminer le titre

alcalin d'une eau de distribution. **Comme on le constate bien les deux modèles sont présents à la fois : modèle d'Arrhenius et le modèle de Bronsted.**

- **PIRSON et al. (2003), Chimie 6ème, De Boeck, Bruxelles pp 70 – 163** (cette version n'est pas utilisée au Congo car non accessible)

Les auteurs brossent un petit historique de la notion d'acidité en insistant uniquement sur le **modèle de Bronsted**. Cette partie est composée de cinq chapitres : la théorie de Bronsted – Lowry, le pH des solutions aqueuses diluées, l'équilibre des solutions aqueuses d'acide et de base (K_a , K_b , pH), la réaction acide-base (interaction entre couples), les titrages acide – base et les courbes de pH. Les auteurs présentent dans le premier chapitre **la théorie de Bronsted en deux étapes importantes : le transfert du proton et la formation d'un couple acide-base conjugués**. Les chapitres qui suivent sont des applications concrètes de cette théorie spécialement l'exploitation du couple acide-base conjugués dans l'équilibre des solutions aqueuses d'acide et de base, le titrage acide-base (acide faible par une base forte, diagramme bilan, l'effet tampon) et quelques exercices numériques ainsi que des problèmes courants.

- **BIKUBA S. (2004), Notions de Chimie 6^{ème} année, Imprimerie du Kivu, Bukavu (pp5-54).**

L'auteur développe la réaction acide – base dans la volumétrie. Il y développe les points suivants : le principe de la volumétrie, la réaction de neutralisation, la courbe de neutralisation et les indicateurs colorés.

- Dans le principe de la volumétrie, l'auteur définit l'analyse volumétrique, énonce son principe, parle de l'utilisation de quelques matériels dont une burette graduée, une pipette ainsi qu'un ballon jaugé ; il parle de **quelques règles de prudence et des mesures de sécurité relatives à l'utilisation de ces matériels** ainsi que de différents types de titrage (direct, indirect ou titrage retour et du titrage par déplacement).

- Dans la réaction de neutralisation : la neutralisation est considérée comme consistant en la réaction des ions H^+ et des ions OH^- aboutissant à la formation de l'eau.
- Dans la courbe de neutralisation : les courbes suivantes sont tracées et commentées : neutralisation d'un acide fort par une base forte, neutralisation d'une base forte par un acide fort (plusieurs courbes correspondant à différentes concentrations) et **la neutralisation d'une base faible par un acide fort**. L'analyse du problème se limite chaque fois au calcul du pH avant le point d'équivalence, au point d'équivalence et après le point d'équivalence pour tracer la courbe de neutralisation. Une courte conclusion termine chaque dosage revenant sur le point d'équivalence, le caractère de la solution et la zone de virage. Cette partie est accompagnée chaque fois de la résolution d'une série d'exercices numériques (20 exercices résolus et 9 à résoudre pour le dosage acide fort-base forte ; 4 exercices d'application pour acide faible et base faible).
- L'étude se termine par l'étude des indicateurs colorés : définition d'un indicateur, zone de virage, formules de structures de quelques indicateurs colorés.

Dans la plupart de ces manuels, comme l'indique le tableau 1, c'est le modèle d'Arrhenius qui est développé et appliqué implicitement à tous les exercices théoriques et pratiques. Néanmoins lorsque deux modèles sont proposés, on les superpose sans les placer dans leur histoire ni les appliquer à des cas concrets qui traduiraient leur complémentarité et non leur antagonisme (l'ouvrage publié par Pirson en 1990 faisant exception). Deux manuels font exception en ce qui concerne le dosage et la courbe de neutralisation des acides faibles et des bases faibles : il s'agit des manuels de Pirson et Bikuba. Si les Pirson (1990, 2003) ont l'avantage d'exploiter ce dosage selon le modèle de Bronsted (couple acide-base conjuguée) celui de Bikuba se cramponne sur le modèle d'Arrhenius (concentration de la base et concentration du sel) rendant ainsi plus ou moins

difficile la compréhension des mélanges tampons qui se réalisent au cours du dosage des acides ou des bases faibles avant le point d'équivalence.

Tableau 1. Les différents modèles proposés selon les auteurs

Auteurs	Modèle acide-base développé
1. DELARUELLE & CLAES (1966)	Arrhenius
2. JODOGNE & DESSART (1969)	Arrhenius
3. LUFIMPADIO (1983)a	Arrhenius
4. LUFIMPADIO (1983)b	Arrhenius
5. O' CLEDJO (1985)	Arrhenius
6. KANDOLO (1987)	Arrhenius & Bronsted
7. SEONY et al. (1990)	Arrhenius & Bronsted
8. PIRSON (1990)	Arrhenius & Bronsted
9. BIKUBA (2003)	Arrhenius
10. PIRSON (2004)	Bronsted

Les ouvrages indiqués en gras sont les plus utilisés par les enseignants (ils en apprécient le contenu). En lisant ce tableau, on observe que les manuels rédigés par Kandolo, Seony édités au Congo en plus de l'ouvrage de Pirson reprennent la conception de Bronsted et celle d'Arrhenius. Une régression tout de même qui se remarque pour Bikuba qui n'a pas suivi l'élan des autres auteurs ni le progrès des connaissances scientifiques dans la rédaction car il n'a retenu que le modèle d'Arrhenius.

2. Nature et fonctions des manuels utilisés

Compte tenu de la nature (type) et des fonctions que doit remplir un manuel telles que définies par Gérard & Roegiers (2003) cité et repris par Demeuse & Strauven (2006, pp 105 - 111), les manuels analysés présentent les caractéristiques suivantes :

- **De la nature:** ils sont du type traditionnel : contiennent essentiellement des informations et des exercices, dont la fonction principale est la transmission des connaissances. Ils remplissent entre autres fonctions secondaires : le développement des capacités, la consolidation de l'acquis et l'éducation culturelle. Cependant, le second manuel de Lufimpadio consacré aux exercices sert spécialement à consolider et à évaluer l'acquis.

- **De la fonction du manuel** : selon qu'un manuel s'adresse aux élèves ou aux enseignants, il joue plusieurs fonctions principales et secondaires. Tous les manuels que nous avons consultés remplissent les fonctions relatives aux apprenants et à l'enseignant.
 - Les fonctions relatives à l'apprenant : la transmission des connaissances : de données particulières, de concepts, de règles, de formules, de terminologies, de conventions, de faits,... ; la consolidation et l'évaluation de l'acquis à travers différents exercices d'applications (particulièrement les manuel d'exercices de Lufimpadio) ainsi que l'éducation sociale et culturelle par les différentes règles de sécurité et de conseils de prudence à respecter au cours des manipulations au laboratoire (manuel de Bikuba).
 - Les fonctions relatives à l'enseignant : la fonction d'information scientifique générale : tous ces manuels contiennent des références théoriques. De plus l'ouvrage de Pirson et al. (2004) joue le rôle de formation pédagogique liée à la chimie à travers ses innovations pédagogiques.
- En ce qui concerne le mode d'entrée dans le curriculum de ces manuels : on observe une entrée par les contenus-matières et un peu moins une entrée par les objectifs pédagogiques. Signalons ici que la formation pédagogique est absente des contenus de la majorité des manuels consultés.

Annexe 5. Évaluation aux examens d'état (article publié au Ceruki 2009)

Conception et Evaluation des aptitudes mesurées aux épreuves de chimie : cas des items posés aux examens d'Etat de 1997 à 2006

Par BASHAMUKA Bagula, MANO Machumu Innocent, Enseignants au département de Chimie/Isp-Bukavu (Article publié au Centre de Recherche Universitaire du Kivu 2009 (36), pp 81 – 94)

Résumé

La présente étude a pour objectif d'analyser les items de chimie posés aux examens d'État et de relever des aptitudes mesurées à ces items. L'analyse statistique et l'analyse de contenu portées à ces questionnaires montrent que les notions étudiées dans les classes inférieures occupent une place de choix par rapport à chaque partie du cours de chimie 6ème année. Bien que faiblement mesurées par rapport à l'ensemble des notions prévues en sixième année, l'analyse statistique montre que les examinateurs accordent une importance équivalente aux différentes parties du cours de chimie. Ainsi, sur une moyenne des 13 questions posées aux épreuves de chimie par an, l'examiné pourrait s'attendre à 5 questions des notions se rapportant aux classes inférieures et 8 questions relatives à la matière de sixième année dont 4 sur l'analyse quantitative, 2 sur l'étude de l'atome et à 2 questions portant sur l'étude du noyau atomique. Ces mêmes analyses prouvent que la compréhension est l'aptitude la plus mesurée. Nous conseillerons aux enseignants de chimie au secondaire d'approfondir la matière telle qu'elle est prévue sur le programme du cours de chimie en insistant davantage sur la compréhension pour maximiser la réussite à ces épreuves. Les compositeurs quant à eux devraient accorder une attention sur le fond et la forme des questions avant de les soumettre aux élèves vu certaines irrégularités constatées en la matière.

Mots clés : la recherche pédagogique, le programme national de chimie, items, exéats, taxonomie de Bloom, statistique descriptive, matière évaluée, aptitudes mesurées.

I. Introduction générale

1.1. Problématique

La situation précaire dans laquelle se trouve le système éducatif congolais fait croire que les objectifs généraux du programme national, les attentes sociales voire le développement congolais sont loin d'être atteints. Cette précarité est attribuable

aux éléments suivants : la modicité du budget alloué à l'éducation, la démotivation des enseignants les programmes,... (MUKE, 2001),

En effet, pour vérifier si les objectifs poursuivis par l'enseignement sont atteints, en R.D.Congo, une évaluation des connaissances est organisée au niveau national pour tous les élèves finalistes du secondaire. Elle porte essentiellement sur le bagage reçu par l'élève tel que présenté globalement par les programmes scolaires. L'évaluateur y trouve des informations qui lui permettent d'élaborer l'image qu'il se construit des élèves en examinant leurs savoirs : faire penser, réfléchir, comparer, classer, identifier ou savoir justifier. Selon la taxonomie de Bloom, l'évaluateur devrait chercher à se renseigner sur le niveau d'apprentissage atteint et formuler des questions de connaissance, de compréhension, d'application, d'analyse, de synthèse d'évaluation et de jugement pour espérer avoir vérifié complètement les compétences acquises par l'apprenant (MAGABE, 1997). Cette taxonomie est la plus suivie au Congo aussi bien par les concepteurs des programmes que par ceux qui les appliquent. Ainsi, considérant les épreuves de chimie organisées au niveau national, il y a lieu de se poser les questions suivantes : 1° l'évaluateur tient-il compte de différents niveaux du domaine cognitif de la taxonomie de Bloom ? 2° les questions d'items de chimie sont-elles conformes au programme ? 3° accorde-t-on la même importance aux différentes parties du cours de chimie au cours de ces épreuves?

1.2. Objectif de la recherche

La présente recherche poursuit les objectifs suivants : 1° analyser les items de chimie posés aux examens d'État durant une dizaine d'année ; 2° relever les aptitudes mesurées par ces items.

1.3. Intérêt de la recherche

Nous sommes d'accord avec MUNYAMBALA et al. (2006) que pour mieux développer l'esprit scientifique des élèves et leur faire acquérir un savoir scientifique, l'enseignant doit réaliser des actes didactiques conséquents. L'intérêt de cette recherche est pédagogique : contribuer à l'amélioration de la qualité de l'enseignement de chimie en attirant l'attention sur les aptitudes les plus évaluées par les compositeurs et expliquer en partie l'efficacité de cette épreuve malgré les

échecs enregistrés durant ces années (IGE ,1997). De plus, elle pourrait permettre aux compositeurs d'améliorer la qualité de l'évaluation.

1.4. Hypothèses de recherche

Au cours de cette étude, nous avons émis les hypothèses suivantes :

- la composition des questions de chimie aux examens d'État tiendrait compte uniquement de la matière prévue en dernière année par le programme officiel.
- les épreuves de chimie mesureraient les différents niveaux du domaine cognitif de la taxonomie de Bloom.

II. Approche méthodologique

Pour réaliser ce travail, nous avons recouru aux méthodes suivantes :

l'échantillonnage, l'analyse de contenu et l'analyse statistique.

2.1. Échantillonnage.

Notre échantillon est composé de 429 items de chimie repris dans différentes séries. Il comprend trois séries d'items en moyenne par an. Pour collectionner ces items, nous sommes descendus à l'Inspection Provinciale du Sud-Kivu à Bukavu et dans les écoles de la ville de Bukavu qui organisent la section scientifique, option Bio-chimie et agrovétérinaire.

2.2. Analyse de contenu

Les définitions de l'analyse de contenu sont plus ou moins différentes selon qu'elles insistent sur un aspect ou sur un autre. DEPELTEAU (2000) définit l'analyse de contenu comme une méthode de classification ou de codification dans diverses catégories d'éléments du document analysé pour en faire sortir les différentes caractéristiques en vue d'en mieux comprendre le sens exact et précis. L'analyse de contenu est donc une technique de codage ou de classification visant à découvrir d'une manière rigoureuse et objective la signification d'un message. Elle présente les particularités suivantes :

- une analyse de contenu observe son sujet d'étude d'une manière indirecte, au moyen d'un document ou d'un message produit par ce dernier ;
- les données prélevées par une analyse de contenu peuvent être quantitatives ou qualitatives

Au cours de cette recherche, nous avons utilisé une banque d'items pour qu'à partir de son analyse et sa résolution, nous établissions un classement relatif aux différentes articulations du cours de chimie en 6ème et les limites dans lesquelles les compositeurs situent ces questions. Nous avons également analysé le programme national de chimie en 6ème Biologie-chimie, Technique Agricole et vétérinaire (DEPS, 1980) pour pouvoir classer les items d'après les différentes matières prévues.

2.3. Analyse statistique.

Pour analyser les données nous avons utilisé le logiciel SPSS (KINNEAR & GRAY, 1987). Les fréquences simples ont permis d'estimer l'intérêt accordé à telle ou telle autre matière par l'évaluateur par rapport aux prévisions du programme de chimie et les aptitudes les plus évaluées. Ensuite, l'analyse des variances a servi à contrôler la signification de la différence entre les différentes moyennes des différentes articulations du cours de chimie en 6ème. Le percentile-5 était d'usage car il est le plus modéré. Ce seuil signifie que les hypothèses seront affirmées avec 95% de chance de ne pas se tromper.

MATIERES	Codes
Chap.1 Les notions des rappels	Q1
1.1 Notions de concentration et solution	Q1.1
1.2 Notions de P ^H	Q1.2
1.3 Réactions ioniques et équilibres en solution	Q1.3
1.4 Quantité de matière	Q1.4
Chap.2 La volumétrie	Q ₂
2.1 Titrages d'un acide fort par une base forte inversement	Q _{2.1}
2.2 Titration par précipitation	Q _{2.2}
2.3 Titration redox (équilibre des équations redox)	Q _{2.3}
2.4 Notions d'électrochimie	Q _{2.4}
Chap. 3 Gravimétrie	Q ₃
3.1 Généralités sur la gravimétrie	Q _{3.1}
3.2 Dosage de l'argent, du baryum, du fer,...	Q _{3.2}
Chap. 4. Généralités sur l'étude de l'atome.	Q ₄
4.1 Modèles atomiques	Q _{4.1}
4.2 Théorie quantique de l'atome	Q _{4.2}
4.3 L'atome en mécanique ondulatoire	Q _{4.3}
4.4 Structure électronique, classement périodique du T.P. des éléments chimiques.	Q _{4.4}
Chap. 5. Liaisons chimiques	Q ₅
5.1 Types de liaisons	Q _{5.1}
5.2 Géométrie des molécules	Q _{5.2}
Chap. 6. Généralités sur la radioactivité	Q ₆
6.1 constitution du noyau;	Q _{6.1}
6.2 Isotopie	Q _{6.2}
Chap.7 : Radioactivité	Q ₇
7.1 Découverte du rayonnement radioactif et ses effets.	Q _{7.1}
7.2 Transformations des noyaux et lois des désintégrations.	Q _{7.2}
Chap.8 : Les réactions nucléaires et Radioisotopes	Q ₈
8.1 Les radioisotopes	Q _{8.1}
8.2 Energie nucléaire	Q _{8.2}
8.3 fusion et fission	Q _{8.3}
8.4 Détecteurs et accélérateurs des particules	Q _{8.4}
8.5 Applications (pile atomique,...)	Q _{8.5}

Tableau 1 : Matière prévue en 6^{ème} secondaire Bio-chimie. (DEPS, 1980)

III. Résultats et discussions

3.1. Résultats des matières évaluées

Tableau 2. Fréquences des matières posées aux examens d'état (1997-2006)

Niveau	Partie (code)	Matière (code)	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006	Tot	
3 ^e ,4 ^e ,5 ^e	I	Q11	6	9	6	6	6	9	3	12	12	4	73	
		Q12	0	3	0	0	6	3	3	0	0	4	19	
		Q13	3	0	0	0	3	3	0	0	0	0	4	
		Q14	3	9	0	0	6	9	3	12	8	4	63	
6 ^{ème} BC	II	Q21	0	0	6	6	0	0	3	4	0	4	23	
		Q22	3	0	3	0	3	3	9	4	0	4	29	
		Q23	3	6	6	0	6	3	3	4	4	12	47	
		Q24		0	3	6	0	0	3	0	4	0	16	
													115	
		Q31	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	
		Q32	0	6	0	3	0	0	0	0	0	0	0	9
													124	
	III	Q41	0	0	0	3	0	0	3	0	0	0	0	6
		Q42	6	3	0	3	3	0	0	4	8	8	8	35
		Q43	0	0	3	0	0	3	0	0	0	0	0	6
		Q44	0	0	0	3	0	0	3	0	0	0	0	6
														53
Q51		0	0	0	0	0	3	3	0	0	0	0	6	
Q52		0	0	0	0	3	0	0	0	4	0	0	7	
												13		
IV	Q61	3	0	0	3	0	0	0	0	0	0	0	6	
	Q71	3	0	0	0	0	3	0	4	0	4	4	14	
	Q72	0	0	0	0	0	0	0	0	8	4	4	12	
	Q81	6	0	3	3	3	0	3	8	0	0	0	26	
	Q82	3	0	0	0	0	0	0	0	4	0	0	7	
	Q83	0	3	0	0	0	0	0	0	0	0	0	3	
	Q84	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	4	4	
	Q85	0	0	0	3	0	0	0	0	0	0	0	3	
	Total	39	39	39	39	39	39	39	39	52	52	52	429	

Dans le tableau-2 le nombre des questions, nous présentons obtenues par chapitre et par année d'examen d'état.

	Minimum	Maximum	Moyenne	Ecart-type
Q11	3	12	7,30	3,093
Q12	0	6	1,90	2,183
Q13	0	3	,60	1,265
Q14	0	12	5,40	4,061
Q21	0	6	2,30	2,584
Q22	0	9	2,90	2,685
Q23	0	12	4,70	3,164
Q24	0	6	1,60	2,221
Q31	0	0	,00	,000
Q32	0	6	,90	2,025
Q41	0	3	,60	1,265
Q42	0	8	3,50	3,064
Q43	0	3	,60	1,265
Q44	0	3	,60	1,265
Q51	0	3	,60	1,265
Q52	0	4	,70	1,494
Q61	0	3	,60	1,265
Q71	0	4	1,40	1,838
Q72	0	8	1,20	2,700
Q81	0	8	2,60	2,757
Q82	0	4	,70	1,494
Q83	0	3	,30	,949
Q84	0	4	,40	1,265
Q85	0	3	,30	,949
Q1	6	24	15,50	7,246
Q2	6	20	12,40	5,168

Q3	3	12	6,60	2,914
Q4	3	15	7,50	4,950
Séries	3	4	3,30	,483
a	0	12	4,40	4,006
b	21	40	28,90	6,951
c	0	8	4,00	2,211
d	0	6	2,00	2,261
e	0	6	,60	1,897
f	0	8	3,00	2,211

Tableau 3. Statistiques descriptives des résultats

3.2 *Discussions des matières évaluées.*

Dans les tableaux -2 et 3, il se dégage que sur un total général de 429 questions, 164 questions (soit 38,2%) se rapportent aux matières enseignées dans les classes de 3^e, 4^e Scientifique et 5^e biologie-chimie ou agronomie ; 265 questions (soit 61,7%) se rapportent aux autres matières prévues en 6^{ème}. En effet, le programme de chimie en 6^{ème} est constitué de 3 grandes parties à savoir l'analyse quantitative, l'étude de l'atome et l'étude du noyau atomique. Ainsi, comme le montre le tableau-2, 124 questions (soit 28,9%) se rapportent à l'analyse quantitative dont 115 (soit 26,8%) à la volumétrie, 9 questions (2,09%) à la gravimétrie. Ensuite 66 questions (soit 15,38%) se rapportent à l'étude de l'atome dont 53 questions (soit 12,35%) portent sur les généralités et 13 questions (soit 3,03%) sur les liaisons chimiques ; 75 questions (soit 17,48%) se rapportent à l'étude du noyau atomique dont 6 (soit 1,39%) sur les généralités sur la radioactivité ; 26 questions (soit 6,06%) sur la radioactivité naturelle et 43 (soit 10,02%) sur les réactions nucléaires.

Dans l'intervalle de 10 ans, la lecture des fréquences des questions montre que les 4 différentes parties du cours de chimie sont dans l'ordre décroissant d'importance ci-après : les notions de rappel, l'analyse quantitative, l'étude du noyau et l'étude de l'atome. Aussi dans les tableaux suivants, on peut lire que sur 429 questions les notions de rappel ont une faible importance par rapport autres notions enseignées en 6^{ème}.

	Différences entre échantillons				t	seuil
	Moyenne	Ecart-type		Ecart moyen		
Q1 - Q3	8,900	8,266	2,614	2,987	14,813	3,405 ,008
Q1 - Q4	8,000	8,944	2,828	1,602	14,398	2,828 ,020
Q2 - Q3	5,800	5,959	1,884	1,537	10,063	3,078 ,013

Tableau 4. Fond et forme des questions posées aux items

Légende : P₁ = nombre des questions théoriques P₂ = nombres des questions ayant trait a la pratique P₃ = nombre des questions mal conçues P₄ = nombre des questions bien posées

- le nombre de questions pratiques (ayant trait aux exercices d'application et aux travaux de laboratoire) est de loin supérieur au nombre des questions théoriques. L'évaluateur accorde plus d'importance à la pratique qu'à la théorie.
- en moyenne une question sur treize est mal posée (soit 0.54% des questions posées). Ainsi constate-on des erreurs de saisie, de conception, d'omission,...

3.3. Des formes des questions

Questions	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006	Total
P ₁	3	0	6	6	0	0	9	0	9	6	39
P ₂	36	39	33	33	39	39	30	39	30	33	351
P ₃	3	3	9	0	0	0	0	0	6	0	21
P ₄	36	36	30	39	39	39	39	39	33	39	369

Tableau 5. Fond et forme des questions posées aux items

Légende :

P₁ = nombre des questions théoriques

P₂ = nombres des questions ayant trait a la pratique

P₃ = nombre des questions mal conçues

P₄ = nombre des questions bien posées

- le nombre de questions pratiques (ayant trait aux exercices d'application et aux travaux de laboratoire) est de loin supérieur au nombre des questions théoriques. L'évaluateur accorde plus d'importance a la pratique qu'à la théorie.
- en moyenne une question sur treize est mal posée (soit 0.54% des questions

posées). Ainsi constate-on des erreurs de saisie, de conception, d'omission,...

3.4. Des aptitudes mesurées

Année Aptitudes	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006	Total
a	9	0	6	6	3	0	12	0	4	4	44
b	24	33	24	24	24	27	21	40	32	40	289
c	3	3	6	3	3	6	0	4	4	8	40
d	0	0	0	3	0	3	6	4	4	0	20
e	0	0	0	0	6	0	0	0	0	0	6
f	3	3	3	3	3	3	0	4	8	0	30
total	39	39	39	39	39	39	39	52	52	52	429

Tableau 6. Fréquences des différentes aptitudes mesurées

Légende : a = connaissance b= compréhension c= application d= analyse
e= synthèse f= évaluation

Le tableau-6 présente les fréquences des questions suivant les différentes aptitudes évaluées. Comme l'indique ce tableau, sur un total de 429 questions 44 questions (soit 10,25%) évaluent la connaissance, 289 questions (soit 67,3%) la compréhension, 40 questions (soit 9,32%) l'application, 20 questions (soit 4,66) l'analyse, 6 questions (soit 1,39) la synthèse et 30 questions (soit 6,99) l'évaluation. Ainsi, les différents niveaux de la taxonomie de Bloom du domaine cognitif sont évalués dans l'ordre l'importance décroissant ci-après : la compréhension, la connaissance, l'application, l'évaluation, l'analyse et la synthèse. Ainsi, la compréhension est plus évaluée que les autres.

Tenant compte de cet ordre, la nécessité est de pouvoir vérifier si les différences entre les différents niveaux offrent plus de privilèges à l'un ou l'autre niveau au détriment des autres.

Différences entre échantillons						t	Seuil
Aptitudes comparées	moyenne	Ecart-type	Ecart moyen	95% d'intervalle de confiance			
a - b	-24,500	9,947	3,146	-31,616	-17,384	-7,789	,000
a - e	3,800	4,638	1,467	,482	7,118	2,591	,029
b - c	24,900	6,082	1,923	20,549	29,251	12,947	,000
b - d	26,900	7,475	2,364	21,553	32,247	11,380	,000
b - e	28,300	7,646	2,418	22,831	33,769	11,705	,000
b - f	25,900	7,031	2,223	20,870	30,930	11,649	,000
c - e	3,400	3,134	,991	1,158	5,642	3,431	,008
e - f	-2,400	2,914	,921	-4,484	-,316	-2,605	,029

Tableau 7. Valeurs statistiques pour échantillons appariés en rapport avec les aptitudes mesurées

L'analyse de la variance et la comparaison des moyennes aux aptitudes comparées prises deux à deux prouvent qu'il existe des différences significatives entre les questions relatives à la connaissance et la synthèse ; la connaissance et la compréhension ; la compréhension et l'application ; la compréhension et l'analyse ; la compréhension et la synthèse ; l'application et l'évaluation ; l'application et la synthèse ; la synthèse et l'évaluation. Aussi il ressort du tableau-7 que la compréhension est l'aptitude la plus mesurée ; il n'y a pas de différence significative entre les autres aptitudes prises deux à deux.

Conclusion générale

Le présent travail avait pour objectif d'analyser les items de chimie posés aux examens d'État durant une dizaine d'années, de déterminer la matière évaluée par les compositeurs et de relever les aptitudes mesurées par ces items. L'analyse statistique et l'analyse de contenu portées à ces questionnaires montrent que les notions étudiées dans les classes inférieures occupent une place de choix 32,2% de

fréquence par rapport à chaque partie du cours de programme 6ème année. Cependant ces notions sont faiblement mesurées par rapport à l'ensemble des notions prévues en sixième année.

Tenant compte de différentes articulations des matières prévues en 6ème année, l'analyse statistique montre que les examinateurs accordent une importance équivalente aux différentes parties du cours de chimie : l'analyse quantitative avec 28,9%, à l'étude du noyau atomique avec 17,48% et à l'étude de l'atome avec 15,38% de fréquence. Ainsi, sur une moyenne des 13 questions de chimie posées aux épreuves de chimie par an, l'examiné pourrait donc s'attendre à : 5 questions des notions de rappel (se rapportant aux classes inférieures) ; 4 Questions d'analyse quantitative ; 2 questions portant sur l'étude de l'atome et 2 questions portant sur l'étude du noyau. Quant aux processus mentaux les plus mesurés aux Examens d'Etat, les analyses affirment que la compréhension est l'aptitude la plus mesurée avec 67,36% de fréquence. Comparée deux à deux certaines aptitudes comme la connaissance et la synthèse, l'application et l'évaluation ; l'application et la synthèse ou la synthèse et l'évaluation .montrent des légères différences.

Nous conseillerons aux enseignants de chimie au secondaire de pouvoir approfondir la matière telle qu'elle est prévue en 3ème, 4ème et 5ème en insistant surtout sur les notions de la quantité de la matière, les notions de concentration de solutions, les notions de PH et les notions de l'équilibre des réactions ioniques en solution aqueuse pour maximiser la réussite des élèves en chimie aux Examens d'Etat. Les compositeurs quant à eux voudraient bien vérifier le fond et la forme des questions avant de les soumettre aux élèves finalistes vu les quelques irrégularités constatées en la matière lors de la résolution et l'analyse de ces items.

Bibliographie

I. Ouvrages

1. DE LANDESHEERE, G (1976) Introduction à la recherche en éducation, 4e éd. Armand Colin, Bourrelier, Paris,
2. DEPELTEAU, F. (2000), la démarche d'une recherche en sciences humaines. De la question de départ à la communication des résultats, Bruxelles, De Boeck

3. DOMINIQUE, M. (1997), Guide pratique d'évaluation sommative, gestion des épreuves et des examens, Edition de Boeck Bruxelles.
4. KINNEAR P. et Colin GRAY (2005) SPSS facile appliqué à la psychologie et aux sciences sociales, De Boeck et Larcier, s.a Bruxelles
5. MAGABE J.Ch., (1997) Connaître pour enseigner, Edition du CERUKI, Bukavu
6. MUKE Z (2001), Facteurs de fréquentation scolaire dans la province du Sud-Kivu, Thèse. UNIKIS, RDC.

II. Articles scientifiques et Revues

1. Département de l'Enseignement Primaire et Secondaire - DEPS (1980) Le programme National de chimie/2e édition RD. Congo
2. MUNYAMBALA M.F et al. (2006), Exploitation des formes de questions et aptitudes mesurées aux examens de sciences dans les 2 premières années du secondaire à Bukavu , Cahier du CERUKI n°32, P.136, Bukavu.
3. Inspectorat Général de l'Enseignement-IGE, (2006), Cahiers d'Items d'Exétat de 1997 à 2006, Ed revue I.E, Kin-RDC
4. Revue de l'Inspecteur de .Enseignement-IGE (1997), Extrait du palmarès n°14 de l'Exétat 1967-1997, Kinshasa-RDC

Annexe 6. Questionnaire d'enquête destiné aux enseignants de chimie au Congo

Cette enquête vise à établir le diagnostic des connaissances acquises initialement lors de la formation comme enseignant et mises en œuvre par l'enseignant sur la notion d'acidité. En conjonction avec une étude sur les capacités et les connaissances actuelles des élèves, cela permettra à partir des constats liés à cette partie de la matière du cours de chimie, de proposer des améliorations générales de la qualité de l'enseignement de la chimie au Congo sur différents points : une réforme des programmes des cours, une (des) méthodologie(s) à utiliser et une formation continuée des enseignants.

Ecole : Age/Sexe :

Ancienneté : Niveau d'études :

Université de formation : Formation :

Année d'obtention du diplôme universitaire :

Vos enseignements en 2007-2008

n°	Cours enseignés	Option/Année	Nombre d'élèves	Nombre d'heures/Semaine
1				
2				
3				
4				

1. Complétez le tableau suivant en précisant pour chaque concept la définition, deux exemples (+leur contexte d'application). Veuillez différencier – si c'est le cas- vos connaissances initiales¹ de vos connaissances actuelles² sur ces notions.

connaissances initiales	connaissances actuelles
a c i d e	
.....
.....
.....
b a s e	
.....
.....
.....
r é a c t i o n a c i d e - b a s e	
.....
.....
.....

¹ Connaissances acquises lors de la formation initiale d'enseignant

² Connaissances que vous avez et enseignez actuellement comme enseignant de chimie sur ces mêmes notions

Complétez le tableau suivant en indiquant chaque fois la conception qui correspond à chaque colonne. Pour la rubrique « difficultés à enseigner », complétez par l'une des assertions suivantes : 1. trop facile 2. facile 3. difficile 4. très difficile

i. 3^{ème} et 4^{ème} années/1 h par semaine

Conceptions	Indiquez si c'est vu ou non vu	Difficultés à enseigner (1-4)	Commentaires
Arrhenius			
Bronsted			
Lewis			

ii. 3^{ème} et 4^{ème} années/2h par semaine

Conceptions	Indiquez si c'est vu ou non vu	Difficultés à enseigner (1-4)	Commentaires
Arrhenius			
Bronsted			
Lewis			

iii. 5^{ème} et 6^{ème} /1h par semaine

Conceptions	Indiquez si c'est vu ou non vu	Difficultés à enseigner (1-4)	Commentaires
Arrhenius			
Bronsted			
Lewis			

Conceptions	Indiquez si c'est vu ou non vu	Difficultés à enseigner (1-4)	Commentaires
Arrhenius			
Bronsted			
Lewis			

iv. 5^{ème} et 6^{ème} /4h par semaine

2. Décrivez comment vous enseignez ces conceptions aux élèves [précisez : méthodologie (méthode didactique mise en œuvre, méthodologie), type d'enseignement, exercices d'application des formules de base]. Continuez au verso si nécessaire

3. Comment procédez-vous ou procéderiez-vous pour améliorer la qualité de l'enseignement de ces notions ?

4. Auriez-vous besoin d'un matériel pédagogique pour faciliter cette assimilation ?

Oui Non

Si oui, précisez ce matériel ? Si non justifiez votre réponse.

Vos commentaires sur l'enseignement de la notion d'acidité au secondaire :-----

Merci d'avoir participé à cette enquête

Annexe 7. Texte d'interview destinée aux enseignants

Cette enquête vise à établir le diagnostic des connaissances acquises initialement lors de la formation comme enseignant et mises en œuvre par l'enseignant sur la notion d'acidité. En conjonction avec une étude sur les capacités et les connaissances actuelles des élèves, cela permettra à partir des constats liés à cette partie de la matière du cours de chimie, de proposer des améliorations générales de la qualité de l'enseignement de la chimie au Congo sur différents points : une réforme des programmes des cours, une (des) méthodologie(s) à utiliser et une formation continuée des enseignants. Les réponses aux questions seront anonymes. Leur analyse sera traitée dans le cadre d'une recherche scientifique. Elle a uniquement l'objectif de comprendre la manière dont la connaissance de la pédagogie et la connaissance du contenu interagissent dans l'abstrait et la pratique afin de disposer d'un type de connaissance flexible, pour la réussite de l'action didactique en classe.

1. Fournir une série d'idées centrales relatives au concept de « réaction acide-base ». Qu'est-ce que vous envisagez que les étudiants apprennent à propos du concept de réaction acide-base ? Il s'agit d'énumérer les points les plus importants sur lesquels il faudra insister ou qui constitueraient l'ossature de la réaction acide-base dans la classe de sixième biochimie
2. Vous inspirant du programme scolaire, de la vie courante et du contexte historique dire pourquoi c'est important pour eux de connaître la réaction acide-base ?
3. Qu'est-ce que vous savez de plus à propos de la « réaction acide-base » que vous ne voudriez pas que les étudiants sachent pour l'instant (ici en sixième année)?
4. Quelles sont les difficultés ou les limites liées à l'enseignement d'une part et à l'apprentissage d'autre part de la réaction acide-base ?
5. Lequel (raisonnement) influence l'enseignement de la réaction de cette notion ? Comment raisonnent les élèves au cours de l'enseignement de cette réaction ? Ce raisonnement influence-t-il cet enseignement?
6. Quels sont les autres facteurs qui influencent l'enseignement de la réaction acide-base ? Parler également des éléments extérieurs à la classe qui influenceraient cet enseignement.
7. Vous avez préconisé les manipulations de laboratoire comme méthode particulière pour résoudre les difficultés des étudiants, pourquoi pensez-vous que cette méthode soit la plus appropriée à l'enseignement de la réaction acide-base ? Comment allez-vous vous y prendre si vous disposez de tous ces matériels (soyez plus explicites) ?

8. Voies spécifiques pour s'assurer de la compréhension ou la confusion des étudiants à propos de la réaction acide-base (inclure un éventail probable des réponses). Avez-vous la connaissance des conceptions des étudiants avant d'aborder cette étude et les difficultés qu'ils rencontrent lors de l'apprentissage de cette notion? Comment vérifiez-vous que vos étudiants ont compris cette notion de réaction acide-base ? par une interrogation, un examen ou des questions d'échange, ou autres (à préciser) ?

9. Quelles sont les difficultés d'apprentissage de la réaction acide-base (cibler certaines parties difficiles) dont vous vous souvenez de par votre expérience proche comme étudiant(e) à l'université ou comme élève à l'école secondaire ou de par votre stage d'enseignement ?

Annexe 8. Echantillon des copies des réponses fournies par les étudiants sur les modèles et la modélisation de la réaction acide - base

Cher Collègue,

Ce travail concerne une partie de notre recherche portant sur l'enseignement et l'apprentissage de la réaction acide-base en dernière année secondaire. Certains élèves qui ont réalisé les tests ont fourni les réponses suivantes. Veuillez apprécier ces réponses. Attribuez les cotes de la manière suivante :

- *chaque bonne réponse cochée vaut 5 points*
- *la bonne réponse accompagnée d'une justification correcte vaut 10 points*
- *toute fausse réponse vaut la cote Zéro et aucune cote intermédiaire n'est admise*

Proposez la bonne réponse qui conviendrait à la question posée et/ou le bon justificatif. Ajoutez quelques commentaires personnels si possible.

Q1. Laquelle des assertions suivantes est correcte (+justifier la réponse)

- a. La force d'un acide augmente lorsque le pH augmente ;
- b. La force d'une base augmente avec l'augmentation du pOH ;
- c. La force d'un acide est proportionnelle à sa masse ;
- d. La force d'un acide est proportionnelle à son volume ;
- e. La force d'un acide est proportionnelle au nombre de mole d'ion H^+ qu'il libère en solution.

Pour **a** : R3 : c'est le niveau (valeur) du pH qui détermine l'acidité de la solution.

Pour **c** : R4 : un acide plus lourd (masse molaire élevée) est plus fort qu'un acide léger.

Q2. Laquelle de solution suivante a le pH plus élevé (+justifier la réponse)

- a. 15 ml d'une solution d'acide chlorhydrique 0,05 M ;
- b. 15 ml d'une solution d'acide chlorhydrique 0,11M ;
- c. 15 ml d'une solution acétique 0,05 M ;
- d. 15 ml d'une solution d'acétique 0,11M.

Pour **b** : R5 : HCl est plus fort que CH_3COOH comme sa concentration est élevée son pH sera plus élevé.

Q3. La valeur approximative du pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique 10^{-8} M est : a. 8 b. 7 c. supérieur à 7 d. légèrement inférieur à 7 (justifier la réponse)

Pour l'assertion **a** : R6: l'acide chlorhydrique est un acide fort ; on applique directement la formule $\text{pH} = -\log 10^{-8} = \text{pH} = 8$

Pour l'assertion **b** : R7: cet acide est plus faible que l'eau $\text{pH}=7$

Q4. Laquelle parmi les solutions suivantes exige plus de mole de NaOH pour sa neutralisation complète ? Justifier la réponse

- a. 1 ml d'une solution de HCl 0,01M
- b. 1 ml d'une solution de CH_3COOH 0,01M

R1. HCl est plus fort que l'acide acétique. Ainsi un acide plus fort exige plus de moles de base forte qu'un autre qui ne l'est pas.

R2. HCl est un acide alors que CH_3COOH ne l'est pas ; CH_3COOH exige 3 moles de NaOH pour sa neutralisation complète. Il s'agit également une triple estérification ou de la saponification.

Q5. Laquelle des solutions suivants exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation complète ? justifier votre réponse

- a. 1 ml d'une solution de NaOH 0,01M
- b. 1 ml d'une solution de NaH_2PO_4 0,01M

Pour **a** : R8 : NaOH est une base plus forte que l'ammoniaque, celle-ci exige un acide fort comme HCl pour sa neutralisation complète.

Pour l'assertion **b** : R9 : NH_3 est une base plus faible, elle exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation.

Q6. Désignez parmi les solutions suivantes celles qui sont tampons et justifiez la réponse.

- a. HCl / HCOOH
- b. NH_4Cl / NH_3
- c. NaOH / NH_3

d. $\text{HCOON}_9 / \text{NaOH}$

e. $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$

Pour l'assertion **b** : R10 : il s'agit d'un mélange d'un sel d'acide fort et de base faible ainsi que base faible. Pour l'assertion **e** : R11 : c'est un mélange d'acide faible et son sel de base forte.

Annexe 9. Détails sur les réactions des enseignants face aux réponses des élèves

Présentation d'un échantillon des réponses des étudiants

Nous avons rassemblé certaines copies des réponses des élèves pour former un guide d'évaluation de la connaissance de leurs difficultés. Le guide d'évaluation a été présenté aux enseignants. Ce guide présenté est constitué de 6 questions adressées aux élèves (Q_1 à Q_6) et 11 réponses (R_1 à R_{11}). Ces réponses ont été fournies par les élèves aux tests précédents. Les réponses proposées par les élèves renferment des erreurs qui relèvent des difficultés d'apprentissage.

- Pour la deuxième question **Q1** : **R1** = assertion a, c'est le niveau (valeur) du pH qui détermine l'acidité de la solution. **R2** = assertion c, un acide plus lourd (masse molaire élevée) est plus fort qu'un acide léger.
- Pour la troisième question **Q2** : **R3** = assertion b, HCl est plus fort que CH_3COOH comme sa concentration est élevée, son pH sera plus élevé.
- Pour la quatrième question **Q3** : **R4** = assertion a, l'acide chlorhydrique est un acide fort : on applique directement la formule $pH = \log 10^{-8}$, $pH = 8$. **R5** = assertion b, cet acide est plus faible que l'eau alors le pH de la solution égale à 7
- Pour la première question **Q4** : **R6** = assertion a, HCl est plus fort que l'acide acétique. Ainsi un acide plus fort exige plus de moles de base forte qu'un autre qui ne l'est pas. **R7** = assertion b, CH_3COOH exige trois moles de NaOH pour sa neutralisation complète. Un acide plus faible exige plus de moles de base forte pour sa neutralisation complète qu'un autre qui ne l'est pas.
- Pour la cinquième question **Q5**, **R8** = assertion a, NaOH est une base plus forte que l'ammoniaque ; alors la base NaOH exige plus de moles d'un acide fort comme HCl pour sa neutralisation complète. **R9** = assertion b: NH_3 est une base plus faible, elle exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation.
- Pour la sixième question **Q6**, **R10** = assertion b, il s'agit d'un mélange de base faible et son sel d'acide fort. **R11** = assertion e : c'est un mélange d'acide faible et son sel de base forte.

Nous avons alors proposé ces réponses pour appréciation à leurs professeurs (P₁ à P₁₀), afin d'étudier de façon indirecte leur connaissance de contenu et leur connaissance des difficultés des élèves sur la réaction acide-base.

Nous avons ainsi remis à chaque professeur 11 copies anonymes. Aucun enseignant n'était averti d'avance que la réponse proposée par l'élève renfermait cette erreur. Chaque enseignant devrait corriger la copie de l'élève en attribuant une cote (soit la cote 5 lorsque l'assertion choisie par l'élève est jugée correcte ou la cote 10 lorsque l'assertion et la justification sont jugées correctes). Lorsque la réponse ou la justification est fautive le professeur devra proposer la bonne.

1. Présentation des résultats globaux

Pour analyser le contenu et caractériser la maîtrise de la réaction acide-base par les professeurs, nous avons procédé à une classification des réponses en différentes catégories d'erreurs. De celles-ci on dégage les difficultés conceptuelles des enseignants. Cette classification pourra nous aider à analyser les réponses dérivant de l'appréciation par les enseignants des réponses proposées par les élèves. Nous avons recueilli la réaction de chaque enseignant à la réponse de l'élève. Nous l'avons codifiée en lui attribuant la lettre E. Les réactions aux réponses des élèves sont groupées par question et présentée par catégorie. Elles sont présentées dans un tableau : dans une colonne à gauche on trouve les réponses codifiées R des élèves et dans la ou les colonnes à droite, les catégories des réactions des enseignants précisant les enseignants qui ont proposé la réponse concernée. La réaction de l'enseignant qui correspond à la réponse correcte est indiquée en **gras**. On indique aussi en gras entre parenthèses à côté de la réaction de l'enseignant la réponse de l'élève lorsque les deux sont similaires.

Ci-après pour illustration la présentation des résultats relatifs à la première question. Les détails sur les autres questions se retrouvent dans la partie annexe de ce travail (en annexe 16).

3.2.1. Principales réactions des enseignants

Les principales réactions aux réponses proposées par les élèves sont énumérées comme suit :

Q1. Laquelle des assertions suivantes est correcte (+justifier la réponse)

- a. La force d'un acide augmente lorsque le pH augmente ;
- b. La force d'une base augmente avec l'augmentation du pOH ;
- c. La force d'un acide est proportionnelle à sa masse ;
- d. La force d'un acide est proportionnelle à son volume ;
- e. La force d'un acide est proportionnelle au nombre de mole d'ion H^+ qu'il libère en solution.

Pour **a**, **R₁** : c'est le niveau (valeur) du pH qui détermine l'acidité de la solution. Pour **c**, **R₂** : un acide plus lourd (masse molaire élevée) est plus fort qu'un acide léger.

Pour cette question Q1, nous avons obtenu cinq catégories des réponses des enseignants :

E₁. Aucune assertion n'est correcte. La force d'un acide augmente lorsque le pH diminue

E₂. C'est l'assertion e. la force d'un acide est déterminée par la quantité d'ions H^+ qu'il libère en solution. On peut le savoir à partir des valeurs des constantes d'acide et du degré d'ionisation.

E₃. C'est l'assertion d. La force d'un acide est proportionnelle à son volume. Plus on dilue la solution, plus le pH augmente.

E₄. L'assertion 'c'est fausse. La force d'un acide est inversement proportionnelle à sa masse car $pH = -\log [H^+]$ avec $[H^+] = m/Meq \cdot V$ ou Meq exprime la masse.

E₅. La réponse proposée par l'élève est une fausse réponse (sans fournir de justification ni de bonne réponse)

Tableau 1. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses élèves	Catégories des réponses fournies par les enseignants				
	E1	E2	E3	E4	E5
R1	P2, P5	P1, P3, P6, P7, P9, P10	P4	-	P8
R2	P5	P1, P3, P6, P7, P9, P10	P4	P2	P8

Retenons du tableau 1, les indications suivantes:

- la moitié des enseignants attribuent la quantité d'ions H^+ libérés en solution à la force d'un acide;
- d'autres enseignants rattachent à cette force les facteurs suivants : le pH, le volume ou la masse (poids) de l'acide. Particulièrement le professeur P2 considère que la force d'un acide augmente lorsque le pH diminue et elle est inversement proportionnelle à son poids (masse). Le professeur P8 ne fournit aucune explication
- aucune réponse des enseignants ne correspond aux réponses proposées par les élèves : tous les professeurs ont détecté les erreurs dans les réponses des élèves.

Q2. Laquelle des solutions suivantes a le pH plus élevé (+justifier la réponse)

- 15 ml d'une solution d'acide chlorhydrique 0,05 M ;
- 15 ml d'une solution d'acide chlorhydrique 0,11M ;
- 15 ml d'une solution d'acide acétique 0,05 M ;
- 15 ml d'une solution d'acide acétique 0,11M.

Pour **b, R3** : HCl est plus fort que CH_3COOH comme sa concentration est élevée, son pH sera plus élevé.

Pour la question Q2, nous avons six catégories des réponses des enseignants:

E_6 : assertion b est correcte. HCl est plus fort que CH_3COOH ; pour ce dernier il y a intervention de la constante d'acidité dans le calcul du pH (**sous-entendu son pH sera faible, R3**)

E₇: assertion b est fausse. Le pH d'un acide est élevé lorsque la concentration est faible et dépend de l'électrolyte considéré.

E₈: Assertion b correcte mais la justification est fausse. Plus la concentration est élevée plus le pH est faible.

E₉. L'assertion b est fausse et l'assertion d qui est correcte. Plus la concentration est élevée, plus le pH diminue et le pH (sous-entendu de l'acide faible) dépend du pKa avec $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} - \log C_a)$

E₁₀. Assertion c correcte avec calculs à l'appui

E₁₁. Abstention

Tableau 2. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses élèves	Catégories des réponses des enseignants					
	E6 (R3)	E7	E8	E9	E10	E11
R3	P1, P6	P2	P3	P4, P5	P7, P9, P10	P8

On peut lire dans ce tableau, les indications suivantes:

- 40% des professeurs ont identifié la bonne réponse après calculs de pH à partir des formules appropriées;
- La réaction E6 bien que proche de R3 renferme en plus une mauvaise conception de l'intervention de la constante d'acidité dans le calcul du pH.
- Les réactions E7, E8 & E9 véhiculent la même conception : une bonne conception et contraire à la justification proposée par l'élève: *plus la concentration est élevée, plus faible sera le pH de la solution*. L'erreur réside dans le fait que le professeur n'a pas non plus choisi la bonne assertion !
- Pour la même explication, les professeurs P2, P3, P4 & P5 réagissent différemment. P3 est d'accord avec l'assertion de l'étudiant et considère que l'explication avancée est fausse. P2 se limite à apprécier la réponse de l'élève sans choisir la bonne assertion. Les professeurs P4 & P5 considèrent que l'assertion et l'explication de l'étudiant sont fausses et proposent une

mauvaise assertion en s'appuyant sur la constante d'acidité de l'acide acétique.

Q3. La valeur approximative du pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique 10^{-8} M est : a. 8 b. 7 c. supérieur à 7 d. légèrement inférieur à 7 (justifier la réponse)

Pour l'assertion **a**, **R4**: l'acide chlorhydrique est un acide fort : on applique directement la formule $\text{pH} = -\log 10^{-8}$, $\text{pH} = 8$. Pour l'assertion **b**, **R5**: cet acide est plus faible que l'eau alors le pH de la solution égale à 7

Pour la Q4, nous avons les trois catégories suivantes:

E_{12} : Assertion a correcte. On applique directement la formule de $\text{pH} = -\log 10^{-8}$, $\text{pH} = 8$ (**R4**)

E_{13} : assertion b correcte. L'eau est un acide plus fort que HCl (vu sa faible concentration); alors pH sera égal à 7 (**R5**)

E_{14} , c'est l'assertion d qui est correcte. Comme la concentration en acide fort est très faible, on doit faire intervenir aussi la concentration en ions provenant de l'eau. On a une moyenne de pH proche de 6,9

Tableau 3. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses des élèves	Catégories des réponses des enseignants		
	E12 (R4)	E13 (R5)	E14
R6	P3, P7, P9, P10	P8	P1, P2, P4, P5, P6
R7	P3, P7, P9, P10	P8	P1, P2, P4, P5, P6

Du tableau 3, nous pouvons retenir les informations suivantes :

- la moitié des professeurs admettent qu'il faille tenir compte de l'apport en ions des deux électrolytes, HCl et H_2O vu que leurs concentrations sont du même ordre;
- 40% admettent que comme HCl est un acide plus fort que l'eau, on devrait procéder aux calculs en appliquant directement la formule $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ avec $[\text{H}^+]$ la concentration de l'acide en solution;
- l'enseignant P8 pense que l'eau est un acide plus fort que l'acide chlorhydrique HCl car sa concentration est élevée. Alors on devrait procéder aux calculs en appliquant directement la formule $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ avec $[\text{H}^+]$ la concentration des ions H^+ provenant de l'eau.

Q4. Laquelle parmi les solutions suivantes exige plus de mole de NaOH pour sa neutralisation complète ? Justifier la réponse

a. 1 ml d'une solution de HCl 0,01M

b. 1 ml d'une solution de CH₃COOH 0,01M

R6: c'est l'assertion a : HCl est plus fort que l'acide acétique. Ainsi un acide plus fort exige plus de moles de base forte qu'un autre qui ne l'est pas. **R7 :** c'est l'assertion b. CH₃COOH exige trois moles de NaOH pour sa neutralisation complète. Un acide plus faible exige plus de moles de base forte pour sa neutralisation complète qu'un autre qui ne l'est pas.

Pour cette question Q4, nous avons quatre catégories des réponses représentées dans le tableau 4:

E15 : c'est l'assertion 'a' car un acide plus fort exige plus de mole de base pour sa neutralisation complète qu'un autre qui ne l'est pas.

E16 : aucune réponse proposée n'est correcte. La neutralisation de chacun de ces acides exige le même nombre de moles de base forte. Ainsi, au point d'équivalence, le nombre d'équivalents acide = nombre d'équivalents de base

E17 : c'est l'assertion 'b'. La neutralisation est parfaite lors qu'il s'agit de mettre en jeu l'acide fort et la base forte.

E18 : C'est l'assertion 'b'. L'acide acétique subit une ionisation partielle tandis que l'acide chlorhydrique subit une ionisation totale.

Tableau 4. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses des élèves	Catégories des réponses des enseignants			
	E15 (R6)	E16	E17	E18
R6	P1, P2, P3, P4, P6, P8, P9	P5, P7, P10	-	-
R7	P1, P2, P3, P8, P9	P4, P5, P7, P10	P6	P9

Le tableau 4 nous indique que:

- Nombreux professeurs ont réagi en proposant E1 : la majorité des professeurs pensent qu'un acide plus fort exige plus de moles de base forte qu'un autre qui ne l'est pas
- peu d'enseignants (plus ou moins 30%) pensent que la neutralisation complète de chacun de ces acides exige le même nombre de moles de base forte ;
- face à la réponse R6, trois professeurs se rétractent. Deux considèrent que l'acide acétique exige plus de moles de base. Ils justifient leur choix en évoquant le type d'ionisation (P6) de ces deux acides entraînant respectivement le même type de neutralisation (P9). Leur idée globale est que : *"un acide qui s'ionise totalement subit une neutralisation totale et un autre qui s'ionise partiellement subit une neutralisation partielle"*. Un autre (P4) propose la bonne réponse.
- Il n'y a aucune réaction de l'enseignant qui correspond à cette réponse : Tous les enseignants ont détecté l'erreur correspondant à la réponse R7

Q5. Laquelle des solutions suivantes exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation complète ? Justifier votre réponse

a. 1 ml d'une solution de NaOH 0,01M

b. 1 ml d'une solution de NH₃ 0,01M

Pour **a**, **R8** : NaOH est une base plus forte que l'ammoniaque ; alors la base NaOH exige plus de moles d'un acide fort comme HCl pour sa neutralisation complète. Pour l'assertion **b**, **R9** : NH₃ est une base plus faible, elle exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation.

Pour la Q5, nous avons les cinq catégories suivantes :

E₁₉. Pour **a**, **R8** : NaOH est une base plus forte que l'ammoniaque ; alors la base NaOH exige plus de moles d'un acide fort comme HCl pour sa neutralisation complète. .

E₂₀. L'assertion **a** est correcte mais la justification est fausse. Au point d'équivalence, il faut la même quantité chimique d'acide.

E₂₁. Aucune assertion n'est correcte. Les deux solutions exigent la même quantité de matière

E₂₂. Aucune assertion n'est correcte sans justification

Tableau 5. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses des élèves	Catégories des réponses des enseignants			
	E19 (R8)	E20	E21	E22
R8	P2, P3, P6, P7, P8, P9	P4	P1, P5, P10	-
R9	P1, P2, P3, P6, P8, P9	P4	P5, P10	P7

Retenons également du tableau 5, les informations suivantes :

- 60% des enseignants admettent qu'une base plus forte exige plus de moles d'un acide plus fort pour sa neutralisation complète qu'une autre qui ne l'est pas;
- 20% des interrogés soutiennent que les deux solutions exigent la même quantité de matière;
- aucune réaction ne correspond à R9. En effet face à cette réponse, le professeur P1, pourtant faisant initialement partie du groupe ayant proposé la bonne réponse, se ravise et affirme que "avec quelques (peu) ml de HCl, le NH₃ peut être neutralisé" et rentre dans la catégorie de E19.

Q6. Désignez parmi les solutions suivantes celles qui sont tampons et justifiez la réponse. a. HCl / HCOOH b. NH₄Cl / NH₃ c. NaOH / NH₃ d. HCOONa / NaOH

e. CH₃COOH / CH₃COONa

Pour l'assertion **b**, **R10** : il s'agit d'un mélange de base faible et son sel d'acide fort.

Pour l'assertion **e**, **R11** : c'est un mélange d'acide faible et son sel de base forte.

Pour la Q6, nous avons quatre catégories des réponses :

E₂₃ : l'assertion b est correcte, il s'agit d'un mélange de base faible et son sel d'acide fort (**R10**)

E₂₄: l'assertion est b est fausse, un tampon est un mélange de Hr/Mr ou mOH/mR

E₂₅: les assertions b, d et e sont correctes car un tampon est une solution d'acide ou de base avec son sel d'acide ou de base faible ou forte.

E₂₆. L'assertion e est correcte. C'est un mélange d'acide faible et son sel de base forte
(R11)

Tableau 6. Fréquences des réponses fournies par les enseignants

Réponses des élèves	Catégories des réponses des enseignants			
	E23 (R10)	E24	E25	E26 (R11)
R10	P1, P2, P5, P7, P8, P9, P10	P3, P4	P6	-
R11	-	-	P6	P1, P2, P3, P4, P5, P7, P8, P9, P10

Le tableau 6 nous indique que la majorité des enseignants se sont trompés. Certains ont opté pour les bonnes assertions mais ils n'ont pas apporté de bons justificatifs y relatifs; ils se sont arrêtés à décrire la nature des substances qui forment le tampon sans faire référence au couple acide-base conjuguée le constituant qui justifie ainsi son pouvoir tampon.

Tableau 7. Récapitulation des bonnes réponses fournies par les enseignants

Questions	Réponses	P1	P2	P3	P4	P5	P6	P7	P8	P9	P10
Q1	E2	X		X			X	X		X	X
Q2	E10							X		X	X
Q3	E14	X	X		X	X	X				
Q4	E16					X		X			X
Q5	E21	X				X					X
Q6	E23*	X	X	X	X	X		X	X	X	X
Q6	E26*	X	X	X	X	X		X	X	X	X
	total	4	2	2	2	4	2	4	1	3	5

*Réponse partiellement réussie par les participants

A partir du tableau 7, nous constatons que les erreurs relatives aux questions Q4 & Q5 relatives à la réaction de neutralisation et celle Q2 relative au calcul du pH d'une solution ont paru plus difficiles à détecter par les enseignants par rapport aux autres.

Par contre, les erreurs relatives aux questions Q1, Q3 & Q6 ont paru plus abordables par les enseignants. Le fait de n'avoir pas proposé le couple acide-base comme étant à la base du pouvoir tampon est dû au fait que le modèle Bronsted n'est pas entièrement enseigné en classe.

2. Erreurs commises par les enseignants

a. Les principales erreurs commises par les enseignants

Parmi les réactions des enseignants recueillies, nous avons identifié des erreurs sur la connaissance des notions évaluées. Les principales erreurs commises sont énumérées comme suit :

E₁. Aucune assertion n'est correcte. La force d'un acide augmente lorsque le pH diminue

E₂. C'est l'assertion e. la force d'un acide est déterminée par la quantité d'ions H⁺ qu'il libère en solution. On peut le savoir à partir des valeurs des constantes d'acide et du degré d'ionisation.

E₃. C'est l'assertion d. La force d'un acide est proportionnelle à son volume. Plus on dilue la solution, plus le pH augmente.

E₄. L'assertion 'c'est fausse. La force d'un acide est inversement proportionnelle à sa masse car $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ avec $[\text{H}^+] = m/\text{Meq} \cdot V$ ou Meq exprime la masse.

E₅. La réponse proposée par l'élève est une fausse réponse (sans fournir de justification ni de bonne réponse)

E₆: assertion b est correcte. HCl est plus fort que CH₃COOH; pour ce dernier il y a intervention de la constante d'acidité dans le calcul du pH (**sous-entendu son pH sera faible, R3**)

E₇: assertion b est fausse. Le pH d'un acide est élevé lorsque la concentration est faible et dépend de l'électrolyte considéré.

E₈: Assertion b correcte mais la justification est fausse. Plus la concentration est élevée plus le pH est faible.

E₉. L'assertion b est fautive et l'assertion d est correcte. Plus la concentration est élevée, plus le pH diminue et le pH (sous-entendu de l'acide faible) dépend du pKa avec $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} - \log C_a)$

E₁₀. Assertion c correcte avec calculs à l'appui

E₁₁. Abstention

E₁₂: Assertion a correcte. On applique directement la formule de $\text{pH} = -\log 10^{-8}$, $\text{pH}=8$
(R4)

E₁₃: assertion b correcte. L'eau est un acide plus fort que HCl (vu sa faible concentration); alors pH sera égal à 7 **(R5)**

E₁₄, c'est l'assertion d qui est correcte. Comme la concentration en acide fort est très faible, on doit faire intervenir aussi la concentration en ions provenant de l'eau. On a une moyenne de pH proche de 6,9

E₁₅ : c'est l'assertion 'a' car un acide plus fort exige plus de mole de base pour sa neutralisation complète qu'un autre qui ne l'est pas.

E₁₆ : aucune réponse proposée n'est correcte. La neutralisation de chacun de ces acides exige le même nombre de moles de base forte. Ainsi, au point d'équivalence, le nombre d'équivalents acide = nombre d'équivalents de base

E₁₇ : c'est l'assertion 'b'. La neutralisation est parfaite lors qu'il s'agit de mettre en jeu l'acide fort et la base forte.

E₁₈ : C'est l'assertion 'b'. L'acide acétique subit une ionisation partielle tandis que l'acide chlorhydrique subit une ionisation totale.

E₁₉. Pour a, **R8** : NaOH est une base plus forte que l'ammoniaque ; alors la base NaOH exige plus de moles d'un acide fort comme HCl pour sa neutralisation complète. .

E₂₀. L'assertion a est correcte mais la justification est fautive. Au point d'équivalence, il faut la même quantité chimique d'acide.

E₂₁. Aucune assertion n'est correcte. Les deux solutions exigent la même quantité de matière

E₂₂. Aucune assertion n'est correcte sans justification

E₂₃ : l'assertion b est correcte, il s'agit d'un mélange de base faible et son sel d'acide fort **(R10)**

E₂₄: l'assertion est b est fausse, un tampon est un mélange de Hr/Mr ou mOH/mR

E₂₅: les assertions b, d et e sont correctes car un tampon est une solution d'acide ou de base avec son sel d'acide ou de base faible ou forte.

E₂₆. L'assertion e est correcte. C'est un mélange d'acide faible et son sel de base forte **(R11)**

Concernant les enseignants, on distingue deux groupes :

1. ceux qui ont **reconnu les difficultés d'apprentissage** des élèves en question parmi lesquels ceux qui ont suggéré **les bonnes réponses** et d'autres qui ont commis dans leurs justificatifs d'autres erreurs différentes de celles commises par les élèves ;
2. d'autres qui **n'ont pas reconnu ces difficultés** parmi lesquels les enseignants qui ont commis les mêmes erreurs que celles des élèves en plus de ceux qui en ont proposé davantage.

b. Classifications des enseignants selon le nombre d'erreurs commises

La figure suivante reprend le nombre d'erreurs commises par chaque enseignant.

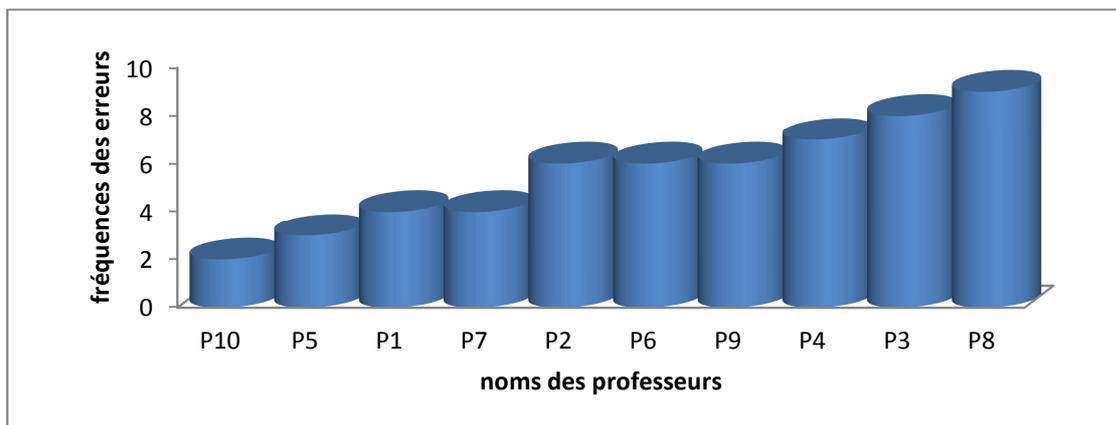


Figure 1. Fréquences d'erreurs commises par les enseignants

La figure 1 classe les professeurs selon le nombre d'erreurs commises. Elle nous indique que la majorité des professeurs s'est trompée aux questions avec une moyenne de six fois. Les professeurs P2, P6 et P9 sont sur cette moyenne. Les professeurs P10, P5, P1 & P7 sont en dessous de la moyenne et donc ont fait peu d'erreurs ; par contre les professeurs P3, P4 et surtout P8 dépassent la moyenne et donc se sont trompés presque tout le temps.

3. Difficultés des enseignants

Les enseignants qui ont commis des erreurs présentent différentes difficultés conceptuelles. Ces difficultés conceptuelles sont réparties en six catégories de D1 à D6.

D1 : apprécier la force d'un acide et d'une base à partir de la concentration, du pH, de la masse ou du volume de la solution.

D2. Ne pas savoir calculer le pH ni identifier la solution présentant un pH élevé par rapport aux différentes concentrations.

D3 : ne pas concevoir qu'une même quantité d'acide faible ou d'acide fort exige le même nombre de moles de base forte pour sa neutralisation complète

D4 : ne pas concevoir qu'une même quantité de base faible ou de base forte exige le même nombre de moles d'acide fort pour sa neutralisation complète.

D₅ : ne pas identifier ni désigner le couple acide-base comme étant à la base du pouvoir tampon.

D6. Apprécier la réponse fournie par l'élève sans y apporter la justification appropriée

De haut en bas, nous disposons dans le tableau suivant les professeurs par nombre croissant de difficultés. Trois professeurs ont chacun trois difficultés ; deux quatre difficultés ; trois ont cinq difficultés et deux en ont six. Le nombre de difficultés varie de trois à six avec une moyenne de quatre difficultés par professeur avec des fortes fréquences pour les difficultés D5, D2, D3 et D4. Le nombre d'erreurs évolue de 2 à 9. Le professeur P10 a le nombre plus bas d'erreurs et P8 le nombre en a le plus élevé.

Tableau 8. Difficultés systématiques identifiées chez des professeurs

Code	D1	D2	D3	D4	D5	D6
P1		x	x		x	
P5	x	x			x	
P10		x			x	
P2	x		x	x	x	
P6		x	x	x	x	
P4	x	x	x	x	x	
P7		x		x	x	x
P9		x	x	x	x	
P3		x	x	x	x	
P8	x	x	x	x	x	
	4	9	7	7	10	1

Peu d'enseignants présentent particulièrement les difficultés D₂. Les professeurs P1, P5, P7 et P 10 ont peu de difficultés traduisant avoir un bon niveau de connaissance de ces concepts. Les professeurs P2 et P6 ont un nombre moyen de difficultés alors que les autres présentent plus de difficultés.

Les difficultés D₅, D₂, D₄ et D₃ ont des fréquences les plus élevées : on les retrouve chez la plupart d'enseignants. La difficulté D₅ porte sur l'identification et la désignation du couple acide-base comme étant à la base du pouvoir tampon ; la difficulté D₂ porte sur le pH, son appréciation en fonction de la concentration et sa détermination par calcul. Par contre les difficultés D₄ et D₃ portent la mauvaise conception de la quantité de mole d'acide fort ou de base forte nécessaire pour

neutraliser une base faible ou un acide faible. La difficulté D6 est rare et se retrouve chez un seul professeur.

Tableau 9. Difficultés identifiées et des erreurs associées

Difficultés	Erreurs associées	Professeurs identifiés
D5	E23, E24, E25, E26	P1, P2, P3, P4, P5, P6, P7, P8, P9, P10
D2	E6, E7, E8, E9, E12, E13	P1, P3, P4, P5, P6, P7, P8, P9, P10
D3	E15, E16, E18	P1, P2, P3, P4, P5, P6, P8, P9
D4	E19	P2, P3, P4, P6, P7, P8, P9
D1	E1, E3, E4, E13	P2, P4, P5, P8
D6	E5, E20, E22	P7

Ce tableau indique également que l'on peut avoir commis beaucoup d'erreurs mais posséder peu de difficultés (et inversement). En effet, pour la majorité des cas le nombre d'erreurs commises est inférieur aux difficultés éprouvées sauf pour les professeurs P10 et P5.

A partir de ce tableau on peut tirer les constats suivants :

- Le nombre d'erreurs associées aux différentes difficultés varie entre 1 et 6. En effet, la difficulté D4 correspond à une erreur pendant qu'on peut associer à la difficulté D5 six erreurs. Le nombre d'erreurs associées aux autres difficultés est soit trois ou quatre.
- par ordre décroissant de fréquence, les difficultés se succèdent de la manière suivante : D5, D2, D3, D4, D1 et D6. Ainsi les difficultés D5, D2 & D3 sont **fréquentes**; D4 & D1 sont des **difficultés intermédiaires** et D6 est **la difficulté rare**.
- La difficulté D3 associées aux erreurs E₁₅, E₁₆ et E₁₇ se retrouve chez plus du trois quart des professeurs interrogés ; cette difficulté est du même ordre que la difficulté D6. Elles portent sur la quantité qu'il faut pour neutraliser un acide ou une base faible.
- Il y a des **difficultés qui vont de pair**. Par exemple lorsqu'on présente la difficulté D3, on présente forcément la difficulté D2 ou D5.

- La difficulté D5 relative à l'application du modèle de Bronsted (couple acide – base conjugués) au mélange tampon se retrouve chez tous les professeurs. L'explication fournie relève du modèle d'Arrhenius.
- La difficulté D6 est rare ; Elle est présente chez un seul professeur P7. Chaque fois que le professeur devrait apprécier la réponse de l'étudiant il en apportait la justification.
- Les erreurs les plus fréquentes sont relatives à la quantité de base forte ou d'acide fort qu'il faut pour assurer la neutralisation complète d'un acide faible par rapport à un acide fort ou d'une base faible par rapport à une base forte et au pH de la solution (son appréciation et sa détermination par calcul).

En nous référant aux différentes catégories des matières évaluées lors des tests destinées aux élèves, nous pouvons classer les six difficultés de la manière suivante :

- D3 & D4 : Réaction de neutralisation
- D2 : pH d'une solution
- D1 : force d'un acide
- D5 : mélange tampon (désignation et utilisation du couple acide – base conjugué)

Conclusion partielle

L'analyse des réactions fournies par les enseignants nous conduit aux conclusions suivantes :

- les erreurs les plus facilement identifiées par les enseignants sont dans l'ordre décroissant d'identification : **R₇** relative à la neutralisation d'un acide faible, **R₁** & **R₂** relatives à la force d'un acide et **R₃**, une concentration élevée entraîne une valeur élevée de pH. **R₄**, application directe de la formule de pH face à une solution aqueuse contenant une très faible concentration d'acide ; **R₅**, le calcul de pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à très faible concentration. Bien que les erreurs R₇, R₁, R₂ et R₃ soient facilement identifiables, près de la moitié des enseignants (qui les ont identifiées) ont proposé en lieu et place des mauvaises réponses.

- les erreurs difficilement identifiées par les enseignants sont rangées dans l'ordre décroissant d'identification : **R₈** & **R₉** se rapportant au nombre de moles d'acide fort nécessaires pour neutraliser une même quantité de base faible ou de base forte ; **R₆** relative au nombre de moles d'acide fort nécessaires pour neutraliser une base faible par rapport à une base forte; **R₁₀** & **R₁₁** la non désignation du couple acide-base conjuguée comme étant à la base du pouvoir tampon.
- les principales difficultés des enseignants sont centrées sur deux matières : la compréhension quantitative de la réaction acide-base (neutralisation d'un acide faible par rapport à un acide fort ou d'une base faible par rapport à une base forte: partie peu exploitée dans les enseignements et non documentée pourtant évaluée aux examens nationaux) et la compréhension qualitative de la réaction acide-base (non utilisation ou désignation du couple acide-base pour justifier le mélange tampon car le modèle de Bronsted n'est pas enseigné ou appliqué sur les autres parties de la réaction acide-base. Ainsi observe-t-on une persistance du modèle d'Arrhenius suite probablement à l'influence des manuels utilisés).

Annexe 10. Caractéristiques attribuées aux styles d'apprentissage

La découverte de votre style d'apprentissage **préférentiel** (avec vos points forts et vos points faibles) vous aidera à optimiser vos propres apprentissages et à mieux percevoir la diversité et la complémentarité des réactions des autres face à un problème.

Si vous êtes plutôt intuitif réflexif	Si vous êtes plutôt méthodique réflexif
<p>Vous excellez à considérer une situation sous des angles très variés. Votre réaction initiale est plutôt d'observer que d'agir.</p> <p>Vous appréciez les situations qui nécessitent un foisonnement d'idées comme, par exemple, lors d'un "brainstorming".</p> <p>Vous avez des intérêts culturels très larges et vous aimez rassembler des informations avec éclectisme.</p> <p>Vos points forts</p> <p>Vous êtes particulièrement doué pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> • imaginer; • comprendre les gens; • identifier les problèmes. <p>Vos points faibles</p> <p>Vous auriez tendance à :</p> <ul style="list-style-type: none"> • hésiter dans vos choix; • retarder vos décisions. 	<p>Vous excellez à synthétiser un vaste registre d'informations de manière logique et concise.</p> <p>Vous vous centrez plus sur l'analyse des idées et des problèmes que sur les personnes comme telles.</p> <p>Vous êtes surtout intéressé par la rigueur et la validité des théories.</p> <p>Vos points forts</p> <p>Vous êtes particulièrement doué pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> • planifier; • créer des "modèles scientifiques"; • définir des problèmes; • développer des théories. <p>Vos points faibles</p> <p>Vous auriez tendance à :</p> <ul style="list-style-type: none"> • "construire des châteaux en Espagne"; • méconnaître les applications pratiques d'une théorie.
Si vous êtes plutôt intuitif pragmatique	Si vous êtes plutôt méthodique pragmatique

<p>Vous aimez apprendre en mettant la "main à la pâte".</p> <p>Vous prenez plaisir à mettre en oeuvre des projets et à vous impliquer personnellement dans de nouvelles expériences que vous percevez comme des défis. Vous réagissez davantage par instinct qu'en fonction d'une analyse purement logique.</p> <p>Lors de la résolution d'un problème, vous aimez vous informer auprès des autres avant de procéder à vos propres investigations.</p> <p>Vos points forts</p> <p>Vous êtes particulièrement doué pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> • réaliser des projets; • diriger; • prendre des risques. <p>Vos points faibles</p> <p>Vous auriez tendance à :</p> <ul style="list-style-type: none"> • agir pour agir; • vous disperser. 	<p>Vous excellez à mettre en pratique les idées et les théories.</p> <p>Vous êtes capable de résoudre des problèmes et de prendre des décisions sans tergiverser et en sélectionnant la solution optimale.</p> <p>Vous préférez vous occuper de sciences appliquées ou de technologies plutôt que de questions purement sociales ou relationnelles.</p> <p>Vos points forts</p> <p>Vous êtes particulièrement doué pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> • définir et résoudre les problèmes; • prendre des décisions; • raisonner par déduction. <p>Vos points faibles</p> <p>Vous auriez tendance à :</p> <ul style="list-style-type: none"> • prendre des décisions précipitées; • vous attaquez à de faux problèmes.
---	---

Adapté de David Kolb, Learning-Style Inventory, Self-scoring inventory and interpretation Booklet, Revised Edition, 1985

- Nous utilisons les quatre styles de base, mais 75% des gens ont un style dominant.
- On ne peut pas hiérarchiser les styles d'apprentissage : leur efficacité spécifique varie en fonction des circonstances ...
- Il n'y a donc pas UNE bonne façon d'apprendre ou de résoudre un problème ...
- En conséquence, nous sommes différents, mais complémentaires.

Annexe 11. Questions sur les styles d'apprentissage et leur grille d'interprétation

Pour chacune des 12 situations, il faut :

- mettre un chiffre dans les **4** cases (de 1 à 4)
- utiliser chaque fois un chiffre **différent**
- utiliser les quatre chiffres
- répondre à toutes les questions et le plus spontanément possible

Signification des chiffres : **1** correspond à TOUT À FAIT MOI **2** correspond à souvent moi **3** correspond à parfois moi **4** correspond à RAREMENT MOI

1. Quand j'utilise un nouvel appareil (ordinateur, magnétoscope ...),

- a. j'analyse soigneusement le mode d'emploi et j'essaie de bien comprendre le fonctionnement de chaque élément.
- b. je procède par essais et erreurs, je tâtonne.
- c. je me fie à mes intuitions ou je demande à un copain de m'aider.
- d. j'écoute et j'observe attentivement les explications de celui qui s'y connaît.

2. En général, face à un problème,

- a. je prends tout mon temps et j'observe.
- b. j'analyse rationnellement le problème, j'essaie de rester logique...
- c. je n'hésite pas, je prends le taureau par les cornes et j'agis.
- d. je réagis plutôt instinctivement; je me fie à mes impressions ou à mes sentiments.

3. Pour m'orienter dans une ville inconnue, un village inconnu,

- a. je me fie à mon intuition, je "sens" la direction générale. Si cela ne va pas, j'interpelle quelqu'un de sympathique...
- b. j'observe calmement et attentivement. J'essaie de trouver des points de repère.
- c. je me repère rationnellement ; de préférence, je consulte une carte ou un plan
- d. l'important pour moi, c'est de réagir rapidement : parfois je demande, parfois j'essaie un itinéraire, quitte à faire demi-tour...

4. Si je dois étudier un cours,

- a. j'essaie surtout de faire des exercices et de découvrir des applications pratiques.
- b. je décortique soigneusement la matière : j'analyse et je raisonne.
- c. je prends mon temps, je lis et relis attentivement la matière.
- d. j'aime travailler avec des amis et je m'attache à ce qui me paraît important.

5. Quand je dois faire un achat important, pour choisir,

- a. j'observe, j'écoute les avis et les contre-avis, je prends tout mon temps.
- b. je fais confiance à mon intuition.
- c. j'essaie de calculer le meilleur rapport qualité-prix (au besoin je consulte une revue spécialisée).
- d. ce qui m'intéresse, c'est d'abord de faire un essai, je n'achète pas un chat dans un sac.

6. Le professeur qui me convient le mieux est quelqu'un

- a. qui expose sa matière avec rigueur, logique et précision.
- b. qui fait agir ses étudiants aussi souvent que possible.
- c. qui, avant tout, fait appel à l'expérience vécue des étudiants.
- d. qui a le souci de faire observer et réfléchir avant d'agir.

7. Pour apprendre une langue étrangère, je préfère

- a. lire et écouter pour bien m'imprégner de la langue.
- b. étudier un vocabulaire de base et un minimum de grammaire avant de me lancer dans une conversation.
- c. me plonger dans la pratique et parler le plus tôt possible !
- d. improviser : tout dépend de la langue, de mes rencontres et de mon état d'esprit...

8. Pour préparer un exposé,

- a. je le construis en fonction de mon public. S'il le faut, j'improvise sur place.

- b. je répète seul ou en petit comité.
- c. je m'inspire d'exemples que j'ai pu observer et apprécier.
- d. je construis une structure logique, une analyse et une synthèse.

9. Pour passer de bonnes vacances,

- a. je me décide rapidement, je prépare mes bagages ou mon matériel et je fonce.
- b. je rassemble une solide documentation, je pèse le pour et le contre et je choisis en connaissance de cause...
- c. j'aime voir sur place et risquer un peu d'imprévu.
- d. j'hésite à me décider, j'ai besoin d'avis, de témoignages ...

10. Si je dois lire un livre difficile,

- a. j'analyse la table des matières ... J'essaie d'assimiler chaque élément avant de passer au suivant.
- b. je commence par le parcourir pour mieux le "sentir" et pour voir si cela vaut la peine d'insister...
- c. je recherche surtout les exemples, les aspects concrets et les applications.
- d. je ne me presse pas, je demande parfois des avis, des appréciations.

11. Si je dois préparer un bon petit plat,

- a. je m'adresse à quelqu'un qui s'y connaît et je l'observe.
- b. j'analyse la recette ; il faut de la rigueur et de la précision.
- c. je me fie plutôt à mon expérience et à mon coup d'oeil ...
- d. je me lance, je tâtonne, je goûte ... Je mets tout de suite la main à la pâte.

12. Pour choisir une profession,

- a. le mieux c'est d'essayer en faisant un stage.
- b. pour moi, le plus important est de se fier à ses intuitions et à ses relations.
- c. l'idéal est d'observer les professionnels sur le terrain et de solliciter leurs témoignages.

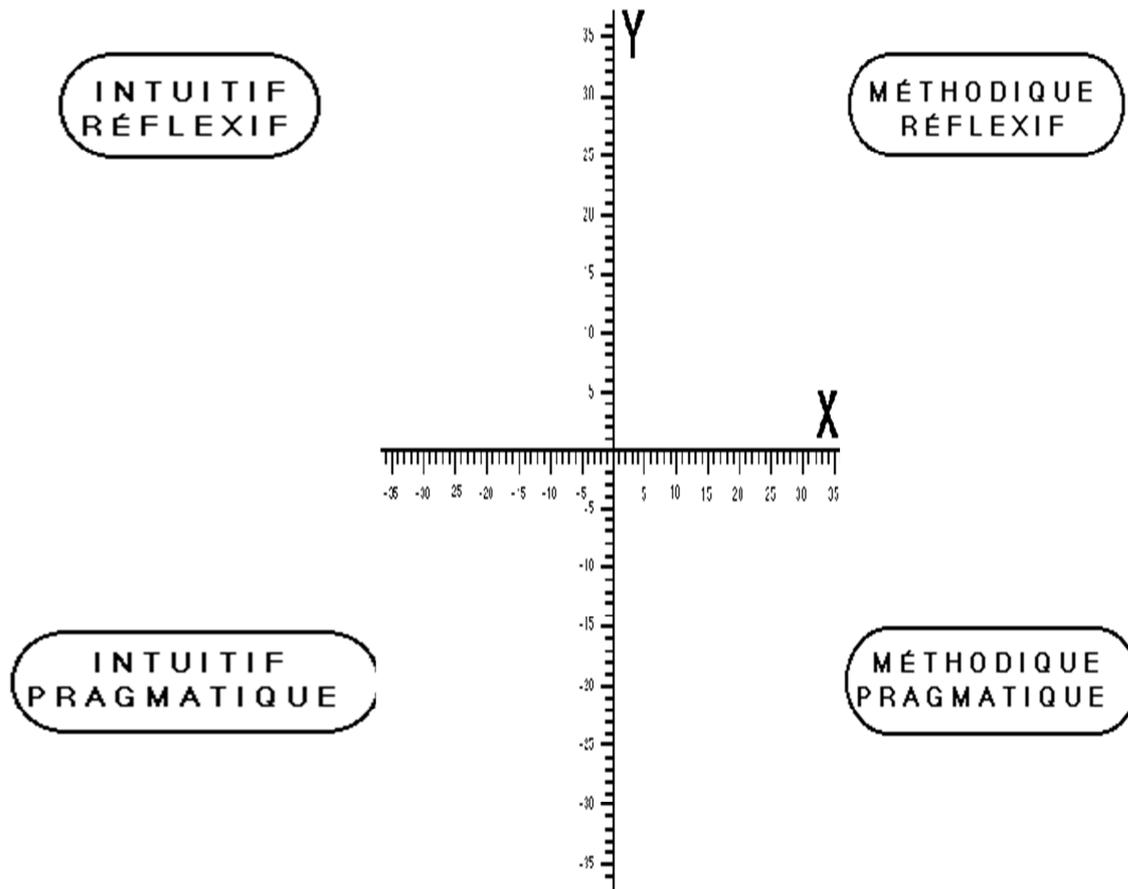
- d. l'essentiel est d'analyser tous les éléments, par exemple les aptitudes, les débouchés, les salaires...

GRILLE DE DÉCODAGE DU QUESTIONNAIRE ISALEM-1997

Pour chacune des douze questions, reportez, dans le tableau suivant, le chiffre que vous avez attribué à chacune des quatre propositions.

Question 1	c	a	b	d
Question 2	d	b	c	a
Question 3	a	c	d	b
Question 4	d	b	a	c
Question 5	b	c	d	a
Question 6	c	a	b	d
Question 7	d	b	c	a
Question 8	a	d	b	c
Question 9	c	b	a	d
Question 10	b	a	c	d
Question 11	c	b	d	a
Question 12	b	d	a	c
Total de chaque colonne :	I	Ab	Ac	R
Valeurs à reporter sur les axes				
Si vous avez moins de 18 ans (enseignement secondaire)	$I - Ab - 2 = X$		$Ac - R - 2 = Y$	
Si vous avez plus de 18 ans (ens. supérieur et adultes)	$I - Ab - 8 = X$		$Ac - R - 5 = Y$	

Reportez les valeurs de X et de Y ainsi obtenues, sur les axes correspondants du graphique. Pour plus d'information, cliquez sur votre style préférentiel.



Annexe 12. Qcm et questions ouvertes : questionnaire

CODE ECOLE : CODE CLASSE : CODE ELEVE : GENRE ELEVE : M/F (à entourer)

Questionnaire d'évaluation des connaissances

Forme A (Entourer d'un cercle la réponse correcte correspondant à chacune des questions suivantes)

1. Quelle est la définition qui correspond le mieux à celle d'un acide ? Un acide est :

- a. un poison ou toute substance capable de provoquer des brûlures sur la peau
- b. toute espèce chimique capable de libérer un proton en solution
- c. le résultat de la réaction d'hydrolyse d'un sel
- d. une substance qui participe à la réaction de neutralisation pour produire le sel et l'eau
- e. un électrolyte, utilisé pour faire fonctionner la batterie
- f. toute substance hydrogénée capable de libérer dans l'eau le proton

2. Quelle est la définition qui correspond le mieux à celle d'une base ? Une base est :

- a. une espèce chimique susceptible d'accepter des ions H^+
- b. toute substance qui en solution aqueuse libère les ions OH^-
- c. une substance qui participe à la réaction de neutralisation pour produire du sel et de l'eau
- d. une substance qui n'est ni acide ni sel
- e. toute substance chimique qui renferme le groupement OH
- f. une substance qui sert à fabriquer du savon

3. Laquelle parmi les définitions proposées ci-dessous est plus générale et donc la plus acceptable ? La réaction acide-base est une réaction qui consiste en :

- a. une formation uniquement d'un sel
- b. une formation d'un sel et de l'eau
- c. un transfert d'un proton de l'acide vers la base
- d. aucune des définitions proposées n'est correcte

Forme B

Proposez pour chacun des concepts suivants la définition qui conviendrait le mieux :

- a. Un acide b. Une base c. Une réaction acide-base

Annexe 13. Qcm et questions ouvertes : résultats (article publié dans le bulletin ABPPC, Mano & Villers, 2011)

Questions ouvertes ou à choix multiples : comportements des élèves lors d'un test sur les concepts d'acidité (Mano Machumu Innocent^{3,4} Didier Villers³)

1. Introduction générale

Une opinion répandue est que des sujets habitués à utiliser une forme bien déterminée de tests réussissent mieux que d'autres qui n'y sont pas habitués. En Belgique, les enseignants ont l'habitude de soumettre des questions ouvertes à leurs élèves, et utilisent peu les questionnaires à choix multiples (Ernoul & Talamoni, 2006 ; Cheung, 2006). La présente étude vise à déterminer la différence entre le comportement de ces élèves face à ces deux types de questions ainsi qu'à établir une éventuelle différence entre le comportement des filles et celui des garçons. Les questions se rapportent à la connaissance des concepts d'acidité (acide, base et réaction acide-base). Historiquement, pour expliquer les mêmes observations, différents chimistes, ont proposé différents modèles (représentations). Avec le temps, certaines de ces représentations se sont révélées insatisfaisantes. Le tableau chronologique suivant reprend l'évolution des différents modèles acide-base.

Tableau 1. Historique des modèles acide-base (Baker, Hazari & Yitbarek 2000; Cachau- Herreillat, 2009)

Période	Modèle envisagé
Antiquité	Le seul acide connu est le vinaigre
1100 - 1600	Les alchimistes distinguent l'huile de vitriol (H_2SO_4) ; l'eau forte (HNO_3 à 36°) et l'eau régale (mélange $3HCl + 1HNO_3$ concentrés)
1650 – 1660	GLAUBER et BOYLE affirment que les acides et les bases sont des composés antagonistes. Ils découvrent que l'action des acides sur un métal ou son oxyde conduit à des sels privés des propriétés des réactifs. La partie non active des réactifs prend le nom de base
1777	ROUELLE définit la base comme étant une substance dont la réaction avec un acide forme un sel
	LAVOISIER émet l'hypothèse que tous les acides contiennent de l'oxygène
1778	LAVOISIER émet l'hypothèse que les oxydes non métalliques produisent des acides en solution aqueuse
1810	DAVY montre que l'acide dit muriatique ne contient pas d'oxygène et suggère que l'hydrogène soit le principe acidifiant

³ Université de Mons UMONS, 20 place du Parc 7000 Mons

⁴ Institut Supérieur Pédagogique de Bukavu, République Démocratique du Congo

1816	DAVY affirme que les acides sont des composés hydrogénés
1838	LIEBIG reprend l'idée de DAVY et ajoute que tous les acides sont des composés hydrogénés dans lesquels l'hydrogène peut être remplacé par un métal
1840	GERHARDT contribue activement à imposer ce modèle grâce à la synthèse des anhydrides d'acides carboxyliques
1884	ARRHENIUS élabore le modèle ionique des acides et des bases
1923	BRONSTED et LOWRY d'une part élaborent le modèle du proton et LEWIS élabore le modèle électronique des acides et des bases

Les deux modèles retenus communément pour expliquer l'acidité sont celui de Bronsted–Lowry, vu au secondaire, et celui de Lewis, seulement vu dans les cours avancés de chimie dans l'enseignement supérieur (<http://www.enseignement.be>). Le modèle dépassé d'Arrhenius est aussi proposé aux élèves du secondaire, pour des raisons épistémologiques, et aussi il faut bien le reconnaître à cause d'une certaine inertie de l'enseignement scientifique. Dans cette étude, nous investiguons la manière dont les élèves se sont appropriés la réaction acide-base en adoptant le modèle de Bronsted.

2. Méthodologie suivie

2.1. Instructions sur le déroulement du test

Nous avons soumis un questionnaire aux élèves de sixième année, en sciences générales. Ce questionnaire (en annexe) est conçu sous deux formes : la forme A, des questions à choix multiples et la forme B, des questions ouvertes. Il est demandé à l'élève de proposer la définition qui conviendrait le mieux à chacun des trois concepts proposés (acide, base et réaction acide-base). Les assertions proposées à la forme A sont des conceptions fréquentes des élèves fournies par la littérature (Arzu, 2004 ; Demerouti, Kousathana et Tsaparlis, 2004a & 2004b ; Naija, 2004) ainsi que celles recueillies auprès des élèves il y a quatre ans (Mano, Dramaix & Villers, 2007). Chaque classe participante a été divisée en deux groupes sur base de la liste alphabétique des élèves en alternant les affectations aux groupes A et B, de manière à n'introduire aucun biais. Le professeur a remis à chaque élève le questionnaire correspondant à son groupe d'appartenance. Le genre (fille ou garçon) était indiqué sur la feuille. Le questionnaire a été soumis à un moment où les élèves avaient vu les

notions utiles sur les acides et les bases, sans avoir été prévenu du test. L'élève disposait de dix minutes pour remettre son questionnaire.

2.2. Participation aux tests

Les écoles qui ont participé à ce test dépendent de la Communauté française, de la Province du Hainaut ou du réseau libre catholique, et sont toutes situées en Hainaut. Au total douze classes dont l'effectif s'élevait à 283 individus comprenant 138 filles et 145 garçons. 143 élèves ont été soumis à la forme A du questionnaire et 140 à la forme B. Les professeurs étaient au nombre de six.

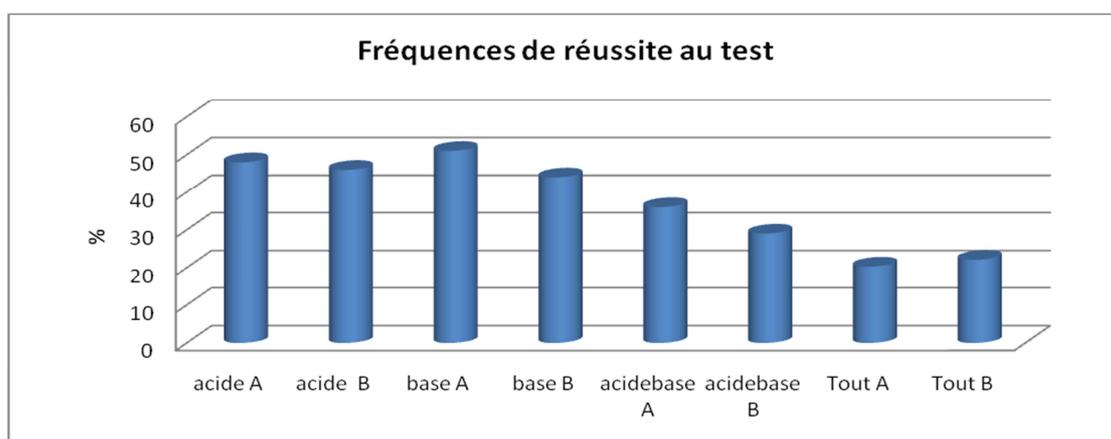
2.3. Traitement statistique

Le test statistique t de Student est indiqué pour comparer deux groupes indépendants, ce qui est le cas ici, sur base d'une comparaison des moyennes. Nous avons utilisé le logiciel "Sofa Statistics" pour appliquer ce test. Cela nous a permis de vérifier, d'une part si la forme du questionnaire est une variable importante qui influence de manière significative la réussite des élèves au test, et d'autre part si le comportement des participants varie selon la variable genre pour chacun de trois concepts proposés.

3. Présentation et discussion des résultats

3.1. Résultats globaux selon la forme du questionnaire

Les fréquences de réussite partielle et totale sont présentées sur la figure suivante : sur l'axe des ordonnées on peut lire la fréquence en pourcentage de réussite des élèves et sur l'axe des abscisses le concept défini selon la forme à laquelle l'élève a répondu.



La réussite considérée est celle qui se rapporte à la conception de Bronsted. Ainsi les résultats tels que présentés sur cette figure nous permettent de tirer les observations suivantes :

- augmentation de l'écart apparent entre les réussites de la forme A à la forme B lorsqu'on passe de l'acide à la base ou à la réaction acide-base ;
- la base semble être la mieux connue par les élèves sous la conception Bronsted ; la connaissance des concepts acide et base sous la forme B est relativement identique.
- performance relativement bonne à la forme A par rapport à la forme B lorsqu'on considère individuellement la connaissance du concept : l'élève semble avoir des difficultés à produire une réponse rédigée par rapport au choix d'un QCM. Cependant cette légère tendance disparaît lorsqu'on considère la connaissance globale de ces trois concepts.

Ainsi ces résultats indiquent que la forme A est relativement plus facile que la forme B.

D'un point de vue strictement statistique, le traitement des résultats selon les formes fournit des valeurs de seuil de signification (p) supérieures à 0.05 ce qui indique que les différences observées entre les moyennes de réussite aux deux formes ne sont pas significatives. Elles peuvent donc être utilisées de manière équivalente pour évaluer les étudiants.

3.2. Résultats selon le genre

Les résultats obtenus indiquent des faibles écarts entre les cotes des filles par rapport à celles des garçons aux deux formes des questions A et B ainsi que des faibles cotes des garçons par rapport à celles des filles à la forme B. Aussi les cotes des garçons sont relativement élevées à la forme A spécialement pour les concepts : acide et base. Une analyse statistique analogue a été effectuée pour savoir si ces écarts observés dans les résultats sont significatifs. De fait, pour tous les concepts, les valeurs de seuil de signification p sont supérieures à 0.05. La différence des moyennes de réussites selon le genre n'est donc pas significative.

3.3. Résultats selon les différentes conceptions

Pour nuancer les résultats obtenus, nous répartissons les fréquences selon les différentes conceptions : Bronsted d'une part (la conception recherchée), et d'autre part Arrhenius ainsi que d'autres fausses conceptions. Les résultats selon les différentes conceptions sont présentés dans le tableau 2. Dans ce tableau, on retrouvera pour chaque forme des questions par rapport à chaque concept, la fréquence en pourcentage des élèves correspondant au modèle acide-base choisi.

Tableau 2. Fréquences (%) des conceptions selon la forme des questions pour chaque concept

Concept	Bronsted		Arrhenius		Autres	
	Forme A	Forme B	Forme A	Forme B	Forme A	Forme B
Acide	47,6	45,7	46,9	21,4	5,6	32,9
Base	51	44,3	32,2	22,3	16,8	31,4
Acide - base	37,1	29,3	50,4	30,7	12,6	40
% moyen	42,5		34		23,2	

Pour le questionnaire sous la forme A, on constate globalement une prédominance dans les conceptions erronées de celle d'Arrhenius. Ce modèle étant présenté au second degré comme conception initiale, il n'est pas étonnant qu'il prenne le statut d'une pré-conception qui réapparaît dès lors que des élèves ne parviennent pas à s'approprier la conception de Bronsted. Cela est d'autant plus important si des propositions dans ce sens sont soumises à l'élève par rapport à la situation où il doit lui-même les rédiger.

L'analyse des réponses fournies nous indique aussi que les classes ne sont pas homogènes parce que certains professeurs répètent en classe l'enseignement de la conception d'Arrhenius. On observe alors de bons résultats pour l'acquisition de ce modèle, au détriment de la conception de Bronsted, mais avec en contrepartie une bien plus faible part des conceptions totalement erronées. (par exemple une classe de 40 élèves présente pour Bronsted, Arrhenius et autres conceptions successivement les fréquences suivantes : 18,6% ; 69,6% et 11,8%).

3.4. Résultats sur la performance générale des élèves aux tests

Si on globalise les 2 formes, les performances des 283 élèves sur la conception de Bronsted, réparties graduellement selon les concepts acquis, sont reprises dans le tableau 3.

Tableau 3. Partitionnement des élèves suivant les degrés d'acquisition des concepts de Bronsted.

Concepts acquis	Nombre d'élèves	%
Aucun	98	35
Acide seulement	26	9
Base seulement	22	8
Réaction acide-base seulement	21	7
Acide et base	43	15
Acide et réaction acide-base	3	1
Base et réaction acide-base	10	4
L'ensemble des trois concepts	60	21
Total	283	100

Il se dégage que la performance globale au test est assez faible (21%) soit une moyenne de 20,3% de réussite à la forme A et celle de 22,1% à la forme B. De plus 35% n'ont acquis aucun concept ce qui témoigne davantage des difficultés d'appropriation du modèle de Bronsted. Rappelons cependant que les élèves n'étaient pas avertis du test et que la matière n'était pas vue récemment.

4. Conclusions et recommandations

Au cours de cette étude, nous avons classé les conceptions des élèves sur l'acidité en trois catégories : la (bonne) conception de Bronsted, la conception d'Arrhenius, qui est une préconception acquise au second degré, et toutes les autres fausses conceptions s'écartant de ces deux premières, rassemblées en une seule catégorie.

L'analyse statistique des résultats nous conduit à deux conclusions importantes :

- la forme des questions n'est pas une variable importante pour la performance des élèves puisque la performance des élèves est relativement la même aux questions à choix multiples et aux questions ouvertes. Ainsi les élèves se sont comportés de manière identique aux deux tests avec des cotes un peu plus faibles aux questions ouvertes, alors qu'ils ne sont pourtant pas habitués aux questions à choix multiples.
- le genre n'est pas une variable qui influence de manière significative la

réussite des élèves : les garçons et les filles ont des connaissances similaires sur les concepts d'acidité.

Ces résultats nous incitent à conseiller aux enseignants d'utiliser les questionnaires à choix multiples lorsqu'ils évaluent la connaissance des concepts d'acidité, vu la possibilité et l'intérêt qu'ils offrent : la rapidité des tests et des corrections. Cette conclusion peut être étendue à d'autres concepts ou matières présentant des similarités dans leur acquisition. Aussi les enseignants devraient privilégier au troisième degré l'enseignement du modèle de Bronsted afin de mieux développer la compréhension et l'utilisation de ce concept par les élèves, sachant qu'il doit remplacer la pré-conception d'origine scolaire que constitue le modèle d'Arrhenius vu au second degré.

Remerciements

Cette étude a été réalisée dans le but d'étalonner les tests utilisés dans une recherche menée auprès des étudiants sur les modèles des acides et des bases en République Démocratique du Congo. Nous remercions le Conseil Universitaire pour le Développement (CUD) et la Coopération Technique Belge (CTB) pour leurs soutiens financiers. Nos remerciements s'adressent également aux enseignants qui ont participé à cette étude.

Références bibliographiques

- Arzu, A. (2004). Effect of Conceptual Change Oriented Instruction Accompanied with Cooperative Group Work on Understanding of Acid-Base Concepts, MetuThesis
- Barke H-D, Hazari A. & Yitbarek S. (2009). Misconceptions in chemistry, Spinger, pp 173-205
- Cachau - Herreillat D. (2009): Des expériences de la famille acide-base : réussir, exploiter et commenter 50 manipulations en chimie, Groupe de Boeck, pp 5 – 10
- Cheung D. (2006) A Test Construction Support System for Chemistry Teachers, , Journal of chemical education, 83(9), 1399
- Demerouti M., Kousatana M & Tsaparlis G. (2004a). Acid-base Equilibria, Part

I. Upper Secondary Students' Misconceptions and Difficulties, *Chemical Educator*, 2004, 9, pp 122-131

- Demerouti M., Kousatana M, Tsaparlis G. (2004b) Acid-Base equilibria, Part II. Effect of Developmental Level and disembedding Ability on Students' Conceptual Understanding and Problem-Solving Ability in *Chemical Educator*, 9, 132 – 137.
- Ernoult M. & Talamoni C. (2006). Le qcm : un outil pour la formation et l'évaluation, in *Activités mathématiques et scientifiques*, n° 58, pp 15 - 36
- Mano I., Dramaix M. & Villers D. (2007). Enquête sur l'acquisition des connaissances de chimie : comparaison entre les situations de la Belgique (CFWB) et de la République Démocratique du Congo in *Bulletin de l'ABPPC*, n°174, 83 – 88
- Ministère de la Communauté Française de Belgique (2001). Les compétences terminales et savoirs requis en sciences (Humanités générales et technologiques), Belgique (<http://www.enseignement.be>)
- Naija R. (2004). Apprentissage des réactions acido-basique : Mise en évidence et Remédiation des difficultés des étudiants lors d'une séquence d'enseignement expérimental, Thèse, Université de Lyon (Cyberthèses)
- Logiciel "Sofa statistics" [http:// www.sofastatistics.com](http://www.sofastatistics.com)

Annexe 14. Questionnaire destiné aux élèves : test 1

Proposez pour chacun des concepts suivants la définition qui conviendrait le mieux :

a. une réaction chimique -----

b. Un acide -----

c. Une base -----

d. Une réaction acide-base -----

Annexe 15. Questionnaire destiné aux élèves : test 2

Nom de l'élève : _____ Sexe : _____

Consigne : entourer d'un cercle la réponse correcte correspondant à chacune des questions suivantes

1. Quelle est la définition qui correspond le mieux à celle d'un acide ? Un acide est :

- a. un poison ou toute substance capable de provoquer des brûlures sur la peau
- b. toute espèce chimique capable de libérer un proton en solution
- c. le résultat de la réaction d'hydrolyse d'un sel
- d. une substance qui participe à la réaction de neutralisation pour produire le sel et l'eau
- e. un électrolyte, utilisé pour faire fonctionner la batterie
- f. toute substance hydrogénée capable de libérer dans l'eau le proton

2. Quelle est la définition qui correspond le mieux à celle d'une base ? Une base est :

- a. une espèce chimique susceptible d'accepter des ions H^+
- b. toute substance qui en solution aqueuse libère les ions OH^-
- c. une substance qui participe à la réaction de neutralisation pour produire du sel et de l'eau
- d. une substance qui n'est ni acide ni sel
- e. toute substance chimique qui renferme le groupement OH^-
- f. une substance qui sert à fabriquer du savon

3. Laquelle parmi les définitions proposées ci-dessous est plus générale et donc la plus acceptable ? La réaction acide-base est une réaction qui consiste en :

- a. une formation uniquement d'un sel
- b. une formation d'un sel et de l'eau
- c. un transfert d'un proton de l'acide vers la base

d. aucune des définitions proposées n'est correcte

4. Pour augmenter l'acidité d'une solution, il faudrait :

- a. augmenter la concentration en ions H^+
- b. diminuer le pOH de la solution
- c. chauffer la solution jusqu'à l'évaporation du solvant
- d. ajouter le solvant (eau)

5. Pour diminuer l'acidité d'une solution, il faudrait :

- a. diminuer la concentration en ions OH^- en ajoutant de l'acide
- b. augmenter le pH de la solution
- c. refroidir la solution
- d. évaporer le solvant (eau) par chauffage

6. Laquelle parmi les solutions suivantes exige plus de moles de NaOH pour sa neutralisation complète ? Justifier la réponse.

- a. 1 mL d'une solution de HCl 0.01M
- b. 1 mL d'une solution de CH_3COOH 0.01M

7. Laquelle des valeurs des constantes d'acidité indiquées ci-dessous correspond à l'acide le plus faible ? Justifier la réponse a. 1.0×10^{-7} b. 1.0×10^{-5} c. 1.0×10^{-2} d. 10

8. Laquelle des assertions suivantes est correcte (+ justifier la réponse) :

- a. la force d'un acide augmente lorsque le pH augmente
- b. la force d'une base augmente avec l'augmentation du pOH
- c. la force d'un acide est proportionnelle à sa masse
- d. la force d'un acide est proportionnelle à son volume
- e. la force d'un acide est proportionnelle au nombre de moles d'ions H^+ qu'il libère en solution

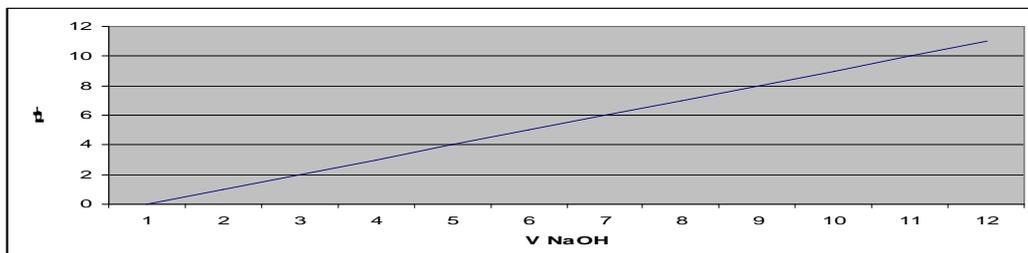
9. Laquelle parmi les solutions dont les valeurs de pH sont indiquées ci-dessous est la plus basique : a. pH = 1 b. pH = 2 c. pH = 3 d. pH = 5 justifier la réponse

10. Laquelle des solutions suivantes a le pH le plus élevé (+ justifier la réponse) :

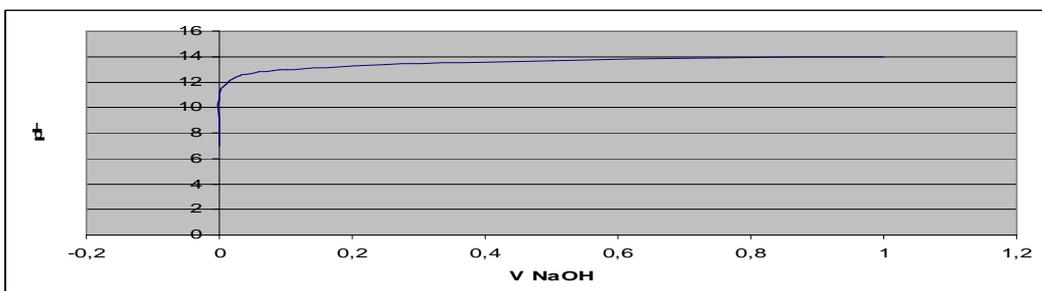
- a. 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique 0.05M
- b. 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique 0.11M
- c. 15 mL d'une solution d'acide acétique 0.05M
- d. 15 mL d'une solution d'acide acétique 0.11M

11. On ajoute progressivement une quantité de NaOH à de l'eau pure. Lequel des graphiques suivants représente correctement l'évolution du pH de la solution en fonction du volume de NaOH ajouté ? Justifier la réponse

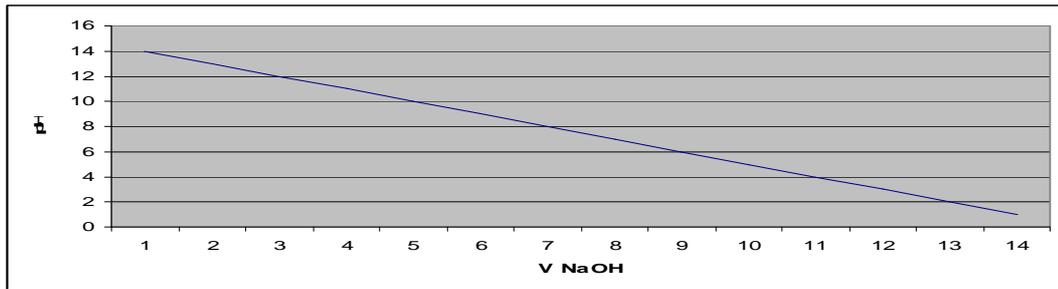
(a)



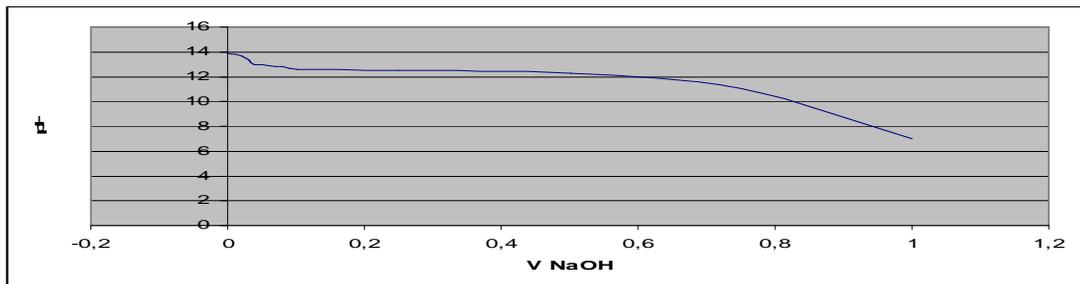
(b)



(c)



(d)



12. Voici trois tubes contenant des solutions de pH connu : I. pH = 2 II. pH = 13
 III. pH = 7. Choisir parmi les réponses suivantes celle qui correspond à la bonne association :

	I	II	III
a.	acide faible	acide fort	solution neutre
b.	base forte	solution neutre	solution acide
c.	base forte	acide fort	solution neutre
d.	acide fort	base forte	solution neutre
e.	base forte	base faible	solution neutre

13. La valeur approximative du pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique 10^{-8} M est :

- a. 8 b. 7 c. supérieure à 7 d. légèrement inférieure à 7

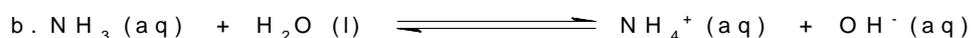
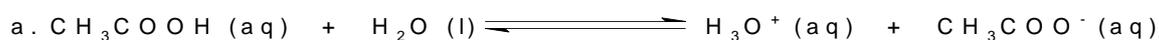
Justifier la réponse

Annexe 16. Questionnaire destiné aux élèves : test 3

Nom de l'élève : _____ Sexe : _____

Consigne : Entourer d'un cercle la réponse correcte correspondant à chacune des questions suivantes. La justification de la réponse -lorsqu'elle est exigée- doit être précise, concise et mentionnée près de la réponse cochée

1. Parmi les espèces chimiques, dire celle qui ne peut pas être considérée comme acide de Bronsted-Lowry ? Justifier la réponse: a. CH_3COOH b. HCOO^- c. H_2O d. NH_4^+
2. Parmi les espèces chimiques, dire celle qui ne peut pas être considérée comme base de Bronsted-Lowry ? Justifier la réponse: a. NH_3 b. CN^- c. H_2O d. NH_4^+
3. Laquelle parmi les espèces suivantes ne peut pas agir à la fois comme acide et base de Bronsted ? Justifier la réponse. a. HCOO^- b. HCO_3^- c. HS^- d. H_2O
4. Laquelle des solutions suivantes exige plus de moles de HCl pour sa neutralisation complète ? Justifier la réponse.
 - a. 1 mL d'une solution de NaOH 0.01M
 - b. 1mL d'une solution de NH_3 0.01M
5. Désignez parmi les solutions suivantes celles qui sont tampons et justifiez la réponse :
 - a. HCl/HCOOH
 - b. $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NH}_3$
 - c. NaOH/NH_3
 - d. $\text{HCOONa}/\text{NaOH}$
 - e. $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$
6. Identifie dans chacun des systèmes suivants et fais correspondre par des flèches, la paire acide-base conjugués. Indique – au moyen d'une flèche- le sens de l'évolution de la réaction.



7. Montrer tous les équilibres ioniques qui apparaissent en :

- a. solution aqueuse de $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
- b. solution aqueuse de NH_4Cl

Deuxième partie

Annexe 17. Manipulations sur la réaction acide-base exploitant les produits locaux!

Introduction

Comment stimuler la motivation des élèves et les conduire vers une participation accrue des activités de classe ? Telle est la question que se posent de nombreux enseignants particulièrement dans les pays où l'insuffisance de matériels didactiques contribue à délaissé l'expérience au profit d'un enseignement ex cathedra. Nous penchons sur l'enseignement de la chimie relatif à la réaction acide-base, nous proposons une démarche en puisant dans la richesse du milieu tous les éléments qui pourraient donner sens et signification à l'approche expérimentale de la chimie. Nous relierons théorie et pratique, richesse de l'environnement et manipulations scientifiques, l'interrogatif et le réflexif. Ainsi la chimie devient plus facile à enseigner et à apprendre quand les élèves et les enseignants se mettent ensemble pour construire le savoir à partir des situations-problèmes et de ce qui les entoure directement.

Nous proposons une série de manipulations (TP) que les élèves peuvent réaliser sous le guide du professeur. Les douze manipulations présentées dans ce document sont une réponse aux préoccupations des enseignants qui privilégient la réalisation des TP comme méthode ultime pour aider les étudiants à s'approprier les concepts de réaction acide-base. Les thèmes abordés sont repartis en différentes catégories : les indicateurs colorés, l'acidité et la mesure de pH, les acides et leurs dérivés, les bases et leurs dérivés, la réaction de neutralisation, la réaction de saponification et la préparation des sels.

Nous subdivisons ce recueil de travaux pratiques en deux parties :

- Une partie destinée à l'enseignant : celle-ci reprend le sujet intitulé de manière plus attrayante, les objectifs de la leçon, les compétences visées, les prérequis, l'importance de la manipulation, les matériels et produits, l'impact éventuel (problèmes posés) sur l'environnement; enfin vient le déroulement

de la manipulation : la mise en situation, expérience choc et l'expérience proprement dite.

- L'autre partie, destinée aux élèves reprend l'essentiel à retenir, les exercices d'applications numériques ou pratiques ainsi qu'une explication des mots-clés.

Les travaux pratiques proposés se rapportent essentiellement à la notion d'acidité c'est-à-dire la réaction acide-base. Nous avons adopté des titres plus attrayants orientés vers les questions que se posent les élèves. Toutes les expériences présentées ici ont déjà été faites au Congo et essayées avec grande satisfaction des enseignants et des élèves. Cependant sous cette forme, elles ne sont pas proposées par le programme alors que la plupart des produits et des matériels présentés peuvent être trouvés dans tous les coins du Congo.

Nous croyons comme nombreux enseignants interrogés qu'adopter la méthode expérimentale va aider les étudiants à retrouver le goût et même l'intérêt d'apprendre, diminuer le sentiment de méfiance observée envers l'enseignement-apprentissage de la science dont la chimie et le décrochage scolaire en vogue dans les écoles secondaires et orienter davantage les étudiants vers les filières scientifiques à l'université et améliorer ainsi leur performance dans le domaine affectif et dans le domaine cognitif. C'est cela qui donnera au savoir son sens dans sa conception textuelle et sa conception pratique d'autant que nous croyons que les différents exercices et devoirs proposés dans ce document permettront aux élèves de savoir davantage sur la réaction acide-base et de savoir transférer.

A. Les indicateurs colorés



Thème 1. Et si nous fabriquions du vernis à ongles...

- Déroulement de la leçon
- Contenu : Les indicateurs colorés
- Plan du contenu de matière : indicateurs colorés
 1. Définition
 2. Lien entre structure et couleur
 3. Zone de virage
 4. Types d'indicateurs acido-basiques
 5. Détermination de la valeur du pH par un indicateur

I. Fiche signalétique

Objectifs

A la fin de la leçon les élèves seront capables de :

- préparer un indicateur coloré à partir des feuilles, des plantes et des pétales des fleurs ;
- préciser la couleur de l'indicateur préparé selon le milieu ;
- expliquer l'origine de la coloration d'un indicateur et de tout colorant en général ;
- expliquer le point de virage et la zone de virage d'un indicateur.

Compétences visées :

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes ;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales ;
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques

- expliquer les concepts : indicateur coloré, point de virage et zone de virage, ... ;
- préparer un indicateur coloré à partir des déchets agricoles ;
- établir un lien entre la couleur d'un indicateur et sa structure chimique ;
- établir des liens entre la botanique et la chimie ;
- trouver d'autres plantes ou fleurs dans la nature qui pourraient être utilisées comme indicateur.

Prérequis :

- préparation des solutions ;
- séparation des constituants d'un mélange ;
- notion de concentrations ;
- notion de couleur (physique) ;
- équilibre chimique (pour envisager l'équilibre acido-basique) ;
- échelle de pH, acidité et basicité.

Importance de la manipulation :

- montrer aux élèves qu'il est possible d'obtenir des indicateurs colorés à partir de la sève des plantes ;
- servir de prérequis au dosage acido-basique.

Matériels et produits :

- feuilles des plantes ou plante entière: balsamine, chou rouge, tomate, carotte, épinard, oxalis ;
- pétales des fleurs : oseille, rosalie, tournesol ;
- citron ;
- solution basique : eau de chaux ou hydroxyde de potassium ;
- eau de pluie ou eau distillée ;
- béciers ou gobelets ;
- calotte chauffante, réchaud ou brasier

Problèmes posés :

- problèmes d'environnement : diminution des végétaux verts, c'est-à-dire du nombre des plantes qui doivent absorber le gaz carbonique
- pollution du sol (mais de faible importance car d'origine végétale) : toutes ces solutions colorées seront jetées dans la nature et peuvent réagir avec les composants du sol.

Durée de la leçon : 100 minutes

II. Déroulement de la leçon

Etapas	Questionnement et méthodes	Matière
<p>Mise en situation</p>	<p>Deux façons différentes pour aborder cette étude :</p> <p>* Questionnement (une routine pour les filles) :</p> <ul style="list-style-type: none"> - comment appelle-t-on la plante que les filles utilisent pour vernir leurs ongles ? - comment procèdent-elles ? <p>A partir de cette observation, nous pouvons distinguer différentes conceptions déjà :</p> <ul style="list-style-type: none"> - la balsamine n'est pas comme le vernis vendu sur le marché ; - on peut trouver un colorant à partir des plantes ; - le citron renforce la coloration ; - la balsamine change de couleur le lendemain : du rouge au jaune tendant vers l'orange. <p>L'enseignant posera la question de savoir si la couleur peut changer si on n'y met pas de citron.</p> <p>Des questions se dégagent de cette façon de faire de la population ; on peut les aborder en classe :</p> <ul style="list-style-type: none"> - quelle est l'origine de la couleur ? - pourquoi la balsamine change-t-elle de coloration ? - peut-on récupérer la balsamine pour avoir un colorant ? <p>On peut montrer aux élèves en quoi le citron est responsable du changement de la coloration.</p>	<p>Cette plante s'appelle la balsamine ; en effet les raisons d'utiliser cette plante pour colorer ses ongles sont multiples : d'une part, par manque de moyens pour se payer du vernis vendu sur le marché et d'autre part, la couleur de la balsamine dure plus longtemps que celle des autres vernis et à l'école on ne peut pas l'enlever avec une lame de rasoir (les responsables des écoles tolèrent la coloration des ongles à la balsamine).</p> <p>Elles procèdent de la manière suivante :</p> <ul style="list-style-type: none"> - piler quelques feuilles de la balsamine ; - en faire de petits tas (boule) ; - déposer chaque boule sur les ongles pendant plus ou moins 12 heures (la nuit) ; - laisser couler sur chaque ongle cinq à sept gouttes de jus de citron concentré ; - laisser reposer toute la nuit tout en veillant à ce que la couche ne tombe pas ; - enlever cette couche le matin avant de prendre son bain ; les ongles deviennent jaune tendant vers l'orange. <p>A l'ajout du jus de citron, la coloration du liquide passe du rouge au jaune ; il s'avère que le rôle du citron ne s'arrête pas là. Il va jusqu'à extraire le maximum de la balsamine : le colorant de la balsamine est plus soluble dans le citron que dans l'eau.</p>

<p>Expérience proprement dite</p>	<p>* Expérience choc</p> <ul style="list-style-type: none"> - verser l'eau et les morceaux de chou rouge ; - laisser bouillir pendant 10 minutes ; - filtrer en utilisant un linge propre ; - verser dans un verre ou dans un gobelet. <p>* Procédure à suivre :</p> <ul style="list-style-type: none"> - couper en petits morceaux les feuilles ou les carottes ou les pétales des fleurs de certains végétaux ; - les placer séparément dans des bécchers ou dans des gobelets métalliques ; - ajouter de l'eau distillée ou de l'eau de pluie et chauffer jusqu'à l'ébullition ; - recueillir l'eau de cuisson et refroidir ; - le macéré peut être utilisé pour contrôler la présence d'une certaine matière ; - tester ces différents macérés sur les acides et les bases. <p>Observer et noter dans un tableau la coloration de la solution. Le professeur devra attirer l'attention des étudiants sur les colorations de différents indicateurs et les amener à se poser des questions : quelle est l'origine de la coloration ?</p>	<p>Observation : le jus de chou rouge est violet (rouge) tendant vers le bleu (tout dépend de la basicité de l'eau) mais devient rouge quand il entre en contact avec l'acide ; il devient jaune verdâtre quand il entre en contact avec une base.</p> <p>Conclusion : les matières qui changent de coloration lorsqu'elles entrent en contact avec une autre matière se nomment « <i>indicateurs</i> » ; nous pouvons les utiliser pour contrôler la présence de certaines matières.</p> <p>Résultats obtenus :</p> <p>Les résultats obtenus sont mentionnés dans le tableau. Les étudiants vont se rendre compte que les différents macérés changent de coloration selon le milieu ; en effet, la coloration en milieu acide est différente de la coloration en milieu basique ; ces végétaux renferment des substances qui peuvent être exploitées pour faire des indicateurs colorés ; aussi, la coloration de certains indicateurs est plus accentuée que celle des autres : la couleur et l'intensité de la coloration dépendent de l'indicateur (de la substance qui le compose), de notre sensibilité visuelle , du type de solution et de sa concentration.</p>
--	---	---

Il y a alors deux questions qui ressortent de cette observation que l'élève est en droit de se poser : de quoi est composé un indicateur coloré ? Pourquoi change-t-il de couleur dans un milieu acide ou dans un milieu basique ? Une explication théorique est nécessaire pour plus de compréhension.

Interprétations : Résultats obtenus après expériences

Indicateurs colorés	Couleur eau de cuisson	Milieu acide	Milieu basique
Epinard	Jaune	Incolore	jaune
Tomate (F)	Jaune foncé	Incolore	Jaune foncé
Chou rouge	Violet	Rouge	Jaune verdâtre
Balsamine (F)	Rouge	Jaune	rouge
Oseille	Rouge	Rouge	Jaune verdâtre
Ricin (F)	Jaune	Rouge	jaune
Carotte	Jaune	Incolore	jaune
Oxalis	Incolore	Incolore	jaune
Tournesol	Incolore	Incolore	jaune
Rosalie (fleurs)	Rouge	Rose	rouge

L'essentiel : Les indicateurs colorés

1. Définition

Un indicateur est un acide faible dont la forme acide(HIn), In signifiant indicateur, a une couleur et la forme basique (In^-) une autre couleur. Exemple : la phénophtaléine, l'hélianthine, le chou rouge,...

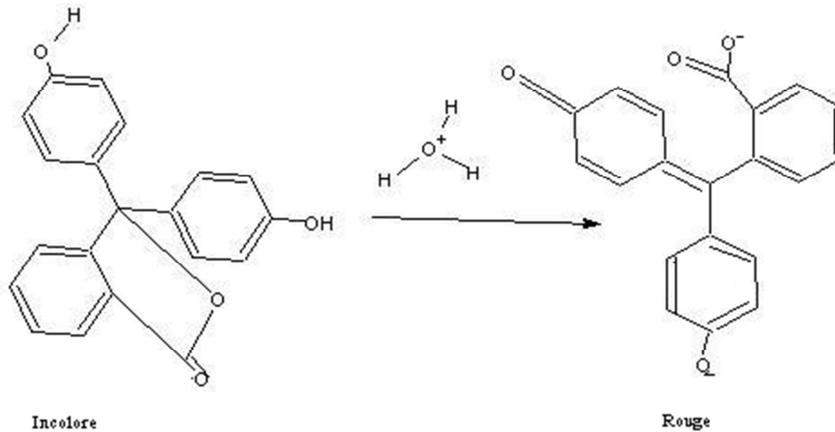
2. Lien entre la structure et la couleur

Le changement de la couleur résulte de l'influence du proton acide de la forme acide HIn : il transforme la structure de la molécule et les propriétés d'absorption de la lumière de HIn deviennent différentes de celles de In^- . Lorsque la concentration de HIn est très inférieure à celle de In^- , la solution a la couleur de la forme basique de l'indicateur.

Toutefois la présence dans la molécule des groupes d'atomes insaturés (possédant plusieurs liaisons) explique l'origine de l'absorption des rayonnements. Ces groupes d'atomes responsables de la couleur sont appelés des groupes chromophores. Ces groupes chromophores peuvent renfermer des groupes azoïques ($-N=N-$), nitrés (NO_2^-), nitrosés ($-N=O$), carbonylés($C=O$), fonctions alcènes($C=C$),... Ils sont associés à des

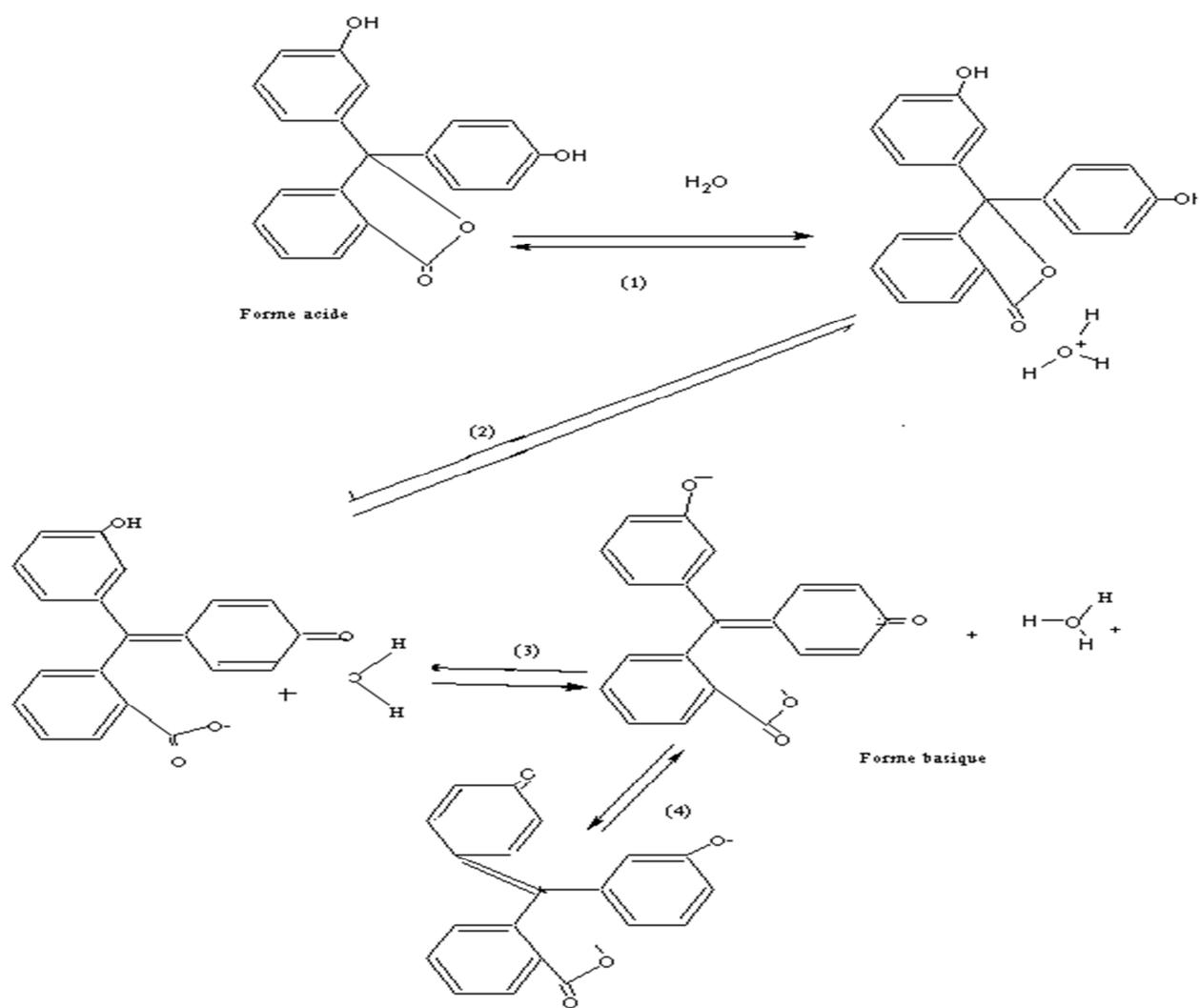
groupes auxochromes. Ces derniers sont soit acides (COOH , SO_3H , OH), soit basiques (NH_2 , NHR , NR_2).

Ex. - la phénophtaléine

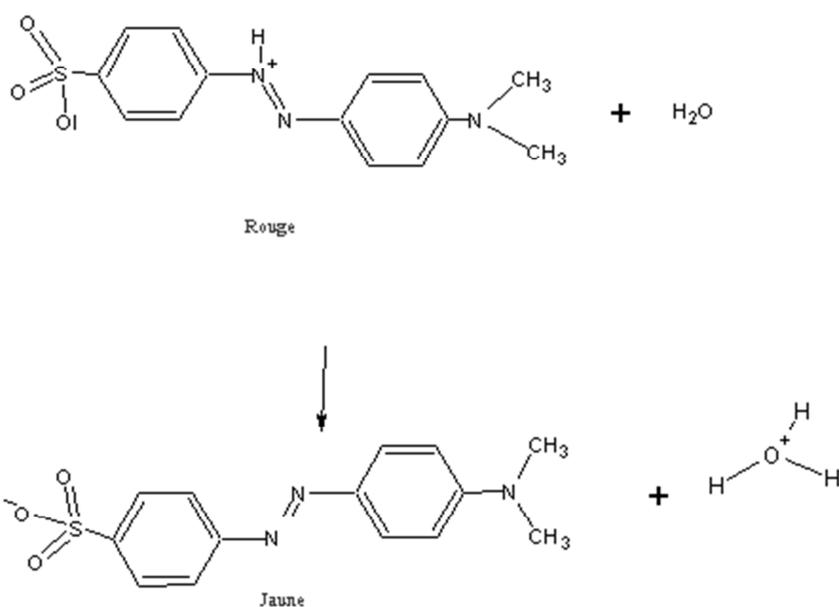


En fait la réaction se déroule de la manière suivante :

- la forme acide de l'indicateur libère les ions H_3O^+ dans l'eau, soit une molécule pour deux protons (selon les étapes 1 et 2 ; pour passer de 1 à 2, il y a des effets mésomères : le doublet de l'oxygène négatif va migrer par effet mésomère (conjugaison du doublet n avec la liaison π ; cette migration va entraîner l'ouverture de la liaison CO favorisée davantage par l'effet inductif de l'oxygène). L'ion acide ainsi formé va libérer le proton dans la solution selon la réaction 3 ; l'anion bivalent ainsi formé a pour mésomère la forme 4 : cet anion est la forme basique de l'indicateur.



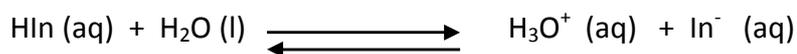
- le méthylorange



La couleur est liée au phénomène d'absorption du rayonnement par la matière ; elle apparaît si cette absorption a lieu dans le domaine spectral du visible. Ceci se produit si la molécule comporte un système conjugué suffisamment étendu de sorte que les colorants ne peuvent pas être des molécules simples. Pour qu'ils présentent une couleur intense leur molécule doit contenir un grand nombre de groupes non saturés, tous conjugués.

3. Zone de virage d'un indicateur

Puisqu'il est un acide très faible, l'indicateur en solution participe à un équilibre de transfert de proton de la manière suivante :



$$K_{\text{ind}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad (1)$$

Le point de virage d'un titrage est par définition le point où les concentrations de deux formes (acide et basique) de l'indicateur sont égales : $[\text{HIn}] = [\text{In}^-]$.

Si nous introduisons cette égalité dans l'expression (1), on voit qu'au point de virage $[H_3O^+] = K_{In}$, le changement de la couleur se produit. Alors $pH = pK_{In}$.

Ex. La phénophtaléine est un indicateur courant ; la forme acide de cette grosse molécule organique acide est incolore ; sa forme basique est pourpre. Le pK_{In} de la phénophtaléine est 9.4 ; le virage se produit donc en solution légèrement basique. Le passage de l'incolore au pourpre commence à $pH = 8.2$ et est total à $pH = 10$. Le tournesol, un autre indicateur courant, a un $pK_{In} = 6.5$; il est rouge à $pH < 5$ et bleu à $pH > 8$.

En conclusion, les indicateurs acido-basiques sont des acides faibles qui changent de couleur au voisinage du $pH = pK_{In}$; un indicateur doit être choisi de façon à ce que son point de virage soit proche du point d'équivalence de titrage.

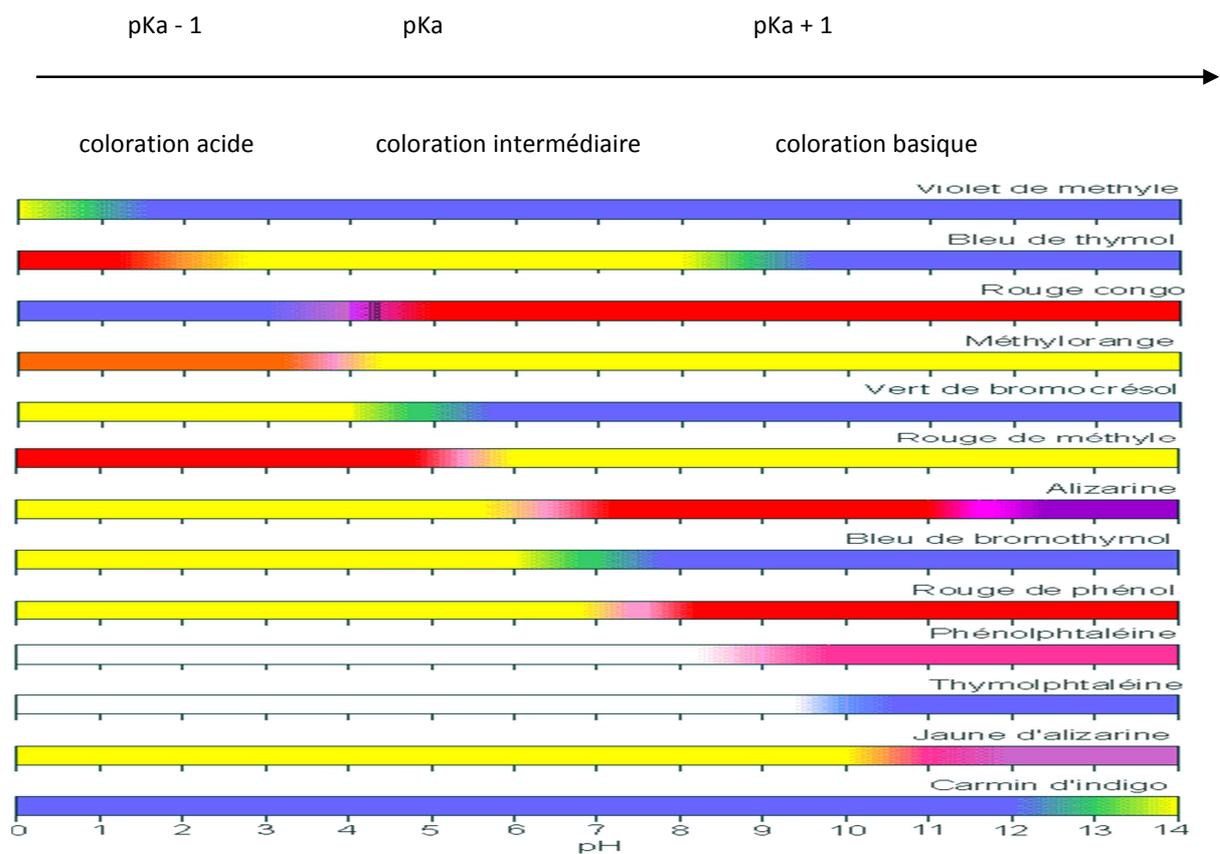
On appelle **zone de virage** d'un indicateur l'intervalle de pH dans lequel aucune couleur des formes acide ou basique de l'indicateur ne domine. Théoriquement la zone de virage de l'indicateur se situe entre deux valeurs de pH telles que **$pKa - 1 < \text{zone de virage} < pKa + 1$** . Ainsi la zone de virage de la phénophtaléine est comprise entre 8 et 10. C'est en fait une zone dans laquelle l'indicateur manifeste des colorations intermédiaires entre les deux limites.

Le changement de l'indicateur est considéré comme total lorsque l'une des formes (acide ou basique) de l'indicateur est considérée comme prépondérante. Concrètement en termes de concentration, si $[HIn]$ est supérieur à $10[In^-]$ c'est la coloration de $[HIn]$ qui prédomine ; si c'est $[In^-]$ est supérieur à $10[HIn]$, c'est la couleur de In^- qui prédomine.

$$\text{Ainsi, } Ka = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]}$$

Si $[HIn] = 10[In^-]$, alors $pKa = pH + 1$; $pH_1 = pKa - 1$; Si $[In^-] = 10[HIn]$, alors $pKa = pH - 1$; $pH_2 = pKa + 1$

La différence entre les deux valeurs de pH, soit $pH_2 - pH_1$ donne 2.



4. Liste de quelques indicateurs colorés

Indicateurs	pKa	Coloration : forme acide	Zone de virage	Coloration :forme basique
Bleu de thymol (1)	1.7	Rouge	1.2-2.8	Jaune
Méthyljaune	3.3	Rouge	2.9-4.0	Jaune
Méthylorange	3.7	Rouge	3.2-4.4	orange
Tournesol	6.8	Rouge	5-8	Bleu
Bleu de bromothymol	7.0	Jaune	6.0-7.6	Bleu
Phénolphtaléine	9.6	Incolore	8.2-10.0	Rose indien

5. Détermination de la valeur du pH par un indicateur

La couleur d'un indicateur en solution dépend donc de trois facteurs :

- la nature de l'indicateur : sa composition qualitative ;

- le pKa de l'indicateur ;
- le pH de la solution (le type de milieu, acide ou basique).

C'est pourquoi chaque indicateur a ses propres couleurs dominantes en fonction du pH et de son pKa. En outre le choix de l'indicateur est tel qu'à chaque unité ou demi-unité de pH correspond une couleur différente de la solution.

En général, on utilise l'indicateur universel pour tester le pH ; cet indicateur se vend dans le commerce sous forme de rouleau de papier imbibé de la solution d'indicateur. En effet, l'indicateur universel est un mélange d'indicateurs judicieusement choisis pouvant présenter une gamme variée de couleurs dans une large zone de pH dont le « *papier indicateur de pH* » en est exemple simple et pratique ; il s'agit d'un papier poreux imprégné d'un tel mélange que l'on humidifie avec la solution dont on désire connaître le pH. La teinte obtenue donne la valeur du pH par comparaison avec une teinte de référence : la précision est de l'ordre de 1 unité de pH sur une gamme large mais elle peut atteindre 0.2 unité de pH sur un intervalle plus restreint.

Thème 2. Des indicateurs chimiques chez nous... !



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : voir contenu du thème 1

I. Fiche signalétique

But de la manipulation : Montrer l'efficacité des indicateurs préparés par rapport aux indicateurs usuels, au cours d'une réaction de neutralisation.

Compétences visées

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;

- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques :

- déterminer le volume de l'acide ajouté au cours d'une réaction de neutralisation ;
- déterminer la concentration du réactif titré ;
- comparer l'efficacité d'un indicateur à un autre à partir des volumes au point d'équivalence et de la facilité d'identifier la coloration.

Matériels et produits :

- burette ;
- béchers ;
- une solution de KOH ;
- une solution de HCl 1N ;
- phénophtaléine ;
- méthylorange.

Prérequis : réaction de neutralisation ; préparation des indicateurs colorés ; utiliser une burette

II. Déroulement

Etapes	Questionnement méthode	Méthode
<p>Mise en situation</p> <p>Expériences</p>	<p>- quels sont les différents indicateurs locaux que nous avons préparés la dernière fois ?</p> <p>- lequel de ces indicateurs conviendrait le mieux pour doser un acide par une base ?</p> <p>- donnent-ils les mêmes résultats en volume que les indicateurs de synthèse ? (essayer de vérifier par expérience notre affirmation précédente)</p> <p>- faire une réaction de neutralisation entre un acide et une base ; au cours de cette réaction, déterminer le volume de l'acide ajouté en suivant la variation de la coloration de la solution.</p> <p>- les résultats suivants peuvent être obtenus, si on répète au moins, deux fois, l'expérience :</p>	<p>- voir notes</p> <p>- tout dépend du type de dosage acide-base, de leur sensibilité et du degré de précision qu'ils offrent.</p> <p>- la réponse sera très difficile à trouver ; d'où nécessité de procéder à l'expérience.</p>

Indicateur	Volume de HCl
Méthylorange	9.5 ml
Phénophtaléine	9.8 ml
Eau de cuisson d'oseille	11 ml
Eau de cuisson de la balsamine	9 ml
Eau de cuisson du chou rouge	9.5 ml
Eau de cuisson des tomates (f)	9 ml
Eau de cuisson de calchique	8.5 ml
Eau de cuisson de ricin	9 ml
Eau de cuisson de l'épinard	9.5 ml

Conclusion : les indicateurs locaux donnent des résultats semblables à ceux des indicateurs usuels ; il suffit de déterminer la concentration de la base pour chaque cas pour s'en rendre compte ; la concentration de la base est estimée en moyenne à 0.95 N. Leur utilisation se justifie donc dans un dosage acide-base.

B. Acidité et mesure de pH

Thème 3. Ces acides...nos aliments préférés et recommandés !



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Notion d'acidité
 - a. L'autoprotolyse de l'eau
 - b. Milieu acide, milieu basique
- 2.1. Un acide dans l'eau
- 2.2. Une base dans l'eau
- 3. Echelle d'acidité
- 4. Echelle de pH
- 5. Mesure du pH

I. Fiche signalétique

But de la manipulation :

Permettre aux élèves de faire une distinction des caractères acides et basiques des fruits généralement consommés dans le milieu. Ils pourraient comprendre dans quelle mesure les jus de ces fruits sont compatibles avec le pH de l'estomac, d'où leur consommation sans problème.

Prérequis :

- notions d'acidité ou de basicité ;
- pH des solutions ;
- parties d'un fruit.

Compétences spécifiques:

- établir une relation entre la chimie et la botanique ;
- estimer le pH des solutions au moyen d'un papier indicateur ;
- préparer des solutions.

Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs

Timing : 50 minutes

Matériels et produits:

- fruits : ananas, orange, avocats, citron, prunes, maracuja
- papier filtre
- entonnoir
- papier indicateur
- balance

II. Déroulement

Étapes	Questionnement et méthode	Matière
1. Mise en situation 2. Expériences	- énumérer quelques fruits que vous avez l'habitude de consommer. - quel goût ressentez-vous quand vous dégustez un fruit ? - extraire le liquide des fruits et pour ceux qui ne contiennent pas de liquide, dissoudre la partie consommable dans l'eau distillée ; - filtrer le jus obtenu ; - vérifier la valeur du pH de chacune des solutions à l'aide du papier indicateur.	- prune, orange, maracuja, citron, ananas, avocat, fraises, goyaves, ... - généralement sucré ; mais pour certains comme le citron ou le maracuja, le goût est aigre (piquant). - les valeurs de pH et le caractère de la solution obtenus sont indiqués dans le tableau des résultats et interprétations.

Résultats et interprétations

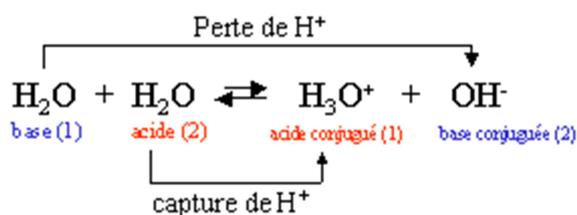
Fruit	Qté de fruit	Qté d'eau	Valeur de pH	Caractère
Prune	8ml	16ml	3	Acide
Orange	10 ml	-	3.5	Acide
Maracuja	5ml	10ml	3.5	Acide
Citron	13.5	-	2.5	Acide
Ananas	15 ml	30ml	3	Acide
Avocat	30g	45 ml	6.5	± acide

Conclusion : la majorité des fruits consommés dans notre milieu ont un caractère acide.

L'essentiel : Notion d'acidité

1. L'autoprotolyse de l'eau :

En mesurant la conductivité d'une solution d'eau déminéralisée (qui à priori ne contient pas d'ions). La mesure de conductivité obtenue n'est pas nulle ; à 25°C, la conductivité de l'eau déminéralisée est de $5,5 \cdot 10^{-6} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$. L'eau déminéralisée contient donc des ions. Voici l'équation de la réaction acido-basique de l'eau :



Les couples acides-bases sont : $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

Il y a donc des ions libres dans l'eau. La conductivité est cependant très faible, cette réaction doit donc aboutir à un état d'équilibre avec de très faibles concentrations de OH^- et H_3O^+ . Cet état d'équilibre est appelé équilibre d'autoprotolyse de l'eau. Comme il s'agit d'une réaction aboutissant à un état d'équilibre, nous pouvons calculer la constante d'équilibre, celle-ci est particulière et se note K_w .

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Dans toute solution aqueuse, le produit des concentrations des ions OH^- et H_3O^+ est une constante. Ce produit se nomme **produit ionique de l'eau**. Sa valeur est de : $K_w = 10^{-14}$ à 25°C

Cette valeur n'est valable qu'à 25°C , car K_w varie avec la température. Voici des mesures expérimentales prises à différentes températures :

T (°C)	0	15	20	25	30	60	100
K_w	$2 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{-15}$	$4,5 \cdot 10^{-15}$	10^{-14}	$4,5 \cdot 10^{-14}$	10^{-13}	$3,7 \cdot 10^{-13}$

Concentration des ions OH^- et H_3O^+ dans l'eau pure.

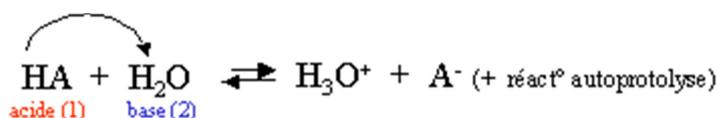
Equation : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$; dans l'eau pure il y a autant de mole d'ions OH^- que de moles d'ions H_3O^+ . Nous pouvons donc retrouver les concentrations de ces ions.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mole.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

2. Milieu acide, milieu basique :

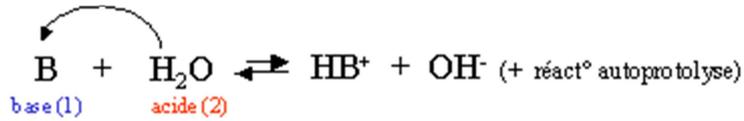
2.1. Un acide dans l'eau :



=> Une solution est **acide** si : $[H_3O^+] > [OH^-]$.

Exemple: $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 10^{-14}/10^{-3} = 10^{-11} \text{ mole.L}^{-1} = [H_3O^+]$

2.2. Une base dans l'eau :



=> Une solution est **basique** si $[H_3O^+] < [OH^-]$.

Exemple : $[OH^-] = 10^{-4} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = 10^{-14}/10^{-4} = 10^{-10} \text{ mole.L}^{-1} = [OH^-]$

3. **Echelle d'acidité :**



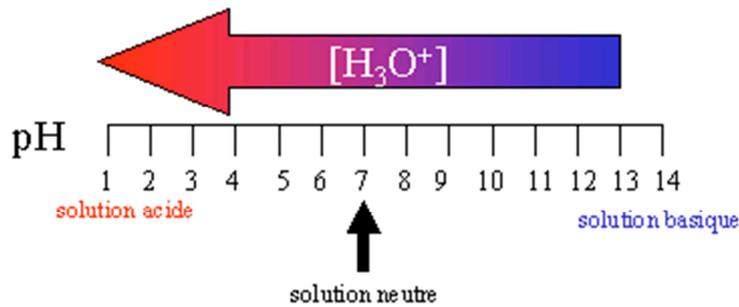
Cette échelle basée sur la concentration en ions H_3O^+ n'est pas très pratique, car les concentrations peuvent varier de 10^{-14} à 1 ! Une autre échelle a été mise en place pour pouvoir comparer plus facilement l'acidité, il s'agit de l'échelle de pH.

4. **Echelle de pH :**

Le pH d'une solution est égale à la relation où log est la fonction logarithmique en base 10 et $[H_3O^+]$ est la concentration en ions H_3O^+ . Exemple : si une solution acide a une concentration en H_3O^+ égale à 10^{-8} son $pH = -\log 10^{-8} = 8$

$$\text{Si } [H_3O^+] = 10^{-5} ; pH = -\log 10^{-5} = 5. \qquad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Sur l'échelle des pH, l'acidité ne varie donc que de 0 à 14.



Notons que lorsque le pH augmente, la concentration en H_3O^+ diminue.

5. Mesure du pH :

Il existe deux méthodes permettant de mesurer le pH d'une solution :

a. Les papiers indicateurs universels

Pour mesurer le pH, il suffit de déposer une goutte de solution sur la languette de papier pH et de comparer la couleur obtenue avec le panel de couleur fournit avec le papier. Attention ! Un papier pH est composé d'un mélange de différentes substances qui changent de couleurs selon les concentrations en H_3O^+ que contient la solution. Voici un tableau de ces différentes substances ainsi que la valeur de pH pour laquelle elles changent de couleur :

b. Le pH-mètre :

Il s'agit d'un appareil constitué de deux parties : une électrode que l'on plonge dans la solution et un voltmètre électronique dont l'échelle est graduée directement en unités de pH.

I. Acide fort : Un acide fort est totalement dissocié.

	HA	+ H ₂ O	→	B	+ H ₃ O ⁺
Concentration initiale	C _{HA}			0	0
Concentration à l'équilibre	0	en excès		C _{HA}	C _{HA}

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log C_a$ C_a étant la concentration initiale d'acide exprimé en mol.L⁻¹ ou molaire.

II. Base forte : Une base forte est totalement dissociée :

	B	+ H ₂ O	→	HA	+ OH ⁻
Concentration initiale	C _B			0	0
Concentration à l'équilibre	0	en excès		C _B	C _B

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} \quad (K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-])$$

$$\text{pH} = -\log \frac{K_w}{C_B} \quad ([\text{OH}^-] = C_B)$$

$$\text{pH} = -(\log 10^{-14} - \log \frac{1}{C_B}) \quad (K_w = 10^{-14})$$

$$\text{pH} = -(\log 10^{-14} + \log C_B) \quad (\text{propriété des log})$$

$$\text{pH} = 14 + \log C_B$$

III. Acide faible : un acide faible est partiellement dissocié :



Il s'agit d'une réaction équilibrée

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{B}] \quad (\text{on néglige la réaction d'autoprotolyse})$$

$$[\text{HA}] \simeq C_{\text{HA}} \quad (\text{l'acide est faible, il est donc très peu présent})$$

Grâce à ces équivalences, l'on peut exprimer la constante d'acidité de la manière suivante :

$$K_a = \frac{[\text{B}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \text{Or } [\text{B}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{\text{HA}}}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_{\text{HA}}}$$

$$\text{pH} = -\log (K_a)^{1/2} \cdot (C_{\text{HA}})^{1/2}$$

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_a - \log \frac{1}{2} \cdot C_{\text{HA}}$$

... ou ...

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \log C_{\text{HA}}$$

$$\text{car } -\log K_a = \text{p}K_a$$

IV. Base faible : une base faible placée en solution aqueuse :



Il s'agit d'une réaction équilibrée

$$\begin{aligned} [HA] &= [OH^-] \quad (\text{on néglige la réaction d'autoprotolyse}) \\ [B] &\simeq C_B \quad (\text{la base est faible, donc très peu présente en fin de rédaction}) \end{aligned}$$

Grâce à ces équivalences, l'on peut exprimer la constante de basicité de la manière suivante :

$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[C_B]} \quad \text{Or } [HA] = [OH^-]$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[C_B]}$$

$$K_b \cdot C_B = [OH^-]^2 = \frac{K_w^2}{[H_3O^+]^2} \quad (\text{il faut faire apparaître } H_3O^+)$$

$$[H_3O^+]^2 = \frac{K_w \cdot 2^{-1}}{\frac{K_w}{K_a} \cdot C_B} \quad (\text{relation entre } K_a \text{ et } K_b)$$

$$[H_3O^+]^2 = \frac{K_w \cdot K_a}{C_B}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{C_B}} \quad (\text{or } \sqrt{x} = x^{1/2})$$

$$pH = -\log \left(\frac{K_w \cdot K_a}{C_B} \right)^{1/2} \quad (\text{car } pH = -\log[H_3O^+])$$

$$pH = -(\log K_w^{1/2} + \log K_a^{1/2} - \log C_B^{1/2})$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \cdot \log K_a + \frac{1}{2} \cdot \log C_B$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_B$$

car $-\log K_a = pK_a$

Solution d'un acide et de sa base conjuguée :

exemple :

Constante d'acidité de l'acide acétique (CH_3COOH)

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = K_a \cdot \frac{C_A}{C_B}$$

$$\Rightarrow pH = -\log K_a + \log \frac{C_A}{C_B}$$

$$pH = -\log K_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

ou

$$pH = -pK_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

Si la solution est composée d'une base faible et de son acide conjugué, on parlera de mélange tampon. Ce mélange aura comme caractéristique de garder un pH très

stable. Ce type de solution est utilisé pour étalonner les pH-mètres.

acide fort

$$\text{pH} = -\log C_{\text{HA}}$$

acide faible

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_a - \log \frac{1}{2} \cdot C_{\text{HA}}$$

... ou ...

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \log C_{\text{HA}}$$

base forte

$$\text{pH} = 14 + \log C_{\text{B}}$$

base faible

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \cdot \log K_a + \frac{1}{2} \cdot \log C_{\text{B}}$$

... ou ...

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log C_{\text{B}}$$

acide / base conjuguée

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

... ou ...

$$\text{pH} = -\text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

C. Les acides et leurs dérivés

C1. Préparation de l'acide phosphorique et du phosphate



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : l'acide phosphorique et les phosphates
 1. Préparation de l'acide phosphorique
 2. Propriétés de l'acide phosphorique
 3. Phosphates : propriétés et usages
 - 3.1. Propriétés
 - 3.2. Usages

I. Fiche signalétique

Le but de la manipulation : montrer aux élèves qu'il est possible d'obtenir du phosphate de calcium et de l'acide phosphorique à partir des os des animaux.

Prérequis :

- préparation des solutions
- analyse qualitative des ions
- réactions chimiques

Compétences visées :

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales ;
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs

b. Compétences spécifiques :

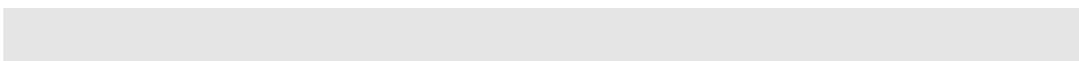
- décrire les différentes étapes de traitement des os ;
- établir les équations chimiques des réactions qui se déroulent ;
- préciser le type de réaction qui se déroule ;
- proposer un mode opératoire pour analyser un échantillon pour en connaître la composition;
- établir une relation entre la biologie et la chimie.

Observation : dans les abattoirs, les restes de vaches et des chèvres (spécialement des os) sont jetés. Certaines personnes les récupèrent pour les utiliser comme nourriture des chiens, des porcs et des poules. Des chiens les croquent cuits ou crus et les poules en consomment sous forme de poudre. Pour transformer les os en poudre, on les calcine et on les moule.

Matériels et produits :

- deux verres ou deux béchers
- un entonnoir ou un papier filtre
- indicateurs chimiques
- une solution d'acide sulfurique
- une poudre à base des os de poissons

Timing : 50 minutes



II. Déroulement

Etapas	Questionnement et méthodes	Matière
<p>Mise en situation</p> <p>Expériences</p>	<p>En attirant l'attention des élèves sur la poudre, on va faire émerger la question suivante : quelle est la composition chimique de la poudre ?</p> <p>On peut procéder de deux manières pour connaître la composition de cette poudre :</p> <ul style="list-style-type: none"> - exploiter les notions d'anatomie et chercher à savoir les éléments qui composent les os et surtout ceux qui interviennent dans le durcissement des os des animaux. - procéder à une analyse qualitative - prendre 300 g d'os secs que l'on calcine - homogénéiser la cendre obtenue à l'aide d'un mortier à pilon (rendre fine) - mettre ces 300 g de cendre dans le bécher et y ajouter 500 ml d'acide sulfurique 1N - agiter le mélange et homogénéiser <p>1° que constatez-vous lorsque vous versez de l'acide sulfurique dans le bécher contenant de la cendre ?</p> <p>2° que constatez-vous quand on plonge un papier indicateur dans le filtrat du mélange ?</p> <p>3° quelle est la valeur approximative du pH de la solution obtenue ?</p> <p>4° après avoir mis quelques millilitres d'acide sulfurique, ajouter quelques gouttes d'indicateurs, dans les trois tubes à essai, que constatez-vous ?</p> <p>5° quelle est la fonction à laquelle peut appartenir la solution du filtrat du mélange de cendre étant donné sa valeur de pH et son comportement vis-à-vis de l'indicateur chimique ?</p> <p>6° Y a-t-il d'autres ions en solution ?</p> <p>7° test des ions :</p> <ul style="list-style-type: none"> - ions calcium dans les cendres des os : dissoudre 200 g de cendre dans 100 ml d'eau et homogénéiser la solution, filtrer la solution, prendre 10 ml de filtrat dans un tube à essai auquel on ajoute 1 ml d'une solution de 	<p>Cette poudre contiendrait du calcium, du phosphore, du soufre,...</p> <p>En calcinant les os, on obtient on obtient une poudre blanche ; cette poudre n'est pas soluble dans l'eau.</p> <ul style="list-style-type: none"> - nous constatons que le bécher chauffe et qu'il y a dégagement d'une odeur nauséabonde ; - il y a changement brutal de la coloration de l'indicateur. - à l'aide du papier indicateur ; le pH de la solution est à peu près égal à 3.5 - nous constatons que les trois solutions présentant ont la même coloration (voir les trois tubes). - cette solution appartient à la fonction acide. - probablement du calcium, du phosphate, du sulfate,... - Il se forme au fond du tube à essai un précipité de couleur blanche (carbonate de calcium). - il se forme un précipité de couleur blanche (phosphate d'argent ou de baryum) <p>Conclusion : les os des animaux sont riches en phosphore et en calcium. Après calcination, nous obtenons une cendre riche en sel de phosphate tricalcique. L'action de</p>

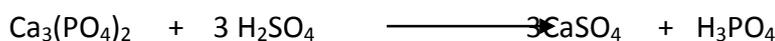
	<p>carbonate ammoniacale 1N ;</p> <p>-ions phosphates dans l'acide H₃PO₄: prendre 10 ml de la solution d'acide phosphorique obtenue auxquels on ajoute 1ml d'une solution de nitrate d'argent 1N (vendu dans les pharmacies localement) ou 1 ml d'une solution de chlorure de baryum 1N. Que constate-t-on ?</p> <p>8° quelle est l'équation-bilan de la réaction qui a lieu entre la poudre des os et une solution d'acide sulfurique ?</p>	<p>l'acide sulfurique sur ce sel conduit à la formation de l'acide phosphorique et du sulfate de calcium selon l'équation suivante :</p> $3 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \longrightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
--	--	---

L'essentiel : L'acide phosphorique et les phosphates

1. Préparation de l'acide phosphorique

L'acide phosphorique ou mieux orthophosphorique peut être préparé par hydratation par l'anhydride phosphorique. $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$

On le prépare également à partir des phosphates par une réaction de déplacement. Avec l'acide sulfurique, la réaction s'écrit de la manière suivante :



La force de l'acide sulfurique, supérieure à celle de l'acide phosphorique, et la faible solubilité du sulfate de calcium favorisent le déplacement. L'insolubilité du phosphate de calcium est par contre un facteur défavorable. Si le déplacement est réalisé avec une quantité plus faible d'acide sulfurique, il se forme le dihydrogénophosphate de calcium au lieu de l'acide phosphorique.

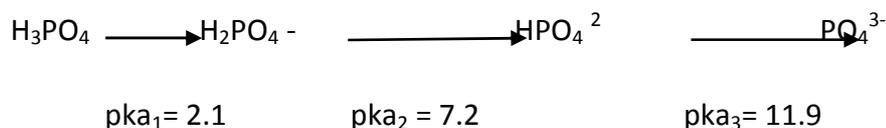


Le mélange de deux sels de calcium produits, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4$ est utilisé comme engrais sous le nom de superphosphate.

2. Propriétés de l'acide phosphorique

L'acide phosphorique pur est un solide ($T_f = 42.3^\circ\text{C}$). De volatilité faible, il est très soluble dans l'eau. On utilise en général des solutions à 85%. Chimiquement il se comporte comme suit :

- l'acide phosphorique est un acide trifonctionnel. La dissociation progressive de l'acide s'écrit :



Par sa première fonction acide, l'acide phosphorique est un acide de force moyenne ; les deux autres fonctions sont beaucoup plus faibles. Lors de la neutralisation de l'acide phosphorique, la neutralisation de la première fonction peut être mise en évidence par le virage de méthylorange et celle de deuxième fonction par le virage de la phénophtaléine. La troisième fonction acide est très faible et sa neutralisation nécessite l'addition d'un excès de base. Elle ne doit pas être prise en considération lors des titrages de l'acide phosphorique.

- l'acide phosphorique est un oxydant faible. Parmi les acides peu oxydants, l'acide phosphorique est l'acide le plus fort et le moins volatil. Ces propriétés expliquent son utilisation dans certaines préparations.

3. Phosphates : propriétés et usages

3.1. Propriétés

L'acide phosphorique forme trois séries de sel : dihydrogénophosphate ($\text{M}^+\text{H}_2\text{PO}_4$), hydrogénophosphate (M_2^+HPO_4) et phosphates (M_3^+PO_4).

- Les phosphates de sodium, potassium, rubidium, césium et ammonium sont solubles dans l'eau ; tous les autres phosphates sont insolubles. Les phosphates solubles donnent des solutions basiques étant donné que l'ion phosphate est une base (réaction d'hydrolyse).
- Les dihydrogénophosphates sont en général solubles ; l'anion est un ampholyte donnant des solutions acides.
- Les hydrogénophosphates ont un comportement intermédiaire ;
- L'acide pyrophosphorique, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, donne deux familles de sels : les pyrophosphates, $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$ et $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
- Les métaphosphates dérivent de l'acide métaphosphorique $(\text{HPO}_3)_n$: $(\text{NaPO}_3)_n$

3.2. Usages

- L'acide phosphorique est utilisé dans la fabrication des engrais, des savons et des détergents, des boissons non alcooliques et comme stabilisateur du sol.
- Les phosphates de sodium : détergents synthétiques, adoucisseurs d'eau et comme levure artificielle.
- Les phosphates de calcium, $\text{CaHPO}_4(\text{s})$ et $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2(\text{s})$: engrais, nourriture pour la volaille et autres animaux d'élevage.
- Les besoins énergétiques de bon nombre de réactions biochimiques sont couverts par une substance qui est appelée adénosine triphosphate (ATP).

C2. Préparation de l'acide acétique et de l'acétate

Thème 5. Du jus des fruits au vinaigre !



(Devoir à donner aux élèves car manipulation longue)

- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Notion d'acidité

I. Fiche signalétique

But de la manipulation : montrer aux élèves qu'il est possible d'obtenir de l'acide acétique (vinaigre) à partir des substances contenant du jus fermentescible.

Prérequis :

- préparation des solutions ;
- établir une relation entre la botanique et la chimie ;
- fermentation alcoolique ;
- propriétés des acides et des alcools

Compétences visées :

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques

- établir les propriétés physiques du composé préparé ;
- établir les équations chimiques de décomposition du sucre et de fermentations alcoolique et acétique ;
- caractériser l'acide acétique ;
- citer les propriétés de l'acide acétique

Matériels et produits :

- 5 verres ou béchers;
- 5 bouchons ;
- 200 ml de jus de bananes, 200 ml de jus d'orange et 200 ml de jus d'ananas ;
- vinaigre du marché et une solution d'acide acétique préparé au laboratoire.

Timing : 72 heures

Etapas	Questionnement méthodes	Matière
<p>Mise en situation</p> <p>Expériences</p>	<ul style="list-style-type: none"> - quels sont les différents ingrédients qu'on ajoute aux aliments pour augmenter leur goût ? - où trouver le vinaigre ? - comment le fabrique-t-on ? - rares sont les étudiants qui peuvent répondre à cette question ; ceux qui savent y répondre ne connaissent que la préparation industrielle, peut-être ? <p>Le professeur profite de cette limite pour dire aux étudiants que désormais, ils vont fabriquer eux-mêmes du vinaigre</p> <ul style="list-style-type: none"> • Mode opératoire : <ul style="list-style-type: none"> - placer chaque quantité de jus dans un béccher propre et boucher par un bouchon ; - les placer dans un endroit sec pendant deux jours ; - déboucher les bécchers et exposer les contenus à l'air pendant 24 heures. <p>1° quelles étaient les odeurs respectives de ces trois jus le jour de leur extraction ?</p> <p>2° quel était aussi leur goût ?</p> <p>3° qu'observe-t-on après conservation de ces jus pendant si longtemps à l'air et à la température ordinaire ?</p> <p>4° à quel produit vendu sur le marché peut-on comparer ce goût et cette odeur ?</p> <p>Le professeur apporte une autre substance : l'acide acétique dilué du laboratoire. Demander aux élèves de comparer</p>	<ul style="list-style-type: none"> - du sel, du vin, du vinaigre, des épices,... - au marché - on le fabrique à partir du vin <ul style="list-style-type: none"> - chaque jus avait l'odeur caractéristique de son fruit d'extraction ; - ils avaient un goût sucré ; - changement de goût et de couleur ; l'odeur devient piquante et la goût aigre ; - au vinaigre - même odeur que le vinaigre <p>Conclusion :</p> <ul style="list-style-type: none"> - la décomposition du sucre contenu dans ces différents jus change de propriétés ; il se forme d'abord de l'alcool éthylique et ensuite de l'acide acétique grâce au micoderma.

Réactions qui se déroulent :

- la formation de l'alcool : $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2CO_2 + 2C_2H_5OH$
- l'oxydation à l'air de cet alcool est favorisée par le micoderma aceti (microorganisme) :



- les propriétés physiques (goût, odeur, couleur,...) nous permettent de conclure que nous avons abouti à la formation de l'acide acétique.

C3. Préparation du gaz carbonique et du carbonate

Thème 6. Des coquilles des œufs au gaz carbonique !



Fiche signalétique

- o Déroulement de la leçon
- o Contenu de la leçon : Le dioxyde de carbone et les carbonates
 1. L'anhydride carbonique
 - 1.1. Obtention
 - 1.2. Propriétés
 - 1.3. Usages
 2. Carbonates et bicarbonates
 3. Le gaz carbonique et l'effet de serre

I. Fiche signalétique

But de la manipulation : montrer qu'il est possible de préparer du gaz carbonique à partir des produits locaux

Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;

- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

Compétences spécifiques :

- énumérer les autres réactions courantes qui mettent en œuvre la production du gaz carbonique.
- identifier un gaz carbonique ;
- citer les conséquences du gaz carbonique sur l'environnement.

Prérequis :

- réaction de neutralisation et de précipitation ;
- lois de Berthollet (volatilité)
- équilibre chimique

Matériels et produits :

- coquilles des œufs ;
- eau de pluie ou eau distillée ;
- brasier ou réchaud ;
- indicateur coloré ou papier indicateur ;
- mortier et pilons.

Timing : 50 minutes

Risques : pollution atmosphérique (effet de serre, réchauffement climatique)

II. Déroulement

Etapes	Questionnement et méthodes	Matière
Mise en situation	Localement lorsqu'une personne pète, on dit qu'elle dégage du gaz. De quel gaz s'agit-il ? Dites brièvement en quoi consiste la photosynthèse.	gaz de fois nauséabond et qui lâche un cri à sa sortie ; c'est le gaz carbonique.
Expériences	<ul style="list-style-type: none"> - écraser les coquilles des œufs et les rendre sous forme de poudre ; - mélanger cette poudre avec de l'eau de pluie ou de l'eau distillée ; - chauffer le mélange jusqu'à l'ébullition ; - on peut tester sa présence grâce à un indicateur coloré ou un papier indicateur (propriété acide) ou conduire le gaz carbonique dans l'eau de chaux pour observer la précipitation du carbonate de calcium. 	<ul style="list-style-type: none"> - production de l'oxygène et synthèse des sucres par absorption du gaz carbonique, sous l'effet du rayonnement. - il se dégage du gaz ; ce gaz peut être récupéré dans un récipient contenant de l'eau ; il se forme ainsi de l'acide carbonique ; <p>Poudre $\xrightarrow{\text{Chaleur}}$ CO₂ sous la</p>



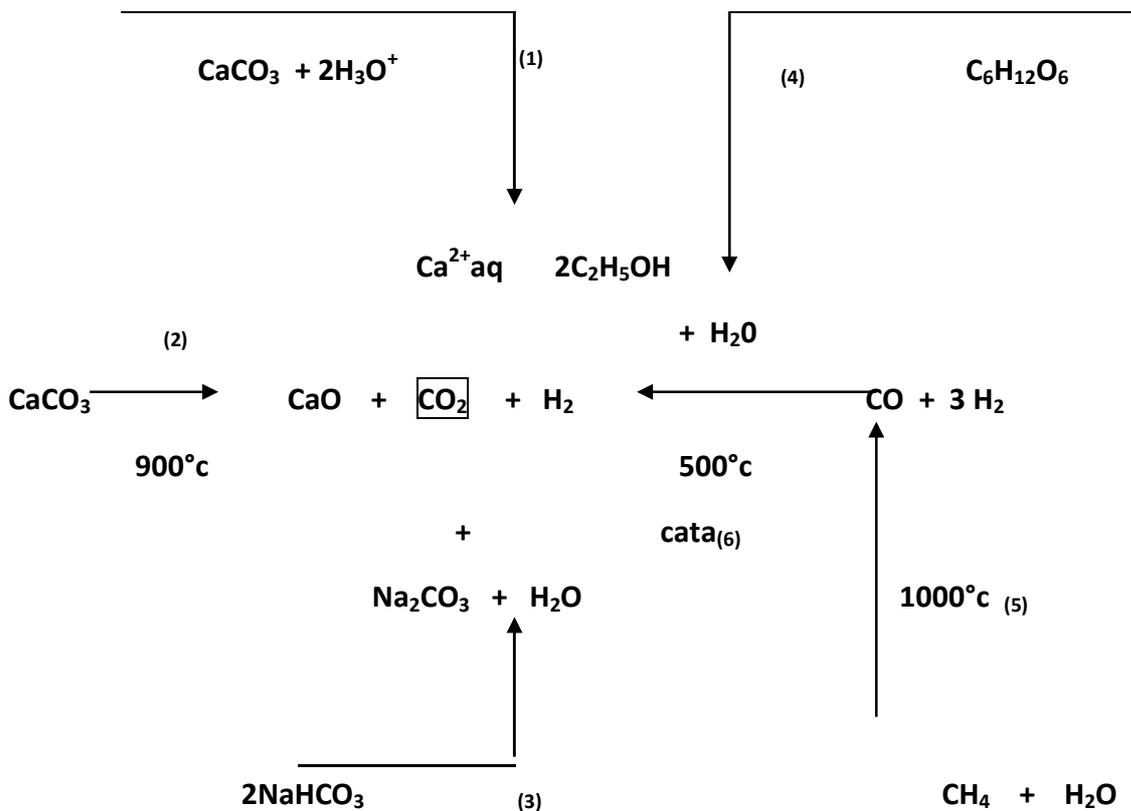
L'essentiel : Le dioxyde de carbone et les carbonates

1. L'anhydride carbonique, CO₂

1.1. Obtention

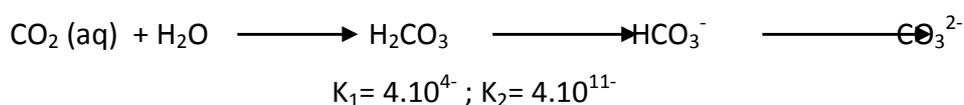
L'anhydride carbonique ou gaz carbonique se forme dans diverses réactions :

- réactions des acides sur les carbonates ou les bicarbonates (1) ;
- réactions de décomposition thermique des bicarbonates (3) ou des carbonates (2) de métaux alcalinoterreux ;
- la fermentation des sucres (4) ;
- la réaction du méthane ou d'autres hydrocarbures avec de l'eau (5 et 6).



1.2. Propriétés

- l'anhydride carbonique est incolore, plus lourd que l'air. Bien qu'il ne soit pas toxique, son accumulation dans des endroits fermés peut entraîner l'asphyxie par l'absence de l'oxygène.
- Le CO₂ solide, appelé aussi carboglace ou neige carbonique est un solide blanc. Sa température sous pression de CO₂ gazeux d'une atmosphérique, est de - 78.5°C. Il se sublime lentement à l'air. Il est utilisé comme agent réfrigérant, par exemple,
- sous forme d'un mélange avec l'acétone. Dans l'eau interviennent les équilibres suivants :



1.3. Usages

Le CO₂ trouve son utilisation dans la préparation des boissons gazeuses et dans l'industrie du froid. Il est aussi exploité dans le processus de photosynthèse pour la synthèse des glucides et la production de l'oxygène grâce aux rayonnements ultraviolets.

2. Carbonates et bicarbonates

Les bicarbonates sont plus instables que les carbonates. Seuls les bicarbonates de sodium, d'ammonium et de potassium sont connus à l'état solide.

- la décomposition thermique des bicarbonates à l'état solide ou en solution s'écrit : $2\text{HCO}_3^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{CO}_3^{2-}$
- la décomposition thermique des carbonates fournit l'anhydride carbonique et l'oxyde : $\text{PbCO}_3 \longrightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$

Le carbonate de calcium se rencontre à l'état naturel comme constituant principal de la pierre à chaux, des coquillages et des coquilles d'œufs ; c'est aussi le constituant essentiel des craies nous permettant d'écrire au tableau noir.

3. Le gaz carbonique et l'effet de serre

Le **dioxyde de carbone** est un composé chimique composé d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène et dont la formule brute est : **CO₂**.

Cette molécule linéaire a pour formule développée de Lewis : **O=C=O**

Dans les conditions normales de température et de pression le dioxyde de carbone est un gaz incolore communément appelée gaz carbonique.

Il est présent dans l'atmosphère dans une proportion approximativement égale à 0,035 % en volume. C'est un gaz à effet de serre. Il est produit notamment lors de la fermentation aérobie ou de la combustion de composés organiques, et lors de la respiration des êtres vivants et des végétaux. Pour ces derniers, la photosynthèse piège beaucoup plus de CO₂ que sa respiration n'en produit.

C'est un gaz à effet de serre. L'**effet de serre** est un processus naturel de réchauffement du climat qui intervient dans le bilan radiatif de la Terre. Il est dû aux gaz à effet de serre (GES) contenus dans l'atmosphère, à savoir principalement la vapeur d'eau (qui contribue le plus à l'effet de serre), le dioxyde de carbone CO₂ et le méthane CH₄.

Cet effet a été nommé ainsi par analogie avec la pratique en culture et jardinerie de construire des serres, espaces clos dont une ou plusieurs faces sont constituées de verre, laissant passer la chaleur du soleil et la retenant prisonnière à l'intérieur afin de permettre aux plantes de bénéficier d'un micro-climat artificiel.

D. Préparation des bases et leurs dérivés

D1. Préparation de l'hydroxyde de potassium

Thème 7. Détacher un vêtement ... sans acheter quoi que ce soit



- Fiche signalétique
 - Déroulement de la leçon
 - Contenu de matière : La potasse ou l'hydroxyde de potassium
1. Définitions
 2. Techniques de fabrication
 3. Propriétés physicochimiques
 4. Utilisations
 5. Effets sur la santé
 6. Précautions d'emploi

I. Fiche signalétique

Objectifs :

A la fin de la leçon, les élèves seront capables de préparer une solution d'hydroxyde de potassium à partir des déchets agricoles.

Compétences visées:

a. *Compétences scientifiques* :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes ;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;

- utiliser des procédures expérimentales : trouver d'autres plantes dans la nature qui pourraient être utilisées comme source de potasse et en extraire la potasse;
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication : communiquer les différentes observations lors de la mise en commun;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs : établir des liens entre la botanique, l'agriculture et la chimie.

b. Compétences spécifiques :

- extraire de l'hydroxyde de potassium à partir d'une matière végétale ;
- préparer une solution de KOH à partir de l'extrait ;
- établir, en partant des exemples concrets, l'importance de l'hydroxyde de potassium dans la vie courante ;
- identifier les différents types de réactions acido-basiques ayant trait à la préparation du KOH ;
- différencier les différents produits appelés couramment potasse.

Prérequis :

- les parties de la plante (botanique) ;
- séparation des constituants d'un mélange ;
- méthodes d'extraction d'un produit chimique ;
- réaction d'hydratation ;
- les réactions acido-basiques (dissociation, hydrolyse, déplacement, neutralisation).

Intérêt de la manipulation

La préparation de la potasse (KOH) joue un rôle important au niveau de l'enseignement pour plusieurs raisons :

- la potasse va servir au dosage acido-basique ;
- la préparation du savon potassique, denrée rare dans certains milieux et indispensable à l'hygiène ;
- la revalorisation des déchets agricoles ;

- la résolution des problèmes d'environnement : diminution des déchets, milieux favorables au développement de certains microorganismes responsables de plusieurs maladies telles que le choléra, la malaria,...

A partir de cette manipulation, nous montrons également aux élèves qu'il est possible d'exploiter les produits locaux pour apprendre de la chimie.

Problèmes secondaires :

- pollution atmosphérique : le gaz carbonique, CO_2 , qui provient de la combustion des déchets agricoles (risque moins grand car de source végétale) ;
- la potasse est caustique : une forte concentration peut causer des plissements de la paume de main : il faut porter des gants et être prudent.

Matériels et produits :

- troncs de régime de bananes ;
- jus de citron ;
- solution d'acide chlorhydrique ;
- de l'eau distillée ;
- déchets du papayer ;
- 1 pièce métallique ;
- 1 paire de gants ou des sachets en plastique ;
- 1 mortier et des pilons ;
- 1 entonnoir et 1 linge propre.

Durée : 100 minutes

	<ul style="list-style-type: none"> - broyer les cendres obtenues dans un mortier ; - verser la cendre dans de l'eau; - ajouter de la chaux vive dans le rapport massique 0.6 et chauffer pendant 30 minutes sur un brasier ; - filtrer le mélange à l'aide d'un entonnoir et d'un linge propre ; - recueillir le liquide obtenu et on peut concentrer par évaporation du solvant la solution ; - la potasse finit par cristalliser lorsque l'évaporation est totale. <p>On peut également y ajouter du jus de citron concentré (acide citrique) ou de l'acide chlorhydrique pour observer le changement de couleur de l'indicateur ou pour doser la base afin de connaître sa concentration.</p>	$K_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow KOH(aq)$ $K_2CO_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2KOH(aq) + CO_2\uparrow$ $Ca(OH)_2(s) + CO_2(g) \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O(l)$ $K_2CO_3(s) + Ca(OH)_{2(aq)} \longrightarrow CaCO_3\downarrow + 2KOH(aq)$ <p>L'équation bilan conduit à la formation du KOH en solution.</p> <p>L'addition de quelques gouttes d'indicateurs donne une coloration qui témoigne de la basicité de la solution.</p>
--	--	---

L'essentiel : L'hydroxyde de potassium

1. Définition

La potasse désigne au départ un mélange de carbonate et de chlorure de potassium. Elle désigne en principe de l'hydroxyde de potassium, un composé à caractère basique, corrosif et hygroscopique.

2. Techniques de fabrication

a. Techniques industrielles : le KOH provient de l'électrolyse du chlorure de potassium de formule KCl. Cette opération produit en même temps du chlore et de l'hydrogène.

b. Techniques artisanales : le terme potasse est né de l'allemand "pot asche" ou de l'anglais "pot ashes" qui désigne les cendres de pot dans lequel on avait placé de l'eau pour en faire de la lessive. C'est cette lessive qui, pendant des siècles, servira comme réactif basique dans la fabrication des savons. En effet, la cendre contient une très grande quantité de potasse. Si la potasse des mers géologiques ainsi que celle des mers actuelles est appelée à devenir avec le temps la source importante du carbonate de potasse employé dans l'industrie, il ne faut pas cependant méconnaître qu'en ce moment et probablement pendant des années encore, c'est la potasse empruntée au sol par les végétaux qui contribuera pour la grande part à nous

approvisionner de cet alcali. Les betteraves, les bananiers, les papayers, ... sont des sources importantes d'origine végétale de la potasse compte tenu du taux important en potassium.

3. Propriétés physicochimiques

3.1. Propriétés physiques

Aspect : solide dur, d'un blanc laiteux, translucide.

Température de fusion : 404°C Température d'ébullition : 1324°C

Masse molaire : 56.11 ; masse volumique : 2.044g/cm³.

Solubilité dans l'eau (20°C) : environ 1100g/l. Cette substance est très soluble dans l'eau et la dissolution s'accompagne d'un fort dégagement de la chaleur. Solubilité dans l'éthanol (20°C) : environ 400g/L.

Les solutions aqueuses d'hydroxyde de potassium sont des liquides incolores ou légèrement jaunâtres, d'aspect plus ou moins visqueux suivant la concentration.

Dans le commerce, l'hydroxyde de potassium est livré soit sous forme solide (pastilles, plaquettes, cylindres,...), soit sous forme de solutions aqueuses à plusieurs concentrations.

3.2. Stabilité et réactivité

a. Matières à éviter : métaux (en présence d'oxygène de l'air et/ou d'humidité), métaux légers, composés de l'ammonium (formation d'ammoniac), métaux alcalinoterreux, halogènes, halogénures d'oxydes non métalliques, oxyde d'halogène, composés nitrés organiques, phosphore, oxydes non métalliques, hydrocarbures, anhydrides, acides forts.

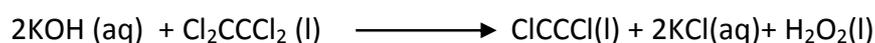
b. Extrêmement hygroscopique, ce produit fixe l'humidité de l'air et dans ce cas, absorbe également le dioxyde de carbone ; dissolution exothermique dans l'eau ; incompatibles avec différentes matières synthétiques, verres, tissus, animaux/végétaux.

c. L'hydroxyde de potassium est une base forte dont les solutions aqueuses, très alcalines, réagissent vivement avec les acides ; $\text{pH} > 13.5$ pour une solution à 50g/L d'eau.

d. Avec les solutions aqueuses étendues d'hydroxyde de potassium, le chlore donne de l'hypochlorite de potassium ; avec les solutions concentrées et à chaud, il y a formation de chlorate. Le brome et l'iode réagissent de façon analogue :



e. Il se forme avec le 1,2-dichloroéthylène, le trichloroéthylène et le tétrachloroéthylène, du monochloroacétylène ou du dichloroacétylène, composés qui peuvent facilement exploser :



f. En présence d'eau, le KOH réagit avec les nitroparaffines en donnant des sels qui sont explosifs à l'état sec.

g. Certains métaux tels que le zinc, l'aluminium, l'étain et le plomb sont attaqués par les solutions aqueuses de KOH ; cependant quelques alliages spéciaux au nickel et au chrome restent inaltérés au contact des solutions concentrées et bouillantes. Les tôles de fer résistent assez bien aux lessives chaudes ; ainsi peut-on utiliser les récipients en fer et en acier pour les conserver.

h. Le verre est attaqué lentement par les solutions de KOH et au-dessus de 80°C l'attaque est rapide avec les solutions concentrées.

4. Utilisations

L'hydroxyde de potassium est employé dans la fabrication de produits chimiques comme le carbonate de potassium, le bromure de potassium et l'iodure de potassium (d'usage intéressant), du savon, des détergents, des engrais, des fibres synthétiques, agent de blanchiment, utilisée en galvanoplastie, photogravure, lithographie, pour la

fabrication d'encre d'imprimerie. Sous forme de carbonate, la potasse intervient dans la fabrication des verres spéciaux (cristal, tubes de télévision), de peinture et des colorants textiles ; comme électrolyte des piles alcalines au mercure.

5. Effets sur la santé et précautions à prendre

- L'hydroxyde de potassium est un composé chimique corrosif et sa préparation dégage des vapeurs dangereuses. Sa réaction violente avec l'eau peut provoquer des éclaboussures dangereuses.
- La potasse caustique est irritante et corrosive pour la peau, les yeux, les voies respiratoires et digestives. Elle doit être manipulée avec des gants et, si nécessaire, des lunettes de protection et une protection des voies respiratoires. En cas de contact avec la peau, rincez abondamment avec de l'eau et consultez un médecin.

D2. Préparation de l'ammoniac

Thème 8. Des urines aux engrais



Fiche signalétique

- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Ammoniac, ammoniacque et sels d'ammonium
- Préparation de l'ammoniac

1.1. Préparation du gaz de synthèse

1.2. Synthèse proprement dite

1.3. Préparation au laboratoire

- Propriétés physiques
- Propriétés chimiques
- Usages

I. Fiche signalétique

But : montrer aux élèves que l'on peut facilement préparer de l'ammoniac à partir des urines en utilisant l'hydroxyde de potassium.

Compétences visées :

a. Compétences spécifiques:

- établir un lien entre la physiologie humaine et la chimie ;
- interpréter la réaction entre les urines et l'hydroxyde de potassium ;
- décrire les différentes étapes de préparation du gaz de synthèse et de la synthèse de l'ammoniac ;
- citer et expliquer les applications pratiques mettant en évidence les propriétés chimiques et physiques de l'ammoniac ;
- identifier l'ammonium dans un échantillon.

b. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs

Précautions :

- ne pas exposer les élèves à ces mauvaises odeurs pendant longtemps ;
- ne pas inhaler le gaz ammoniac ; au besoin l'orienter vers un récipient qui contient de l'eau ;
- l'ammoniac liquide est toxique et nuisible pour les muqueuses de l'organisme, il faut de ce fait le manipuler avec précaution.

Matériels et produits :

- un erlenmeyer de 500 ml
- un tube à essai
- brûleur électrique ou réchaud
- deux tubes capillaires en plastique (prendre le tube utilisé la transfusion de sérum physiologique)
- 200 ml d'urines
- 100 ml de KOH 1N
- un indicateur chimique (l'eau de cuisson de l'oseille)
- bouchons à deux trous

Prérequis : le cycle de l'azote

Timing : 100 minutes

II. Déroulement de la leçon

Etapes	Questionnement et méthodes	Matière
Mise en situation	<p>Demander aux élèves de citer les divers composés que l'on rencontre dans chacun des corps suivants (au moins pour chaque corps) : Urines, soja, sang</p> <p>- quels sont les éléments chimiques que l'on rencontre dans l'urée et les protéines ?</p> <p>Attirer l'attention des élèves sur l'azote. Quel est le corps composé que peuvent former N et H ?</p> <p>Comment peut-on obtenir de l'ammoniac ?</p> <p>-mélanger 200 ml d'urines et 100 ml de KOH dans un erlenmeyer</p>	<p>urée, sels minéraux</p> <p>protéines, lait</p> <p>hémoglobine, globules</p> <p>- on trouve les éléments suivants : C, H, N</p> <p>- c'est l'ammoniac, de formule NH_3</p> <p>- deux scénarios possibles : possibilité de l'obtenir à partir du soja ou de l'acheter au marché ou difficulté de répondre à la question.</p>
Expériences	<p>-fermer la paroi à l'aide d'un bouchon portant un</p>	<p>-on constate que la vapeur monte et prend</p>

	<p>tube capillaire ; ce dernier va pénétrer dans le tube à essai contenant de l'eau et quelques gouttes d'indicateur ; chauffer le mélange jusqu'à l'ébullition :</p> <ul style="list-style-type: none"> - que constate-t-on lorsque le mélange entre en ébullition ? - l'eau du tube à essai a-t-elle changé de couleur ? - que se passe-t-il lorsque le gaz rentre dans le tube à essai ? - que constate-t-on lorsqu'un papier indicateur est imbibé de cette solution ? - quelle est l'odeur de ce gaz ? - mettre 10 ml d'une solution de CuCl_2 dans un tube à essai ; - faire barboter ce gaz dans le tube à essai contenant du CuCl_2 - que constatez-vous ? 	<p>la direction du tube à essai en passant par le capillaire</p> <ul style="list-style-type: none"> -avant et après ajout de l'indicateur, l'eau du tube à essai n'a pas changé de coloration -lorsque le gaz atteint le tube à essai, il y a changement brusque de la coloration du liquide : de l'incolore au rouge ; -lorsqu'on approche un papier indicateur, on observe un changement de couleur et celle-ci correspond à un pH égal à 8 ; ; à partir de ces propriétés, nous pouvons dire que la substance appartient à la fonction basique. -le gaz à une odeur piquante et nauséabonde. Ce gaz donne une coloration bleue intense avec une solution de CuCl_2 selon la réaction : $\text{CuCl}_2 + 4\text{NH}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{Cl}^-$
--	--	---

Les urines sont riches en urée qui se présente sous forme de carbonate ammoniac. Par hydrolyse, le carbonate ammoniac donne de l'ammoniac qui se dégage. Dans l'eau, ce gaz donne de l'ammoniaque. Mais pour éviter le mélange de l'ammoniac dégagé avec du gaz carbonique dans la réaction, on ajoute au carbonate ammoniac une quantité de KOH ou de NaOH. Ainsi l'ammoniac est produit selon la réaction suivante :



Mais pour éviter le mélange de NH_3 dégagé avec le CO_2 dans la réaction, on ajoute au carbonate ammoniac une quantité de KOH ou de NaOH.

L'essentiel : Ammoniac, ammoniaque et sels d'ammonium

1. Préparation de l'ammoniac

Le procédé utilisé est celui de HABER au cours duquel l'azote réagit directement avec l'hydrogène, à une température élevée et sous forte pression en présence d'un catalyseur $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})/\text{Co}_2\text{O}_3(\text{s})$. Il comprend deux étapes importantes: la préparation

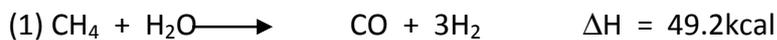
du gaz de synthèse, mélange stoechiométrique d'azote et d'hydrogène ($N_2/H_2 : 1/3$) et la synthèse proprement dite.

1.1. Préparation du gaz de synthèse

Le réacteur à ammoniac doit être alimenté par un mélange stoechiométriquement d'azote et d'hydrogène, appelé gaz de synthèse. La préparation de ce mélange implique une suite d'opérations qui, dans une usine d'ammoniac, sont aussi importantes, si pas plus, que la synthèse elle-même.

a. Reforming primaire

Après une étape de désulfuration, destinée à éliminer les traces de dérivés sulfurés qui désactivent les catalyseurs, le méthane est mélangé à de la vapeur d'eau : $n H_2O/nCH_4 = 2.5$ et introduit dans des réacteurs tubulaires ou des tubes catalytiques, contenant un catalyseur à base de nickel. Les tubes sont chauffés de l'extérieur par des brûleurs au méthane. Les procédés opèrent à pression atmosphérique ou sous pression (20 atm) ; dans ce dernier cas, l'efficacité thermique de l'installation est améliorée car les transferts de chaleur sont favorisés par une élévation de pression. Les réactions qui ont lieu dans le reforming primaire sont :



La première réaction est favorisée par une augmentation de température : on opère vers 800-900°C.

b. Reforming secondaire ou post-combustion

Le reforming secondaire a un double objectif :

- réduire la teneur en CH_4 qui, autrement s'accumulerait dans le gaz de synthèse lors du recyclage intervenant après la synthèse de l'ammoniac proprement dite ;
- induire l'azote nécessaire à la synthèse de l'ammoniac.

Pour réaliser ce double objectif, on additionne de l'air, en quantité appropriée, au mélange gazeux sortant du reforming primaire ; il est introduit ensuite dans le réacteur de post-combustion contenant un catalyseur à base de nickel.

Grâce à l'oxygène présent, une combustion partielle des réactifs (principalement H₂) se produit ; l'exothermicité élève la température du mélange réactionnel vers 1100°C. A cette température, l'équilibre (1) est déplacé vers les produits de réaction. La teneur en CH₄ résiduelle devient négligeable.

c. Conversion du CO

Dans cette réaction, on cherche à convertir le CO par réaction avec l'eau (réaction 2). Comme cette réaction réversible est exothermique, il est nécessaire d'abaisser la température pour déplacer favorablement l'équilibre. La conversion du CO est réalisée vers 400°C en présence d'un catalyseur à base de Fe₃O₄. Un excès de vapeur d'eau est introduit pour déplacer l'équilibre. L'utilisation de catalyseurs plus actifs, à base de ZnO, CuO, Al₂O₃ permet de réaliser la conversion du CO à plus basse température (200-250°C) et fournit un mélange gazeux contenant moins de CO encore.

d. Purification du gaz brut de synthèse : élimination du CO₂

Le mélange gazeux sortant du réacteur de conversion de CO (gaz brut de synthèse) renferme les réactifs H₂-N₂ dans le rapport 3/1 mais contient des quantités importantes de CO₂ qu'il faut éliminer. De nombreux procédés de purification existent. Celui basé sur l'absorption dans une solution de K₂CO₃ est traduit par l'équilibre suivant :



Le mélange gazeux, sous une pression de 20 atm, passe dans la tour d'absorption contenant une solution de K₂CO₃ à 40% vers 105-110°C. Ces conditions favorisent l'absorption du CO₂ ; les gaz sortant sont donc purifiés : gaz épuré.

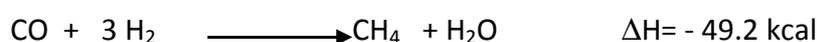
La solution, saturée en CO₂, passe alors dans la tour de régénération où règne une pression faible pour favoriser la désorption du CO₂. Le CO₂ ainsi produit peut être

valorisé de diverses manières : préparation de l'urée, du carboglace, des boissons gazeuses ...

e. Méthanation

Les dernières traces de CO présentes dans le mélange doivent également être éliminées car le CO est un poison du catalyseur de synthèse de l'ammoniac. Cette purification se fait par méthanation : l'opération consiste à faire passer le mélange gazeux à travers un réacteur contenant un catalyseur à base de nickel ($T = 280-350^{\circ}\text{C}$; $p = 5$ à 25 atm).

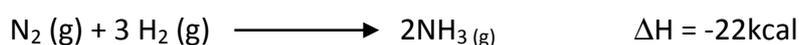
La réaction de purification :



Cette réaction est l'inverse de la réaction (1), première étape de la préparation du gaz de synthèse. Elle est favorisée à basse température. Le gaz de synthèse ainsi obtenu est alors envoyé vers le réacteur de synthèse de l'ammoniac.

1.2. Synthèse proprement dite

La réaction de synthèse de l'ammoniac s'écrit de la manière suivante :



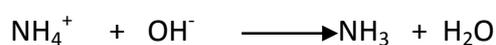
Dans le cas de la synthèse de l'ammoniac, on n'a pas encore découvert de catalyseurs industriels suffisamment actifs pour réaliser la réaction à 25°C ; si de tels catalyseurs étaient mis au point la synthèse pourrait être réalisée sous faible pression et à température normale. Sinon des catalyseurs utilisés, à l'heure actuelle, sont à base de fer ; leur activité est cependant faible et des températures de l'ordre de $450-550^{\circ}\text{C}$ sont nécessaires pour réaliser la synthèse de l'ammoniac à vitesses satisfaisantes. Il existe différents procédés qui mettent en œuvre la variation de la pression.

Dans la pratique, le gaz de synthèse, mélange stœchiométrique d'azote et d'hydrogène, à la température et pression voulues, traverse le réacteur de synthèse contenant le catalyseur : le N_2 réagit avec le H_2 pour former le NH_3 . La conversion

étant limitée par équilibre, le mélange réactionnel à la sortie du réacteur est composé de N₂, H₂ et NH₃. Le pourcentage molaire de NH₃ y est de l'ordre de 10 à 30% suivant les conditions expérimentales. Il est donc indispensable de prévoir une étape de séparation de l'ammoniac et le recyclage du mélange N₂-H₂. La séparation de l'ammoniac se fait par condensation à basse température (5 à 30°C). Les unités modernes de synthèse d'ammoniac ont une capacité de production de 1000 à 2000 tonnes d'ammoniac par jour.

1.3. Préparation au laboratoire

Au laboratoire, l'ammoniac est préparé par réaction de bases fortes avec les sels d'ammonium :



Le dégagement de NH₃ peut être favorisé en chauffant. La préparation à partir de chaux et de chlorure d'ammonium s'écrit :



2. Propriétés physiques:

- l'ammoniac est un gaz incolore qui présente une odeur très piquante et irritante. C'est le principe actif de certaines formes de sels à inhaler ; il peut être liquéfié par compression à température normale A 25.7°C, il s'établit l'équilibre suivant : $\text{NH}_3_{\text{g}} (P= 10 \text{ atm}) / \text{NH}_3_{\text{l}} + 5.1 \text{ kcal}$
- l'utilisation de l'ammoniac dans les circuits réfrigérants est basée sur cet équilibre. Dans la zone à refroidir, l'ammoniac liquide est évaporé par réduction de la pression. Ce changement de phase nécessite l'apport de la chaleur d'évaporation ; elle est fournie par l'environnement qui par conséquent se refroidit. L'ammoniac gazeux est ensuite liquéfié par compression à l'extérieur de la zone de réfrigération. La chaleur de condensation est cédée à l'extérieur. Le même cycle rend compte du fonctionnement des pompes à chaleur.
- l'ammoniaque domestique est une solution aqueuse d'ammoniac avec un détergent ;

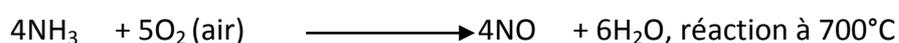
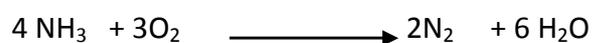
- l'ammoniac est soluble dans l'eau : plus de 700 ml d'ammoniac à 0°C et sous 1 atmosphère peuvent se dissoudre dans un litre d'eau en formant l'hydrate d'ammoniac (NH₃.H₂O). La grande solubilité de l'ammoniac dans l'eau peut être joliment mise en évidence par l'effet de fontaine. En effet, un flacon parfaitement sec est rempli avec de l'ammoniac gazeux anhydre sous la pression atmosphérique. Lorsque à l'aide d'une seringue, on lance en jet juste quelques gouttes d'eau dans ce flacon, une partie de l'ammoniac ne se dissout dans lesdites gouttes. La pression du gaz ammoniac chute dès lors en dessous de la pression atmosphérique de sorte que l'eau est aspirée à partir du bécher et après avoir franchi le col vertical de la fiole, gicle dans celle-ci en produisant une fontaine spectaculaire.

3. Propriétés chimiques :

- L'ammoniac est une base faible ; il réagit avec divers acides et donne lieu à la formation des composés qui contiennent l'ammonium, NH₄⁺. Par exemple il se combine à l'acide sulfurique pour produire le sulfate d'ammonium (NH₄)₂SO₄, qui est l'engrais azoté le plus important au monde.



- L'ammoniac est riche en azote, se lie à de nombreux composants du sol et est aisément converti en substances nutritives utilisables par les plantes. Les solutions aqueuses concentrées d'ammoniac ou l'ammoniac liquide à l'état pur peuvent être pulvérisées directement sur le sol ; l'exaltation de la croissance des plantes lorsque le terrain a été fertilisé à l'ammoniac est spectaculaire.
- L'ammoniac est un réducteur : il ne brûle pas dans l'air mais le fait dans l'oxygène pur ; la combustion produit de l'azote. L'oxydation par l'oxygène de l'air se fait en présence de platine comme catalyseur et produit de l'oxyde azotique :



4. Usages :

L'ammoniac et la plupart de ses dérivés sont utilisés comme engrais azotés, des herbicides, des insecticides et production de l'acide nitrique, des explosifs, des fibres synthétiques et liquides réfrigérants.

Thème 9. Du gaz utile à partir d'une plante...



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon

I. Fiche signalétique

Objectif : montrer qu'il est possible de préparer de l'ammoniac à partir du soja.

Compétences scientifiques :

- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales ;
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

Compétences spécifiques :

- caractériser l'ammoniac ;
- citer les différents composants du soja ;

Matériels et produits :

- double chaux sodée ;
- farine de soja ;
- solution contenant des ions cuivre II ;
- eau distillée ;

- deux béchers ;
- deux casseroles ou boîtes métalliques ;
- un tube en plastique.

Prérequis :

- composition du soja ;
- réaction de complexation ;
- différents usages du soja dans la vie courante ;
- analyse qualitative des solutions.

Timing : 50 minutes

II. Déroulement

Etapes	Questionnement et méthodes	Matière
<p>Mise en situation</p>	<p>Procéder de la manière suivante :</p> <ul style="list-style-type: none"> - le professeur demande aux élèves l'utilité du soja dans la vie courante. - pourquoi le soja est-il si nutritif ? - interrogation pour déterminer la composition chimique du soja : quel est l'élément essentiel que renferme une protéine ? 	<ul style="list-style-type: none"> - comme aliment, le soja est consommé sous forme de bouillie lorsqu'il est mélangé à la farine de sorgho ; - comme lait pour nourrir les enfants mal nourris de famille pauvre - il est nutritif car il renferme des protéines et du lait.
<p>Expérience</p>	<p>On mélange de la farine de soja avec le double de chaux sodée ; on chauffe le mélange ;</p> <ul style="list-style-type: none"> - qu'observe-t-on ? <p>Recueillons ce gaz dans l'eau ; ajoutons des ions cuivre (II), que constate-t-on ?</p> <p>Ajoutons un indicateur à la solution. Que se passe-t-il ?</p>	<ul style="list-style-type: none"> - c'est l'azote - un gaz se dégage - la solution se colore en bleu intense : il se forme un ion complexe. - l'indicateur change de coloration (coloration basique).

Exercices d'application

- Préparation du lait à partir du soja (donner un rapport sur ce qui se pratique à la maison et essayer de modéliser).
- Comment peut-on procéder pour préparer de l'ammoniac à partir de l'œuf ?

E. Réaction de neutralisation

Thème 10. Du jus et du lait... ensemble pour une réaction chimique !



- fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Réaction de neutralisation

I. Fiche signalétique

But de la manipulation :

Etudier l'évolution du pH lors de la réaction de neutralisation du jus de citron par le lait de chaux.

Compétences visées

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques :

- énoncer le principe de dosage d'un acide par une base ;
- expliquer comment on peut prélever le pH d'une solution ;
- tracer l'allure générale de la courbe de pH en fonction du volume de réactif ajouté.

Prérequis :

- réaction chimique ;
- acidité et basicité des produits naturels.

Matériels et produits :

- deux verres ;
- une assiette ;
- une cuiller à café ;
- l'eau de chaux ;
- le papier indicateur universel.

Timing : 50 minutes

II. Déroulement

Etapes	Questionnement et méthodes	Matière
<p>1. Mise en situation</p> <p>2. Expériences</p>	<p>- quel est le pH d'une solution de jus de citron ?</p> <p>- que doit-on faire pour diminuer l'acidité de ce jus de citron ?</p> <p>- quel produit doit-on administrer à un malade qui a un excès d'acide ? comment agit-il ?</p> <p>- quels sont les ions qui interagissent concrètement ?</p> <p>(Devant la difficulté qu'éprouvent les élèves à préciser le type d'ions qui interagissent, le professeur explicite davantage et procède à l'expérience).</p> <p>verser 10 cuillères à café de jus de citron concentré se trouvant dans une assiette dans un premier verre. Mesurer le pH du jus de citron avec le papier indicateur universel. A l'aide d'une cuillère à café, ajouter petit à petit l'eau de chaux contenue dans le second verre dans le premier verre et suivre progressivement au moyen du papier l'évolution du pH de la solution.</p>	<p>- pH = 6</p> <p>- on ajoute à ce jus de l'eau distillée.</p> <p>- du bicarbonate de sodium ; ce produit neutralise l'excès d'acide.</p> <p>- les ions de l'acide et de la base</p> <p>Nous remarquons ce qui suit :</p> <p>0 mL de chaux, on a une valeur de pH = 6 ;</p> <p>1 cuiller à café.....pH entre 6 et 6.5</p> <p>2 cuillers à café.....pH entre 6 et 6.5</p> <p>7 cuillers à café.....pH entre 6 et 6.5</p> <p>9 cuillers à cafépH entre 6.5 et 7</p> <p>10 cuillers à café.....pH = 9.5</p> <p>11 cuillers à cafépH = 10</p> <p>12 cuillers à café.....pH = 12.5</p> <p>13 cuillers à cafépH = 13.</p>

Conclusion

Lors de la neutralisation du jus de citron par l'eau de chaux, le pH de la solution augmente. En fait, lorsqu'on neutralise un acide par une base, on fait réagir les ions H_3O^+ par les ions OH^- provenant de la base. Autrement dit, on fait disparaître progressivement les ions hydroniums en formant les molécules d'eau.

Questions d'évaluation

- Donnez l'allure générale de la courbe de dosage de l'acide acétique préparé à l'expérience précédente par une solution de soude caustique, NaOH, 1N.
- Expliquer brièvement comment on peut prélever le pH d'une solution.

NB : Considérer les notes sur la notion d'acidité

F. Réaction de saponification

Thème 11. Et maintenant, fabriquons notre savon...



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : les savons et les détergents
 1. Définition
 2. Procédés de fabrication
 - 2.1. Réaction de saponification
 - 2.2. Procédés
 3. Etapes de fabrication
 4. Avantages et inconvénients du savon
 5. Propriétés physicochimiques du savon
 6. Test de la qualité de savon
 7. Les détergents
 - 7.1. Généralités
 - 7.2. Synthèse des détergents

I. Fiche signalétique

Objectifs :

A la fin de la leçon, les élèves seront capables de :

- préparer un savon à partir des produits trouvés localement
- expliquer les propriétés d'un savon;
- comparer un savon à un détergent.

Compétences visées:

a. Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques

- expliquer les concepts : savon, détergent, relargage, lessive, empâtage, cuisson, lavage, surfactants, saponification, micelles,...
- préparer un savon à partir des déchets agricoles ;
- communiquer les différentes observations lors de la mise en commun;
- expliquer le principe de fabrication d'un savon ou d'un détergent ;
- expliquer les principales étapes de fabrication d'un savon ;
- tester la qualité d'un savon préparé ;
- expliquer le principe de lessivage d'un tissu sale par un savon ou un détergent ;
- comparer un savon à un détergent du point de vue composition et propriétés.

Prérequis :

- la réaction de neutralisation ;
- l'hydroxyde de sodium ou de potassium ;
- la réaction d'hydrolyse ;
- les lipides : les huiles et les graisses ;
- tension superficielle des molécules (physique) ;
- les éthers, les esters et les alcoolates.

Importance de la manipulation :

- montrer aux élèves qu'il est possible de préparer du savon à partir des déchets agricoles ;

- le savon étant un produit utilisé pour l'hygiène, toute son importance se révèle donc ;
- en utilisant utilement les déchets, on va résoudre un problème d'environnement et améliorer les conditions hygiéniques ; ainsi vont-ils éviter des maladies liées aux saletés comme le choléra, la fièvre typhoïde), ...

Problèmes posés :

- par les détergents qui peuvent réagir avec les composants du sol et appauvrir le sol en éléments fertilisants;
- pollution des eaux du lac, du fleuve, des rivières et bouchage des égouts (précipitation des savons en formant des grumeaux) ;
- difficulté de récupérer de la glycérine (produit important) du moins pour nos préparations.

Matériels et produits :

- solution d'hydroxyde de sodium
- huile de palme ou huile palmiste
- une solution de sel de cuisine
- 1 brasier
- des moules en bois
- 2 casseroles ou des récipients métalliques

Durée de la leçon : 100 minutes

L'essentiel : Les savons et les détergents

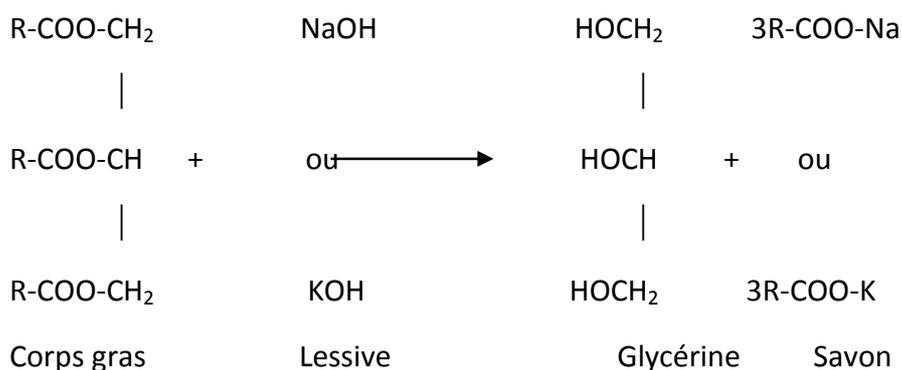
1. Définition

Un savon est un sel d'acide gras issu de la neutralisation d'acides gras d'origine animale ou végétale par la lessive, la potasse ou la soude caustique. Par exemple, le stéarate de sodium : sel d'acide stéarique et d'hydroxyde de sodium.

2. Procédés de fabrication

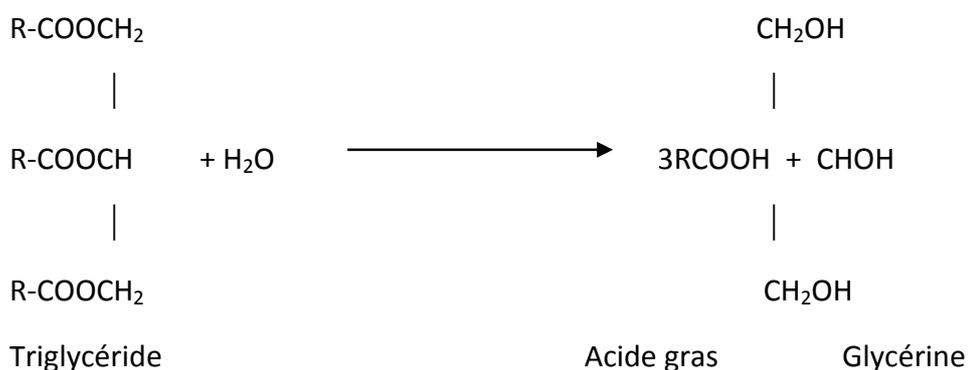
2.1. Réaction de saponification

Dans la fabrication du savon, on exploite la réaction suivante :

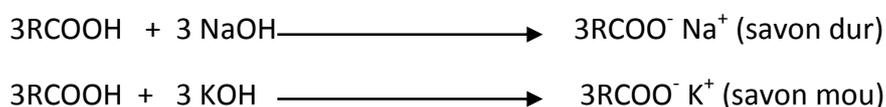


La réaction de saponification peut être comprise comme une réaction qui se déroule en deux phases:

- **hydrolyse** des triesters (triglycérides) conduisant à la formation de la glycérine et à la libération des acides gras



- **neutralisation** des acides gras par la soude ou la potasse conduisant à la formation des sels alcalins d'acides gras (savons)



2.2. Procédés

On distingue deux procédés de fabrication du savon: le procédé à chaud et le procédé à froid. Il est conseillé le procédé à chaud car il garantit une meilleure utilisation des matières premières et donne un savon de meilleure qualité.

En effet, les matières grasses (huile ou graisse) et la lessive (soude ou potasse) sont chauffées séparément avant de les mélanger, en atteignant la température variant entre 50 et 70 ° C ; la lessive, elle, jusqu'entre 25 et 30°C. On chauffe le mélange ainsi obtenu régulièrement aux environs de 90°C et on brasse patiemment afin d'établir le bon contact entre la matière grasse et la lessive. Ce mélange s'épaissit.

La fin de la saponification est détectée lorsqu'une prise d'essai faite dans le liquide est versée dans l'eau et ne laisse plus de trace huileuse. Pendant la séparation du savon avec la lessive, il se forme également la glycérine, qui est séparée du savon en ajoutant au mélange chauffé une solution de chlorure de sodium. Insoluble dans l'eau, le savon surnage et se sépare de la glycérine.

3. **Etapas de fabrication**

Dans l'industrie, la fabrication du savon consiste au chauffage, par injection de vapeurs d'huile avec la lessive de soude dans une grande cuve.

Elle comprend quatre étapes successives :

1° **L'empâtage** : il consiste à traiter à l'ébullition le mélange de corps gras par une solution concentrée de soude pour obtenir une saponification presque complète se traduisant par l'aboutissement à une masse homogène (pâte molle).

2° **Le relargage** : il s'agit d'ajouter du sel, pour séparer par insolubilisation, le savon de la phase aqueuse renfermant la glycérine et les principales impuretés.

3° **La cuisson** : elle consiste à terminer la saponification par une ébullition prolongée en milieu hétérogène en présence de soude concentrée.

4° **Le lavage** : il sert à débarrasser le savon de l'excès alcalin et de sel par ajouts progressifs d'eau douce suivis de soutirage des phases aqueuses se séparant

spontanément jusqu'à ce que la teneur en électrolyte de la phase aqueuse devienne juste suffisante pour que le savon ne s'y dissolve pas.

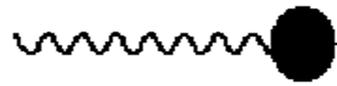
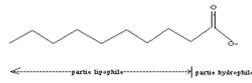
4. Avantages et inconvénients du savon

Le savon présente beaucoup d'avantages : dépourvu de toxicité pour la voie orale, il est un agent privilégié utilisé pour les soins corporels. Ses propriétés superficielles et massiques sont bien équilibrées à toute température et il est totalement biodégradable. Par contre, en raison des caractéristiques des acides gras, ses solutions ont une réaction légèrement alcaline et sensible aux sels minéraux des eaux dures (précipitations des savons de calcium ou de magnésium pouvant entraîner, par exemple, le feutrage de la laine).

5. Propriétés physico-chimiques du savon

- le savon est soluble dans l'alcool ou dans des milieux organiques : comportement dominant de la chaîne hydrocarbonée.
- il est hydrolysable : l'anion carboxylate se combine avec l'eau en formant l'acide organique correspondant et le milieu devient légèrement basique.
- les savons forment avec les eaux dures (chargées de sels calciques) des grumeaux solides qui rendent ces eaux de plus en plus dures : l'anion carboxylate réagit avec le calcium ou le magnésium (ions rendant les eaux dures) en formant des précipités des sels calciques ou magnésiques rendant difficile la lessive et consommant inutilement le savon.
- les acides minéraux déplacent les acides organiques de leurs sels : dans un milieu acide fort, le savon se décompose et forme un sel d'acide minéral correspondant.
- en milieu aqueux, le savon s'ionise en cation alcalin et en anion organique. Cet anion a deux parties nettement différenciées par leur affinité à l'eau :
 - a. une tête représentant le groupement carboxyle de l'anion dite hydrophile ;
 - b. une queue représentant la longue chaîne hydrocarbonée de l'anion, apolaire, dite hydrophobe.

De façon schématique, le savon se présente comme suit :

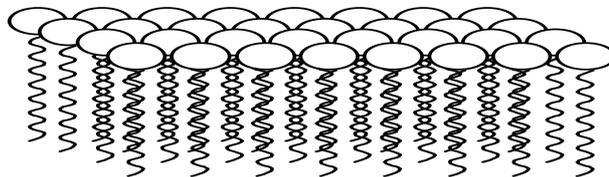


Queue

Tête

- les savons sont des agents moussants : le pouvoir moussant du savon s'explique aussi par la formation d'un film à l'interface eau-air.
- les savons sont des agents mouillants :
- le savon est un agent tensioactif et un agent émulsif :
- le savon est un détergent : les propriétés détergentes résultent de l'antagonisme qui existe entre les deux parties de leur molécule. La chaîne hydrocarbonée, non polaire a les caractères d'un hydrocarbure : insoluble dans l'eau, elle est hydrophobe (elle fuit l'eau) mais lipophile (elle a de l'affinité pour les milieux organiques, et en particulier les corps gras). Le groupe carboxylate, très polaire, présente au contraire de l'affinité pour l'eau, composé polaire ; il est hydrophile.

Têtes associées



Queues associées

Une solution de savon contient des molécules isolées ; elles se concentrent aux interfaces entre la solution et une autre phase, notamment à l'interface eau/air. Il s'y constitue un film monomoléculaire ordonné, dans lequel les groupes hydrophiles sont tournés vers la solution, les chaînes hydrophobes tendant au contraire à en sortir. La présence de ce film diminue la tension superficielle de la solution, qui est inférieure à celle de l'eau (d'où le nom de tensioactif). Un film analogue se constitue aussi à l'interface entre la solution aqueuse et une autre phase liquide, par exemple à la surface d'une goutte d'huile. A partir d'une certaine concentration, il se constitue

d'autre part dans la solution des micelles, des agglomérats de quelques dizaines à quelques centaines de molécules tournant leurs groupes COO^- vers l'extérieur.

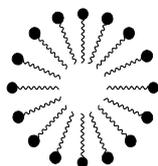
- comment le savon élimine-t-il les salissures ?

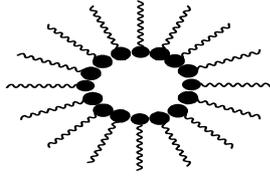
Il se forme d'abord un film monomoléculaire de savon à l'interface eau/graisse, pour lequel les micelles fonctionnent comme des réserves d'ions R-COO^- .

La présence de ce film favorise la formation progressive des globules de graisse qui s'enrobent eux-mêmes d'un film de savon, pendant que la fibre nettoyée s'en recouvre aussi. Les globules et la fibre présentent donc en surface des charges électriques de même signe (des charges négatives des groupes COO^-) et la répulsion électrostatique favorise la dispersion des globules de graisse dans la solution, où ils forment une « émulsion ». Ils seront ensuite éliminés par le rinçage, qui débarrassera aussi la fibre de son film de savon. La pénétration des chaînes lipophiles des molécules de savon est suivie par un phénomène remarquable, à savoir la formation des micelles, lesquelles sont de minuscules gouttelettes sphériques, faites de savon et de graisse, et qui sont solubles dans l'eau grâce à leur pelure polaire. Les micelles ne confluent pas en gouttes plus volumineuses puisque leurs surfaces sont toutes chargées négativement. On comprend ainsi comment les micelles permettent d'encapsuler de petites particules de substances grasses et pourquoi, après rinçage, la zone savonnée est parfaitement propre. Une action mécanique simultanée (frottement à la main, sous les coups de battoir des lavandières ou dans le tambour des machines à laver) favorise la séparation des particules de graisse et de la fibre.

• Formation des micelles

L'action nettoyante d'un savon est due à la capacité présentée par les molécules dudit savon à former des micelles, lesquelles encapsulent la graisse et permettent ainsi de l'éliminer par rinçage ; les parties hydrocarbonées des molécules de savon se dissolvent dans les particules de graisse donnant ainsi lieu à la formation des particules sphériques (micelles), lesquelles comportent une pelure de groupes carboxylate, chargés négativement et donc hydrosolubles.





6. Test de la qualité du savon

Contrairement aux tests non scientifiques consistant à mettre le savon dans l'eau douce, à le mettre sur la langue ou à presser une petite quantité prélevée du vase du cuisson, les tests scientifiques demandent un matériel spécialisé : on dissout une petite quantité de savon (par exemple 5 grammes) dans 10 ml d'un mélange de proportion égale en volume d'eau et d'alcool (pour éviter une dissociation du savon).

Au moyen d'un indicateur de pH, on peut contrôler le degré d'acidité.

En examinant la solution du savon, on peut avoir quatre possibilités :

- la solution est troublée par des gouttes d'huile et la couleur de l'indicateur montre une solution alcaline : le processus n'est pas fini et doit être continué ;
- la solution est troublée (par des gouttes d'huile) et l'indicateur montre une coloration de la solution neutre : l'alcalin est insuffisant et il faut encore en ajouter ;
- la couleur de l'indicateur montre une solution légèrement alcaline et le liquide est clair : le processus est fini mais il y a un excès d'alcali ; il faut ajouter une petite quantité de matières grasses ;
- la couleur de l'indicateur montre une solution légèrement alcaline et le liquide est clair : le processus est fini, le savon est bon.

6. Les détergents

Généralités

Actuellement, on utilise en fait beaucoup plus souvent des détergents de synthèse que du savon, mais le principe est le même. Ces détergents possèdent comme le savon, une chaîne hydrocarbonée importante (comportant souvent un cycle benzénique) et un groupe polaire. Mais celui-ci, au lieu d'être un groupe carboxylate est, par exemple, un groupe sulfonate (SO_3^-).

Les lessives que l'on emploie ne contiennent le plus souvent que 10 à 15% de détergent, qui s'y trouve associé à d'autres constituants (polyphosphates, silicates, perborates,...), dont les rôles sont multiples : stabilisation de l'émulsion de salissures pour éviter une redéposition sur les fibres, adoucissement de l'eau par séquestration des ions Ca^{2+} ou Mg^{2+} , décoloration des taches,...

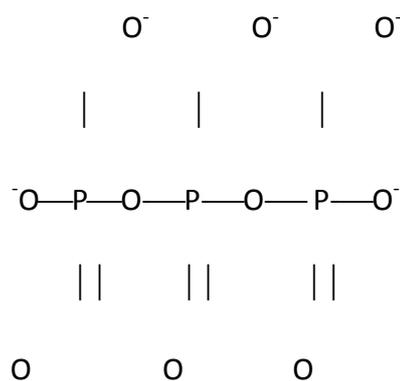
Parmi les ingrédients qui composent les détergents, **les surfactants** (surface active agent= agent tensioactif) sont les ingrédients-clés.

Les surfactants abaissent la tension superficielle de l'eau en annihilant ainsi l'énergie relativement élevée des molécules d'eau en surface(En effet, l'eau présente une tension superficielle anormalement élevée, parce que la stabilisation des molécules situées en surface par les liaisons hydrogène avec les autres molécules d'eau ne représente , en moyenne, que la moitié d'un point de vue quantitative par rapport à la stabilisation éprouvée par les molécules d'eau situées à l'intérieur du liquide).

- La diminution de la tension superficielle lamine les gouttelettes d'eau et produit l'effet mouillant (« couvrant ») bien connu des surfactants.
- Les molécules des surfactants sont des structures amphiphiles c'est-à-dire que ces molécules possèdent à la fois une portion lipophile et une portion hydrophile, au même titre que les savons lesquels sont également des surfactants.
- Les surfactants sont qualifiés d'anioniques, cationiques, non ioniques ou ampholytes selon la charge nette que présente la partie organique de leur molécule. La plupart des savons sont des surfactants anioniques.
- Les surfactants cationiques qui interviennent dans la composition des détergents sont des sels d'ammonium quaternaire du type : $\text{R}_4\text{N}^+ \text{Cl}^-$. Les cations R_4N^+ se lient aux charges négatives des étoffes et agissent de ce fait comme adoucissants des textiles. Les propriétés de ces composés les rendent également utiles comme agents antistatiques dans diverses transformations de produits de blanchissage. Bon nombre de ce type de sels accuse également des propriétés germicides.

- Les surfactants non ioniques sont surtout des polyéthers (c'est-à-dire des molécules qui contiennent la séquence -C-O-C- lesquelles présentent des propriétés mouillantes et dispersantes remarquables. Ces composés sont des liquides à la température ordinaire et sont surtout incorporés dans les détergents liquides de blanchisserie.
- Les sulfates d'alcools gras (exemple RCH_2OSO_3Na , où R est une chaîne hydrocarbonée) sont des ingrédients des shampooings, des produits servant à laver la vaisselle et des poudres à lessiver pour linges délicats parce que ces molécules exercent peu d'effets sur la peau et qu'en outre ils sont peu coûteux. C'est ainsi, par exemple, que des poudres à lessiver ou à faire la vaisselle contiennent essentiellement des alkylbenzènesulfonates dont les chaînes alkyliques sont linéaires.

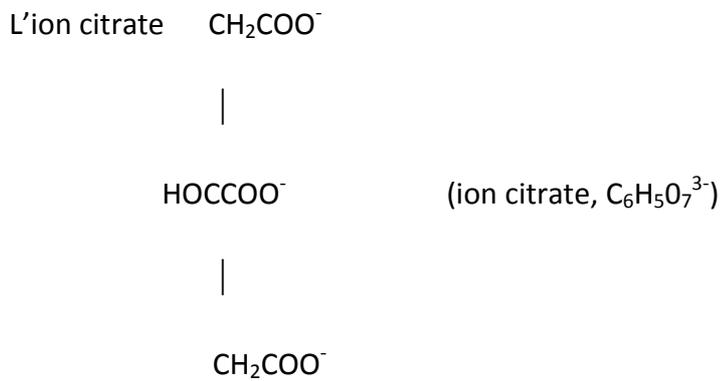
Cependant bon nombre d'autres substances jouent des rôles d'appoint qui ne sont pas négligeables. Ainsi par exemple, les **complexants** sont mis à profit pour adoucir les eaux dures, parce que ces substances ont le pouvoir de fixer les ions métalliques bivalents. Les complexants empêchent ainsi la précipitation des sels que formeraient les métaux bivalents avec les surfactants anioniques. Les polyphosphates de sodium, tels que le tripolyphosphate de sodium $Na_5P_3O_{10}$, sont très efficaces pour lier Ca^{2+} et Mg^{2+} , par exemple sous forme de $CaP_3O_{10}^{3-}$ (aq) et de $MgP_3O_{10}^{3-}$ (aq), respectivement.



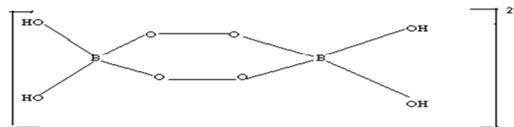
(L'ion tripolyphosphate, $P_3O_{10}^{5-}$)

Parce qu'ils favorisent la croissance rapide des algues (ce qui aboutit à l'eutrophisation des eaux, diminution de la concentration de l'oxygène dissous), on

les a remplacés par le citrate de sodium et par les zéolithes capables d'adsorber les cations.



L'ion citrate fixe les ions bivalents d'une manière analogue à celle de tripolyphosphate, c'est-à-dire en formant des complexes du type $\text{MC}_6\text{H}_5\text{O}_7^-(\text{aq})$. Certains détergents contiennent des agents de blanchiment, en poudre, lesquels sont parfois vendus séparément ; lorsqu'ils sont en contact avec de l'eau chaude, ces agents de blanchiment libèrent du peroxyde d'hydrogène, H_2O_2 , qui est la substance active. L'agent de blanchiment le plus souvent incorporé est le perborate de sodium $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ ou mieux $\text{Na}_2\text{B}_2(\text{O}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$. Le perborate de sodium contient des anions du type,



L'ion perborate $\text{B}_2(\text{O}_2)_2(\text{OH})_4^{2-}$ contient 2 liaisons peroxydes (-O-O-) par entité formulaire.

Dans l'eau, vers 60°C , les ions perborate se décomposent en libérant du peroxyde d'hydrogène, lequel enlève les taches par attaque oxydative de celles-ci.

- les azurants optiques avivent l'éclat du blanc et des couleurs. Ces additions absorbent la lumière ultraviolette puis réémettent une partie de l'énergie ainsi captée dans la région du visible, ce qui donne au textile un aspect plus éclatant. Les azurants optiques, les plus couramment employés sont les dérivés du styrène, $C_6H_5CHCH_2$;
- l'adjonction d'enzymes dote les détergents d'un mode tout à fait différent de nettoyage par rapport à l'action des surfactants et des agents de blanchiment. Le pouvoir nettoyant des enzymes est dû à l'enlèvement des souillures faites des matières protéiques grâce à l'hydrolyse enzymatique des liaisons peptidiques de la chaîne polymérique desdites protéines.

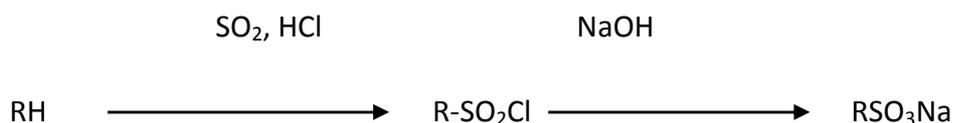
Enzyme



Liaison amide

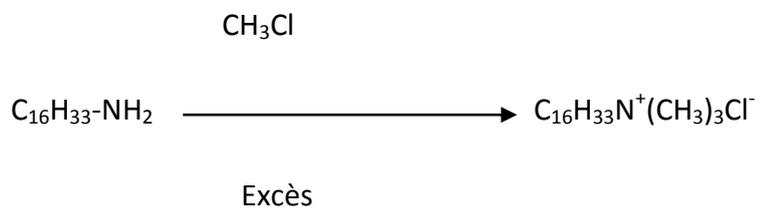
Synthèse des détergents

- **Agents anioniques** (« à anion actif ») : les savons entrent dans cette catégorie et pour les produits synthétiques, il peut s'agir de :
 - sulfate d'alkyle ($R-OSO_3^-Na^+$), obtenus par action de l'acide sulfurique sur un alcool (estérification) ou sur un alcène (addition), puis neutralisation par la soude de la seconde fonction. Les alcools proviennent de la réduction d'acides gras et les alcènes ont une origine pétrochimique ;
 - des alcanesulfonates ($R-SO_3^-Na^+$), préparés à partir d'alcanes (pétrochimie) selon le schéma:



- des alkylarènesulfonates comme le décylbenzènesulfonate de sodium $C_{12}H_{25}C_6H_4-SO_3Na$, obtenus par sulfonation d'un hydrocarbure benzénique comportant une longue chaîne latérale.

- **Agents cationiques** (ou « à cation actif ») : ce sont essentiellement des chlorhydrates d'amines « grasses » ($R-NH_3Cl^-$) et des sels d'ammonium quaternaire obtenus en « quaternisant » une amine grasse à longue chaîne par un halogénure d'alkyle léger.



Ils sont en outre bactéricides.

- **Agents non-ioniques** : ils résultent de la condensation (polyaddition) de l'oxyde de l'éthylène et d'un alcool, d'un phénol ou d'une autre molécule à hydrogène labile ; les « éthers de polyéthylène-glycols » $R(OCH_2CH_2)_2OH$ en sont l'exemple le plus courant.

G. Préparation du sel

G1. Préparation du sel de cuisine



- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Le sel de cuisine ou le chlorure de sodium
 1. Le sel de cuisine : composition et origine
 2. Rôle du sel dans notre alimentation

I. Fiche signalétique

But de la manipulation : montrer qu'il est possible de préparer du chlorure de sodium à partir d'une plante aquatique (carex).

Compétences scientifiques :

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

Compétences spécifiques : essayer de comprendre comment les anciens utilisaient les plantes pour subvenir à leurs besoins en sel

Prérequis :

- botanique des plantes ;
- réaction de combustion ;
- réaction d'électrolyse.

Matériels et méthodes :

- cruchette ;
- eau distillée ;
- feuilles sèches de carex ;
- pilons ;
- mortier ;
- solution d'acétate d'uranyl ;
- solution de nitrate d'argent ;
- tamis.

Timing : 50 minutes

Intérêt : comprendre les pratiques traditionnelles (ancestrales) dans la recherche à satisfaire leur besoin en sel

II. Déroulement

Etapes	Questionnements et méthode	Matière
Mise en situation	- quels sont les différents ingrédients qu'il faut ajouter à un aliment pour lui donner un bon goût ?	- de la tomate, du piment, du sel,...
Expériences	- quelle est la source du sel que vous utilisez ?	- le marché (achat), de la pierre,...
	- Nos ancêtres utilisaient-ils du sel ?	- oui, ils les tiraient des plantes (isasa ou lulenge) ; non, ce n'est pas du sel : ils ont reçu du sel des arabes et des blancs.
	- en mâchant une feuille de carex, elle a quel goût ?	- le goût est un peu sucré, un peu salé.
	- brûler les feuilles de carex et récupérer la cendre obtenue. Piler cette cendre pour la rendre plus fine (homogène). quel est le goût de la cendre par rapport à celui des feuilles	- la cendre a le goût entièrement salé
	- placer la cendre fine dans une cruchette et y ajouter une quantité d'eau suffisante ; quel est le goût de la solution de la cendre ?	

	<ul style="list-style-type: none"> - en filtrant une petite quantité de la solution de cendre et en y plongeant un papier indicateur, celui-ci indique quel pH ? - secouer le mélange jusqu'à l'homogénéité ; - filtrer pour obtenir une solution homogène ; - jeter la partie solide restée dans le tamis ; - remettre le liquide récupéré dans la cruchette et le soumettre à l'ébullition jusqu'à l'évaporation. - après évaporation qu'est-ce qui reste au fond du récipient ? - quel est le goût de ce cristal ? - vérifier la présence de Na^+ par une solution d'uranyl acétate de zinc et celle de Cl^- par le nitrate d'argent 	<ul style="list-style-type: none"> - le goût reste salin mais diminue à cause de la dilution. - le papier indicateur indique une valeur de pH égale à 6. - il reste une couche solide (cristal). - le cristal a un goût très salin. - avec l'uranyl, la solution de sel de cuisine donne un précipité jaune d'acétate triple d'uranyl, de zinc et de sodium et le nitrate d'argent donne un précipité blanc de chlorure d'argent.
--	---	--

Conclusion

- Plusieurs plantes aquatiques sont très riches en ions Na^+ et Cl^- . La calcination de ces plantes donne une cendre riche en carbonate de sodium. Dans cette cendre, nous trouvons d'autres ions tels que Mg^{2+} , Ca^{2+} , K^+ , ...
- Le chauffage de la solution élimine une bonne partie de ces ions et la partie solide qui reste est essentiellement constituée de chlorure de sodium (sel de cuisine).

L'essentiel : Le sel de cuisine ou le chlorure de sodium

1. Le sel de cuisine : composition et origine

D'un point de vue chimique, le sel de cuisine est du chlorure de sodium (NaCl), c'est-à-dire une substance composée de 40% de sodium et de 60% de chlore. En solution aqueuse, ces deux éléments évoluent librement sous forme des ions (particules chargées). A l'état solide, ils constituent, sous forme de sels, un réseau cristallin (cristaux blancs) connu comme le sel de cuisine.

Dans la plupart des aliments, le sel constitue notre principale source de sodium. Même lorsque ce dernier provient d'autres sources (p.ex. du glutamate de sodium), la teneur en chlorure de sodium des aliments est assez simple à estimer à partir des

indications sur la valeur nutritionnelle du produit en question. Dans les eaux minérales et les eaux de table, on trouve également du sodium, essentiellement sous forme de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium.

Le sel de cuisine se trouve dans la roche et dans la mer. Le sel gemme résultant de l'évaporation des mers préhistoriques est tout d'abord lessivé à l'eau. Ensuite, dans les salines, le sel se cristallise à partir de cette solution très concentrée d'eau salée ou d'eau de mer. Par cuisson, saunage et évaporation, on obtient du sel de cuisine; l'évaporation de l'eau de mer dans des marais salants spécialement aménagés permet d'obtenir du sel de mer, que l'on utilise évidemment aussi en cuisine. Notre sel comestible se présente donc sous forme de sel de cuisine avec ou sans iode ou fluor, de sel de mer ou encore de sel aux herbes ou aux épices, avec ou sans adjonction d'algues ou même en tant que «sel Himalaya». L'effet du sodium en tant que substance active est le même quelle que soit sa forme.

2. Rôle du sel dans notre alimentation

Depuis longtemps, le sel de cuisine est utilisé en raison de ses qualités gustatives et de ses propriétés technologiques dans l'industrie alimentaire. On l'utilise en petites quantités pour couvrir les besoins de l'organisme en sodium et en chlore. Le sel enrichi d'iode et de fluor contribue pour une part importante à garantir l'apport nécessaire.

L'industrie alimentaire ne peut cependant faire complètement abstraction du sel de cuisine. Ce dernier est utilisé non seulement dans un but sensoriel (exhausteur de saveur, amélioration de l'arôme, etc.) mais également à des fins hygiéniques (conservation) et technologiques (élément liant, émulsifiant, contrôle de la fermentation), par exemple dans la production de viandes, de charcuteries, de poissons, de légumes, de pain et de pâtisseries, de fromages. Ainsi, le sel nitrite, par exemple, confère non seulement aux produits carnés la saveur caractéristique de la saumure et une couleur stable, rouge foncé ou rose, il inhibe surtout le développement de l'agent responsable du botulisme, qui produit des toxines mortelles aux plus faibles doses. La plupart des denrées alimentaires brutes

contiennent par nature un peu de sodium et de chlore, mais en très faibles quantités. Les 75-80% du sel de cuisine que nous absorbons quotidiennement viennent de produits industriels (pains, produits semi-finis ou finis, fromages, etc.). Il faut ajouter à cela env. 5 -10% provenant de denrées alimentaires non industrielles (sources naturelles de sel) et enfin 10 - 15% ajoutés en cuisine ou à table. Le sodium se dissimule également sous forme de monoglutamate de sodium (MGS), lequel ne présente en soi aucune saveur particulière mais qui renforce l'appétence et l'acceptance des mets. Moyennant l'adjonction d'une faible quantité de MGS (12% de sodium), la teneur en sel de cuisine d'un aliment peut être réduite de 30% sans que ce dernier ne perde rien de sa saveur salée.

En règle générale, le sodium, le potassium et le chlore, sels minéraux essentiels (c'est-à-dire d'importance vitale pour l'organisme), coexistent dans l'alimentation et dans notre organisme. Ils représentent des constituants indispensables de nos fluides corporels et de nos tissus. 40% du sodium présent dans l'organisme sont dissous dans le liquide extracellulaire (espaces intercellulaires, sang). A ce niveau, le sodium et le chlore maintiennent le volume et la pression osmotique (cellules, sang, volume de l'intestin). 10% du sodium se trouvent à l'intérieur des cellules de l'organisme et 50% sont un constituant permanent de la structure osseuse. Le sodium a également des fonctions spécifiques dans la conduction des stimuli nerveux, de la contraction musculaire et dans l'activation de différents enzymes. D'autre part, le sodium joue un rôle non négligeable dans l'équilibre acides- bases et dans la digestion. En effet, le stimulus gustatif engendré par le chlorure de sodium déclenche la perception sensorielle du «salé» et active ainsi les processus physiologiques de la salivation, de la production d'acides gastriques et d'enzymes de la digestion ainsi que les fonctions du système circulatoire et des reins. Les besoins minimaux nécessaires pour assurer, chez un adulte, les fonctions de l'organisme et du métabolisme évoquées ci-dessus s'élèvent à 550 mg/jour (ce qui correspond à 1 ou 2 g de sel de cuisine). Ces besoins varient d'un individu à l'autre et sont légèrement influencés par les pertes dues à l'activité physique, la température ambiante, la diarrhée ou la maladie. Actuellement on recommande de réduire l'apport quotidien à maximum 6-8 g de sel.

La quantité de sodium présente dans l'organisme dépend dans une très large mesure de la quantité d'eau. On constate donc que les variations de la quantité de sodium sont étroitement liées à la quantité d'eau. Les reins contrôlent l'élimination du sel et de l'eau. Ils maintiennent ainsi un volume et une pression constants dans les espaces intercellulaires et dans le sang en retenant plus ou moins d'eau. Des reins sains sont capables de réguler rapidement et efficacement la quantité de sodium dans l'organisme. Si l'apport et la perte de liquide ne sont plus en équilibre, l'organisme est exposé à la déshydratation. Un déficit en eau déclenche le signal de la soif qui indique qu'il faut boire. Simultanément, des signaux hormonaux sont envoyés vers les reins, le cœur et les vaisseaux pour commander une réabsorption de sel et d'eau par l'intermédiaire des reins; en d'autres termes, ceux-ci élimineront moins de liquide.

G2. Préparation du sel à partir du cuivre métallique

Thème 13. Du sel à partir d'un métal... !



The image block contains three photographs arranged vertically. The top photograph shows a large, irregular rock with a white and brownish surface, resting on green grass. The middle photograph shows a smaller, more crystalline mineral specimen with a greenish and white color. The bottom photograph shows a large coil of bright orange-red copper wire on a white plastic reel.

- Fiche signalétique
- Déroulement de la leçon
- Contenu de la leçon : Le cuivre et ses combinaisons
 1. Etat naturel
 2. Propriétés chimiques
 3. Usages du cuivre
 4. Dérivés du cuivre

I. Fiche signalétique

Objectif : préparer du sel à partir d'un métal et d'un acide.

Compétences visées :

a. Compétences scientifiques:

- s'approprier des concepts fondamentaux, des modèles ou des principes et les démarches expérimentales;
- conduire une recherche et utiliser des modèles ;
- utiliser des procédures expérimentales
- bâtir un raisonnement logique ;
- utiliser des procédures de communication ;
- établir des liens entre des démarches et des notions vues en chimie et ailleurs.

b. Compétences spécifiques :

- identifier les dérivés du cuivre à partir de leurs propriétés parmi une série des composés ;
- expliquer et prévoir certaines réactions chimiques que les objets en cuivre subissent au cours du temps ;
- préciser le produit de la réaction à base de cuivre et ses ions.

Prérequis :

- la réaction de combustion ;
- la préparation d'une solution ;
- la réaction d'oxydo-réduction ;
- la liaison métallique.

Matériels et produits :

- fil de cuivre
- une source de chaleur (flamme)
- un couteau ou une lame métallique
- une solution d'acide sulfurique 2N
- une solution d'ammoniaque

- divers objets en cuivre

Timing : 50 minutes

Etapes	Questionnement et méthodes	Matière
<p>Mise en situation</p> <p>Expériences</p>	<p>- quel est le métal qu'on a utilisé pour fabriquer ces fils électriques ? - quelle est sa couleur ?</p> <p>- quels sont les objets faits en cuivre que vous connaissez ?</p> <p>- quelles sont les différentes combinaisons de cuivre que vous connaissez ? dites brièvement comment vous connaissez ces combinaisons.- on brûle un fil de cuivre dans une flamme ; sur ce fil, il apparaît une couche noire d'oxyde de cuivre (CuO) ;</p> <p>- râper la couche noire de CuO et répéter l'étape 1 plusieurs fois jusqu'à obtenir une quantité suffisante ;</p> <p>- pulvériser cet oxyde de cuivre afin d'obtenir une poudre fine ;</p> <p>- cette poudre fine est ensuite mise dans un bécher où on y ajoutera une solution d'acide chlorhydrique ;</p> <p>- puis agiter fortement et enfin laisser au repos.</p>	<p>- le cuivre</p> <p>- coloration rouge</p> <p>- bracelets, statues, cendriers, cuves,...</p> <p>- CuSO₄, CuCl₂, CuO,...</p> <p>Réaction qui se déroule :</p> $2\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CuO}$ $\text{CuO}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{CuCl}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>tester la présence de Cu²⁺ par l'ammoniac (formation du complexe bleu intense).</p> $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$

L'essentiel : Le cuivre et ses combinaisons

1. Etat naturel

Le cuivre se rencontre dans la nature à l'état combiné sous forme des minerais ; les plus importants parmi les minerais sont la chalcopryrite CuFeS, la malachite CuCO₃.Cu(OH)₂ et l'azurite, 2CuCO₃.Cu(OH)₂. La RDC est un grand producteur mondial du cuivre ; le principal minerai exploité est la malachite. On trouve également le cuivre à l'état natif en faibles quantités.

2. Propriétés chimiques

- A l'air, le cuivre se recouvre rapidement d'une couche d'oxyde ou de sulfure ; la couleur du métal passe ainsi au rouge-brun mais l'éclat métallique se conserve.

- A l'air humide, il se recouvre à la longue d'une couche de carbonate basique ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$) ou de sulfate basique, *le vert de gris*. Cette couche de vert de gris protège le métal d'une oxydation ultérieure.

- Le cuivre est oxydé par l'acide nitrique ; en plus des ions Cu^{2+} , il se forme un oxyde d'azote dont la nature dépend de la concentration en acide ; l'acide dilué donne l'oxyde azotique et le concentré, le dioxyde d'azote :



L'acide sulfurique concentré et chaud l'oxyde en libérant du SO_2 :



3. Usages du cuivre

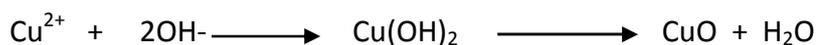
Le cuivre est, après l'argent, le meilleur conducteur de la chaleur et de l'électricité. Il est principalement utilisé en électrotechnique, en galvanoplastie et en chaudronnerie.

4. Dérivés du cuivre

1° Etages d'oxydation possibles : +2 et +1 dans les différentes combinaisons.

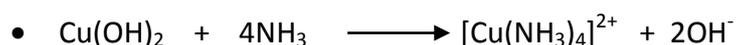
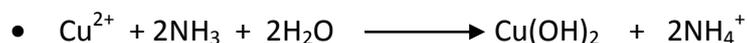
- A l'étage d'oxydation +2 : l'ion Cu^{2+} est un oxydant plus fort lorsqu'il se convertit en cuivre métallique. Nous pouvons retenir les combinaisons suivantes :

- oxyde et hydroxyde de Cuivre (II) [$\text{Cu}(\text{OH})_2$ et CuO] : l'hydroxyde s'obtient sous forme d'un précipité bleu pâle gélatineux, par addition d'un alcali à une solution cuivrique. A haute température, il se déshydrate en oxyde noir :



L'hydroxyde se dissout dans un excès d'alcali concentré donnant un ion hydroxycuprate bleu : $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$

Il se dissout plus facilement dans les acides en régénérant un sel de cuivre (II). L'addition d'ammoniac à solution de sel de cuivre (II) provoque d'abord la précipitation de l'hydroxyde. Si on poursuit l'addition de NH_3 , le précipité se redissout : on obtient une solution bleu foncé, couleur de l'ion complexe $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$:



- Halogénures de Cuivre (II) : la réaction du cuivre avec le fluor, le chlore et le brome conduit aux halogénures anhydres : le fluorure est blanc, le chlorure jaune brun et le bromure noir. Les halogénures de Cuivre (II) forment des hydrates : $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ de couleur verte.

- Le sulfate de Cuivre (II) a une couleur bleue caractéristique ; il est connu sous le nom de vitriol bleu ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) tandis que la forme anhydre est incolore. Le sulfate de cuivre (II) est doué des propriétés antiseptiques ; il est utilisé dans le traitement du bois et pour combattre certains champignons et microorganismes en agriculture et viticulture. La bouillie bordelaise s'obtient en mélangeant le sulfate cuivrique à la chaux éteinte.

- Le sulfure de cuivre (II) est un solide noir, très peu soluble dans l'eau et même en milieu acide. Il se forme par réaction de H_2S avec les solutions de Cu^{2+}

- A l'étage d'oxydation +1 : l'ion Cu^+ est instable en solution aqueuse. Il se dismute en cuivre et Cu^{2+} : $2\text{Cu}^+ \longrightarrow \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$

L'étage d'oxydation +1 ne sera donc observé que dans des composés solides ou en solution, dans des ions complexes stables.

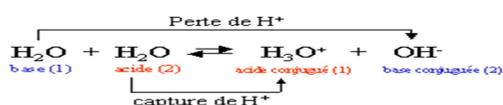
- On trouve l'oxyde de cuivre (I) sous d'un minerai rouge, la cuprite.
- Le chlorure de cuivre (I) : CuCl

A destination des élèves (Notes et exercices d'applications)

Thèmes 1. Notion d'acidité

I. L'autoprotolyse de l'eau

En mesurant la conductivité d'une solution d'eau déminéralisée (qui à priori ne contient pas d'ions). La mesure de conductivité obtenue n'est pas nulle ; à 25°C, la conductivité de l'eau déminéralisée est de $5,5 \cdot 10^{-6} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$. L'eau déminéralisée contient donc des ions. Voici l'équation de la réaction acido-basique de l'eau :



Les couples acides-bases sont : $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

Il y a donc des ions libres dans l'eau. La conductivité est cependant très faible, cette réaction doit donc aboutir à un état d'équilibre avec de très faibles concentrations de OH^- et H_3O^+ . Cet état d'équilibre est appelé équilibre d'autoprotolyse de l'eau. Comme il s'agit d'une réaction aboutissant à un état d'équilibre, nous pouvons calculer la constante d'équilibre, celle-ci est particulière et se note K_w . $K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$. Dans toute solution aqueuse, le produit des concentrations des ions OH^- et H_3O^+ est une constante. Ce produit se nomme **produit ionique de l'eau**. Sa valeur est de : $K_w = 10^{-14}$ à 25°C. Cette valeur n'est valable qu'à 25°C, car K_w varie avec la température. Voici des mesures expérimentales prises à différentes températures :

T (°C)	0	15	20	25	30	60	100
K_w	$2 \cdot 10^{-15}$	$2 \cdot 10^{-15}$	$4,5 \cdot 10^{-15}$	10^{-14}	$4,5 \cdot 10^{-14}$	10^{-13}	$3,7 \cdot 10^{-13}$

Concentration des ions OH^- et H_3O^+ dans l'eau pure.

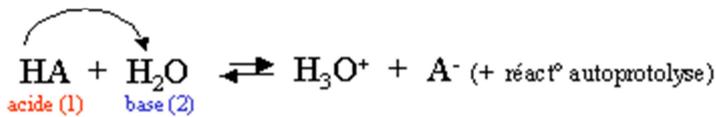
Equation : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$; dans l'eau pure il y a autant de mole d'ions OH^- que de moles d'ions H_3O^+ . Nous pouvons donc retrouver les concentrations de ces ions.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mole.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

II. Milieu acide, milieu basique :

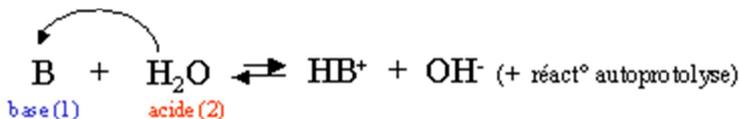
1. Un acide dans l'eau :



=> Une solution est **acide** si : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.

Exemple : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-14}/10^{-3} = 10^{-11} \text{ mole.L}^{-1} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

2. Une base dans l'eau :



=> Une solution est **basique** si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$.

Exemple : $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = 10^{-14}/10^{-4} = 10^{-10} \text{ mole.L}^{-1} = [\text{OH}^-]$

3. Echelle d'acidité :



Cette échelle basée sur la concentration en ions H_3O^+ n'est pas très pratique, car les concentrations peuvent varier de 10^{-14} à 1 ! Une autre échelle a été mise en place pour pouvoir comparer plus facilement l'acidité, il s'agit de l'échelle de pH.

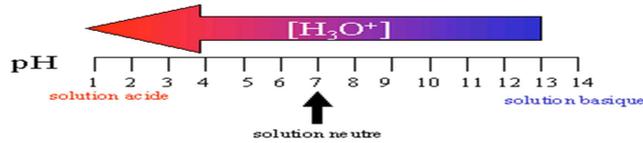
4. Echelle de pH :

Le pH d'une solution est égale à la relation où log est la fonction logarithmique en base 10 et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration en ions H_3O^+ . Exemple : si une solution acide a une concentration en H_3O^+ égale à 10^{-8} son $\text{pH} = -\log 10^{-8} = 8$

Si $[H_3O^+] = 10^{-5}$; $pH = -\log 10^{-5} = 5$.

$$[H_3O^+] = -\log pH$$

Sur l'échelle des pH, l'acidité ne varie donc que de 0 à 14.



Notons que lorsque le pH augmente, la concentration en H_3O^+ diminue.

I. Acide fort : Un acide fort est totalement dissocié.

	HA	+	H₂O	\rightleftharpoons	B	+	H₃O⁺
Concentration initiale	C_{HA}				0		0
Concentration à l'équilibre	0		en excès		C_{HA}		C_{HA}

$pH = -\log [H_3O^+] \rightarrow pH = -\log C_{HA}$;

C_{HA} , étant la concentration initiale d'acide exprimé en mol.L⁻¹ ou molaire.

II. Base forte : Une base forte est totalement dissociée :

	B	+	H₂O	\rightleftharpoons	HA	+	OH⁻
Concentration initiale	C_B				0		0
Concentration à l'équilibre	0		en excès		C_B		C_B

$pH = -\log [H_3O^+]$
 $pH = -\log \frac{K_w}{[OH^-]}$ ($K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$)
 $pH = -\log \frac{K_w}{C_B}$ ($[OH^-] = C_B$)
 $pH = -(\log 10^{-14} - \log \frac{1}{C_B})$ ($K_w = 10^{-14}$)
 $pH = -(\log 10^{-14} + \log C_B)$ (propriété des log)
 $pH = 14 + \log C_B$

III. Acide faible : un acide faible est partiellement dissocié :

HA + H₂O \rightleftharpoons B + H₃O⁺
 Il s'agit d'une réaction équilibrée

$[H_3O^+] = [B]$ (on néglige la réaction d'autoprotolyse)
 $[HA] \approx C_{HA}$ (l'acide est faible, il est donc très peu présent)

Grâce à ces équivalences, l'on peut exprimer la constante d'acidité de la manière suivante :

$K_a = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$ Or $[B] = [H_3O^+]$

$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{HA}}$

$pH = -\log \sqrt{K_a \cdot C_{HA}}$

$pH = -\log (K_a)^{1/2} \cdot (C_{HA})^{1/2}$

$pH = -\frac{1}{2} \log K_a - \log \frac{1}{2} \cdot C_{HA}$

... ou ...

$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_{HA}$
 car $-\log K_a = pK_a$

IV. Base faible : une base faible placée en solution aqueuse :



Il s'agit d'une réaction équilibrée

$$\frac{[HA]}{[B]} \simeq \frac{[OH^-]}{C_B} \quad \text{(on néglige la réaction d'autoprotolyse)} \\ \text{(la base est faible, donc très peu présente en fin de réaction)}$$

Grâce à ces équivalences, l'on peut exprimer la constante de basicité de la manière suivante :

$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[C_B]} \quad \text{Or } [HA] = [OH^-]$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[C_B]}$$

$$K_b \cdot C_B = [OH^-]^2 = \frac{K_w^2}{[H_3O^+]^2} \quad \text{(il faut faire apparaître } H_3O^+)$$

$$[H_3O^+]^2 = \frac{K_w^2 \cdot C_B}{K_b} \quad \text{(relation entre } K_a \text{ et } K_b)$$

$$[H_3O^+]^2 = \frac{K_w \cdot K_a}{C_B}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{C_B}} \quad \text{(or } \sqrt{x} = x^{1/2})$$

$$pH = -\log \left(\frac{K_w \cdot K_a}{C_B} \right)^{1/2} \quad \text{(car } pH = -\log[H_3O^+])$$

$$pH = -(\log K_w^{1/2} + \log K_a^{1/2} - \log C_B^{1/2})$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \cdot \log K_a + \frac{1}{2} \cdot \log C_B$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_B$$

car $-\log K_a = pK_a$

V. Solution d'un acide et de sa base conjuguée :

exemple :

Constante d'acidité de l'acide acétique (CH_3COOH)

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = K_a \cdot \frac{C_A}{C_B}$$

$$\Rightarrow pH = -\log K_a + \log \frac{C_A}{C_B}$$

$$pH = -\log K_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

$$pH = -pK_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

Si la solution est composée d'une base faible et de son acide conjugué, on parlera de mélange tampon. Ce mélange aura comme caractéristique de garder un pH très stable. Ce type de solution est utilisé pour étalonner les pH-mètres.

VI. Formulaire :

acide fort

$$pH = -\log C_{HA}$$

acide faible

$$pH = -\frac{1}{2} \log K_a - \log \frac{1}{2} \cdot C_{HA}$$

$$\text{ou } pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_{HA}$$

acide / base conjuguée

$$pH = -\log K_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

... ou ...

base forte

$$pH = 14 + \log C_B$$

base faible

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \cdot \log K_a + \frac{1}{2} \cdot \log C_B$$

$$\text{ou } pH = 7 - \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_B$$

S'autoévaluer

- Pourquoi est-il conseillé de verser de l'acide dans l'eau et pas l'inverse ?
- Sur un savon, que signifie la mention " pH neutre" ?
- Pourquoi les pluies tombant près d'une centrale thermique sont-elles nettement acides ?

- d. Quels arguments montrent les limites de la théorie d'Arrhenius ?
- e. Comment expliquer que le chlorure d'hydrogène possède un caractère acide alors que le méthane ne l'est pas ?
- f. Comparer les définitions d'Arrhenius et de Bronsted pour mettre en évidence les différences et les similitudes.
- g. Qu'est-ce que le pH d'un shampoing neutre ?
- h. Quelle réaction se produit-il lorsqu'on absorbe du bicarbonate de soude en cas de douleurs à l'estomac ?
- i. Elaborer un dossier traitant le problème des pluies acides : leur origine, leurs conséquences et les solutions que l'on y apporte.
- j. Si le volume exact est 9.5ml, classer les différents indicateurs selon leur degré de précision. Lequel ne convient vraiment pas pour ce dosage ? Justifier la réponse.
- k. Lequel de ces indicateurs vous a permis de déceler le point d'équivalence sans ambiguïté ?
- l. Reprendre la même expérience en remplaçant la chaux par une solution de potasse 2N et comparer les résultats

Thème 2. Les indicateurs acido-basiques

1. Définition

Un **indicateur** est un acide faible dont la forme acide (HIn), In signifiant indicateur, a une couleur et la forme basique (In^-) une autre couleur. Exemple : la phénophtaléine, l'hélianthine, le chou rouge, ... Le changement de la couleur de l'indicateur résulte de l'influence du proton acide de la forme acide HIn : il transforme la structure de la molécule et les propriétés d'absorption de la lumière de HIn deviennent différentes de celles de In^- .

2. Lien entre structure et couleur de l'indicateur

Notons que la présence dans la molécule des groupes d'atomes insaturés explique l'origine de l'absorption des rayonnements. Ces groupes d'atomes responsables de la couleur sont appelés des groupes **chromophores**.

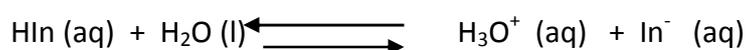
Ces groupes chromophores peuvent renfermer des groupes azoïques (-N=N-), nitrés (NO₂⁻), nitrosés (-N=O), carbonylés(C=O), fonctions alcènes(C=C),... Ils sont associés à des groupes **auxochromes** qui sont soit acides (COOH, SO₃H, OH), soit basiques (NH₂, NHR, NR₂). En effet, les électrons libres oscillent à des longueurs d'onde différentes ; du coup ils manifestent différentes colorations dont certaines se situent dans le domaine du visible (voir schémas).

Ex. - la phénophtaléine

Les différents électrons qui composent les différentes liaisons pi oscillent entre différentes positions. A chaque position correspond une coloration détectable ou non dans le domaine du visible (voir spectre).

3. Zone de virage

Puisqu'il est un acide très faible, l'indicateur en solution participe à un équilibre de transfert de proton de la manière suivante :



$$K_{\text{ind}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad (1)$$

Cet équilibre peut nous donner des renseignements sur les différentes colorations observables selon la concentration de l'espèce moléculaire par rapport à l'espèce ionique. Si [HIn] = [In⁻] alors K_{ind} = [H₃O⁺] ; pH= pK_{ind} : le changement de la couleur se produit.

En conclusion, les indicateurs acido-basiques sont des acides faibles qui changent de couleur au voisinage du pH= pK_{ind} ; un indicateur doit être choisi de façon à ce que son point de virage soit proche du point d'équivalence de titrage. Ce point de titrage, de même que le point d'équivalence, se situe dans une zone dite zone de virage.

Théoriquement la zone de virage de l'indicateur se situe entre deux valeurs de pH telles que **pKa-1 < zone de virage < pKa +1**. Ainsi la zone de virage de la phénophtaléine est comprise entre 8 et 10, le bleu de thymol entre 1 et 3,...

Le changement de l'indicateur est considéré comme total lorsque l'une des formes (acide ou basique) de l'indicateur est considérée comme prépondérante. Concrètement en termes de concentration, si $[HIn]$ est supérieur à $10[In^-]$ c'est la coloration de $[HIn]$ qui prédomine ; si c'est $[In^-]$ est supérieur à $10[HIn]$, c'est la couleur de In^- qui prédomine.

Dans la pratique, on utilise un indicateur à large zone de virage, indicateur universel. C'est le cas du papier indicateur de pH. Ce dernier se vend dans le commerce sous forme de rouleau de papier imbibé de la solution d'indicateur. La teinte obtenue donne la valeur du pH par comparaison avec une teinte de référence ; la précision est de l'ordre de 1 unité de pH sur une gamme large mais elle peut atteindre 0.2 unité de pH sur un intervalle plus restreint.

S'autoévaluer

1. Quelle est l'origine de la couleur et de tout colorant en général ?
2. Expliquer les concepts suivants et donnez en quelques exemples : indicateur coloré, zone de virage, indicateur universel, papier indicateur de pH.
3. La phénophtaléine et le méthylorange sont indicateurs couramment utilisés : expliquez brièvement comment ils changent de couleur selon qu'ils sont ajoutés à une solution acide ou basique.
4. Chercher d'autres plantes à partir desquelles on peut fabriquer un indicateur coloré (à part celles qui ont été citées dans le cours).
5. Tester la solution ainsi préparée sur un acide ou une base ; noter les différentes couleurs obtenues dans un cahier de recherche et exposer les résultats à la classe.
6. Citer les autres usages de ces plantes dans la vie courante.
7. Justifier le changement des couleurs de chacun des indicateurs étudiés en classe manipulés à la maison.

Lexique 1

- un **chromophore** est un groupement d'atomes susceptibles de participer à une séquence suffisamment longue, de doubles liaisons conjuguées dans la molécule.

La séquence de doubles liaisons conjuguées étant capable de créer au sein de la molécule un nuage électronique délocalisé pouvant entrer en résonance avec un rayonnement et absorber celui-ci. C'est aussi une molécule ayant la faculté de changer de couleur, en réponse à une excitation lumineuse.

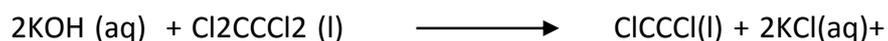
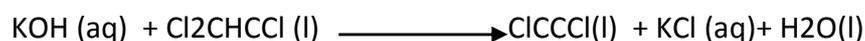
- Deux liaisons multiples (doubles ou triples) sont dites **conjuguées** si elles sont séparées par une liaison simple.
- L'**auxochrome** est le substituant permettant la fixation de la molécule colorée à laquelle il est ajouté.
- l'effet **mésomère** est la délocalisation électronique dans certaines molécules à double ou triple liaison ou à structure aromatique. Généralement, ce sont les systèmes conjugués qui subissent l'effet mésomère.
- l'effet **inducteur** (inductif) est un effet qui se traduit par une dissymétrie de la répartition électronique de la liaison covalente entre deux atomes sous l'effet de groupes donneurs d'électrons (effet inducteur répulsif comme les groupes méthyles, les métaux,...) ou des groupes attracteurs d'électrons (effet inducteur attractif) comme les halogènes, OH, NH₂, OCH₃,...
- un **indicateur universel** est un mélange d'indicateurs judicieusement choisis qui change de couleur progressivement à travers un large domaine de pH ; le pH est alors approximativement estimé dès que quelques gouttes de cet indicateur universel sont versées dans la solution.
- un **papier indicateur** est un papier poreux imprégné d'un tel mélange que l'on humidifie avec la solution dont on désire connaître le pH.
- le **point de virage** d'un titrage est le point où les concentrations de deux formes (acide et basique) de l'indicateur sont égales:
- une **zone de virage** d'un indicateur est l'intervalle de pH dans lequel aucune couleur des formes acide ou basique de l'indicateur ne domine. C'est une zone dans laquelle l'indicateur manifeste des colorations intermédiaires entre les deux limites.
- Un **colorant** est une matière colorée qui mise sur un support se fixe sur ce support de façon durable en lui communiquant la couleur ; le chromophore est le support de la couleur et l'auxochrome est le site de fixation.

Thème 3. L'hydroxyde de sodium

1. Propriétés chimiques

L'hydroxyde de potassium, KOH, appelé couramment la potasse est un composé à caractère basique, corrosif et hygroscopique. Ces principales propriétés s'expliquent comme suit :

- extrêmement hygroscopique, ce produit fixe l'humidité de l'air et dans ce cas, absorbe également le dioxyde de carbone ; il se dissout dans l'eau en dégageant de la chaleur ; il ne doit pas être mis en contact avec les métaux, différentes matières synthétiques, verres, tissus, animaux/végétaux pour éviter le phénomène de la corrosion.
- l'hydroxyde de potassium est une base forte dont les solutions aqueuses, très alcalines, réagissent vivement avec les acides ; $\text{pH} > 13.5$ pour une solution à 50g/L d'eau.
- avec les solutions aqueuses étendues d'hydroxyde de potassium, le chlore donne de l'hypochlorite de potassium ; avec les solutions concentrées et à chaud, il y a formation de chlorate. Le brome et l'iode réagissent de façon analogue :
$$\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{KOH} (\text{aq}) \longrightarrow \text{KClO} (\text{aq}) + \text{KCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) ;$$
- il se forme avec le 1,2-dichloroéthylène, le trichloroéthylène et le tétrachloroéthylène, du monochloroacétylène ou du dichloroacétylène, composés qui peuvent facilement exploser :



$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{l}) ;$

- en présence d'eau, le KOH réagit avec les nitroparaffines en donnant des sels qui sont explosifs à l'état sec.

- certains métaux tels que le zinc, l'aluminium, l'étain et le plomb sont attaqués par les solutions aqueuses de KOH ; cependant quelques alliages spéciaux au nickel et au chrome restent inaltérés au contact des solutions concentrées et bouillantes. Les tôles de fer résistent assez bien aux lessives chaudes ; ainsi peut-on utiliser les récipients en fer et en acier pour le conserver ;

- le verre est attaqué lentement par les solutions de KOH et au-dessus de 80°C l'attaque est rapide avec les solutions concentrées.

2. Usages

L'hydroxyde de potassium est employé dans la fabrication de produits chimiques comme le carbonate de potassium, le bromure de potassium et l'iodure de potassium (d'usage intéressant), du savon, des détergents, des engrais, des fibres synthétiques, agent de blanchiment, utilisée en galvanoplastie, photogravure, lithographie, pour la fabrication d'encres d'imprimerie. Sous forme de carbonate, la potasse intervient dans la fabrication des verres spéciaux (cristal, tubes de télévision), de peinture et des colorants textiles et comme électrolyte des piles alcalines au mercure.

3. Précautions à prendre

- L'hydroxyde de potassium est un composé chimique corrosif et sa préparation dégage des vapeurs dangereuses. Sa réaction violente avec l'eau peut provoquer des éclaboussures dangereuses.

- La potasse caustique est irritante et corrosive pour la peau, les yeux, les voies respiratoires et digestives. Elle doit être manipulée avec des gants et, si nécessaire, des lunettes de protection et une protection des voies respiratoires. En cas de contact avec la peau, rincez abondamment avec de l'eau et consultez un médecin.

S'autoévaluer

1. Citer quelques déchets agricoles à partir desquels on peut préparer l'hydroxyde de potassium.
2. Quelles sont les propriétés chimiques et physiques de l'hydroxyde de potassium ?

3. A partir de deux exemples concrets, montrer que l'hydroxyde de potassium de potassium est une substance d'une importance capitale.
4. Décrivez les différentes étapes nécessaires à la préparation de l'hydroxyde de potassium à partir des déchets agricoles (accompagner la description des équations chimiques en précisant le type de réaction si possible).
5. Dans ton milieu, retrouve certains déchets que l'on peut exploiter pour préparer de l'hydroxyde de potassium.
6. Prépare à partir de ces déchets une solution de KOH et des cristaux de ce même produit.
7. Décrivez les cristaux de potasse obtenue et estimer leur proportion par rapport à la quantité de cendre utilisée.
8. Quels sont les risques liés à la préparation de la potasse à partir des déchets agricoles (argumenter votre point de vue) ?

Lexique 2

- La **galvanoplastie** : au moyen du courant électrique, un métal préalablement dissous (à l'état de sel) dans un bain (électrolyte) est déposé sur une surface quelconque, préalablement métallisée. Cette technique est utilisée pour la reproduction de médailles, de monnaies, des clichés photographiques, l'argenture des couverts, la dorure des pièces décoratives, le chromage et le nickelage destinés à la protection des métaux contre la corrosion.
- **La photogravure** : reproduction de photos en utilisant des trames, transformant les régions plus ou moins sombres de l'image en points plus ou moins gros. Grâce à la quadrichrome, on peut reproduire une image couleur en quatre fois.
- **La lithographie** est un principe qui consiste à dessiner sur la surface de la pierre avec un corps gras ; une chimie particulière fixe ce dessin : les parties grasses du dessin attireront l'encre du rouleau qui sera elle-même repoussée par les parties mouillées (les blancs). Il suffira ensuite de presser une feuille de papier contre cette matrice et de répéter l'opération à chaque tirage. Cet antagonisme entre l'eau et le gras constitue le principe de base de cette technique aux nombreux développements.

- **hygroscopique** : cet adjectif qualifie la capacité qu'ont de nombreuses substances (la terre, le ciment, des matières organiques, certains sels,...) d'absorber l'humidité de l'air non parvenu à saturation : que de substances s'élèvent en poussière jusqu'à une certaine hauteur, et elles pourront jouer le rôle de noyaux de condensation sans même que la température de cette dernière ait décliné jusqu'à celle du point de rosée.
- **corrosion** : combinaison indésirable d'un métal avec l'oxygène. La corrosion du fer est la base des trous dans les carrosseries métalliques des camions.

Thème 4. L'ammoniac et l'ammoniaque

1° Préparation du gaz de synthèse

Le réacteur à ammoniac doit être alimenté par un mélange stoechiométriquement d'azote et d'hydrogène, appelé gaz de synthèse. La préparation de ce mélange implique une suite d'opérations qui, dans une usine d'ammoniac, sont aussi importantes, si pas plus, que la synthèse elle-même.

a. Reforming primaire

Après une étape de désulfuration, destinée à éliminer les traces de dérivés sulfurés qui désactivent les catalyseurs, le méthane est mélangé à de la vapeur d'eau : $n_{H_2O}/n_{CH_4} = 2.5$ et introduit dans des réacteurs tubulaires ou des tubes catalytiques, contenant un catalyseur à base de nickel. Les tubes sont chauffés de l'extérieur par des brûleurs au méthane. Les procédés opèrent à pression atmosphérique ou sous pression (20 atm) ; dans ce dernier cas, l'efficacité thermique de l'installation est améliorée car les transferts de chaleur sont favorisés par une élévation de pression. Les réactions qui ont lieu dans le reforming primaire sont :



La première réaction est favorisée par une augmentation de température : on opère vers 800-900°C.

b. Reforming secondaire ou post-combustion

Le reforming secondaire a un double objectif :

- réduire la teneur en CH₄ qui, autrement s'accumulerait dans le gaz de synthèse lors du recyclage intervenant après la synthèse de l'ammoniac proprement dite ;
- induire l'azote nécessaire à la synthèse de l'ammoniac.

Pour réaliser ce double objectif, on additionne de l'air, en quantité appropriée, au mélange gazeux sortant du reforming primaire ; il est introduit ensuite dans le réacteur de post-combustion contenant un catalyseur à base de nickel.

Grâce à l'oxygène présent, une combustion partielle des réactifs (principalement H₂) se produit ; l'exothermicité élève la température du mélange réactionnel vers 1100°C. A cette température, l'équilibre (1) est déplacé vers les produits de réaction. La teneur en CH₄ résiduelle devient négligeable. On convertit le monoxyde de carbone en gaz carbonique, en présence de Fe₃O₄ comme catalyseur.

2° synthèse proprement dite

La réaction de synthèse de l'ammoniac s'écrit de la manière suivante :



Dans la pratique, le gaz de synthèse, mélange stoechiométriquement d'azote et d'hydrogène, à la température et pression voulues, traverse le réacteur de synthèse contenant le catalyseur : le N₂ réagit avec le H₂ pour former le NH₃. La conversion étant limitée par équilibre, le mélange réactionnel à la sortie du réacteur est composé de N₂, H₂ et NH₃. Le pourcentage molaire de NH₃ y est de l'ordre de 10 à 30% suivant les conditions expérimentales. Il est donc indispensable de prévoir une étape de séparation de l'ammoniac et le recyclage du mélange N₂-H₂. La séparation de l'ammoniac se fait par condensation à basse température (5 à 30°C). Les unités modernes de synthèse d'ammoniac ont une capacité de production de 1000 à 2000 tonnes d'ammoniac par jour.

3° préparation au laboratoire

Au laboratoire, l'ammoniac est préparé par réaction de bases fortes avec les sels d'ammonium :



Le dégagement de NH_3 peut être favorisé en chauffant. La préparation à partir de chaux et de chlorure d'ammonium s'écrit :



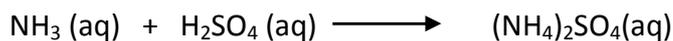
2. Propriétés physiques et chimiques :

- l'ammoniac est un gaz incolore qui présente une odeur très piquante et irritante. C'est le principe actif de certaines formes de sels à inhaler ; il peut être liquifié par compression à température normale. A 25.7°C , il s'établit l'équilibre suivant : NH_3_{g} (P= 10 atm) / NH_3_{l} + 5.1 kcal

- l'utilisation de l'ammoniac dans les circuits réfrigérants est basée sur cet équilibre.

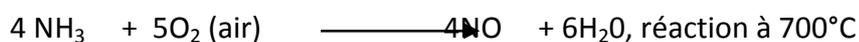
- l'ammoniaque domestique est une solution aqueuse d'ammoniac avec un détergent ;

- l'ammoniac est soluble dans l'eau : plus de 700 ml d'ammoniac à 0°C et sous 1 atmosphère peuvent se dissoudre dans un litre d'eau en formant l'hydrate d'ammoniac ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). L'ammoniac est une base faible ; il réagit avec divers acides et donne lieu à la formation des composés qui contiennent l'ammonium, NH_4^+ . Par exemple il se combine à l'acide sulfurique pour produire le sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, qui est l'engrais azoté le plus important au monde.



- l'ammoniac est riche en azote, se lie à de nombreux composants du sol et est aisément converti en substances nutritives utilisables par les plantes.

- l'ammoniac est un réducteur : il ne brûle pas dans l'air mais le fait dans l'oxygène pur ; la combustion produit de l'azote. L'oxydation par l'oxygène de l'air se fait en présence de platine comme catalyseur et produit de l'oxyde azotique :



3. Usages

L'ammoniac et la plupart de ses dérivés sont utilisés comme engrais azotés, des herbicides, des insecticides et dans la production de l'acide nitrique, des explosifs, des fibres synthétiques et liquides réfrigérants.

S'autoévaluer

1. Compléter les ... par les formules des composés qui conviennent et équilibrez :



Pt, 700°C

2. Décrire les différentes étapes de préparation du gaz de synthèse.

3. Comment peut-on préparer de l'ammoniac au laboratoire ?

4. Proposer une série de réactions permettant de mettre en évidence le comportement basique et le caractère réducteur de l'ammoniac.

5. On peut également obtenir de l'ammoniac à partir de la chair du poisson et des grains de soja. Partant de la composition chimique probable de chacun de ces corps (voir littérature), proposer un enchaînement logique vous permettant de préparer l'ammoniac

Lexique 8

En chimie, un **catalyseur** est une substance qui augmente la vitesse de réaction ; il participe à la réaction mais il ne fait ni partie des produits, ni des réactifs, il est régénéré à la fin de la réaction. Les catalyseurs sont nombreux dans la nature, sous forme de protéines que l'on appelle les enzymes. Ils sont aussi largement utilisés dans l'industrie et au laboratoire.

- Fritz Haber (9 décembre 1868 à Breslau - 29 janvier 1934 à Bâle) était un chimiste allemand. De 1886 à 1891, il étudia à l'université d'Heidelberg sous la direction de Robert Bunsen, puis à l'université de Berlin dans le groupe de A. W. Hoffmann, et enfin à l'école technique de Charlottenberg avec Carl Liebermann.

Avant de commencer sa propre carrière académique, il travailla dans l'entreprise de chimie de son père ainsi qu'à l'école polytechnique fédérale de Zurich avec Georg Lunge.

Durant cette période de 1894 à 1911 à Karlsruhe, il développa en compagnie de Carl Bosch, un procédé de formation catalytique de l'ammoniaque à partir d'hydrogène et d'azote, que BASF adoptera en 1910. Il devint riche et influent.

Pendant la Première Guerre mondiale voyant le blocage de la situation avec les tranchées et le carnage, il présenta le projet des gaz de combat (le gaz moutarde, ou ypérite) et convainquit l'état-major allemand. La première attaque fut réussie mais ne parvint pas à obtenir la percée décisive.

Thème 5. L'acide phosphorique

1. Préparation

L'acide phosphorique ou mieux orthophosphorique peut être préparé par hydratation par l'anhydride phosphorique.
$$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$$

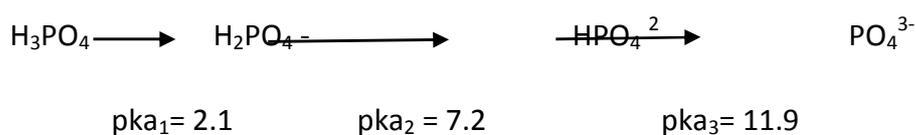
On le prépare également à partir des phosphates par une réaction de déplacement. Avec l'acide sulfurique, la réaction s'écrit de la manière suivante :



2. Propriétés

L'acide phosphorique pur est un solide ($T_f = 42.3^\circ\text{C}$). De volatilité faible, il est très soluble dans l'eau. On utilise en général des solutions à 85%. Chimiquement il se comporte comme suit :

- l'acide phosphorique est un acide trifonctionnel. La dissociation progressive de l'acide s'écrit :



Par sa première fonction acide, l'acide phosphorique est un acide de force moyenne ; les deux autres fonctions sont beaucoup plus faibles. Lors de la neutralisation de l'acide phosphorique, la neutralisation de la première fonction peut être mise en évidence par le virage de méthylorange et celle de la deuxième fonction par le virage de la phénophtaléine. La troisième fonction acide est très faible et sa neutralisation nécessite l'addition d'un excès de base. Elle ne doit pas être prise en considération lors des titrages de l'acide phosphorique.

3. Usages des phosphates

- L'acide phosphorique est utilisé dans la fabrication des engrais, des savons et des détergents, des boissons non alcooliques et comme stabilisateur du sol.
- Les phosphates de sodium : détergents synthétiques, adoucisseurs d'eau et comme levure artificielle.
- Les phosphates de calcium, CaHPO_4 (s) et $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (s) : engrais, nourriture pour la volaille et autres animaux d'élevage.
- Les besoins énergétiques de bon nombre de réactions biochimiques sont couverts par une substance qui est appelée adénosine triphosphate (ATP)

S'autoévaluer

1. Citer certaines applications de l'acide phosphorique et des phosphates dans la vie courante.
2. Décrire les différentes étapes de préparation de l'acide phosphorique :

- a. à partir des os des poissons
 - b. au laboratoire.
3. Citer différents produits utilisés localement qui contiendraient du phosphate.
4. Montrer que le phosphate joue un rôle biologique important dans la vie.

Lexique 6

- **engrais** : des substances, le plus souvent des mélanges d'éléments d'origine minérale, destinées à apporter aux plantes des compléments d'éléments nutritifs de façon à améliorer leur croissance et augmenter le rendement et la qualité de culture. Les phosphates en sont un exemple.

Thème 6. L'acide acétique

1. Définition

L'acide acétique ou l'acide éthanoïque est un acide organique. Sa formule est $C_2H_4O_2$ ou CH_3COOH . Naturellement présent dans le vinaigre, il lui donne son goût et son odeur piquante.

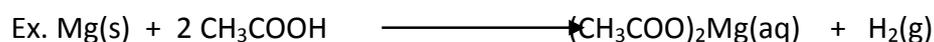
2. Propriétés

Propriétés physiques :

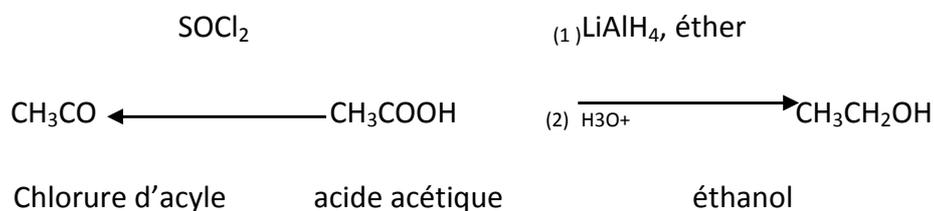
- l'acide acétique pur est un liquide conducteur, incolore, inflammable et hygroscopique (il absorbe aisément de l'eau) ; il est connu également sous le nom d'acide acétique glacial.
- L'acide acétique est un solvant protique avec une constante de 6.2.

Propriétés chimiques :

- l'acide acétique est corrosif pour de nombreux métaux notamment le fer, le magnésium et le zinc ; ses vapeurs sont irritantes pour les yeux ou le nez. Il doit être manipulé avec soin ; il peut causer des brûlures ainsi que des dommages permanents à la bouche, au nez, à la gorge et aux poumons.



- C'est un acide faible, son pka vaut 4.76 à 25°C; en solution aqueuse, il s'ionise selon l'équation suivante: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Il subit également en solution les réactions typiques des acides carboxyliques en particulier la formation de l'éthanol par réduction et la formation des dérivés tels que l'acétyl chloride par substitution nucléophile acyle.



3. Usages :

L'acide acétique est un réactif très utilisé dans l'industrie notamment comme additif alimentaire, en photographie, dans la fabrication des plastiques tel le polyéthylène téréphtalate(PET) ou l'acétate de cellulose, utile à la production de l'acétate de vinyle (peintures, adhésifs) et des solvants organiques.

S'autoévaluer

3. Quel est le rôle de l'acide acétique dans la vie courante ?
4. Quels sont les produits de la réaction suivante: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaHCO}_3$?
5. Pourquoi est-il conseillé de manipuler l'acide acétique avec prudence ?
6. L'acide acétique est produit par le corps humain par la consommation de l'alcool. Etablissez toute la série des réactions qui président à sa production.

Lexique7

On distingue 3 types de solvants:

- Les solvants **protiques** (également appelés solvants protogènes): possédant un ou plusieurs atomes d'hydrogène susceptibles de former des liaisons hydrogènes. Par exemple, l'eau, le méthanol, l'éthanol, etc.

Les solvants **aprotiques polaires** : possédant un moment dipolaire non nul et dénué d'atomes d'hydrogènes susceptibles de former des liaisons hydrogènes. Par exemple,

l'acétonitrile (CH_3CN), le diméthylsulfoxyde (DMSO, $(\text{CH}_3)_2\text{SO}$), le tétrahydrofurane (THF, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$), etc.

Les solvants **aprotique apolaires**: possédant un moment dipolaire permanent nul. Par exemple, le benzène, les hydrocarbures: alcanes ramifiés ou en ligne, alcanes cycliques, alcènes, etc.

- **Réactif nucléophile** : littéralement *qui aime les noyaux*, donc qui aime les charges positives ; un nucléophile est un composé chimique attiré par les espèces chargées positivement, par opposition à un composé électrophile. Un nucléophile réagit en donnant des électrons à des composés électrophiles pour former une liaison chimique. Parce que les nucléophiles donnent des électrons, ils sont par définition des bases de Lewis. Toutes les molécules, ou ions, qui possèdent un doublet non liant peuvent agir comme des nucléophiles, même si les anions sont plus réactifs que les composés neutres. Lorsque les liaisons mettent en jeu un composé nucléophile neutre, par exemple un alcool (R-OH) ou l'eau (HOH), on parle généralement de solvatation. La liaison peut alors être une véritable liaison chimique (covalente ou ionique) ou une liaison de type électrostatique, plus faible, comme une liaison de Van der Waals.

- **Réactif électrophile** : Un composé chimique électrophile est un composé chimique déficient en électron(s) et donc susceptible d'attirer ceux-ci, présentant une lacune électronique. Le contraire d'électrophile est nucléophile.

Thème 7. Le dioxyde de carbone et les carbonates

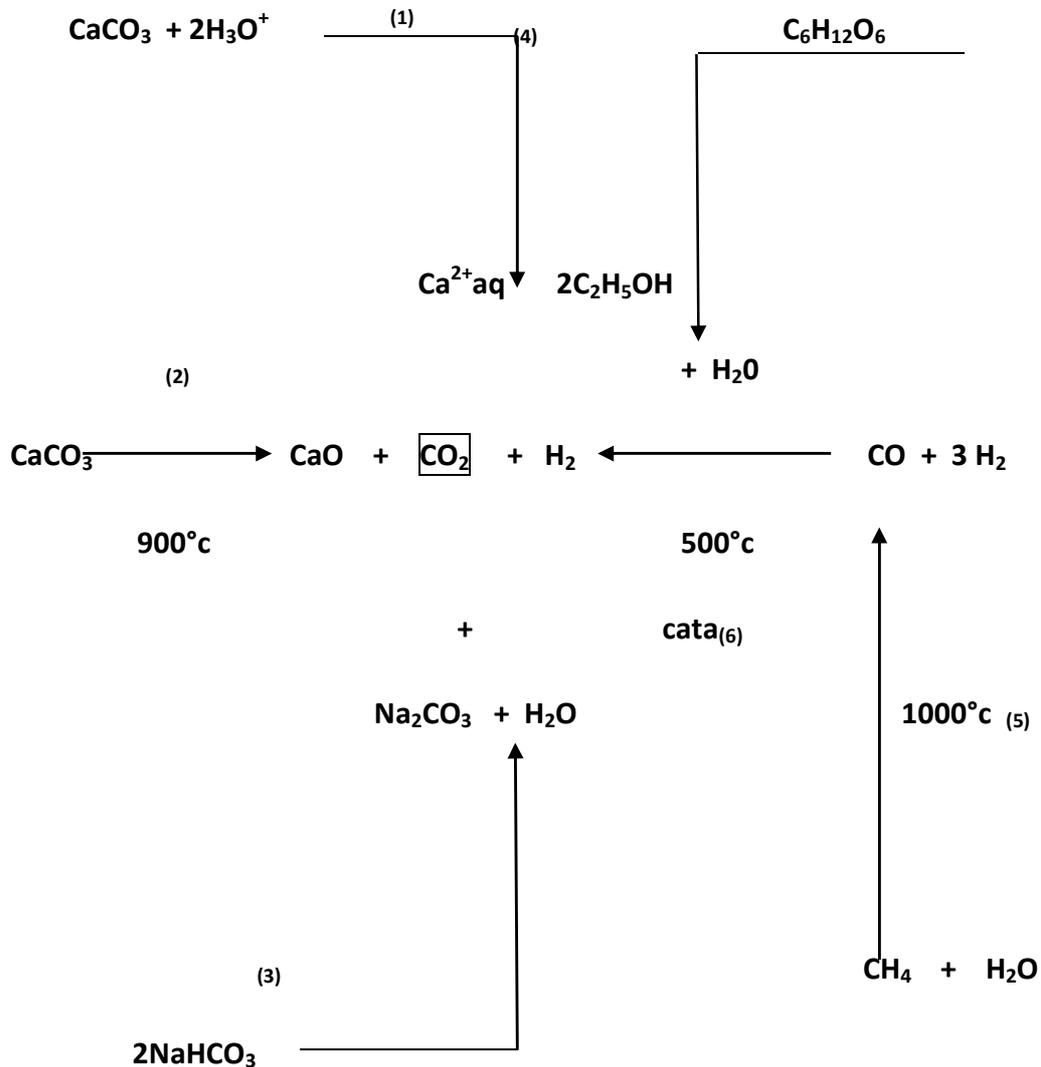
1. L'anhydride carbonique, CO_2

1.1. Obtention

L'anhydride carbonique ou gaz carbonique se forme dans diverses réactions :

- réactions des acides sur les carbonates ou les bicarbonates (1) ;
- réactions de décomposition thermique des bicarbonates (3) ou des carbonates (2) de métaux alcalinoterreux ;
- la fermentation des sucres (4) ;

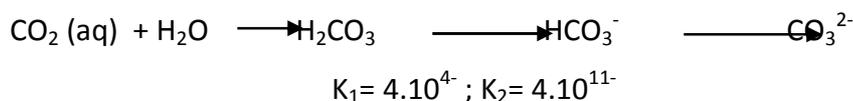
- la réaction du méthane ou d'autres hydrocarbures avec de l'eau (5 et 6).



1.2. Propriétés

- l'anhydride carbonique est incolore, plus lourd que l'air. Bien qu'il ne soit pas toxique, son accumulation dans des endroits fermés peut entraîner l'asphyxie par l'absence de l'oxygène.
- Le CO_2 solide, appelé aussi carboglace ou neige carbonique est un solide blanc. Sa température sous pression de CO_2 gazeux d'une atmosphérique, est de -78.5°C . Il se sublime lentement à l'air. Il est utilisé comme agent réfrigérant, par exemple,

- sous forme d'un mélange avec l'acétone. Dans l'eau interviennent les équilibres suivants :



1.3. Usages

Le CO₂ trouve son utilisation dans la préparation des boissons gazeuses et dans l'industrie du froid. Il est aussi exploité dans le processus de photosynthèse pour la synthèse des glucides et la production de l'oxygène grâce aux rayonnements ultraviolets.

2. Carbonates et bicarbonates

Les bicarbonates sont plus instables que les carbonates. Seuls les bicarbonates de sodium, d'ammonium et de potassium sont connus à l'état solide.

- la décomposition thermique des bicarbonates à l'état solide ou en solution s'écrit : $2\text{HCO}_3^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{CO}_3^{2-}$
- la décomposition thermique des carbonates fournit l'anhydride carbonique et l'oxyde : $\text{PbCO}_3 \longrightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$

Le carbonate de calcium se rencontre à l'état naturel comme constituant principal de la pierre à chaux, des coquillages et des coquilles d'œufs ; c'est aussi le constituant essentiel des craies nous permettant d'écrire au tableau noir.

3. Le gaz carbonique : effet de serre

Le **dioxyde de carbone** est un composé chimique composé d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène et dont la formule brute est : **CO₂**.

Cette molécule linéaire a pour formule développée de Lewis : **O=C=O**

Dans les conditions normales de température et de pression le dioxyde de carbone est un gaz incolore communément appelée gaz carbonique.

Il est présent dans l'atmosphère dans une proportion approximativement égale à 0,035 % en volume. C'est un gaz à effet de serre. Il est produit notamment lors de la

fermentation aérobie ou de la combustion de composés organiques, et lors de la respiration des êtres vivants et des végétaux. Pour ces derniers, la photosynthèse piège beaucoup plus de CO_2 que sa respiration n'en produit.

C'est un gaz à effet de serre. L'**effet de serre** est un processus naturel de réchauffement du climat qui intervient dans le bilan radiatif de la Terre. Il est dû aux gaz à effet de serre (GES) contenus dans l'atmosphère, à savoir principalement la vapeur d'eau (qui contribue le plus à l'effet de serre), le dioxyde de carbone CO_2 et le méthane CH_4 .

Cet effet a été nommé ainsi par analogie avec la pratique en culture et jardinerie de construire des serres, espaces clos dont une ou plusieurs faces sont constituées de verre, laissant passer la chaleur du soleil et la retenant prisonnière à l'intérieur afin de permettre aux plantes de bénéficier d'un micro-climat artificiel.

S'autoévaluer

1. Quelles sont les différentes précautions à prendre sur le plan écologique pour lutter contre la pollution due au gaz carbonique ? Se limiter aux dispositions à prendre au niveau de notre localité.
2. Quelles sont les différentes sources locales de production de gaz carbonique ?
3. Dans un rapport récent sur l'utilisation de l'énergie en Afrique, il a été soutenu que le bois et le charbon de bois sont les principales sources d'énergie domestique utilisées par les africains. Quels sont les avantages et les inconvénients de l'utilisation de cette énergie ? Appuyer votre argumentation par des réactions chimiques si possible.
4. Citez 5 gaz à effet de serre et les sources de leur production ; lesquels sont produits dans votre milieu ?

Thème 8. Préparation du sel de cuisine à partir d'une plante

1. Le sel de cuisine : composition et origine

D'un point de vue chimique, le sel de cuisine est du chlorure de sodium (NaCl),

c'est-à-dire une substance composée de 40% de sodium et de 60% de chlore. En solution aqueuse, ces deux éléments évoluent librement sous forme d'ions (particules chargées). A l'état solide, ils constituent, sous forme de sels, un réseau cristallin (cristaux blanc) connu comme le sel de cuisine.

Dans la plupart des aliments, le sel constitue notre principale source de sodium. Même lorsque ce dernier provient d'autres sources (p.ex. du glutamate de sodium), la teneur en chlorure de sodium des aliments est assez simple à estimer à partir des indications sur la valeur nutritionnelle du produit en question. Dans les eaux minérales et les eaux de table, on trouve également du sodium, essentiellement sous forme de carbonate de sodium et de bicarbonate de sodium.

Le sel de cuisine se trouve dans la roche et dans la mer. Le sel gemme résultant de l'évaporation des mers préhistoriques est tout d'abord lessivé à l'eau. Ensuite, dans les salines, le sel se cristallise à partir de cette solution très concentrée d'eau salée ou d'eau de mer. Par cuisson, saunage et évaporation, on obtient du sel de cuisine; l'évaporation de l'eau de mer dans des marais salants spécialement aménagés permet d'obtenir du sel de mer, que l'on utilise évidemment aussi en cuisine. Notre sel comestible se présente donc sous forme de sel de cuisine avec ou sans iode ou fluor, de sel de mer ou encore de sel aux herbes ou aux épices, avec ou sans adjonction d'algues ou même en tant que «sel Himalaya». L'effet du sodium en tant que substance active est le même quelle que soit sa forme.

2. Rôle du sel dans notre alimentation

Depuis longtemps, le sel de cuisine est utilisé en raison de ses qualités gustatives et de ses propriétés technologiques dans l'industrie alimentaire. On l'utilise en petites quantités pour couvrir les besoins de l'organisme en sodium et en chlore. Le sel enrichi d'iode et de fluor contribue pour une part importante à garantir l'apport nécessaire.

L'industrie alimentaire ne peut cependant faire complètement abstraction du sel de cuisine. Ce dernier est utilisé non seulement dans un but sensoriel (exhausteur de saveur, amélioration de l'arôme, etc.) mais également à des fins hygiéniques

(conservation) et technologiques (élément liant, émulsifiant, contrôle de la fermentation), par exemple dans la production de viandes, de charcuteries, de poissons, de légumes, de pain et de pâtisseries, de fromages. Ainsi, le sel nitrité, par exemple, confère non seulement aux produits carnés la saveur caractéristique de la saumure et une couleur stable, rouge foncé ou rose, il inhibe surtout le développement de l'agent responsable du botulisme, qui produit des toxines mortelles aux plus faibles doses. La plupart des denrées alimentaires brutes contiennent par nature un peu de sodium et de chlore, mais en très faibles quantités. Les 75-80% du sel de cuisine que nous absorbons quotidiennement viennent de produits industriels (pains, produits semi-finis ou finis, fromages, etc.). Il faut ajouter à cela env. 5 -10% provenant de denrées alimentaires non industrielles (sources naturelles de sel) et enfin 10 - 15% ajoutés en cuisine ou à table. Le sodium se dissimule également sous forme de monoglutamate de sodium (MGS), lequel ne présente en soi aucune saveur particulière mais qui renforce l'appétence et l'acceptance des mets. Moyennant l'adjonction d'une faible quantité de MGS (12% de sodium), la teneur en sel de cuisine d'un aliment peut être réduite de 30% sans que ce dernier ne perde rien de sa saveur salée.

En règle générale, le sodium, le potassium et le chlore, sels minéraux essentiels (c'est-à-dire d'importance vitale pour l'organisme), coexistent dans l'alimentation et dans notre organisme. Ils représentent des constituants indispensables de nos fluides corporels et de nos tissus. 40% du sodium présent dans l'organisme sont dissous dans le liquide extracellulaire (espaces intercellulaires, sang). A ce niveau, le sodium et le chlore maintiennent le volume et la pression osmotique (cellules, sang, volume de l'intestin). 10% du sodium se trouvent à l'intérieur des cellules de l'organisme et 50% sont un constituant permanent de la structure osseuse. Le sodium a également des fonctions spécifiques dans la conduction des stimuli nerveux, de la contraction musculaire et dans l'activation de différents enzymes. D'autre part, le sodium joue un rôle non négligeable dans l'équilibre acides- bases et dans la digestion. En effet, le stimulus gustatif engendré par le chlorure de sodium déclenche la perception sensorielle du «salé» et active ainsi les processus physiologiques de la salivation, de la production d'acides gastriques et d'enzymes de la digestion ainsi que les fonctions

du système circulatoire et des reins. Les besoins minimaux nécessaires pour assurer, chez un adulte, les fonctions de l'organisme et du métabolisme évoquées ci-dessus s'élèvent à 550 mg/jour (ce qui correspond à 1 ou 2 g de sel de cuisine). Ces besoins varient d'un individu à l'autre et sont légèrement influencés par les pertes dues à l'activité physique, la température ambiante, la diarrhée ou la maladie. Actuellement on recommande de réduire l'apport quotidien à maximum 6-8 g de sel.

La quantité de sodium présente dans l'organisme dépend dans une très large mesure de la quantité d'eau. On constate donc que les variations de la quantité de sodium sont étroitement liées à la quantité d'eau. Les reins contrôlent l'élimination du sel et de l'eau. Ils maintiennent ainsi un volume et une pression constants dans les espaces intercellulaires et dans le sang en retenant plus ou moins d'eau. Des reins sains sont capables de réguler rapidement et efficacement la quantité de sodium dans l'organisme. Si l'apport et la perte de liquide ne sont plus en équilibre, l'organisme est exposé à la déshydratation. Un déficit en eau déclenche le signal de la soif qui indique qu'il faut boire. Simultanément, des signaux hormonaux sont envoyés vers les reins, le coeur et les vaisseaux pour commander une réabsorption de sel et d'eau par l'intermédiaire des reins; en d'autres termes, ceux-ci élimineront moins de liquide.

S'autoévaluer

1. A quelle étape de fabrication du sel arrivaient nos ancêtres pour fabriquer du sel ?
2. Citer d'autres types de sel rencontrés dans votre milieu, utilisés par votre famille et/ou par des personnes que vous connaissez.
3. Le chlorure de sodium est utilisé comme ingrédient pour donner un goût aux aliments. A-t-il un autre rôle pour notre santé, si oui, lequel ?
4. L'UNICEF et l'OMS, deux agences des Nations Unies respectivement pour l'enfance et pour la santé, recommandent qu'on ajoute 1 à 1.5 mg d'iodure de sodium à 100grammes de chlorure de sodium. Pourquoi cet ajout de NaI ?

Lexique 10

Carex : une plante de la famille de Cyperaceae. Sa sève contient des oligostilbènes

Thème 9. Les dérivés du Cuivre

1° Etages d'oxydation possibles : +2 et +1 dans les différentes combinaisons.

- A l'étage d'oxydation +2 : l'ion Cu^{2+} est un oxydant plus fort lorsqu'il se convertit en cuivre métallique. Nous pouvons retenir les combinaisons suivantes :

- oxyde et hydroxyde de Cuivre (II) [$\text{Cu}(\text{OH})_2$ et CuO] : l'hydroxyde s'obtient sous forme d'un précipité bleu pâle gélatineux, par addition d'un alcali à une solution cuivrique. A haute température, il se déshydrate en oxyde noir :



L'hydroxyde se dissout dans un excès d'alcali concentré donnant un ion hydroxycuprate bleu : $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$

Il se dissout plus facilement dans les acides en régénérant un sel de cuivre (II). L'addition d'ammoniac à solution de sel de cuivre (II) provoque d'abord la précipitation de l'hydroxyde. Si on poursuit l'addition de NH_3 , le précipité se redissout : on obtient une solution bleu foncé, couleur de l'ion complexe $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$:

- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \longrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Halogénures de Cuivre (II) : la réaction du cuivre avec le fluor, le chlore et le brome conduit aux halogénures anhydres : le fluorure est blanc, le chlorure jaune brun et le bromure noir. Les halogénures de Cuivre (II) forment des hydrates : $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ de couleur verte.

- Le sulfate de Cuivre (II) a une couleur bleue caractéristique ; il est connu sous le nom de vitriol bleu ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) tandis que la forme anhydre est incolore. Le sulfate de cuivre (II) est doué des propriétés antiseptiques ; il est utilisé dans le traitement du bois et pour combattre certains champignons et microorganismes en agriculture et viticulture. La bouillie bordelaise s'obtient en mélangeant le sulfate cuivrique à la chaux éteinte.
 - Le sulfure de cuivre (II) est un solide noir, très peu soluble dans l'eau et même en milieu acide. Il se forme par réaction de H_2S avec les solutions de Cu^{2+}
- A l'étage d'oxydation +1 : l'ion Cu^+ est instable en solution aqueuse. Il se dismute en cuivre et en ions Cu^{2+} : $2\text{Cu}^+ \longrightarrow \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$

L'étage d'oxydation +1 ne sera donc observé que dans des composés solides ou en solution, dans des ions complexes stables.

- On trouve l'oxyde de cuivre (I) sous d'un minerai rouge, la cuprite.
- Le chlorure de cuivre (I) : CuCl

S'autoévaluer

1. Expliquez pourquoi les objets en cuivre surtout ceux qui sont exposés à l'air et à l'humidité, jadis étaient rouges, mais aujourd'hui colorés en vert de gris (modéliser).
2. Compléter les ... par des formules chimiques des composés correspondants et équilibrer l'équation globale :



T

3. Quelles sont les colorations des composés répondant aux formules suivantes : CuO , CuSO_4 , CuF_2 , CuCl_2 , CuBr_2 , $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, CuS , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
4. Collectionner divers objets en cuivre que vous rencontrez dans votre vie.
5. Décrire les différentes étapes de production du cuivre à partir de la malachite.

Lexique 9

- **L'électrotechnique** : elle regroupe les disciplines étudiant et faisant évoluer les technologies, techniques, ainsi que les applications domestiques et industrielles de l'électricité.
- La **galvanoplastie** est un procédé permettant d'appliquer au moyen d'un courant électrique continu, un dépôt métallique en dissolution dans un liquide à la surface d'un objet en métal, soit pour préserver celui-ci de l'oxydation, soit pour l'embellir, soit pour en prendre l'empreinte. Elle utilise l'électrolyse pour sa mise en œuvre.
- Les applications sont nombreuses et se retrouvent dans le placage de bijoux, la robinetterie, l'industrie spatiale et automobile, ainsi que la connectique au sens large.
- **La chaudronnerie** : étude, conception et fabrication d'équipements et des pièces techniques métalliques ou plastiques.
- **La réaction de dismutation** : une réaction au cours de laquelle une même espèce réagit sur elle-même pour donner deux ou plusieurs espèces différentes.

Thème 10. La réaction de saponification

1. Définition

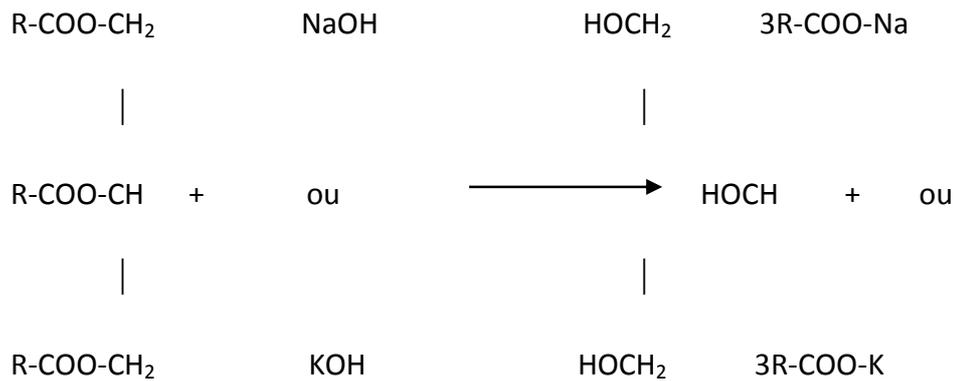
Un savon est un sel d'acide gras issu de la neutralisation d'acides gras d'origine animale ou végétale par la lessive, la potasse ou la soude caustique.

Par exemple, le stéarate de sodium : sel d'acide stéarique et d'hydroxyde de sodium.

2. Procédés de fabrication

2.1. Réaction de saponification

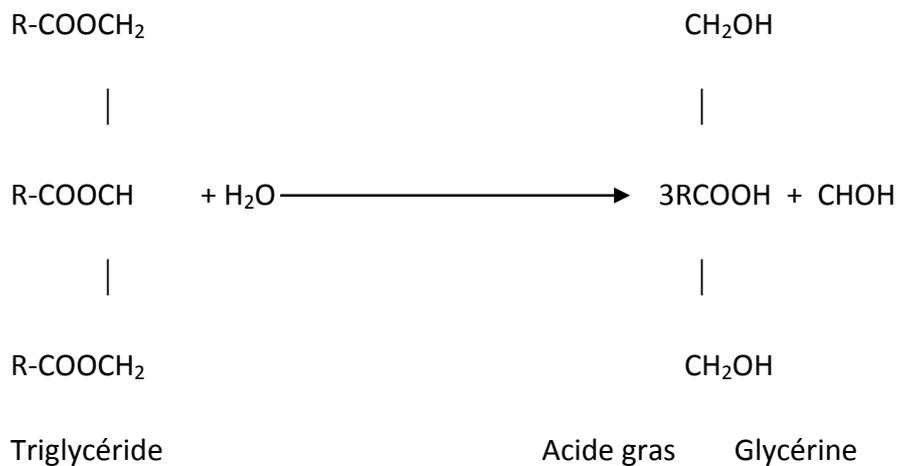
Dans la fabrication du savon, on exploite la réaction suivante :



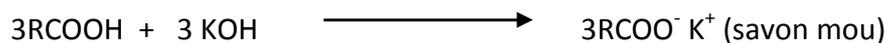
Corps gras Lessive Glycérine Savon

La réaction de saponification peut être comprise comme une réaction qui se déroule en deux phases:

- **hydrolyse** des triesters (triglycérides) conduisant à la formation de la glycérine et à la libération des acides gras



- **neutralisation** des acides gras par la soude ou la potasse conduisant à la formation des sels alcalins d'acides gras (savons)



2.2. Procédés

On distingue deux procédés de fabrication du savon: le procédé à chaud et le procédé à froid. Il est conseillé le procédé à chaud car il garantit une meilleure utilisation des matières premières et donne un savon de meilleure qualité.

En effet, les matières grasses (huile ou graisse) et la lessive (soude ou potasse) sont chauffées séparément avant de les mélanger, en atteignant la température variant entre 50 et 70 ° C ; la lessive, elle, jusqu'entre 25 et 30°C. On chauffe le mélange ainsi obtenu régulièrement aux environs de 90°C et on brasse patiemment afin d'établir le bon contact entre la matière grasse et la lessive. Ce mélange s'épaissit.

La fin de la saponification est détectée lorsqu'une prise d'essai faite dans le liquide est versée dans l'eau et ne laisse plus de trace huileuse. Pendant la séparation du savon avec la lessive, il se forme également la glycérine, qui est séparée du savon en ajoutant au mélange chauffé une solution de chlorure de sodium. Insoluble dans l'eau, le savon surnage et se sépare de la glycérine.

3. Etapes de fabrication

Dans l'industrie, la fabrication du savon consiste au chauffage, par injection de vapeurs d'huile avec la lessive de soude dans une grande cuve. Elle comprend quatre étapes successives :

1° **L'empâtage** : il consiste à traiter à l'ébullition le mélange de corps gras par une solution concentrée de soude pour obtenir une saponification presque complète se traduisant par l'aboutissement à une masse homogène (pâte molle).

2° **Le relargage** : il s'agit d'ajouter du sel, pour séparer par insolubilisation, le savon de la phase aqueuse renfermant la glycérine et les principales impuretés.

3° **La cuisson** : elle consiste à terminer la saponification par une ébullition prolongée en milieu hétérogène en présence de soude concentrée.

4° **Le lavage** : il sert à débarrasser le savon de l'excès alcalin et de sel par ajouts progressifs d'eau douce suivis de soutirage des phases aqueuses se séparant

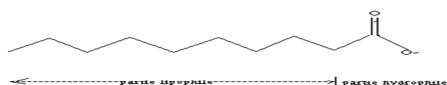
spontanément jusqu'à ce que la teneur en électrolyte de la phase aqueuse devienne juste suffisante pour que le savon ne s'y dissolve pas.

On ajoute différents ingrédients comme le parfum ou du pigment dans le savon pour améliorer sa qualité

4. Propriétés physico-chimiques du savon

- i. le savon est soluble dans l'alcool ou dans des milieux organiques : comportement dominant de la chaîne hydrocarbonée.
- ii. il est hydrolysable : l'anion carboxylate se combine avec l'eau en formant l'acide organique correspondant et le milieu devient légèrement basique.
- iii. les savons forment avec les eaux dures (chargées de sels calciques) des grumeaux solides qui rendent ces eaux de plus en plus dures : l'anion carboxylate réagit avec le calcium ou le magnésium (ions rendant les eaux dures) en formant des précipités des sels calciques ou magnésiques rendant difficile la lessive et consommant inutilement le savon.
- iv. les acides minéraux déplacent les acides organiques de leurs sels : dans un milieu acide fort ; le savon se décompose et forme un sel d'acide minéral correspondant ;
- v. en milieu aqueux, le savon s'ionise en cation alcalin et en anion organique. Cet anion a deux parties nettement différenciées par leur affinité à l'eau :
 - une tête représentant le groupement carboxyle de l'anion dite hydrophile
 - une queue représentant la longue chaîne hydrocarbonée de l'anion, apolaire, dite hydrophobe.

De façon schématique, le savon se présente comme suit:

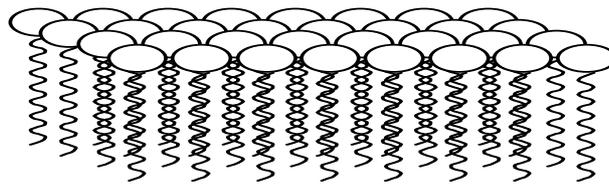


queue



- vi. les savons sont des agents moussants : le pouvoir moussant du savon s'explique aussi par la formation d'un film à l'interface eau-air.
- vii. les savons sont des agents mouillants :
- viii. le savon est un agent tensioactif et un agent émulsif :
- ix. le savon est un détergent : les propriétés détergentes résultent de l'antagonisme qui existe entre les deux parties de leur molécule. La chaîne hydrocarbonée, non polaire a les caractères d'un hydrocarbure : insoluble dans l'eau, elle est hydrophobe (elle fuit l'eau) mais lipophile (elle a de l'affinité pour les milieux organiques, et en particulier les corps gras). Le groupe carboxylate, très polaire, présente au contraire de l'affinité pour l'eau, composé polaire ; il est hydrophile

Têtes associées



Queues associées

Une solution de savon contient des molécules isolées ; elles se concentrent aux interfaces entre la solution et une autre phase, notamment à l'interface eau/air. Il s'y constitue un film monomoléculaire ordonné, dans lequel les groupes hydrophiles sont tournés vers la solution, les chaînes hydrophobes tendant au contraire à en sortir. La présence de ce film diminue la tension superficielle de la solution, qui est inférieure à celle de l'eau (d'où le nom de tensioactif). Un film analogue se constitue aussi à l'interface entre la solution aqueuse et une autre phase liquide, par exemple à la surface d'une goutte d'huile. A partir d'une certaine concentration, il se constitue d'autre part dans la solution des micelles, des agglomérats de quelques dizaines à quelques centaines de molécules tournant leurs groupes COO^- vers l'extérieur.

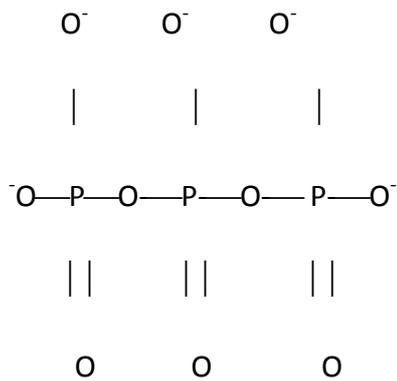
5. Les détergents

Actuellement, on utilise en fait beaucoup plus souvent des détergents de synthèse que du savon, mais le principe est le même. Ces détergents possèdent comme le savon, une chaîne hydrocarbonée importante (comportant souvent un cycle benzénique) et un groupe polaire.

Les lessives que l'on emploie ne contiennent le plus souvent que 10 à 15% de détergent, qui s'y trouve associé à d'autres constituants dont les rôles sont multiples : stabilisation de l'émulsion de salissures pour éviter une redéposition sur les fibres, adoucissement de l'eau par séquestration des ions Ca^{2+} ou Mg^{2+} , décoloration des taches,...

Parmi les ingrédients qui composent les détergents, **les surfactants** sont les ingrédients-clés. Les surfactants abaissent la tension superficielle de l'eau en annihilant ainsi l'énergie relativement élevée des molécules d'eau en surface (En effet, l'eau présente une tension superficielle anormalement élevée, parce que la stabilisation des molécules situées en surface par les liaisons hydrogène avec les autres molécules d'eau ne représente, en moyenne, que la moitié d'un point de vue quantitatif par rapport à la stabilisation éprouvée par les molécules d'eau situées à l'intérieur du liquide).

Cependant bon nombre d'autres substances jouent des rôles d'appoint qui ne sont pas négligeables. Ainsi par exemple, les **complexants** sont mis à profit pour adoucir les eaux dures, parce que ces substances ont le pouvoir de fixer les ions métalliques bivalents. Les complexants empêchent ainsi la précipitation des sels que formeraient les métaux bivalents avec les surfactants anioniques. Les polyphosphates de sodium, tels que le tripolyphosphate de sodium $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$, sont très efficaces pour lier Ca^{2+} et Mg^{2+} , par exemple sous forme de $\text{CaP}_3\text{O}_{10}^{3-}$ (aq) et de $\text{MgP}_3\text{O}_{10}^{3-}$ (aq), respectivement.



(Ion tripolyphosphate, $\text{P}_3\text{O}_{10}^{5-}$)

Parce qu'ils favorisent la croissance rapide des algues, on les a remplacés par le citrate de sodium et par les zéolithes capables d'adsorber les cations. Des détergents en poudre, des détergents liquides de différentes marques inondent le marché comme OMO, eau de javel,...

S'autoévaluer

1. Quelles sont les autres plantes à partir desquelles on peut préparer le savon de lessive (à part celles qui ont été citées en classe) ?
2. Expliquer les concepts suivants : saponification, détergent, savon, le surfactant, micelles.
3. Expliquez les principales étapes de fabrication d'un savon.
4. En quoi un savon diffère-t-il d'un détergent au sens large comme la marque OMO que vous connaissez ?
5. Comment le savon élimine-t-il les salissures ?
6. Selon la qualité d'eau que vous avez chez vous, quel type de détergent vous pouvez utiliser pour faire de la lessive ? Pourquoi ?
7. Quelles sont les difficultés qu'éprouvent les praticiens dans la fabrication des savons, mou ou dur ?
8. Représenter par un schéma les molécules de savon à la surface de l'eau (mousse de savon).
9. On donne la formule de deux tensioactifs modernes de synthèse : le laurate de sodium, $\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{-COO}^- + \text{Na}^+$, et le dodécylbenzènesulfonate de sodium, $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{-C}_6\text{H}_4\text{-SO}_3^- + \text{Na}^+$

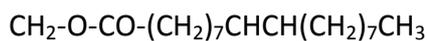
i. entourer les parties hydrophile et hydrophobe de ces deux tensioactifs.

ii. S'agit-il des tensioactifs anioniques, cationiques ou amphotères ? S'agit-il des savons ?

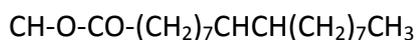
10. Dans un ballon, introduire 20 ml de solution de soude à 200 g/l, 10 mL d'huile d'olive, 20 ml d'éthanol, quelques grains de pierres ponce. Chauffer 30 minutes à reflux doux. Verser le contenu du ballon dans 100 ml d'une solution concentrée de chlorure de sodium puis filtrer. Bien rincer le savon avec de l'eau distillée froide. Filtrer puis mettre à sécher sur un verre de montre. Dans six tubes à essais numérotés de 1 à 6 :

- tube 1 : verser 5 ml d'eau distillée, mettre 3 gouttes d'huile, agiter ;
- tube 2 : verser 5 ml d'eau savonneuse, mettre 3 gouttes d'huile, agiter ;
- tube 3 : verser 5 ml d'eau savonneuse, vérifier que la solution est basique ;
- verser un volume $V = 20$ ml d'une solution saturée de savon, puis verser 2ml d'une solution aqueuse de chlorure de sodium ;
- verser un volume $V = 20$ ml d'une solution saturée de savon, puis verser 2ml d'une solution aqueuse de chlorure de calcium ;
- verser un volume $V = 2$ ml d'une solution saturée de savon, puis verser 2ml d'une solution aqueuse de chlorure de fer (II).
- Introduire 5 g de savon dans une ampoule à décanter, ajouter 50 ml d'acide chlorhydrique concentré, agiter énergiquement 2 à 3 minutes. Puis introduire 20 ml d'éther. Agiter tout en dégazant régulièrement jusqu'à la disparition totale de la phase solide. Séparer les deux phases, recueillir la phase organique. Placer la phase organique dans un erlenmeyer de 100 ml avec des cristaux de chlorure de calcium anhydre ou de chlorure de magnésium anhydre pour la sécher. Agiter quelques minutes l'erlenmeyer bouché.

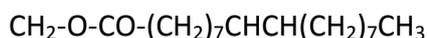
11. On considère que l'huile d'olive est constituée par un seul triglycéride : l'oléine, dont la formule est donnée ci-après et de masse moléculaire $M = 884$ g / mole.



|



|



- écrire l'équation de la réaction d'hydrolyse basique et préciser le nom des produits obtenus;
- donner la formule semi-développée du savon obtenu ;
- préciser le rôle de l'éthanol introduit dans un ballon ;
- montrer que l'oléine est le réactif limitant dans cette expérience ;
- évaluer le rendement de la réaction.
- noter vos observations pour les six expériences sur la représentation suivante d'un ion carboxylate ;
- entourer en rouge la partie hydrophile et en bleu la partie hydrophobe ;
- quelle propriété des savons met-on en évidence dans l'expérience tube 2 ?
- Noter vos observations expérimentales pour les trois expériences
- La formule générale d'un savon en solution aqueuse étant $\{\text{R-COO}^-_{\text{aq}} + \text{Na}^+_{\text{(aq)}}\}$, indiquer les formules des précipités observés dans les tubes 5 et 6.
- Expérience du tube 4 : montrer que cette expérience justifie une étape de la synthèse d'un savon ? Prévoir le comportement d'un savon dans une eau du lac.
- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors de la transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et le savon ;
- Quel rôle joue l'éther diéthylique dans cette expérience ?
- Quel groupe caractéristique présente les molécules du liquide visqueux obtenu ?
- Montrer comment les molécules de savon ont révolutionné le combat contre les taches. Expliquer leur mode d'action, leur synthèse, leurs avantages et leurs inconvénients.

Lexique 4

- **Eutrophisation** : Croissance en superabondance des algues et de toute autre flore microscopique due habituellement à un enrichissement d'une eau normale par l'addition de nutriments solubilisés, particulièrement de l'azote et du phosphore dissous. Elle peut être normale, induite (pollution de l'eau), ou contrôlée (en introduisant le phytoplancton comme nourriture dans un système d'aquaculture).
- Une **micelle** (du latin *mica* : « parcelle ») est un agrégat sphéroïdal de molécules possédant une tête polaire hydrophile dirigée vers le solvant et une chaîne hydrophobe dirigée vers l'intérieur, c'est l'hydrophobie des chaînes qui entraîne ce regroupement des molécules et la mise en place de structures sphériques visant à éliminer le solvant. Elles sont faiblement liées, maintenues dans le solvant grâce à des agents qui les stabilisent, tels les détergents ou les macromolécules. Les solutions colloïdales — dont l'aspect évoque une colle — (par exemple, un gel) sont riches en micelles. Selon la polarité du solvant, on parle de micelles directes (dans un solvant polaire, tel l'eau) ou de micelles inverses (dans un solvant apolaire, tel l'huile).
- Un **détergent** (ou agent de surface, détersif, surfactant) est un composé chimique, généralement issu du pétrole, doté de propriétés tensioactives, ce qui le rend capable d'enlever les salissures. La détersion est un élément d'hygiène fondamental, puisqu'il permet d'éliminer une grande partie des bactéries présentes sur les surfaces nettoyées, en particulier la peau, les ustensiles servant à la préparation et à la consommation des repas.

Bibliographie

1. ARNAUD, P. (2004), Chimie organique (17^{ème} édition), Paris, Dunod.
2. ARNAUD, P. (2001), Chimie physique, Paris, Dunod.
3. ARNAUD, P. (1996), Chimie organique (cours), premier cycle universitaire, Paris, Dunod.
4. ARNAUD, P. (1996). Chimie organique (1^{er} cycle universitaire), Paris, Dunod.
5. ARNAUD P. (1990), Cours de chimie physique, Paris, Dunod.
6. ATKINS P., JONES L. (1998) Chimie : molécules, matière, métamorphoses, Paris, Bruxelles : De Boeck université.
7. AUDE, M. et al. (2002), Chimie (Term S, Spécialité obligatoire, Livre du professeur), Paris, Bordas.
8. BORDET, CASTIN, PIRSON (2002), Chimie, science expérimentale-3^{ème} Rénové, Bruxelles, Editions de Boeck.
9. BORDET, CASTIN, MARTIN PIRSON (2003), Chimie, science expérimentale-3^{ème} et 4^{ème} R., Bruxelles, Editions de Boeck.
10. BORDET, MARTIN, PIRSON, Chimie, science expérimentale-4^{ème} Rénové, Bruxelles, Editions de Boeck.
11. BORDET, MARTIN, PIRSON, Chimie, Science expérimentale-3^{ème} Rénové-Laboratoires, Bruxelles, Editions de Boeck.
12. CAPS (Centre d'Appui à la Pédagogie des Sciences, 2002 -2004). Séminaires de formation des enseignants des sciences réalisés à Bukavu,ISP-Bukavu.
13. DURUPHTY, A. (2005), Chimie 1^{ère} S, Paris, HACHETTE Education.
14. LECARDONNEL, J-P., VILLAR, J-G. (2000), Physique chimie 2^{nde}, programme 2000, Paris, Bordas.
15. MANO, I. (1994), Fabrication d'un savon dur à partir des troncs des régimes de bananes, ISP-Bukavu, Section des sciences, Bukavu (mémoire de licence).
16. Mc QUARRIE-ROCK (1992), Chimie générale, Bruxelles, De Boeck et Larcier s.a.
17. MOUSSARD, C. (1999), La biochimie T1. Biochimie structurale et métabolique, Bruxelles : De Boeck
18. OUAHES, R. & DEVALLEZ, B. (1988), Chimie générale, Paris, Publisud
19. PIRSON, P., BRIBOSIA, A., MARTIN, Cl., TADINO, A. (1992), Chimie, science expérimentale (5^{ème} rénové), Bruxelles, De Boeck.

20. SKOOG, WEST, HOLLER (1997), Chimie analytique, Bruxelles, Paris, De Boeck Université.
21. VILLAR, G. (2002), Chimie (Term S, enseignement obligatoire, programme 2002), Paris, Bordas
22. <http://lorien.ucl.ac.uk/ming/dist/> distillation
23. <http://homedistiller.org>