

La réalisation de ce premier module du cours "Chimie et Vie Quotidienne" a été possible grâce à l'impulsion et à l'enthousiasme du Professeur Jean-Claude Bünzli, vice-recteur de l'Université de Lausanne, qui a su créer une structure dynamique de réflexion au sein de la cellule de recherche chargée de son organisation.

Madame Nicole Furer et Monsieur Bernard Weber, auteurs du cours "Approche du Monde de la Chimie", ainsi que Monsieur Jean-Christophe Decker, enseignant au Gymnase, ont participé activement à la cellule de recherche et ont permis, par leurs nombreuses suggestions et leur connaissance des structures d'enseignement dans le Secondaire I, l'élaboration d'un manuel adapté aux besoins des maîtres de sciences.

Monsieur Hugues Siegenthaler, laborant à l'Institut de Chimie Minérale et Analytique de l'Université de Lausanne, a testé les expériences contenues dans ce manuel et suggéré de nombreuses modifications pour leur apporter une plus grande clarté.

Madame Monique Baud du Centre de Perfectionnement et de Formation Complémentaire, et Madame Carmen Vouillamoz du Service de l'Enseignement Secondaire, ont assuré les problèmes de logistique et d'organisation.

Mademoiselle Marylou Tercier, dessinatrice, a conçu et réalisé l'illustration figurant sur la couverture de ce cours, en collaboration avec Monsieur Serge Rodak, qui l'a adaptée aux besoins de la présentation informatique.

Le cours "Chimie et Vie Quotidienne" n'aurait pu être envisagé sans le support financier du Kontaktgruppe für Forschungsfragen (industries chimiques bâloises) et du Rectorat de l'Université de Lausanne.

SOMMAIRE

1. INTRODUCTION	1
1.1 LA CHIMIE, POURQUOI ?	1
1.2 BUTS	2
1.3 STRUCTURE DE L'ENSEIGNEMENT	2
2. MODELISATION DES TRANSFORMATIONS	3
2.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION	4
2.2 REACTIONS ACIDE-BASE	7
2.3 REACTIONS DE COMPLEXATION	11
2.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION	13
2.5 REACTIONS ORGANIQUES	16
2.6 COROLLAIRE	18
3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LA CLASSIFICATION DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES	21
3.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION	21
3.2 REACTIONS ACIDE-BASE	22
3.3 REACTIONS DE COMPLEXATION	23
3.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION	24
3.5 REACTIONS ORGANIQUES	25
4. NOTIONS DE CHIMIE QUANTITATIVE	27
4.1 PROBLEME DE DEPART	27
4.2 DE L'INFINIMENT PETIT AU MACROSCOPIQUE	27
4.3 TRANSFORMATIONS ET EQUILIBRES CHIMIQUES	31
4.4 RAPIDITE ET STABILITE	33
4.5 COROLLAIRE	33
5. EXPERIENCES QUANTITATIVES	35
5.1 STOECHIOMETRIE, CONCENTRATION	35
5.2 NEUTRALISATION ACIDE-BASE, DILUTION	36
6. EXPERIENCES COMBINEES SUR LE THEME DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES	39
6.1 FORMATION D'UN MIROIR	39
6.2 LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT	41
6.3 CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE COULEUR	43
7. EXPERIENCES PRESENTEES DURANT LE COURS ET EXPERIENCES OPTIONNELLES	47
7.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION	47
7.2 REACTIONS ACIDE-BASE	48

7.3 REACTIONS DE COMPLEXATION	49
7.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION	51
7.5 REACTIONS ORGANIQUES	52
7.6 MOLECULE, MOLE, NOMBRE D'AVOGADRO	53
7.7 STOECHIMETRIE, CONCENTRATION, DILUTION	56
7.8 EQUILIBRE DE REACTION	56
7.9 CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE NOIR/BLANC	59
7.10 LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT	61

8. REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES, SUBSTANCES CHIMIQUES ET PRODUITS COURANTS UTILISES 65

8.1 REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES	65
8.2 SUBSTANCES CHIMIQUES ET PRODUITS COURANTS UTILISES	65

9. EQUATIONS DES REACTIONS CHIMIQUES 73

9.1 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 3	73
9.2 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 5	74
9.3 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 6	74
9.4 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 7	75

10. INDEX 77

1. INTRODUCTION

Aujourd'hui, les sciences naturelles, la physique, la biologie, la chimie et la géologie, possèdent une extraordinaire dualité :

- Ces sciences sont **spécialisées à l'extrême**, à tel point que le langage dans chacune d'elles est confiné à celle-ci, rendant parfois difficile la communication entre elles.
- D'autre part, elles sont couramment **intimement reliées**, les phénomènes observés dans l'une de celles-ci ne pouvant pas être systématiquement expliqués sans l'apport des autres sciences.

Le public ne s'y retrouve pas toujours, puisque l'abord hermétique des sciences présentées dans les médias les rend a priori indigestes; le pas est vite franchi qui consiste à rejeter toute notion scientifique dès lors que celle-ci paraît extérieurement se suffire à elle-même. Cependant, l'abîme séparant le non-scientifique du spécialiste n'est souvent qu'un fossé linguistique, que seule une approche **pédagogique** peut combler.

Il n'appartient en effet pas aux spécialistes de considérer que la vulgarisation de leur science pourrait conduire au nivellement intellectuel et, partant, à la régression de la science, mais bien plutôt aux non-scientifiques d'acquérir dans les meilleures conditions les notions de base des sciences naturelles leur permettant de mieux comprendre les mécanismes qui nous gouvernent, et donc de les exploiter à meilleur escient.

1.1 LA CHIMIE, POURQUOI ?

De tout temps, l'homme a désiré comprendre. Au Moyen Age, l'alchimiste se donnait pour but de transmuter le plomb en or et de séparer les corps composés afin d'en extraire le principe actif et l'énergie vitale. Ensuite, la chimie se consacra à la préparation de drogues médicinales et à l'étude des transformations de la matière. Ce n'est qu'à l'orée du XIX^e siècle que la chimie devint science et se développa de manière systématique. De la curiosité intellectuelle désintéressée, l'on était passé à l'observation rigoureuse, et l'on avait saisi qu'il était primordial de savoir de quoi se composent les choses ordinaires avant d'en créer de nouvelles.

En s'appuyant sur la masse des connaissances accumulées jusqu'alors, la chimie a acquis aujourd'hui plus d'importance encore, notamment avec les possibilités de synthèse de composés nouveaux. Avec les médicaments, les produits agro-alimentaires, les produits ménagers usuels, les colorants, les fibres textiles et les matières plastiques, il n'est plus un seul domaine auquel la chimie n'ait apporté une contribution décisive.

La chimie est par conséquent un domaine que l'être humain côtoie journallement et qu'il se doit de comprendre, partiellement pour le moins, s'il veut rester critique, vigilant, maître de sa destinée et de celle de sa planète.

1.2 BUTS

Les buts de ce cours sont les suivants :

- Mettre en évidence l'importance du **raisonnement scientifique** et de la **démarche intuitive d'observation**, ainsi que susciter chez les participants le sens de l'**esprit critique**.
- Créer une **passerelle** entre l'enseignement actuellement prodigué ("Approche du Monde de la Chimie", Canton de Vaud) et la chimie dans la vie quotidienne, selon une approche attrayante, reposant prioritairement sur l'**expérimentation**.
- Fournir aux maîtres de sciences dont les connaissances en chimie ne sont pas suffisamment élaborées les **bases nécessaires** à la compréhension de leur enseignement.
- Eventuellement permettre aux maîtres de sciences dont la formation est plus étendue d'acquérir des **connaissances supplémentaires** leur permettant d'agrémenter leur enseignement.

Les notions exposées dans ce cours ne sont pas toutes d'une absolue nécessité pour l'acquisition d'un bagage de base en chimie. D'une manière générale, il est fait appel à des phrases plutôt qu'à des équations pour expliquer un phénomène; il est cependant parfois nécessaire d'utiliser des outils plus scientifiques.

1.3 STRUCTURE DE L'ENSEIGNEMENT

L'enseignement a été conçu de manière à permettre aux participants d'acquérir un nombre limité de notions durant une journée complète. Ceci n'est envisageable qu'en alternant des périodes de manipulation au laboratoire avec des périodes d'explication en salle de cours. Les expériences en laboratoire occupent la majeure partie du temps afin de donner aux participants la possibilité de maîtriser non seulement les principes exposés, mais également la manipulation des substances chimiques et de la verrerie de base présente dans tout laboratoire.

Les notions exposées dans ce cours ne le sont pas de manière classique; en effet, il ne sera pas fait mention détaillée de la théorie de la liaison chimique, de la nomenclature des molécules, ou de la structure atomique, mais bien plutôt de la réactivité des composés et de la mise en évidence de ceux-ci, ces notions étant parfaitement compatibles avec les principes d'observation et de déduction qui prévalent au laboratoire.

Le cours "Approche du Monde de la Chimie" introduit les notions de transformations chimiques sous l'aspect expérimental; cependant, il ne fait pas apparaître les différentes classes de réactions chimiques. L'enseignement donné ici tente de mettre en évidence ces catégories de réactions chimiques et prolonge ainsi l'esprit du cours "Approche du Monde de la Chimie".

2. MODELISATION DES TRANSFORMATIONS

Les transformations chimiques que nous sommes à même d'observer peuvent susciter deux approches différentes :

- Empiriquement, chaque transformation est fondamentalement différente des autres, comme le sont les individus dans une société.
- Il existe certainement un lien, un point commun, entre certaines transformations, de même que les individus d'une même famille possèdent des caractéristiques propres à leurs aïeux.

Ces deux visions diamétralement opposées indiquent qu'il peut ne pas exister de théorie unique, quel que soit le phénomène étudié, scientifique ou non.

La première approche comporte un inconvénient majeur : Si l'on considère effectivement que chaque transformation chimique est un des éléments individuels d'une multiplicité infinie de transformations, alors leur connaissance globale pourrait par exemple se résumer à l'apprentissage d'un catalogue les énumérant systématiquement. Aujourd'hui, il apparaît en fait que c'est cette démarche qui, historiquement, nous a amenés à la seconde approche.

En effet, après avoir longtemps joué les collectionneurs d'objets exotiques, les chimistes ont dressé des analogies, tiré des conclusions, posé des modèles, afin de réduire l'état de leurs connaissances à quelques mots clefs facilement manipulables. Un annuaire téléphonique représente l'exemple type d'un modèle de catégorisation des habitants d'une ville; l'ordre alphabétique y est utilisé pour simplifier son emploi, mais l'annuaire ne représente qu'une des vérités envisageables. En effet, il serait tout aussi concevable d'imprimer les annuaires dans l'ordre des numéros de téléphone des utilisateurs; ce mode représente une autre vérité, certes moins utile lorsque l'on désire connaître le numéro d'appel d'une personne précise.

Les modèles que les scientifiques proposent ne sont que des vérités parmi d'autres. Ces modèles ne sont acceptés par rapport à d'autres modèles envisageables, que parce que leurs fondements, dans l'état actuel des connaissances, sont directement utiles à la simplification et à la compréhension des phénomènes étudiés et parce qu'ils permettent de mieux expliquer ces phénomènes.

Preuve en est l'exemple du carbone, élément indispensable à la vie (le corps humain est constitué d'environ 75% d'eau, ainsi que de 10% de carbone qui intervient dans plusieurs milliers de composés).

- La théorie de la configuration électronique calquée sur les modèles astronomiques nous indique que les électrons gravitent autour du noyau atomique, tels les planètes autour du soleil; cette théorie, largement utilisée pour illustrer l'arrangement du tableau périodique des éléments développé par Mendeleïev dans la seconde moitié du XIX^e siècle, ne permet pas de comprendre que l'atome neutre de carbone puisse former 4 liaisons, plutôt que 2 seulement (des 4 électrons de valence, 2 sont appariés et donc non disponibles pour des liaisons, alors que 2 ne le sont pas).

- En manipulant ce modèle, il devient possible de concevoir 4 électrons de valence pour le carbone, chacun non apparié, pouvant donc former 4 liaisons (l'un des 2 électrons appariés étant excité au niveau énergétique supérieur); cependant, cette extension intellectuelle du premier modèle ne permet pas de comprendre pourquoi, dans l'un des composés les plus simples du carbone, le gaz méthane CH_4 , les 4 liaisons entre l'atome de carbone et les atomes d'hydrogène sont totalement équivalentes (alors que le modèle prédit 1 électron de valence dont l'énergie est différente de celle des 3 autres électrons de valence).
- Il faut donc avoir recours à un modèle plus complexe pour expliquer ces observations : le modèle de l'hybridation des orbitales atomiques du carbone qui implique une modification de l'énergie des 4 électrons de valence non appariés, de telle manière que chacun se retrouve à un niveau d'énergie équivalent, rendant ainsi les 4 électrons indiscernables et aptes à former des liaisons équivalentes.

Un modèle n'est généralement utile que dans un ensemble bien défini d'applications. En revanche, lorsque la nécessité s'en fait sentir, dictée par des observations nouvelles, ce modèle sera supplanté par un nouveau modèle, plus apte à tenir compte des facteurs auparavant inexplicables.

Ce chapitre comporte une série de modèles dont l'ambition est de classer les réactions chimiques en une liste restreinte de catégories qui constituent le point commun entre des transformations analogues. Ces catégories de réactions sont les suivantes :

- Réactions de précipitation-dissolution.
- Réactions acide-base.
- Réactions de complexation.
- Réactions d'oxydation-réduction.
- Réactions organiques.

2.1 REACTIONS DE PRÉCIPITATION-DISSOLUTION

Ce type de réactions est le plus évident à visualiser et à comprendre; **dans le cas de la précipitation, on observe de manière tangible la formation d'une phase solide dans une solution, alors que dans le cas de la dissolution, cette phase solide se désagrège et disparaît de la solution.** Dans les 2 cas, le solvant a une grande importance, puisqu'il dicte, par ses caractéristiques intrinsèques, le comportement des composés qui y sont introduits.

Le solvant le plus utilisé est l'eau (H_2O). La molécule d'eau est neutre, mais la répartition des électrons dans la liaison entre chaque hydrogène et l'oxygène est inégale; en fait, l'oxygène de l'eau attire les électrons (et possède donc un caractère négatif, anionique), alors que les 2 atomes d'hydrogène possèdent un caractère positif, cationique. Cette considération indique que **l'eau est un solvant polaire.**

A l'inverse, un liquide pur comme le pentane (C_5H_{12}), autre solvant neutre, n'a pas les mêmes caractéristiques que l'eau, car la répartition des électrons dans les liaisons entre les atomes de carbone, ainsi qu'entre les atomes d'hydrogène et les atomes de carbone, est suffisamment homogène pour qu'aucun de ces atomes ne possède un caractère particulièrement

négatif (anionique) ou positif (cationique). Ces considérations nous indiquent que **le pentane est un solvant apolaire**.

Une double règle prévaut dans la compréhension des affinités entre une substance chimique et le solvant dans lequel elle est introduite :

- Les substances polaires, ou dont la répartition des électrons entre les atomes les constituant est suffisamment inégale, ont tendance à être solubles dans les solvants polaires.
- A l'inverse, les substances apolaires, ou dont la répartition des électrons est suffisamment homogène entre les atomes, ont tendance à être solubles dans les solvants apolaires.

En fait, il n'existe pas de frontière nette entre un composé polaire et un composé polaire; il en est de même pour les solvants. Par conséquent, la solubilité d'un composé ne peut être prédite avec assurance que pour les cas extrêmes.

Les remarques suivantes permettent de comprendre les phénomènes de précipitation et de dissolution :

- Un composé est insoluble dans un solvant donné s'il y reste sous forme solide. A l'inverse, il est soluble s'il s'y désagrège; dans ce cas, il peut sembler ne pas y avoir de transformation chimique; en fait, il y a effectivement réaction chimique entre le composé et le solvant.
- Lorsque 2 composés initialement dissous réagissent et produisent un nouveau composé non soluble dans le solvant donné, on observe une précipitation. A l'inverse, lorsqu'un composé insoluble se désagrège sous l'action d'un autre composé, on observe une dissolution. Dans chaque cas, il y a transformation chimique.
- Lors d'une précipitation dans le solvant eau (polaire), le composé formé ne porte pas de charge (n'est donc ni cationique, ni anionique).
- Le processus de dissolution par le solvant est expliqué par l'infiltration des molécules du solvant dans le composé solide; l'affinité du solvant pour les constituants du composé permet de rompre le réseau cristallin de celui-ci et donc de le désagréger. Les molécules de solvant qui se lient à chacun des constituants individuels du composé initialement solide "solvatent" le composé pour le dissoudre (dans le cas spécifique du solvant eau, on parle d'hydratation); il y a donc effectivement réaction chimique entre le composé et le solvant.
- Lors de la dissolution d'un composé par le solvant, le composé n'est pas forcément dissocié en ions. Dans le cas des solvants apolaires, par exemple, la solvatation exprime plutôt le fait que le composé se désagrège en ses molécules individuelles; un composé dissociable en ions n'est généralement pas soluble dans un solvant apolaire.

Microscopiquement parlant, **lorsqu'il y a précipitation, celle-ci n'est généralement pas totale**; il peut par conséquent être possible de mettre en évidence, dans le solvant, le composé sous forme dissoute. Cependant, la quantité de substance dissoute est dans ce cas extrêmement faible par rapport à la quantité de substance sous forme solide. Les

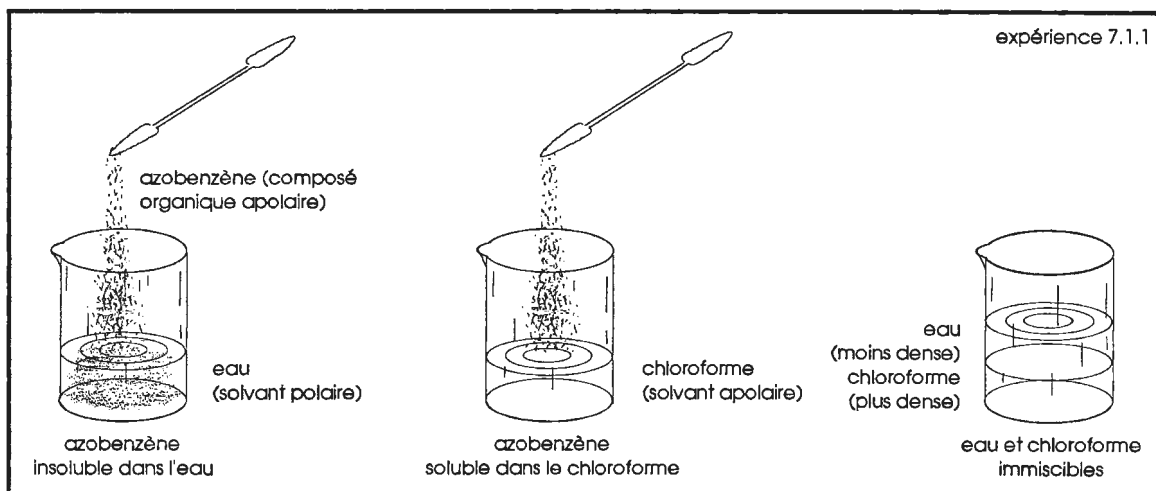
composés insolubles le sont par conséquent dans des proportions variables, qui sont fonction de leurs caractéristiques propres et de celles du solvant envisagé.

La solubilité a des limites : à partir d'une quantité donnée de substance dissoute dans le solvant, cette substance ne se dissout plus. Par exemple, le sel de cuisine se dissout à raison de 350-400g par litre d'eau, mais un ajout supplémentaire de sel dans une eau déjà saturée laissera ce composé sous forme solide. Cependant, on parle de composé insoluble lorsque la quantité solubilisable est particulièrement infime. Par exemple, il n'est possible de dissoudre qu'environ 0.003g de sulfure de mercure (HgS , vermillon) dans le volume complet des océans ($1.4 \cdot 10^9 \text{ km}^3$); ce composé est donc particulièrement insoluble, mais le carbonate de magnésium (MgCO_3 , dolomie) est également considéré comme insoluble, bien qu'il soit possible d'en dissoudre environ 0.5g dans une carafe d'eau. A l'inverse, le chlorure de sodium (NaCl , sel de cuisine) est considéré comme totalement soluble. Au chapitre 6.2 du cours "Approche du Monde de la Chimie", la réaction entre le chromate de sodium et le nitrate de plomb conduit à la précipitation du pigment jaune chromate de plomb, qui est soluble à raison de 0.16g dans 1000 l d'eau pure.

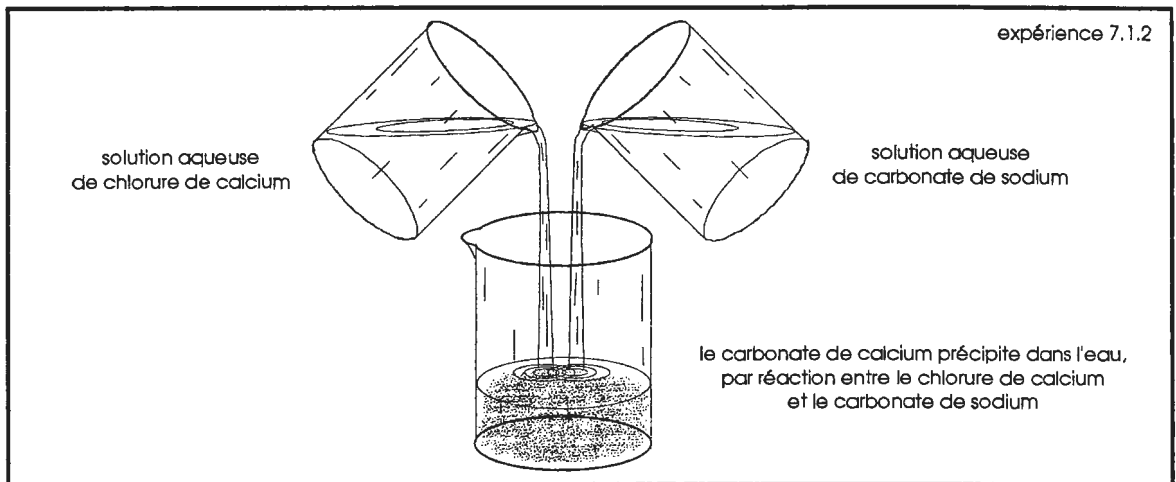
En conclusion :

- Les précipitations et dissolutions de composés chimiques peuvent être observées dans un solvant lorsque ces composés sont introduits dans celui-ci. Elles se produisent aussi à l'issue de certaines réactions avec d'autres composés.
- Le caractère polaire ou non des solvants et des composés considérés dicte la possibilité d'une précipitation ou d'une dissolution.
- Il n'existe pas de limite bien définie entre les espèces chimiques solubles et insolubles, de même qu'il n'existe pas de limite bien définie entre les espèces chimiques polaires et apolaires.

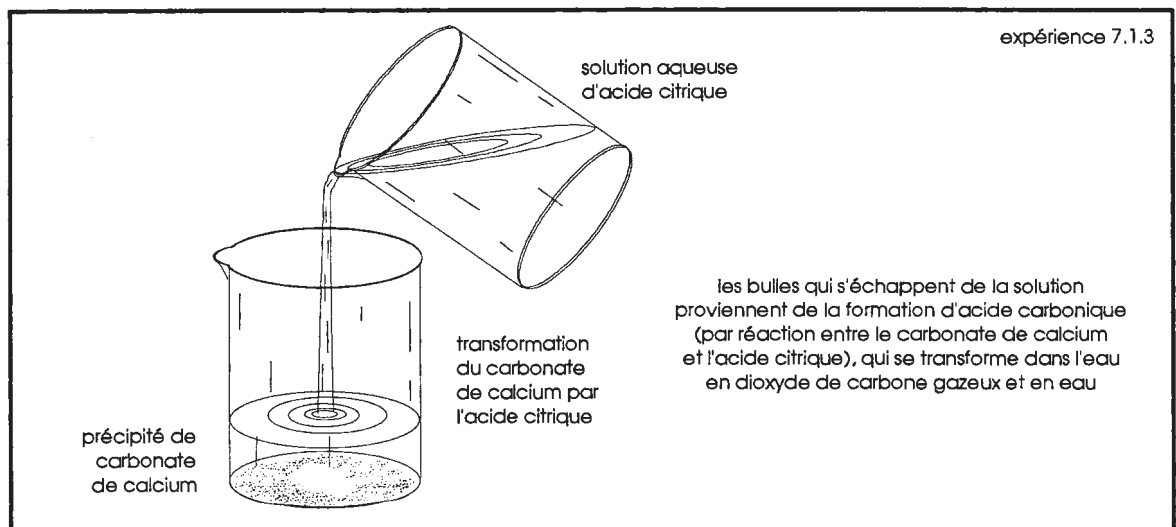
L'expérience 7.1.1 (voir la figure ci-dessous) est un exemple typique de dissolution sélective d'un composé organique polaire (l'azobenzène) dans un solvant organique (le chloroforme), alors que l'on n'assiste à aucune dissolution de ce composé dans l'eau.



L'expérience 7.1.2 (voir la figure page suivante) montre que le mélange d'une solution aqueuse de chlorure de calcium avec une solution aqueuse de carbonate de sodium conduit à la formation d'un précipité, le carbonate de calcium, insoluble dans l'eau.



Finalement, l'expérience 7.1.3 (voir la figure ci-après) indique que le précipité de carbonate de calcium dans l'eau peut disparaître lors de l'ajout d'un composé acide (l'acide citrique contenu dans le jus de citron); le citrate de calcium formé est soluble dans l'eau.



2.2 REACTIONS ACIDE-BASE

La notion de composés à caractère acide ou basique revient à Arrhenius, qui indiqua à la fin du XIX^e siècle qu'un acide est une substance dont la mise en solution provoque un excès d'ions hydrogène (ou proton, H^+), alors qu'inversément, une base est une substance dont la mise en solution provoque un excès d'ions hydroxyle (OH^-). En 1923, Brønsted et Lowry proposèrent un concept élargi, considérant que :

- Un acide est une substance capable de donner un proton à une autre substance.
- Une base est une substance capable d'accepter un proton d'une autre substance.

Il est souvent difficile de visualiser directement un processus acide-base. Cependant, puisque les réactions acide-base impliquent des transferts de protons, ces réactions peuvent être distinguées des autres types de réactions si l'on est en mesure de mettre en évidence un

excès ou une déficience de protons dans la solution étudiée. Par chance, il existe, dans la nature, ou sous forme de composés synthétisés par l'homme, **des substances qui changent de couleur selon qu'elles se trouvent en présence d'une solution acide ou basique.**

Le caractère acide (donneur de proton) ou basique (accepteur de proton) d'un composé est, similairement à ce que nous avons vu lors des phénomènes de précipitation-dissolution, dépendant du solvant dans lequel l'expérience est menée. De même qu'un composé ne se dissout pas identiquement dans 2 solvants de polarités différentes, un composé n'exhibera pas la même acidité ou basicité dans 2 solvants différents. En effet, la notion de composé acide ou basique est exprimée par rapport à l'acidité ou la basicité du solvant. Bien que le raisonnement puisse s'appliquer de manière équivalente pour les différents solvants, il est plus simple de considérer l'eau comme solvant.

L'eau H_2O existe partiellement sous forme dissociée H^+ (proton) et OH^- (hydroxyle); cependant, la quantité de protons et d'hydroxyles dans l'eau est infime, tant qu'aucune substance étrangère n'y a été ajoutée : on trouve en effet

- 1.7g d'ions hydroxyle et
- 0.1g de protons dans une piscine de 50m par 10m et 2m de profondeur (10^6l).

Étant donné que l'eau se dissocie en ses constituants individuels, elle produit autant de protons (caractère acide) que d'hydroxyles (caractère basique); nous pouvons donc conclure de cette constatation simple que **l'eau pure est un solvant neutre**. En fait, le proton existe dans l'eau sous forme hydratée (c'est-à-dire lié à des molécules d'eau), que l'on note généralement H_3O^+ (bien que la forme la plus probable du proton soit H_9O_4^+ , c'est-à-dire un proton entouré de 4 molécules d'eau).

Une substance chimique dissoute dans l'eau et qui a tendance à perdre son proton plus facilement et en plus grandes quantités que l'eau ne perd le sien, produit une solution finale acide contenant un excédent de protons, par rapport à l'eau initiale neutre.

Inversément, la substance qui a tendance à perdre son hydroxyle (ou à accepter un proton) plus facilement et en plus grandes quantités que l'eau ne perd le sien (ou que l'eau n'accepte un proton), produit une solution finale basique contenant un excédent d'hydroxyle (ou une déficience en protons).

Un composé ne peut exprimer son caractère acide et libérer un proton qu'en présence d'un autre composé (ou d'un solvant), capable de l'accepter et donc d'exprimer son caractère basique.

Les substances chimiques ne possèdent pas toutes des caractéristiques exactement identiques et il est donc logique de constater que **l'acidité (ou la basicité) d'une solution n'est pas la même pour 2 composés différents**. Nous disons auparavant qu'il existe des indicateurs acide-base, qui changent de couleur pour exprimer le caractère acide ou basique d'une solution. En fait, les indicateurs acide-base, qui sont ajoutés en quantité très faible pour ne pas perturber la solution étudiée, possèdent eux-mêmes un caractère plus ou moins acide ou basique. En présence d'un composé plus acide qu'eux, ils se colorent en une teinte donnée, alors que si le composé présente un caractère moins acide (donc plus basique) qu'eux, ils se colorent différemment. L'utilisation d'indicateurs acide-base permet donc de déterminer le caractère acide ou basique relatif d'un composé chimique.

Il existe plus d'une cinquantaine d'indicateurs acide-base, dont quelques uns des plus courants sont donnés dans la table ci-dessous; les domaines d'acidité ou de basicité auxquels ils changent leur coloration y sont exprimés en unités de pH.

Le pH représente le logarithme décimal négatif de la concentration en protons, $-\log_{10}(\text{H}^+)$ (voir au chapitre 4 pour la notion de concentration d'une espèce chimique). L'échelle de pH est comprise entre 0 (solution très fortement acide) et 14 (solution très fortement basique); lorsqu'une solution est neutre, elle contient autant de protons que d'hydroxyles et son pH est de 7.

indicateurs courants	changement de couleur	domaines de pH
rouge de crésol	jaune à rouge	0.4-1.8
bleu de thymol	rouge à jaune	1.2-2.8
orange de méthyle	rouge à jaune	3.2-4.4
rouge de méthyle	rouge à jaune	4.8-6.0
bleu de bromothymol	jaune à bleu	6.0-7.6
phénolphtaléine	incolore à rose	8.2-10.0
anthocyanines (pigments végétaux)	large spectre de couleurs	1.0-13.0

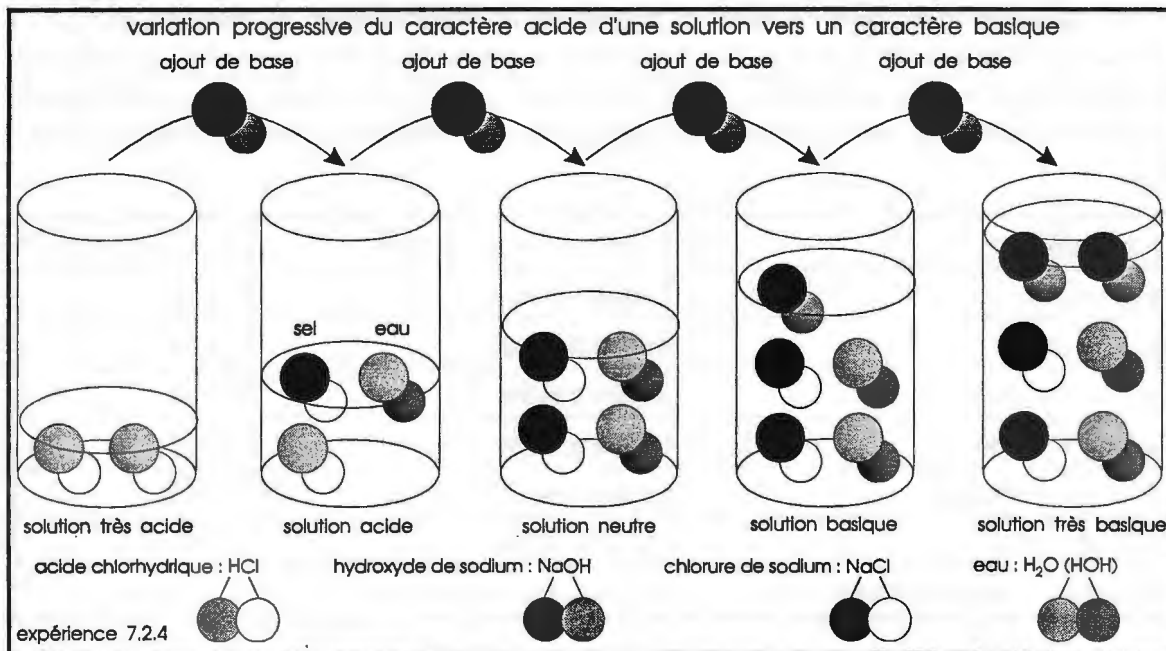
Pour exprimer la force d'un acide ou d'une base, on se réfère à la neutralité de l'eau. **Un acide fort se dissocie entièrement dans l'eau**, quel que soit le nombre de protons que chaque molécule d'acide peut fournir à l'eau (l'acide chlorhydrique HCl peut en fournir 1, tandis que l'acide sulfurique H₂SO₄ peut en fournir 2; tous deux sont des acides forts, entièrement dissociés); en revanche, si l'on introduit du HCl dans de l'eau, l'acidité de la solution résultante sera plus ou moins prononcée selon la quantité d'acide chlorhydrique ajoutée.

Pour exprimer le caractère acide ou basique d'une solution, on se réfère à la quantité de protons ou d'hydroxyles présente dans cette solution. On a vu que l'eau, neutre, contient une quantité infinitésimale de protons (et d'hydroxyles).

- Si l'on prend un acide qui se dissocie entièrement (acide fort) et qu'on en ajoute dans de l'eau pure de telle manière que la quantité de protons présente soit 1000 fois plus élevée dans la solution résultante, cette solution sera 1000 fois plus acide que l'eau.
- En revanche, si l'acide ne se dissocie pas totalement (acide faible; par exemple l'acide formique produit par les fourmis, l'acide acétique du vinaigre, ou l'acide citrique du citron, dans l'ordre de leur acidité décroissante), la solution finale ne sera pas 1000 fois plus acide que l'eau pure. Le raisonnement est évidemment le même pour les bases fortes et faibles.

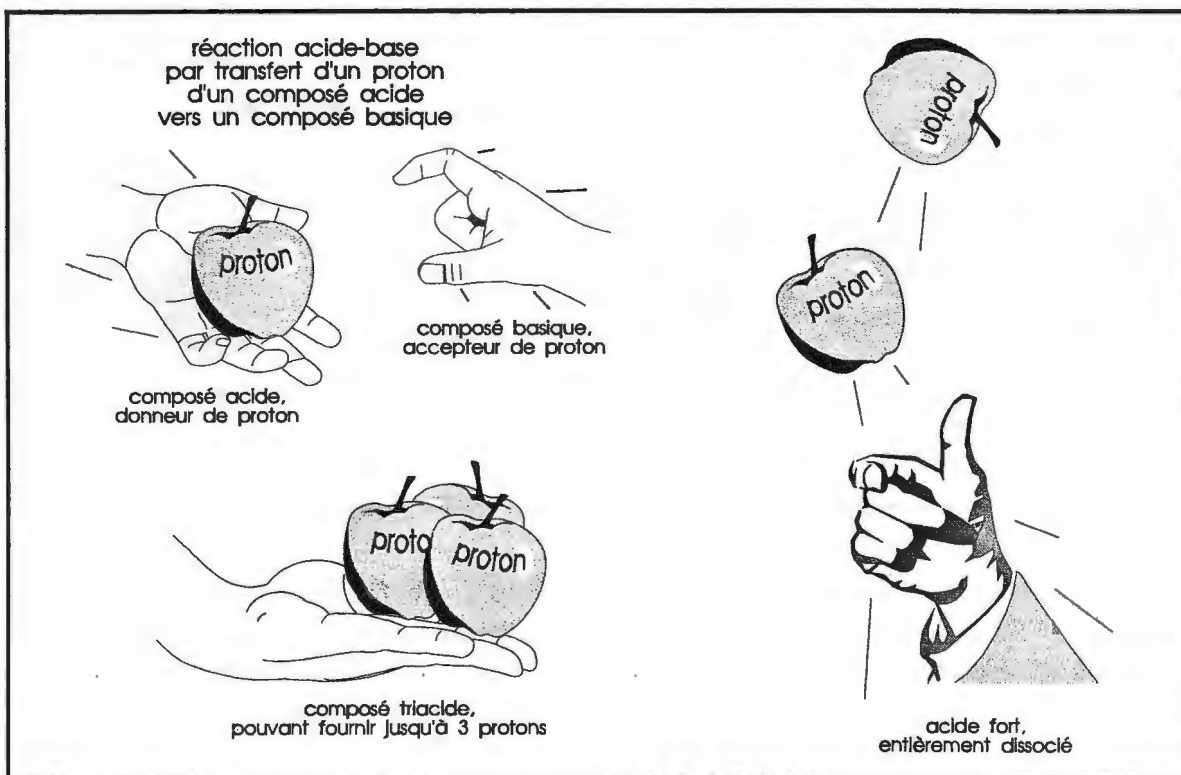
Lorsqu'un acide, d'une force donnée, est mis en présence d'une base, de force équivalente, les produits de la réaction acide-base qui apparaît entre les 2 composés sont des composés neutres, qui n'expriment donc plus aucun caractère acide ou basique. Il est clair que si seule une faible quantité d'acide est ajoutée à une grande quantité de base (ou inversement), la solution finale conservera son caractère basique (respectivement acide); cependant, ce caractère basique (ou acide) sera diminué légèrement (de la quantité ajoutée d'acide, ou de base).

L'expérience 7.2.4 (voir la figure ci-dessous) est un exemple de réaction acide-base, où l'acide chlorhydrique est graduellement neutralisé par l'hydroxyde de sodium; en ajoutant un excès d'hydroxyde de sodium, la solution acquiert un caractère basique.



En conclusion :

- Un composé est acide lorsqu'il peut donner des protons (ions H^+) au solvant; à l'inverse, il est basique lorsqu'il peut accepter des protons du solvant, ou lui donner des hydroxydes (ions OH^-). Il y a réaction chimique entre le composé et le solvant.
- Lorsque 2 composés sont mis en présence, le composé acide est celui qui peut fournir le plus de protons à l'autre composé, tandis que le composé basique est celui qui peut capter ces protons. Ici également, il y a transformation chimique.
- Un composé est neutre lorsqu'il libère autant de protons qu'il peut en capter (ou lorsqu'il libère autant de protons que d'hydroxydes); c'est le cas de l'eau. Similairement, une réaction de neutralisation acide-base est une réaction entre un acide et une base qui conduit à la formation de produits finaux neutres.
- Un acide (ou une base) est fort(e) lorsque sa dissociation en ses constituants individuels, dont les protons (ou les hydroxydes), est complète. A l'inverse, un acide (ou une base) est faible lorsque sa dissociation n'est pas complète.
- Pour un composé acide (ou basique) donné, l'acidité de la solution (ou sa basicité) est d'autant plus élevée qu'il est présent en grandes quantités dans le solvant.
- Un indicateur acide-base (introduit en faible proportion dans la solution à analyser, ou utilisé imprégné sur un papier absorbant) est un composé qui possède lui-même un caractère acide-base et dont les formes acide et basique ont une coloration différente; l'indicateur acide-base permet donc de déterminer le caractère acide ou basique d'un autre composé.



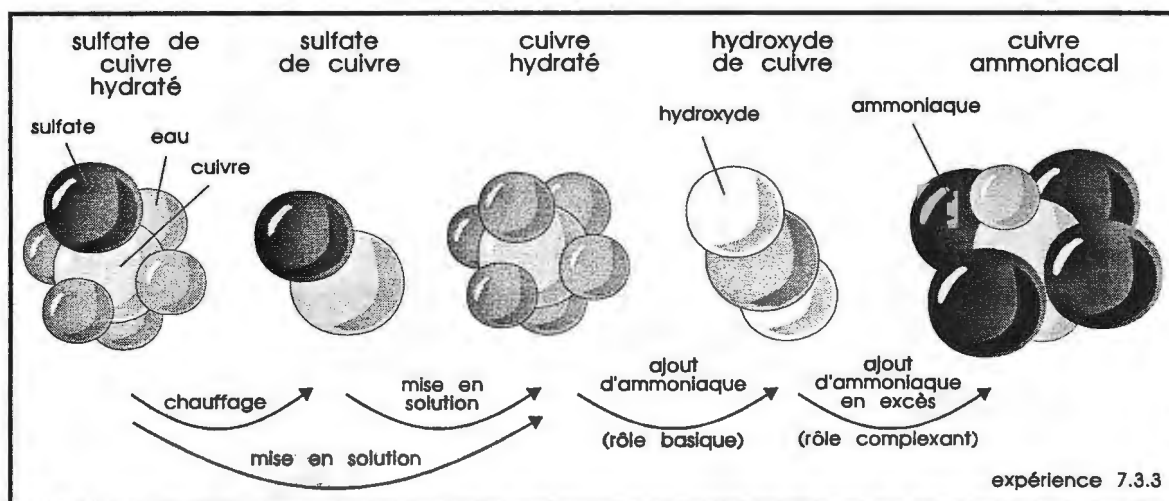
2.3 REACTIONS DE COMPLEXATION

Lorsqu'un composé solide introduit dans l'eau se désagrège, nous avons parlé de dissolution (par hydratation). Il s'agit en fait d'une **réaction de complexation**. En effet, l'eau, en cassant les liaisons du composé initial, forme de nouvelles liaisons avec ses constituants en se combinant à eux; il en résulte des molécules ou des ions hydratés. Par analogie, une réaction acide-base peut également être considérée comme une réaction de complexation. En effet, l'eau se combine au proton fourni, pour former un nouveau composé, le proton hydraté. On voit donc que, pour ces 2 exemples, les réactions observées peuvent être classées dans l'une ou l'autre des catégories de transformations chimiques.

Un complexe est une entité formée par un composé central (souvent un ion chargé positivement), sur lequel viennent se fixer plusieurs ligands (complexants) neutres ou chargés, positivement ou négativement. Les ligands se fixent successivement sur le composé central (réactions de complexations successives) et non pas simultanément.

L'expérience 7.3.3 (voir la figure page suivante) est un exemple typique de complexation d'une espèce (le cuivre) par l'eau, en phase solide et en solution, puis de complexation de cette espèce par un ligand plus puissant (l'ammoniaque); cette complexation par l'ammoniaque est précédée de la formation d'un composé insoluble (l'hydroxyde de cuivre).

Les différents complexes formés ne possèdent pas tous la même stabilité; ceci signifie que, selon les conditions, le complexe contenant 1 ligand, ou 2 ligands, ou 3, ou plus, existera en plus grande quantité dans la solution étudiée que les autres formes de combinaisons entre les 2 entités. De la même manière, **un ligand possède une affinité différente selon l'entité avec laquelle il va se combiner pour former un complexe.**



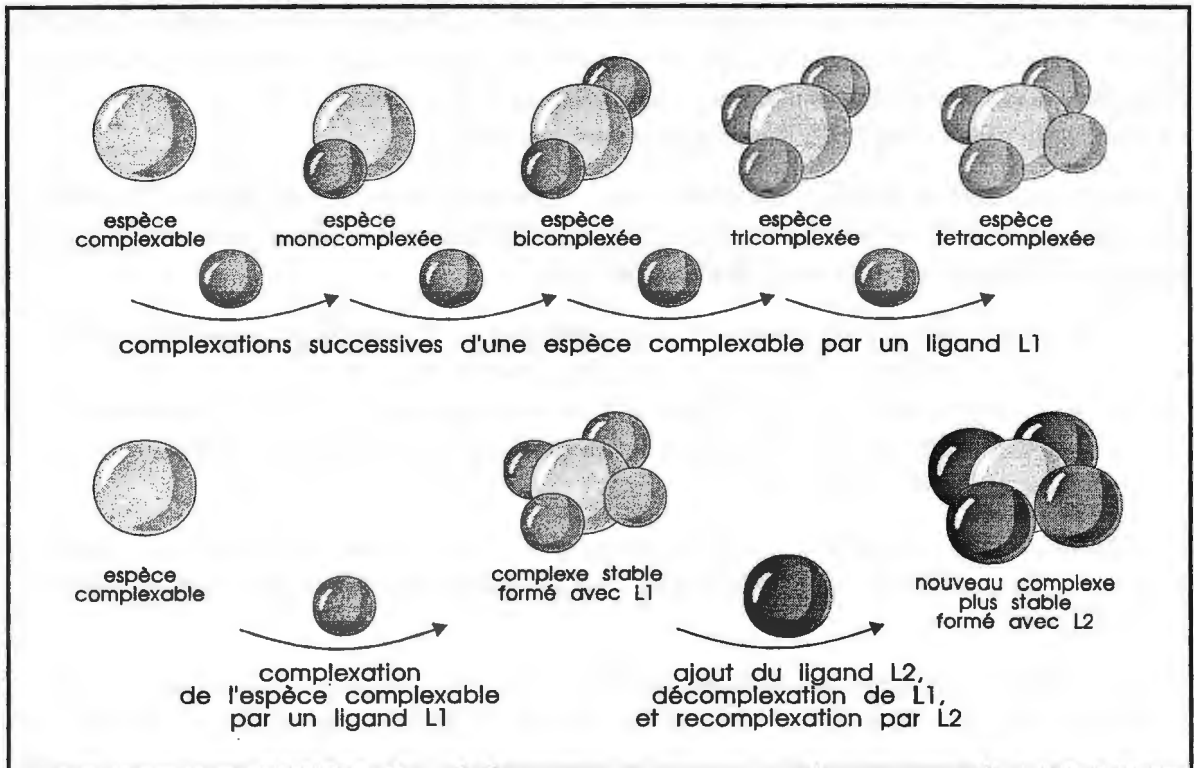
Ainsi, l'EDTA (abréviation anglaise de l'acide éthylènediaminetétraacétique), qui est ajouté dans certains détergents ne contenant plus de phosphate, est un complexant puissant de nombreuses espèces. L'EDTA se combine 10^6 fois plus facilement avec le zinc, par exemple, qu'avec le calcium; dans les 2 cas, néanmoins, la force de complexation de l'EDTA est telle que l'on peut considérer que le calcium et le zinc n'existent plus sous forme solvatée après adjonction d'EDTA.

Dans le cas des réactions de complexation, on peut, par analogie avec les réactions acide-base, parler de force d'un complexant vis-à-vis d'une entité donnée; lorsque 2 complexants différents sont mis en présence d'une entité complexable, il est évident que le complexant le plus puissant l'emporte et se combine donc à l'entité complexable.

Il existe des indicateurs de complexation, dont le rôle est plus ou moins semblable à celui des indicateurs acide-base. **Les indicateurs de complexation ont des propriétés complexantes et présentent une coloration différente selon qu'ils se trouvent à l'état libre ou combinés à l'entité à complexer.** Ainsi, il est possible de connaître la quantité d'un composé, en ajoutant à sa solution un peu d'indicateur de complexation, ce qui produit une certaine couleur, puis en ajoutant du complexant jusqu'à ce que la coloration de la solution change. Connaissant la quantité de complexant ajouté, on peut déterminer la quantité initiale du composé à analyser.

En résumé :

- Un complexant, ou ligand, est une espèce neutre ou chargée capable de se combiner avec une espèce centrale, souvent chargée positivement.
- Plusieurs entités d'un complexant peuvent se fixer successivement sur la même espèce centrale.
- Les différents complexes envisageables entre une entité complexante et une entité complexable n'ont pas tous la même stabilité.
- Un indicateur de complexation est un complexant qui permet de mettre en évidence la présence ou l'absence d'une espèce complexable, en fonction de la coloration de la solution dans laquelle il est introduit.



2.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

Jusqu'à présent, nous avons abordé des réactions dans lesquelles des espèces chimiques étaient mises en jeu, mais dont la répartition des électrons n'était pas fondamentalement changée.

En effet, dans le cas des réactions de précipitation-dissolution, lorsqu'un cation (espèce chargée positivement) et un anion (espèce chargée négativement) se combinent pour produire une substance globalement non chargée et insoluble, on constate qu'au sein de celle-ci, il existe tout de même un déséquilibre des charges; si l'on reprend l'exemple du chromate de plomb qui précipite à partir du cation Pb^{+2} et de l'anion CrO_4^{-2} , le solide résultant est formé d'un empilement tridimensionnel de cations plomb (Pb^{+2}) et d'anions chromate (CrO_4^{-2}) maintenus ensemble par des forces électrostatiques (cristal ionique). Il en va de même du sel de cuisine, composé d'ions Na^+ et Cl^- .

Dans le cas des réactions acide-base, si l'on ne considère que l'eau, qui se dissocie en un cation acide (le proton) et un anion basique (l'hydroxyle), on constate qu'initialement, la molécule d'eau, bien que non chargée, est polaire puisque les électrons ont tendance à être attirés par l'oxygène, laissant un déficit (charge partielle positive) sur les atomes d'hydrogène. De même, la réaction de neutralisation de l'acide chlorhydrique (HCl) par l'hydroxyde de sodium (NaOH), pour former du chlorure de sodium et de l'eau, ne modifie pas la répartition des charges électriques présentes dans les composés initiaux.

Finalement, une réaction de complexation n'entraîne pas la modification de l'état des charges électriques des espèces complexante et complexable lors de leur association.

Dans le cas des **réactions d'oxydation-réduction**, nous assistons une fois encore à la combi-

raison de 2 espèces, pour former des produits possédant des caractéristiques différentes des réactifs initiaux. Cependant, on peut constater que certains éléments présents dans les produits finaux ne possèdent plus les caractéristiques électriques qu'ils avaient avant la transformation; **les charges qu'ils portaient sont modifiées.**

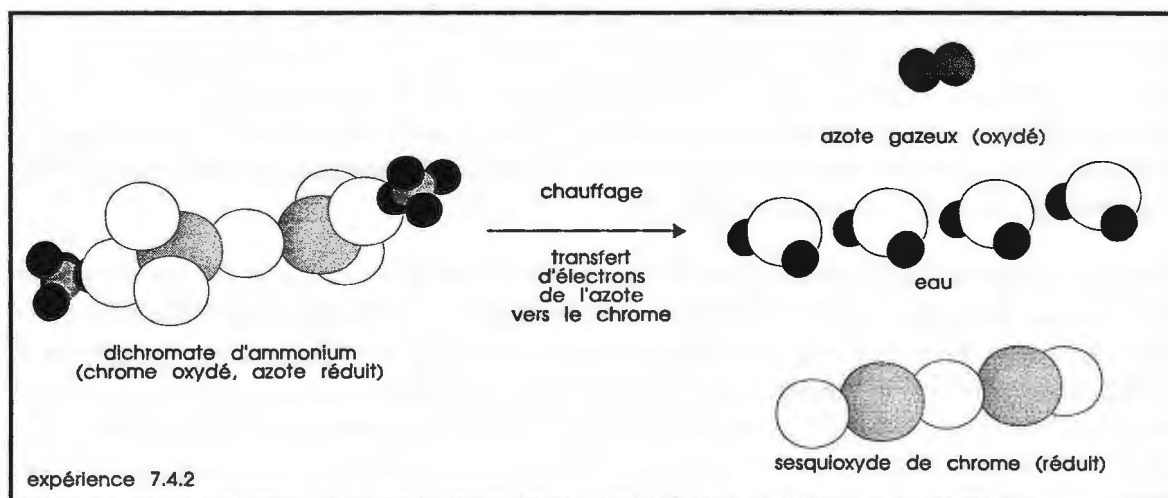
Par analogie aux réactions acide-base, où un proton est transféré d'une espèce acide vers une espèce basique, **les réactions d'oxydation-réduction sont basées sur le transfert d'un ou de plusieurs électrons d'une espèce vers une autre.**

- L'espèce qui donne un ou plusieurs électrons est appelée réducteur. L'espèce qui accepte ce ou ces électrons est appelée oxydant.
- L'espèce qui reçoit des électrons est réduite en subissant une réaction de réduction. L'espèce qui fournit ces électrons est oxydée en subissant une réaction d'oxydation.

Etant donné qu'il n'est pas possible d'envisager une solution contenant des électrons libres, on comprend aisément qu'**une espèce ne peut fournir des électrons que si une autre espèce peut les accepter.**

Dans le cas des réactions acide-base, nous disons qu'une espèce n'est acide que par rapport à une autre espèce, qui est donc moins acide (ou plus basique) qu'elle. Pour les réactions d'oxydation-réduction, nous trouvons une analogie, puisqu'**une espèce n'est réductrice que parce qu'elle peut fournir des électrons à l'oxydant plus facilement qu'une autre espèce, qui est donc moins réductrice (ou plus oxydante) qu'elle.**

Par conséquent, la force de réduction ou d'oxydation d'une espèce ne peut se mesurer que relativement à d'autres espèces. Il apparaît donc qu'une espèce peut être considérée comme réductrice par rapport à une autre espèce, moins réductrice (plus oxydante) qu'elle, mais que, dans une autre situation, cette première espèce peut être considérée comme oxydante par rapport à une espèce encore différente, moins oxydante (plus réductrice) qu'elle. **Les éléments qui donnent des électrons à un autre élément, ou les acceptent, subissent une importante modification de leurs caractéristiques chimiques.**



Le nombre d'oxydation définit le nombre d'électrons gagnés ou perdus par un élément. Ce nombre est noté en indice supérieur après l'élément, sous forme négative lorsque l'élément a gagné des électrons (par exemple OH^-) et positive lorsqu'il en a perdu (par exemple Cr^{+6}).

L'expérience 7.4.2 (voir la figure page précédente) est un cas particulier d'oxydation-réduction qui ne fait intervenir qu'un seul composé : le dichromate d'ammonium (solide orange, soluble dans l'eau), lorsqu'il est chauffé, subit un transfert d'électrons des atomes d'azote (réducteurs) vers ceux de chrome (oxydants); on assiste à une réorganisation interne du composé initial, qui forme un solide vert (sesquioxyde de chrome, insoluble dans l'eau), de l'azote gazeux et de l'eau.

- Aux chapitres 9 à 12 du cours "Approche du Monde de la Chimie", les réactions envisagées relèvent toutes de phénomènes d'oxydation-réduction.

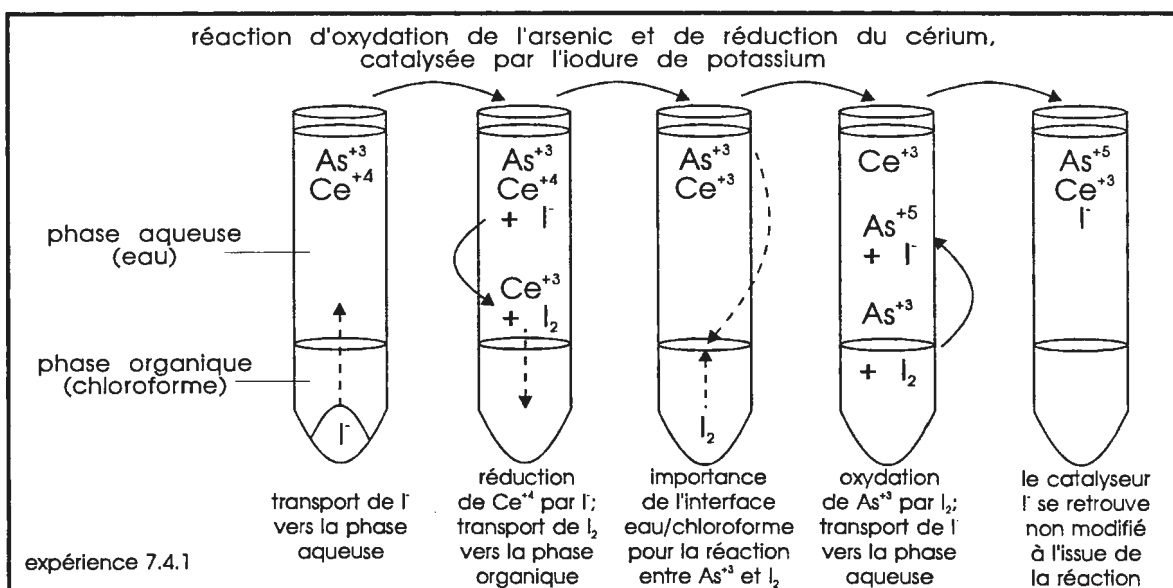
Au chapitre 9, des composés organiques (stéarine de bougies, butane de briquets, bois) sont brûlés en dioxyde de carbone (CO_2) et en eau. Le carbone initial est globalement négatif, alors que dans le CO_2 , il est globalement positif et a donc été oxydé, tandis que l'oxygène O_2 nécessaire pour la combustion est initialement non chargé, pour se retrouver globalement négatif (dans le dioxyde de carbone et dans l'eau); il a donc été réduit.

Au chapitre 10, le fer métallique, non chargé, est oxydé par l'oxygène non chargé, dans l'air ou dans l'eau; à l'issue de l'expérience, la somme des charges échangées est nulle (l'oxygène capte les électrons que fournit le fer), mais leur répartition est différente.

Au chapitre 11, le fer métallique est à nouveau oxydé, mais cette fois par le cuivre sous forme cationique, qui se réduit; la réaction est donc encore une oxydation-réduction, où le fer est plus réducteur que le cuivre (c'est-à-dire où le cuivre est plus oxydant que le fer).

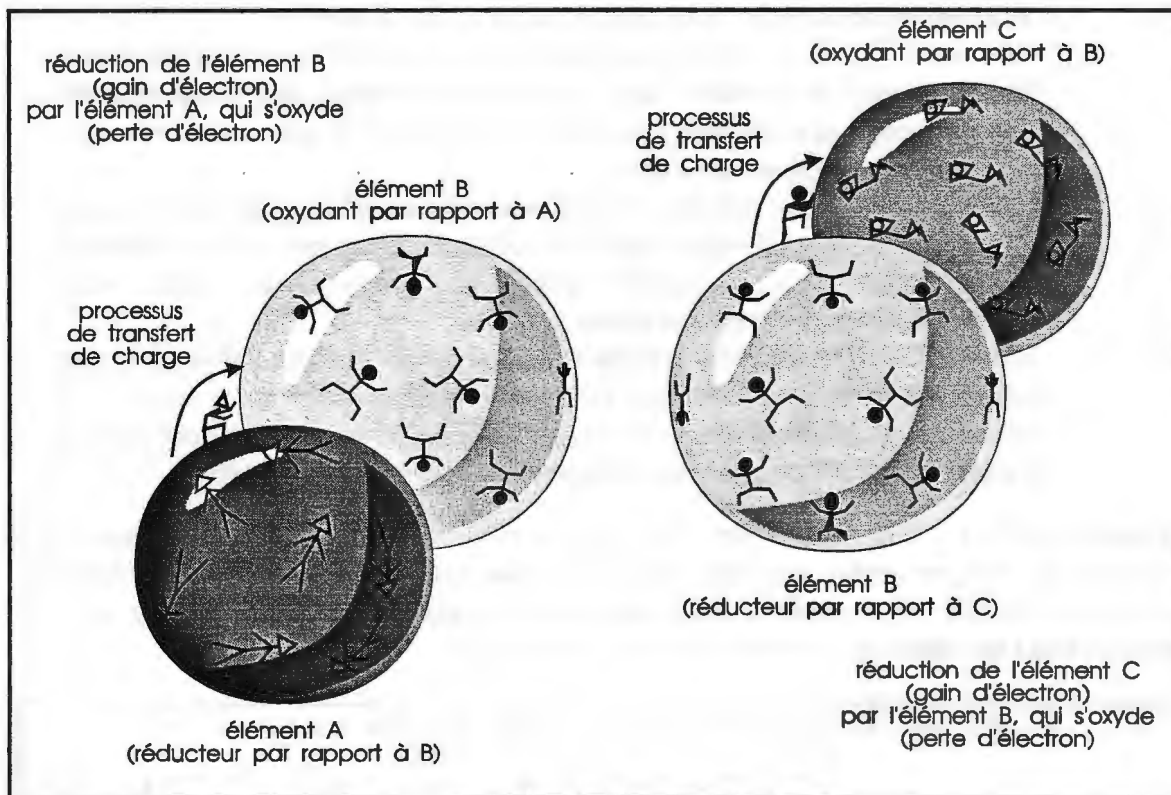
Au chapitre 12, la réaction violente entre l'oxygène et l'hydrogène conduit à la formation d'eau; les composés initiaux sont globalement non chargés, mais à l'issue de la transformation, l'hydrogène dans H_2O est chargé positivement (il s'est oxydé) et l'oxygène est chargé négativement (il s'est réduit).

L'expérience 7.4.1 (voir la figure ci-dessous) est une intéressante oxydation de l'arsenic par réduction du cérium; cette réaction ne peut se dérouler qu'en présence d'une tierce substance (l'iodure de potassium), qui joue le rôle de catalyseur. Un catalyseur est une substance qui accélère le cours d'une réaction chimique.



En résumé :

- Une réaction d'oxydation-réduction est un transfert d'électrons.
- L'espèce qui fournit les électrons est un réducteur qui s'oxyde dans le processus; l'espèce qui accepte les électrons est un oxydant, qui se réduit dans le processus de transfert.
- Une espèce n'est oxydante (ou réductrice) que parce que d'autres espèces qui se trouvent en sa présence sont moins oxydantes (ou réductrices) qu'elle et également parce que l'une de ces espèces est apte à se faire oxyder (ou réduire).
- Les réactions d'oxydation sont donc irrémédiablement couplées aux réactions de réduction.



2.5 REACTIONS ORGANIQUES

Les composés organiques se distinguent des autres composés par le fait que leur squelette est systématiquement constitué d'**atomes de carbone**. Historiquement, la chimie des composés organiques s'intéresse aux substances intervenant dans les mécanismes des organismes vivants.

Dès la fin du XIX^e siècle, les chimistes ont cherché à reproduire les composés obtenus dans la nature, pour en exploiter plus rationnellement les principes actifs en sciences pharmaceutique et médicale. De nos jours, ces impératifs sont effectivement dictés par le fait que bon nombre d'espèces végétales ou vivantes, sources de ces composés utiles pour l'homme, ont disparu et il est donc devenu nécessaire de se suppléer à la nature pour obtenir les substances dont nous avons besoin.

De plus, la versatilité des réactions que le carbone peut subir fait de cet élément un candidat de choix pour la synthèse de composés nouveaux, n'existant pas sur terre; leurs applications peuvent être énumérées à l'infini, mais nous nous bornerons à ne citer que les principales : nouveaux médicaments, produits alimentaires, polymères (fibres synthétiques, caoutchoucs, plastiques, mousses) utilisés dans l'industrie et dans la vie courante, pesticides, détergents, arômes, parfums, sont les chefs de file de composés prestigieux qui ont fondamentalement modifié notre mode de vie.

Un grand nombre de composés naturels à base de carbone est certes toujours utilisé, notamment les carburants et certains médicaments, mais nul doute que la quête de produits nouveaux qui se poursuit sans décélération nous apportera dans l'avenir, avec l'avancement de la connaissance dans le domaine de la chimie organique, des substances plus complexes, plus subtiles encore, comme le montrent aujourd'hui déjà les prémices de l'ingénierie bio-organique, où l'homme, avec l'aide de la nature, synthétise des composés auparavant inaccessibles.

Ainsi que cela avait été indiqué au début de ce chapitre, **le carbone est capable de former 4 liaisons avec d'autres éléments. Ces liaisons peuvent être, selon les situations, simples, doubles ou triples**, mais dans tous les cas, le carbone investit 4 électrons pour former des combinaisons.

Il est possible d'envisager des dizaines de milliards de composés différents à partir du carbone, en n'utilisant comme briques de base que le carbone, l'hydrogène et l'oxygène. De nombreux composés organiques contiennent également de l'azote, du soufre, ou du phosphore.

Ainsi, on comprend mieux que le carbone soit à l'origine de la vie dans toute sa diversité, lorsqu'on considère que l'être humain contient peut-être 5 millions de protéines différentes, toutes synthétisées à partir de quelque 5 atomes différents, combinés en acides aminés. Ces acides aminés, qui représentent les modules de base des protéines, sont essentiels pour la vie et l'homme peut jouer à l'apprenti sorcier en les synthétisant dans les conditions qui prévalaient dans l'atmosphère terrestre primitive (méthane, ammoniac, eau, hydrogène, décharges électriques).

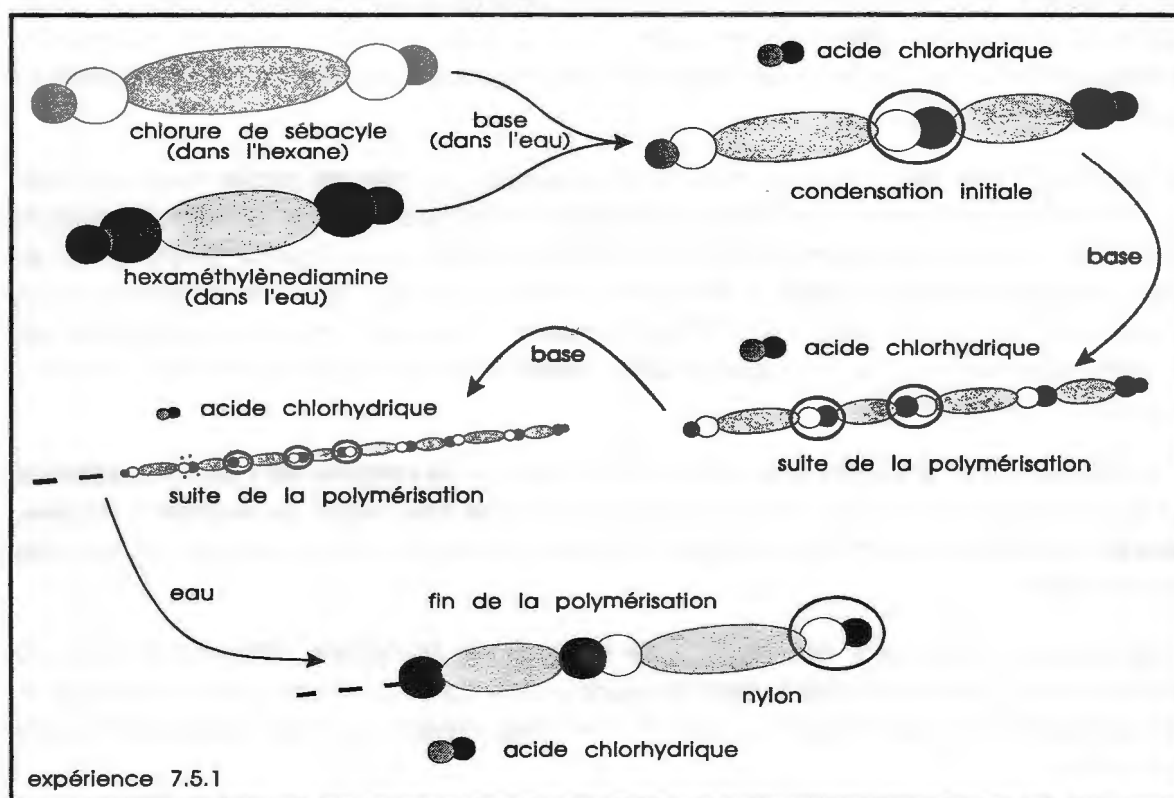
Parmi la diversité des composés organiques, il est donc clair que bon nombre d'entre eux possède des propriétés similaires à celles que nous avons entrevues précédemment; **les composés organiques subissent donc également des réactions acide-base, de complexation et d'oxydation-réduction.**

Par exemple, la combustion, c'est-à-dire la production de dioxyde de carbone, ainsi que la photosynthèse, c'est-à-dire la consommation de dioxyde de carbone, sont des réactions d'oxydation-réduction. D'autre part, les composés organiques sont également susceptibles de précipiter ou de se dissoudre dans des solvants appropriés.

Malgré cela, la chimie organique occupe une place privilégiée dans les méthodes actuelles de la chimie, en raison de sa grande diversité. **De plus, les composés organiques peuvent également réagir entre eux selon des modes spécifiques** (par exemple polymérisation).

L'expérience 7.5.1 (voir la figure page suivante) est un des nombreux exemples de réaction typiquement organique : la polymérisation entre 2 entités initiales (chlorure de sébacyle,

soluble dans l'hexane; hexaméthylènediamine, soluble dans l'eau) conduisant à la formation de nylon (ce composé n'étant soluble ni dans l'eau, ni dans l'hexane), qui est extrait à l'interface entre les 2 solvants immiscibles.



2.6 COROLLAIRE

Tout au long de ce chapitre, nous avons énuméré les principaux types de transformations chimiques, afin de réduire à l'expression de quelques classes simples la multitude de réactions envisageables entre les composés.

Ces classes de réactions doivent être considérées comme des modèles issus de l'esprit humain, plutôt que comme des règles naturelles intransgressibles. En effet, il est fréquent de rencontrer des réactions chimiques qui combinent les différents principes entrevus.

En résumé :

- Les réactions de précipitation et de dissolution impliquent le changement d'état physique d'un composé; lors d'une précipitation, le composé passe sous forme solide dans le milieu dans lequel il n'est pas soluble, tandis que lors d'une dissolution, le composé solide est désagrégé dans le milieu dans lequel il est soluble.
- Les réactions acide-base impliquent un échange de proton ou d'hydroxyle; un acide est une espèce capable de fournir des protons à son environnement, tandis qu'une base est capable de capter des protons de son environnement.
- Les réactions de complexation impliquent un échange de ligand.
- Les réactions d'oxydation-réduction impliquent un échange d'électron; un réducteur est une espèce capable de fournir des électrons, tandis qu'un

oxydant est capable de fixer des électrons.

- Les réactions organiques concernent les composés à base de carbone. Elles impliquent toutes les réactions énumérées ci-dessus et certaines réactions spécifiques, comme la polymérisation.

3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LA CLASSIFICATION DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

3.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION

TEMPS REQUIS

Environ 10 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les processus de solubilisation et précipitation résultant de réactions entre différents composés solides ou en solution.

MATERIEL DE TRAVAIL

4 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, 1 mortier avec pilon.

REACTIFS

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), chloroforme (CHCl_3), nitrate de plomb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), iodure de potassium (KI).

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans une éprouvette, 1 spatule de sulfate de cuivre, puis ajouter 5ml de chloroforme et agiter.
Ajouter ensuite 5ml d'eau et agiter.

(2) Broyer finement, dans un mortier, des quantités égales (1 spatule) de nitrate de plomb et d'iodure de potassium. Introduire ce mélange solide dans une éprouvette, ajouter 10ml d'eau, puis agiter.
Introduire 1 spatule de nitrate de plomb dans une éprouvette et 1 spatule d'iodure de potassium dans une autre éprouvette. Ajouter 5ml d'eau dans chacune des 2 éprouvettes, puis agiter. Verser le contenu de l'une de ces éprouvettes dans l'autre.

EXPLICATIONS

(1) Le sulfate de cuivre possède une grande affinité pour l'eau, dans laquelle il peut se dissocier et être solubilisé; inversément, cette molécule ne peut se dissoudre dans le chloroforme, qui est un solvant trop peu polaire. On obtient par conséquent une phase aqueuse contenant le sulfate de cuivre au dessus de la phase, immiscible à l'eau et plus dense.

(2) Le nitrate de plomb est un composé incolore et soluble dans l'eau. C'est également le cas pour l'iodure de potassium. Cependant, l'un et l'autre réagissent, en solution comme en milieu solide, pour former un composé fortement coloré, qui n'est pas soluble dans l'eau et qui précipite.

3.2 REACTIONS ACIDE-BASE

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Préparer un indicateur acide-base à partir de pigments végétaux colorés; étalonner la coloration de l'indicateur en fonction de l'acidité, neutralité, ou basicité d'une solution.

MATERIEL DE TRAVAIL

10-20 petites éprouvettes, 1 bécher 250ml, 1 cylindre gradué 100ml, 1 bec Bunsen, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 couteau.

REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl) 0.1M et 1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M et 1M, choux rouge.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher contenant 50ml d'eau, faire bouillir une feuille de choux rouge hâchée finement, puis récupérer la solution et compléter à 100ml avec de l'eau.

Verser 5ml de cette solution dans 10 à 20 éprouvettes.

(2) Ajouter goutte à goutte les solutions d'acide chlorhydrique 0.1M et 1M, ainsi que d'hydroxyde de sodium 0.1M et 1M, dans chacune des éprouvettes, de manière à créer le plus possible de nuances de couleurs.

Conserver comme référence une éprouvette sans ajout d'acide ou de base.

(3) Au moyen d'une pipette Pasteur, déposer quelques gouttes de solution contenue dans chaque éprouvette sur des bandes de papier indicateur de pH.

Comparer la coloration de toutes ces bandes indicatrices à la coloration des solutions. Classer les différentes solutions selon leur caractère acide, neutre, ou basique.

EXPLICATIONS

(1) Les anthocyanines sont des pigments naturels contenus dans de nombreux végétaux; ces composés, solubles dans l'eau, sont facilement extraits des cellules par ébullition; conservée au frais, la solution résultante est stable plusieurs semaines.

(2) Les solutions possèdent un caractère plus ou moins acide ou basique. En présence de celles-ci, les anthocyanines se colorent différemment; on obtient ainsi une large palette de colorations, variant du rouge cerise pour la solution la plus acide, au rose, puis au bleu-violet pour la solution neutre, puis au vert et au jaune pour la solution la plus basique.

(3) Le papier indicateur de pH est imprégné d'une série de composés qui, comme les anthocyanines, changent de couleur selon leur environnement acide ($\text{pH} < 7$), neutre ($\text{pH} = 7$), ou basique ($\text{pH} > 7$). La solution de choux rouge est donc utilisable pour déterminer précisément la force d'un acide ou d'une base, pour autant que l'on étalonne les différentes colorations de cet indicateur,

comme c'est le cas pour la bande de papier indicateur de pH.

3.3 REACTIONS DE COMPLEXATION

TEMPS REQUIS

Environ 10 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence la formation de complexes par association entre 2 composés possédant une forte affinité en solution. La réaction de complexation permet dans un cas de détecter de faibles quantités d'un composé; dans l'autre cas, elle est utilisée comme révélateur d'une encre sympathique.

MATERIEL DE TRAVAIL

6 petites éprouvettes, 1 bécher 100ml, 1 cylindre gradué 10ml, 1 pipette graduée 10ml, pipettes Pasteur, 1 feuille de papier, 1 sèche-cheveux, Kleenex.

REACTIFS

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, diéthylthiocarbamate de sodium ($(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCS}_2\text{Na} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) 1%, nitrate de fer ferrique ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) 1M, thiocyanate de potassium (KSCN) 1M.

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans une éprouvette, 10ml de la solution de sulfate de cuivre.

Introduire, dans une seconde éprouvette, 1ml de la solution contenue dans la première éprouvette, puis compléter à 10ml avec de l'eau et agiter.

Répéter l'opération dans une troisième éprouvette et ainsi de suite, pour obtenir un jeu de 6 éprouvettes (prendre soin de toujours utiliser la solution préparée dans la dernière éprouvette).

Ajouter aux 5 dernières éprouvettes une dizaine de gouttes de solution de diéthylthiocarbamate de sodium et agiter.

EXPLICATIONS

(1) La solution de sulfate de cuivre est diluée successivement; ainsi, la deuxième éprouvette contient 10 fois moins de composé que la première, la troisième en contient 10 fois moins que la deuxième et ainsi de suite (la sixième éprouvette contient 100'000 fois moins de composé que la première). Le diéthylthiocarbamate de sodium possède une forte affinité pour le cuivre et se complexe à ce dernier pour former un composé beaucoup plus coloré que le composé initial. Il est ainsi possible de mettre en évidence des quantités infinitésimales de cuivre.

(2) Introduire, dans un bécher, 10-20ml de solution de thiocyanate de potassium et y tremper le doigt. Ecrire avec le doigt sur une feuille de papier, puis sécher celle-ci avec un sèche-cheveux.

Froisser quelques Kleenex en boule et humidifier légèrement cette boule avec un faible volume de la solution de nitrate de fer ferrique; passer la boule de papier sur toute la surface de la feuille.

(2) La feuille absorbe la solution incolore de thiocyanate de potassium déposée avec le doigt; en évaporant l'eau, on piège le thiocyanate de potassium à la surface du papier. Lorsque celui-ci est humecté avec la solution de nitrate de fer ferrique, le thiocyanate, qui a une forte affinité pour le fer ferrique, complexe ce dernier et forme un composé coloré laissant apparaître le texte initialement invisible.

3.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Modifier successivement l'état électronique d'un élément et illustrer les principes d'oxydation-réduction entre 2 métaux.

MATERIEL DE TRAVAIL

5 petites éprouvettes, 1 grande éprouvette, 1 cylindre gradué 50ml, 1 ampoule à décanter.

REACTIFS

Zinc (Zn), métavanadate d'ammonium (NH_4VO_3) 1%, permanganate de potassium (KMnO_4) 1M et 0.01M, sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, acide chlorhydrique (HCl) 1M.

MANIPULATIONS

(1) Introduire dans une ampoule à décanter 3-5 spatules pleines de zinc; ajouter 30ml de solution de métavanadate d'ammonium.

Ouvrir le robinet de l'ampoule et récupérer lentement (5min) la solution résultante dans une grande éprouvette (observer les différentes colorations; passer au point 2 en attendant de récupérer cette solution).

Introduire 5ml de cette solution dans 3 éprouvettes. Ajouter goutte à goutte en volumes croissants la solution de permanganate 1M dans chacune d'elles, pour faire passer la coloration de mauve à vert, puis bleu, finalement jaune. Agiter après chaque ajout; les changements de couleurs sont subtils et difficiles à observer.

EXPLICATIONS

(1) La solution jaune de vanadium, fortement acide, contient cet élément sous forme V(V); le passage de cette solution sur le zinc métallique permet la réduction du V(V) en V(II), mauve. Le permanganate de potassium est, en milieu acide, un oxydant puissant qui peut oxyder V(II) en V(III), de coloration verte, puis en V(IV), de coloration bleue et finalement en V(V), équivalent à la solution initiale jaune; dans tous les cas, le manganèse (sous forme Mn(VII) dans la solution pourpre de permanganate de potassium) se réduit en acceptant des électrons lors de la réaction, pour passer sous forme Mn(II).

(2) Introduire, dans une éprouvette, 2 spatules de granulés de zinc. Ajouter dans cette éprouvette 10ml de solution de permanganate de potassium 0.01M puis 1ml de solution d'acide chlorhydrique.

Dans une seconde éprouvette, introduire 2 spatules de granulés de zinc, puis ajouter 10ml de solution de sulfate de cuivre.

Agiter vigoureusement les 2 éprouvettes durant quelques minutes.

(2) Le zinc métallique fournit des électrons au manganèse et au cuivre en solution et ainsi réduit ces 2 composés. Conjointement, lorsque le zinc métallique solide perd ses électrons au profit du manganèse et du cuivre, il s'oxyde et est transféré en solution. Si on laisse le processus se dérouler quelques minutes, le manganèse et le cuivre se réduisent totalement; dans le cas du manganèse, la réaction qui doit se dérouler en milieu acide conduit à la décoloration de la solution par formation de Mn(II); la solution de cuivre se décolore également et l'on assiste au dépôt de cuivre métallique, Cu(0) à la surface du zinc.

3.5 REACTIONS ORGANIQUES

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Produire du savon par réaction entre un composé organique et une base; selon la base utilisée, les caractéristiques du savon diffèrent.

MATERIEL DE TRAVAIL

2 grandes éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, pipettes Pasteur, gants à usage unique.

REACTIFS

Huile végétale, éthanol (C₂H₅OH), hydroxyde de sodium (NaOH), hydroxyde de potassium (KOH).

MANIPULATIONS

(1) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans une grande éprouvette, introduire environ 20 pastilles d'hydroxyde de sodium.

Ajouter un volume minimal d'eau (moins de 2ml) pour couvrir ces pastilles.

Ajouter un volume équivalent d'huile végétale.

Ajouter finalement un volume équivalent d'éthanol.

Agiter vigoureusement cette éprouvette durant quelques minutes.

EXPLICATIONS

(1) L'hydroxyde de sodium se dissout dans l'eau pour former une solution basique plus dense que l'huile végétale, cette dernière étant plus dense que l'éthanol; ces 3 solutions sont immiscibles. Le dégagement de chaleur provoqué par la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau permet la réaction de saponification des composés organiques gras présents dans l'huile. On observe tout d'abord la formation d'une émulsion (mélange de liquides immiscibles

(2) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Procéder de même dans la seconde grande éprouvette, mais en remplaçant l'hydroxyde de sodium par des pastilles d'hydroxyde de potassium.

(3) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Introduire dans les 2 éprouvettes 10ml d'eau, puis agiter lentement.

sous forme de fines gouttelettes), puis ensuite, lorsque la réaction débute, la lente solidification d'une masse crémeuse; ce composé est le savon, impropre à l'utilisation, car contaminé par l'excès d'hydroxyde de sodium.

(2) La réaction est exactement identique; cependant, le savon préparé à partir d'hydroxyde de sodium se solidifie, tandis que celui préparé à partir d'hydroxyde de potassium reste sous forme de gel.

(3) Les 2 savons produisent de la mousse à la surface de l'eau; on constate cependant que le savon liquide forme une masse gélatineuse : c'est le savon mou.

La molécule de savon est constituée à une extrémité d'une chaîne hydrophobe (non soluble dans l'eau) qui peut par affinité se combiner aux substances organiques grasses, tandis que l'autre extrémité de la molécule est soluble dans l'eau (hydrophile); lors d'un nettoyage, le savon agit donc comme lien entre les graisses et l'eau et permet l'élimination dans l'eau des résidus organiques gras.

4. NOTIONS DE CHIMIE QUANTITATIVE

Dans les chapitres précédents, le monde des transformations chimiques nous est apparu sous diverses facettes, parfois déconcertantes par leur multiplicité apparente. Nous avons cependant vu qu'il était possible de simplifier leur compréhension, en les subdivisant en quelques types génériques de réactions bien définies; dans chaque catégorie, les réactions relèvent toutes du même phénomène distinct. Il est par conséquent possible de comprendre et donc de prédire, la nature d'une transformation chimique.

Cette approche qualitative des modifications ne permet toutefois pas d'expliquer tous les phénomènes observables qui relèvent de la chimie et il devient nécessaire d'introduire une notion de **quantité** pour comprendre l'ampleur d'un phénomène.

4.1 PROBLEME DE DEPART

Ce chapitre permet de se familiariser avec quelques grandeurs utiles ou importantes. Il est nécessaire pour cela de prendre un exemple concret simple :

- Nous comprenons que, dans le cas d'une réaction de type acide-base, il est possible de neutraliser un acide par une base, c'est-à-dire formellement d'éliminer le caractère dangereux de l'acide ou de la base.
- Par conséquent, dans quelle mesure oserons-nous ingurgiter une solution acide neutralisée par une solution basique (pour autant que la solution neutralisée ne soit pas, elle-même, toxique) ?
- La question peut être posée différemment : quelle quantité de base devons-nous ajouter à l'acide pour considérer que la solution résultante est neutralisée et buvable ?
- Et sous un autre angle, quelle sera l'incidence de la quantité initiale d'acide (et donc de base à ajouter) sur le goût de la solution neutralisée ?

La réponse à ces questions simples, mais dont les implications peuvent être dramatiques pour notre estomac se trouve dans les notions quantitatives de **masse**, de **volume**, de **concentration**, de **dilution**. Ces notions, pour être introduites, nécessitent cependant de se pencher sur le monde de l'infiniment petit : l'atome et la molécule, constituants primordiaux pour lesquels la chimie trouve ses justifications.

4.2 DE L'INFINIMENT PETIT AU MACROSCOPIQUE

Dans la vie quotidienne, nous sommes habitués aux notions quantitatives et nous visualisons sans problème les grandeurs qui sont à l'échelle humaine (le litre, le kilogramme, le mètre); qu'en est-il des grandeurs microscopiques qui caractérisent un système chimique ?

ATOMES ET MOLECULES

Les **molécules** constituent les composés chimiques avec lesquels nous avons travaillé dans les chapitres précédents. Les **atomes** sont des entités individuelles dont les molécules sont constituées. Les atomes sont eux-mêmes constitués d'un nombre restreint d'unités plus

simples, les **protons** (de charge positive), **neutrons** (non chargés) et **électrons** (de charge négative).

Les protons et neutrons sont associés dans le coeur compact de l'atome, appelé le noyau; leur accès est difficile, car ils sont entourés par les électrons, dont les positions dans l'espace sont décrites en termes de probabilités.

Les masses des 3 constituants des atomes (protons, neutrons, électrons) sont tellement faibles (de l'ordre de $1.5 \cdot 10^{-24}$ (g) pour les protons et neutrons, environ 2000 fois plus faible pour les électrons) que leur perception dépasse quelque peu notre entendement. Nous avons par conséquent dû définir d'autres grandeurs, à l'échelle **macroscopique**, afin de mieux pouvoir les percevoir et donc de pouvoir les utiliser plus aisément. Il est en effet beaucoup plus simple de parler de quelques grammes d'un composé, plutôt que de millions de milliards de milliards de molécules de celui-ci.

MASSES REELLES ET MASSES RELATIVES

Le processus de normalisation fait intervenir les incontournables notions d'**unité de masse atomique** et de **mole**; c'est par ces notions que l'être humain transforme les grandeurs microscopiques des atomes et molécules en grandeurs macroscopiques, palpables :

- L'**unité de masse atomique** est le facteur de normalisation nous permettant de convertir les masses réelles (infinitésimales) des atomes et molécules en masses relatives (perceptibles).
- La masse d'un atome ou d'une **molécule** peut donc être exprimée avec des valeurs simples, en unités de masse atomique (uma).
- Une mole d'atomes (atome-gramme) ou de molécules (**molécule-gramme**) est l'expression en grammes de ce que ces atomes ou molécules pèsent en unités de masse atomique.

Ainsi, la notion de masse du carbone peut être exprimée comme suit :

- masse réelle d'un atome de carbone = $1.992 \cdot 10^{-23}$ (g).
- masse relative d'un atome de carbone = 12.0000(uma).
- masse atomique d'une mole de carbone = 12.0000(g).

Pour être exhaustif, il faut considérer les points suivants :

- La masse d'un atome (en unités réelles, en unités de masse atomique, ou en unités normalisées) n'équivaut pas exactement à la somme des masses des protons et des neutrons contenus dans cet atome. En effet, les atomes présentent des défauts de masse par rapport aux protons et neutrons non liés. Ceci explique en partie les masses non entières des atomes.
- Les atomes existent couramment sous forme d'isotopes, que sont les jumeaux d'une même famille, avec un nombre de protons identique, mais un nombre de neutrons différent et dont les abondances relatives dans la nature expliquent également en partie les masses non entières des atomes.
- L'unité de masse atomique (uma; facteur de normalisation) a été définie comme étant le douzième de la masse de l'isotope ^{12}C de l'atome de carbone (qui comporte 6 protons et 6 neutrons).

- La masse d'un atome (en unités de masse atomique ou en unités réelles) ne tient pas compte de ses électrons, puisque ceux-ci ont une masse négligeable par rapport aux protons et neutrons.
- L'expérience nous montre invariablement que le nombre d'atomes ou de molécules présents dans une mole d'atomes ou de molécules (un atome-gramme ou une molécule-gramme) est toujours constant; ce nombre magique (le nombre d'Avogadro, $N_{Av} = 6.023 \cdot 10^{23}$) représente donc lui aussi un facteur de normalisation commode, puisqu'il est plus simple de parler d'une mole de carbone (C, 12(g)) ou d'une mole de sel de cuisine (NaCl, 58.5(g)) que de $6.023 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone ou de $6.023 \cdot 10^{23}$ molécules de NaCl.

La table qui suit résume les notions exposées ci-dessus, que la figure illustre avec le sel de cuisine comme exemple complet de manipulation des paramètres réels (à l'échelle atomique) et relatifs (à l'échelle humaine).

paramètre	signification	valeur	remarques
m_p	masse du proton	$1.672 \cdot 10^{-24}$ (g) 1.007277 (uma)	masse au repos
m_n	masse du neutron	$1.674 \cdot 10^{-24}$ (g) 1.008665 (uma)	masse au repos
m_e	masse de l'électron	$9.107 \cdot 10^{-28}$ (g) 0.0005486 (uma)	masse au repos; négligeable pour déterminer la masse atomique
uma	unité de masse atomique	$1.660 \cdot 10^{-24}$ (g)	facteur de normalisation; 1/12 de la masse de l'isotope ^{12}C
N_{Av}	nombre d'Avogadro	$6.023 \cdot 10^{23}$	nombre d'atomes ou de molécules par mole d'atomes ou de molécules

sel de cuisine NaCl			
sodium	nom	chlore	chlore
$^{23}_{11}\text{Na}$ 100%	symbole abondance	$^{35}_{17}\text{Cl}$ 75.5%	$^{37}_{17}\text{Cl}$ 24.5%
$\left\{ \begin{array}{l} 11 \\ 12 \\ 11 \end{array} \right.$	protons neutrons électrons	$\left\{ \begin{array}{l} 17 \\ 18 \\ 17 \end{array} \right.$	$\left\{ \begin{array}{l} 17 \\ 20 \\ 17 \end{array} \right.$
$3.82 \cdot 10^{-23}$ (g) 22.9898 (uma) 22.9898 (g/mol)	masse atomique	$5.89 \cdot 10^{-23}$ (g) 35.453 (uma) 35.453 (g/mol)	
$6.023 \cdot 10^{23}$ (atomes/mol)	Nombre d'Avogadro	$6.023 \cdot 10^{23}$ (atomes/mol)	
masse moléculaire 58.4428 (g/mol) = $6.023 \cdot 10^{23}$ (molécules/mol)			

Dans la complexité des idées présentées, on retiendra uniquement la notion suivante :

- **La masse moléculaire est la somme des masses des atomes constituant la molécule; cette masse est exprimée en grammes par mole, (g/mol) ou (g·mol⁻¹).**

CONCENTRATION ET DILUTION

Puisque l'on sait à présent se servir de manière commode des masses atomiques et moléculaires, il nous est donc possible de décrire très simplement des solutions contenant des espèces chimiques en quantités connues; c'est la notion de **concentration molaire**, qui amène d'ailleurs de manière naturelle la notion de **dilution** :

- **La concentration molaire représente le nombre de moles de l'espèce chimique présente dans une solution.**
- La concentration molaire est exprimée en moles par litre, (mol/l), (mol·l⁻¹), ou plus simplement (M).
- Lorsque l'espèce chimique en solution est trop concentrée pour l'usage que l'on désire en faire, on peut procéder à sa **dilution** pour obtenir une solution moins concentrée.

Par conséquent, pour préparer une solution de laxatif (Na₂SO₄·10H₂O, sel de Glauber, masse moléculaire = 322.19(g/mol)) en concentration voulue, il faudra dissoudre une certaine quantité de ce sel dans un certain volume d'eau. Selon que l'on agisse pour son propre compte (apaisement d'une douleur intestinale) ou pour un pharmacien (préparation d'un stock de solution), la démarche restera la même, mais sa réalisation différera :

- Pour le stock concentré, il sera préférable de dissoudre 3.22(kg) du sel dans 10(l) d'eau, la concentration étant donc de 1(M).
- Pour apaiser la douleur, il suffira de dissoudre 3.22(g) du sel dans 100(ml) d'eau (la concentration du sel étant donc de 0.1(M)).
- Si l'on désire apaiser sa douleur avec la solution du pharmacien, on se procurera 10(ml) de celle-ci (de concentration 1(M), contenant donc 3.22(g) du sel); on pourra soit la boire directement (concentrée, elle aura un goût fortement salé), soit la diluer dans 100(ml) d'eau (c'est-à-dire y ajouter 90(ml) d'eau pour obtenir une concentration en sel de 0.1(M), contenant toujours 3.22(g) du sel, mais de goût 10 fois moins salé).

La table ci-dessous résume quelques manipulations de masses, volumes, concentrations et dilutions, à partir du sel de Glauber.

solution	masse de sel de Glauber	moles	volume d'eau	concentration	dilution
1	322.19(g)	10(mol)	1(l)	1(M)	1x
2	3221.9(g)	0.01(mol)	20(l)	0.5(M)	2x la solution 1
3	322.19(g)	1(mol)	100(ml)	0.1(M)	10x la solution 1 5x la solution 2
4	0.644(g)	0.002(mol)	50(ml)	0.04(M)	25x la solution 1 12.5x la solution 2 2.5x la solution 3

4.3 TRANSFORMATIONS ET EQUILIBRES CHIMIQUES

EQUATIONS CHIMIQUES

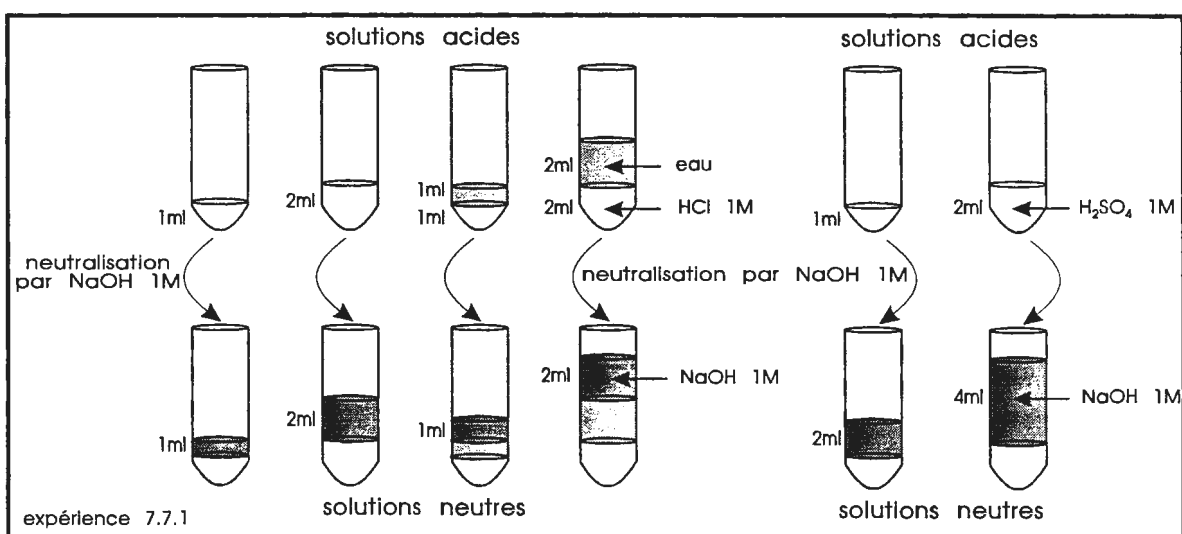
De même qu'il est plus confortable de parler de quantités de composés chimiques en unités accessibles à notre raisonnement (grammes, moles), il est également plus commode de décrire les transformations chimiques à l'aide de symboles et d'équations.

Les règles qui suivent prévalent pour décrire une transformation chimique :

- Dans l'équation chimique, les réactifs sont écrits à gauche, les produits à droite. Une flèche symbolise le sens de la transformation.
- Puisque, d'une manière générale, la matière ne se crée ni ne se perd, les atomes présents dans les composés chimiques initiaux doivent se retrouver dans les composés chimiques après transformation. Par conséquent, une réaction n'est équilibrée que lorsque le bilan des atomes est le même à gauche et à droite de la flèche; c'est la notion de stoechiométrie.
- Dans le cas des réactions de précipitation, l'espèce chimique insoluble formée doit être neutre (puisque, dans le cas contraire, elle resterait en solution).
- Dans le cas des réactions acide-base, la réaction s'équilibre d'abord entre les entités acides (protons H^+) et les entités basiques (hydroxyle OH^-), puis seulement ensuite par rapport aux autres atomes avant et après transformation.
- Dans le cas des réactions d'oxydation-réduction, la réaction doit tout d'abord être équilibrée par rapport au nombre d'électrons échangés entre les espèces mises en jeu, puis seulement ensuite être équilibrée par rapport aux autres atomes avant et après transformation.

L'expérience 7.7.1 (voir la figure ci-dessous) est un exemple de réaction acide-base, où les 2 acides (acide chlorhydrique, 1 proton; acide sulfurique, 2 protons) ne nécessitent pas les mêmes quantités de base (hydroxyde de sodium) pour être neutralisés. Les réactions de neutralisation caractérisant cette expérience sont les suivantes :

- $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
- $H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$



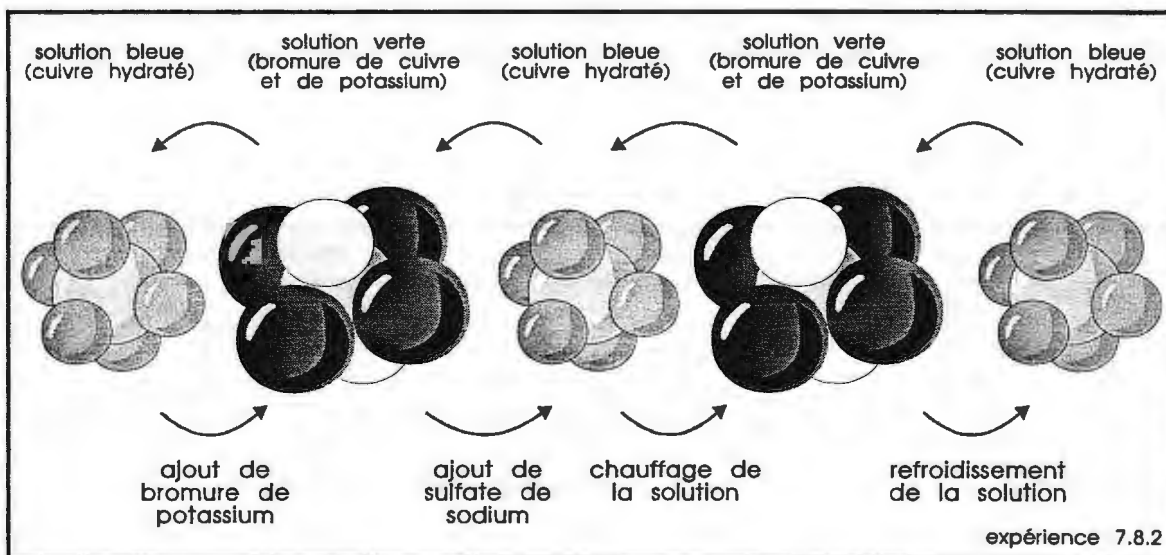
EQUILIBRES CHIMIQUES

La notion de stoechiométrie ne permet pas de rendre compte de l'**état d'équilibre d'un système chimique**.

La notion d'équilibre et de déplacement de celui-ci est cependant fondamentale; en effet, l'équation chimique ne nous indique pas si la transformation a réellement lieu et le cas échéant avec quel degré de complétude.

- Certaines réactions sont totales, **irréversibles** : elles conduisent à une transformation totale des composés initiaux; dans la notation de la réaction, la flèche utilisée est unidirectionnelle, de gauche à droite, ce qui signifiera bien qu'il sera impossible d'effectuer la réaction inverse.
- D'autres réactions sont incomplètes, **réversibles** : dans ce cas, on retrouve à l'issue de la transformation les produits de réaction, mais également les composés de départ; dans la notation de la réaction, la flèche utilisée est bidirectionnelle, ou double.
- Dans le cas des réactions réversibles, il est possible de quantifier le point d'équilibre au moyen d'une **constante d'équilibre**; plus cette constante d'équilibre est grande, plus la réaction tend vers une réaction irréversible.
- La constante d'équilibre est le rapport des produits des concentrations des produits de réaction et des réactifs. Il est possible de **déplacer un équilibre** en ajoutant ou soustrayant un produit ou un réactif.

L'expérience 7.8.2 (voir la figure ci-dessous) démontre la possibilité de forcer des équilibres chimiques (en l'occurrence des réactions de complexation), par la voie chimique (ajout d'un excès de réactif) ou par la voie physique (élévation ou diminution de la température de la solution).



Lorsqu'une transformation réversible est à l'équilibre, cela ne signifie pas que plus rien ne se passe, bien au contraire. Dans ce cas, **les vitesses de transformation des réactifs en produits et des produits en réactifs sont égales**, ce qui conduit à un état apparemment statique, mais qui, à l'échelle atomique, est effectivement dynamique.

4.4 RAPIDITE ET STABILITE

De même que l'homme tend vers un maximum de sérénité et que l'énervernement ne soit pas un état normal de sa personne, un système chimique tend vers un maximum de stabilité, c'est-à-dire vers un minimum d'énergie. Cependant, cette recherche de la stabilité n'est pas toujours instantanée. Par exemple, l'érosion des montagnes, qui tend à équilibrer les concentrations d'espèces à l'échelle planétaire, donc à stabiliser le système, a lieu sur une échelle de temps géologique.

Lorsque plusieurs substances peuvent être formées lors d'une transformation, il faut garder à l'esprit les considérations suivantes :

- Une réaction qui se déroule plus rapidement qu'une autre a plus de chance d'être observée, même si elle conduit à un produit moins stable.
- Un produit plus stable qu'un autre a plus de chance d'être formé, à long terme, même si sa vitesse de formation est plus petite.

4.5 COROLLAIRE

Nous avons atteint une étape cruciale du raisonnement quantitatif portant sur les systèmes chimiques, puisque nous maîtrisons les points suivants :

- Nous pouvons préparer sans problème une solution d'acide chlorhydrique (HCl) et une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentrations connues, puisque nous connaissons les masses moléculaires de ces deux composés.
- Nous pouvons également neutraliser la première solution (acide fort, donc dangereux) par la seconde (base forte, donc dangereuse), puisque nous sommes capables de quantifier la réaction qui a lieu et que nous pouvons apprendre qu'elle est rapide et irréversible.
- Par conséquent, pour répondre au problème de départ, nous pouvons avaler sans hésitation le produit de notre transformation chimique, puisque nous savons que celle-ci conduit au sel de cuisine (il est cependant clair que tous les sels ne sont pas comestibles).

5. EXPERIENCES QUANTITATIVES

5.1 STOECHIMETRIE, CONCENTRATION

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Appliquer la notion d'équilibrage d'une réaction chimique (stoechiométrie) et maîtriser la préparation de solutions de concentrations précises.

MATERIEL DE TRAVAIL

11 petites éprouvettes, 2 pipettes graduées 10ml, 2 fioles jaugées 100ml, 1 entonnoir, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Chlorure de baryum ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), chromate de potassium (K_2CrO_4).

MANIPULATIONS

(1) Préparer 100ml de solution de chlorure de baryum 0.2M par dissolution du sel **précisément pesé** dans une fiole jaugée (introduire le composé dans la fiole surmontée d'un entonnoir); ajuster à 100ml avec de l'eau.

De la même manière, préparer 100ml de solution de chromate de potassium 0.2M dans une seconde fiole jaugée.

(2) Préparer 11 éprouvettes et y introduire les solutions de chlorure de baryum et de chromate de potassium selon la table ci-après (respecter **précisément** les volumes).

Homogénéiser le contenu des éprouvettes, puis laisser sédimenter le précipité qui s'y est formé.

Passer aux expériences suivantes; après environ 1h, mesurer la hauteur du précipité dans chaque éprouvette et en déduire la stoechiométrie de la réaction.

EXPLICATIONS

(1) Pour obtenir 2 solutions de concentration précise 0.2M, il est nécessaire de peser des quantités précises, mais différentes, des 2 sels, puisqu'ils n'ont pas la même masse moléculaire. En l'occurrence, il faut peser 4.886g de chlorure de baryum et 3.884g de chromate de potassium. Il faut ensuite ajuster les volumes à 100ml.

(2) Connaissant la concentration initiale des solutions de BaCl_2 et de K_2CrO_4 (0.2M) ainsi que le volume de chacune d'elles dans les éprouvettes, il est possible de déterminer le nombre de moles de chaque composé introduit. Dans l'éprouvette 6, le nombre de moles de chlorure de baryum est égal au nombre de moles de chromate de potassium; de plus, on remarque que c'est dans cette éprouvette que le précipité sédimenté atteint le plus grand volume. La réaction entre les 2 composés est donc totale dans cette éprouvette, alors qu'elle ne l'est pas dans les autres. Les éprouvettes 2 à 5 contiennent moins de précipité et la solution

surnageante y est jaune, car ces tubes contiennent, par rapport à l'éprouvette 6, un excès de solution de chromate de potassium. A l'inverse, les éprouvettes 7 à 10, qui contiennent également moins de précipité, présentent une solution surnageante incolore, à cause d'un excès de solution de chlorure de baryum par rapport à l'éprouvette 6. Les éprouvettes 1 et 11, contenant exclusivement les solutions initiales, n'exhibent pas de précipité.

éprouvette	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
solution de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (ml)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
solution de K_2CrO_4 (ml)	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

5.2 NEUTRALISATION ACIDE-BASE, DILUTION

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Neutraliser une solution d'un acide fort par une solution d'une base forte et boire la mixture résultante.

MATERIEL DE TRAVAIL

3 béchers 100ml, 2 fioles jaugées 10ml, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH.

REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl) 0.1M et 1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M et 1M.

Il est impératif d'effectuer soigneusement l'expérience et notamment de respecter les volumes indiqués et les consignes de vérification, avant de tester olfactivement le résultat de la réaction de neutralisation acide-base.

MANIPULATIONS

(1) Verser de la solution d'acide chlorhydrique 0.1M dans un bécher, puis introduire **exactement** 10ml de cette solution dans une fiole jaugée (s'aider d'une pipette Pasteur pour atteindre le trait de jauge). Procéder de même avec la solution d'hydroxyde de sodium 0.1M.

EXPLICATIONS

(1) L'acide chlorhydrique est un acide fort et nous avons donc exactement 0.001 mole d'acide entièrement dissocié dans la fiole jaugée; l'hydroxyde de sodium est une base forte et nous avons également 0.001 mole de base entièrement dissociée dans la fiole.

(2) Introduire le contenu **complet** de chacune des 2 fioles jaugées dans un bécher et agiter.

(3) Vérifier impérativement le pH de cette solution résultante au moyen de papier indicateur (le pH doit être aussi proche que possible de 7).

Si le pH s'éloigne par trop de 7, ajouter goutte à goutte de la solution d'acide chlorhydrique 0.1M (lorsque le pH est supérieur à 7) ou d'hydroxyde de sodium 0.1M (lorsque le pH est inférieur à 7), jusqu'à l'obtention d'une solution neutre.

Il est finalement possible de boire la mixture, faiblement salée.

(4) Procéder de manière exactement identique aux points 1 à 3, mais en remplaçant les solutions d'acide chlorhydrique 0.1M et d'hydroxyde de sodium 0.1M par les solutions d'acide chlorhydrique 1M et d'hydroxyde de sodium 1M.

Si les solutions initiales d'acide chlorhydrique 0.1M et d'hydroxyde de sodium 0.1M étaient préalablement diluées 1000 fois (c'est-à-dire 0.01ml de chacune de ces solutions dans 10ml d'eau, ce qui résulterait en des concentrations d'acide et de base de 0.0001M, de pH=4, respectivement pH=10), leur neutralisation exacte produirait une solution 1000 fois moins salée (0.0001M de NaCl); dans ce cas, une erreur de 0.2ml de solution acide 0.0001M ou basique 0.0001M produirait une mixture soit trop acide, soit trop basique, dont le pH final serait de 6 (excès d'acide) ou de 8 (excès de base); dans ce cas, l'ingestion d'une telle solution ne poserait pas de problème particulier.

(2) L'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium participent à une réaction acide-base; étant donné que le même nombre de moles d'acide et de base sont en présence, on assiste à la neutralisation parfaite de l'acide par la base; le produit de cette réaction acide-base n'est rien d'autre que du chlorure de sodium, le fameux sel de cuisine, dont l'être humain consomme 4-5kg par an.

(3) Il est nécessaire de vérifier le pH de la solution avant de la boire; en effet, l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium étant des composés entièrement dissociés en solution, une faible erreur sur l'un des 2 volumes entraîne une grande erreur sur la neutralisation. Par exemple, si l'erreur sur le volume d'acide ou de base 0.1M est de 0.2ml, il restera en solution un excès d'acide ou de base qui se traduira par une concentration résiduelle d'acide ou de base de 0.001M (l'équivalent de 0.2ml d'acide ou de base 0.1M dans 20ml d'eau); il en résulte donc un caractère acide ou basique directement proportionnel à cette concentration résiduelle; 0.001M d'acide en excès produira un pH égal à 3 (solution encore fortement acide), alors que 0.001M de base en excès produira un pH égal à 11 (solution encore fortement basique, donc extrêmement dangereuse pour les muqueuses).

(4) Une erreur sur le volume d'acide ou de base introduit peut avoir des conséquences graves, puisque leur concentration est 10 fois supérieure; il est donc important de vérifier le pH de la solution résultante et de le modifier le cas échéant, avant de goûter la solution, 10 fois plus fortement salée.

6. EXPERIENCES COMBINEES SUR LE THEME DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

Les transformations chimiques ont été catégorisées en quatre classes de réactions-types et celles-ci ont été individuellement illustrées au laboratoire.

L'intérêt des expériences complémentaires proposée ici réside dans les points suivants :

- Résumer les grandes classes de réactions chimiques.
- Montrer qu'une réaction peut être en concurrence avec une autre réaction et que certaines réactions englobent plusieurs types de transformations.
- Démontrer qu'un seul élément chimique, par exemple l'argent, peut être impliqué dans tous les types de transformations.

DESCRIPTION DE L'ELEMENT ARGENT

L'argent, après avoir été longtemps le constituant principal des pièces de monnaie, entre aujourd'hui pour plus de 30% de sa production dans la préparation de matériel photosensible pour les films photographiques. Ses applications dans la vie quotidienne touchent également aux domaines de la bijouterie et des alliages dentaires ($\approx 70\%$ de la composition de l'alliage avant introduction dans la cavité dentaire). Il entre aussi dans la fabrication des miroirs et de piles longue durée (argent-zinc, argent-cadmium). L'argent est également utilisé en électronique (conductivité thermique et électrique maximale) et par les agriculteurs pour générer la pluie (cristaux d'iodure d'argent).

Dans la nature l'argent existe sous forme métallique (Ag^0 natif), ainsi que sous forme de chlorure, AgCl (horn silver) et surtout de sulfure, Ag_2S (argentite). L'existence de ce dernier composé est expliquée par le fait que l'argent métallique est stable dans l'air et dans l'eau, mais est rapidement oxydé en présence de vapeurs de soufre (S^0) et de sulfure (S^{-2}) : voir l'effet des oeufs sur l'argenterie.

6.1 FORMATION D'UN MIROIR

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Produire un petit miroir de poche ou une bouteille argentée sur une surface de verre, par processus d'oxydation-réduction entre l'argent et le glucose. Deux préparations seront effectuées, dont l'une servira de réactif de base pour la prochaine série de manipulations.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 100ml, 1 petite éprouvette, 1 grande éprouvette, 1 cylindre gradué 10ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 bec Bunsen, 1 cuillère, 1 boîte de Petri, 1 bouteille de verre.

REACTIFS

Miel, nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M, nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) 1.5M, hydroxyde de sodium (NaOH) 1M, éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Pour la série de manipulations décrite ci-dessous, il est important de travailler rapidement, sous peine de ne pas obtenir le résultat désiré; d'autre part, la boîte de Petri ou la bouteille de verre doivent impérativement être d'une grande propreté pour le succès de l'expérience.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher, introduire approximativement 5g de miel (l'équivalent du contenu d'une cuillère à café) et 50ml d'eau.

Faire bouillir 2-3 minutes sur un bec Bunsen, puis ajouter 50ml d'eau.

Refroidir et ajouter 10ml d'éthanol.

Mélanger dans une éprouvette 5ml de solution de nitrate d'argent et 5ml de solution de nitrate d'ammonium.

(2) Dans une boîte de Petri ou une bouteille de verre (dans ce dernier cas, multiplier les volumes par 3), introduire 5ml de la solution de miel préparée ci-dessus.

Ajouter 5ml de la solution de nitrate d'argent et de nitrate d'ammonium.

Agiter doucement la boîte de Petri ou la bouteille de verre pour homogénéiser le mélange.

Ajouter finalement 5ml de solution d'hydroxyde de sodium.

Faire rapidement tourner la boîte de Petri, durant 1 à 5 minutes; si le miroir ne se forme pas, ajouter une petite portion supplémentaire d'hydroxyde de sodium et éventuellement chauffer faiblement sur bec Bunsen.

Éliminer le surnageant et rincer précautionneusement à l'eau (le film métallique est fragile).

Répéter les opérations de ce point 2 dans une grande éprouvette; **conserver cette éprouvette argentée pour l'expérience 6.2.**

EXPLICATIONS

(1) Le miel contient une forte proportion de glucose, substance réductrice; l'éthanol est un stabilisateur sans lequel les réactions qui suivent ont des risques de ne pas systématiquement réussir. Le mélange des solutions de nitrate d'argent et de nitrate d'ammonium ne produit aucune réaction.

(2) La réduction de l'argent en argent métallique doit être effectuée en milieu basique; cependant, dans ce milieu, l'argent a tendance à précipiter sous forme d'oxyde d'argent insoluble. Par conséquent, il est nécessaire de complexer l'argent avec un ligand suffisamment fort pour empêcher la précipitation qui rendrait difficile la réduction. L'hydroxyde de sodium basifie la solution, ce qui a pour effet de produire, à partir du nitrate d'ammonium, de l'ammoniac en solution (noter l'odeur dégagée au-dessus de la boîte de Petri ou de la bouteille) qui est un complexant puissant de l'argent. L'argent peut ainsi être réduit en argent métallique par le glucose; ce composé est par conséquent oxydé, théoriquement, en dioxyde de carbone et en eau (en fait, le noircissement de la solution indique que des résidus organiques sont également produits). Le miroir peut être protégé par application de peinture sur la couche d'argent.

Le glucose est un composé organique faisant partie de la vaste famille des hydrates de carbone; ce terme provient de la formule chimique brute empirique ($\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_n$) de la plupart de ces composés, dont les sucres, les amidons et la cellulose sont les représentants. Leur présence dans la nature et la vie quotidienne est quasi universelle : légumes, fruits, pain, oeufs, viande, graisses animales, mais également coton, lin, bois et papier, contiennent des

proportions élevées d'hydrates de carbone.

La production de sucres dans la nature a lieu chez les plantes vertes, la chlorophylle qu'elles contiennent catalysant la transformation de l'eau et du dioxyde de carbone (CO_2), présent dans l'atmosphère, en sucres ($\text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6$) et en oxygène; cette réaction de réduction du carbone (photosynthèse) n'est pas favorable, mais a tout de même lieu, car le soleil fournit l'énergie nécessaire à la transformation. Inversément, l'homme et les animaux transforment les hydrates de carbone en CO_2 et en eau; cette réaction d'oxydation de la matière organique (respiration) fournit de l'énergie au règne animal et permet de régénérer le dioxyde de carbone pour le règne végétal.

6.2 LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Cette expérience est basée sur les multiples réactions que l'argent peut subir (précipitation-dissolution, acide-base, complexation, oxydation-réduction).

MATERIEL DE TRAVAIL

1 grande éprouvette, pipettes Pasteur, gants à usage unique.

REACTIFS

Grande éprouvette argentée préparée lors de la série de manipulations précédente, acide nitrique (HNO_3) concentré, carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), ammoniacque (NH_4OH) 1M, bromure de potassium (KBr) 1M, thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, iodure de potassium (KI) 1M, nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M.

La série de manipulations décrite ci-dessous ne peut pas être effectuée dans un ordre différent de l'ordre mentionné.

MANIPULATIONS

(1) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Ajouter quelques gouttes d'acide nitrique concentré dans la grande éprouvette métallisée, pour dissoudre entièrement le film d'argent, puis ajouter 5ml d'eau.

EXPLICATIONS

(1) L'argent sous forme métallique est oxydé par l'acide nitrique; il en résulte une solution de nitrate d'argent, soluble en milieu acide, équivalente à la solution de nitrate d'argent utilisée lors de la formation du miroir.

(2) Ajouter lentement des pointes de spatule de carbonate de sodium; agiter l'éprouvette après chaque ajout.

Continuer d'ajouter du carbonate de sodium jusqu'à la disparition des bulles et la persistance d'un trouble blanc.

(3) Ajouter goutte à goutte de la solution d'ammoniaque, jusqu'à disparition du précipité blanc.

(4) Ajouter goutte à goutte de la solution de bromure de potassium jusqu'à apparition d'un précipité crème.

(5) Ajouter de la solution de thiosulfate de sodium, jusqu'à disparition du précipité crème.

(6) Ajouter de la solution d'iodure de potassium, jusqu'à l'apparition d'un précipité jaune.

(7) Optionnellement, répéter les opérations 2 à 6, en remplaçant l'éprouvette argentée par une éprouvette contenant 1 ml de solution de nitrate d'argent.

(2) En milieu acide, l'ion carbonate se transforme en acide carbonique (H_2CO_3), qui se dissocie en eau et en dioxyde de carbone (CO_2 , composé gazeux). Lorsque cette réaction de neutralisation acide-base est terminée, un nouvel ajout de carbonate de sodium dans la solution fait précipiter l'argent dissous sous forme de carbonate d'argent (Ag_2CO_3).

(3) L'ammoniaque, qui est une base, possède également des propriétés complexantes suffisamment fortes pour déplacer les carbonates par compétition; le complexe ammoniacal d'argent ($\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$) est soluble et est formé puisqu'il est plus stable que le carbonate d'argent.

(4) Comme pour l'ion carbonate, mais plus puissamment encore, l'ion bromure se combine à l'argent pour former par précipitation un composé insoluble (bromure d'argent; AgBr); c'est ce composé qui est utilisé dans les émulsions photographiques.

(5) L'ion thiosulfate est un complexant plus fort que l'ion bromure et le déplace pour former un composé plus stable, qui reste en solution ($\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$). Comme nous le verrons lors des manipulations qui suivront, l'ion thiosulfate est intensément utilisé en photographie, pour ses propriétés complexantes de l'argent.

(6) L'ion iodure agit, plus fortement que l'ion thiosulfate, en tant que complexant de l'argent et déplace l'ion thiosulfate pour former un composé encore plus stable, mais qui précipite (AgI).

(7) Les observations sont identiques à celles déjà décrites; cependant, le réactif de départ est le nitrate d'argent en solution non acide, contrairement à précédemment, où l'argent métallique devait être préalablement oxydé par l'acide nitrique.

Tout au long de ces manipulations et pour autant qu'elles aient été effectuées dans l'ordre donné, on a assisté à des réactions compétitives basées sur les phénomènes acide-base, de

précipitation, de complexation et d'oxydation-réduction. Puisque l'on a ajouté à la solution de départ des espèces formant des liaisons de plus en plus stables avec l'argent, l'ordre des manipulation est important; en effet, si la réaction 6 avait été effectuée dès le départ, il n'aurait théoriquement pas été possible de déplacer l'ion iodure du précipité d'iodure d'argent et aucune transformation subséquente n'aurait pu être observée (en fait, l'ajout de cyanure, complexant extrêmement puissant de l'argent, aurait permis de resolubiliser le précipité d'iodure d'argent).

6.3 CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE COULEUR

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Cette dernière expérience est basée sur les processus de chimie photographique; elle comporte un aspect spectaculaire, puisqu'elle consiste à transformer une image photographique noir/blanc en image couleur.

MATERIEL DE TRAVAIL

Bacs photographiques, pinces pour photographies.

REACTIFS

Photographie "noir/blanc", ferricyanure de potassium ($K_3Fe(CN)_6$) 0.075M avec bromure de potassium (KBr), révélateur et blanchisseur/fixateur photographiques couleur.

L'expérience peut être effectuée à la lumière du jour, contrairement au développement d'un film ou d'une image en noir/blanc.

MANIPULATIONS

(1) Introduire dans un bac photographique 250ml de solution de ferricyanure de potassium.

Placer la photographie noir/blanc fournie dans ce bac, puis agiter lentement; l'image doit progressivement s'affaiblir (2-3min).

Rincer ensuite l'image à l'eau courante.

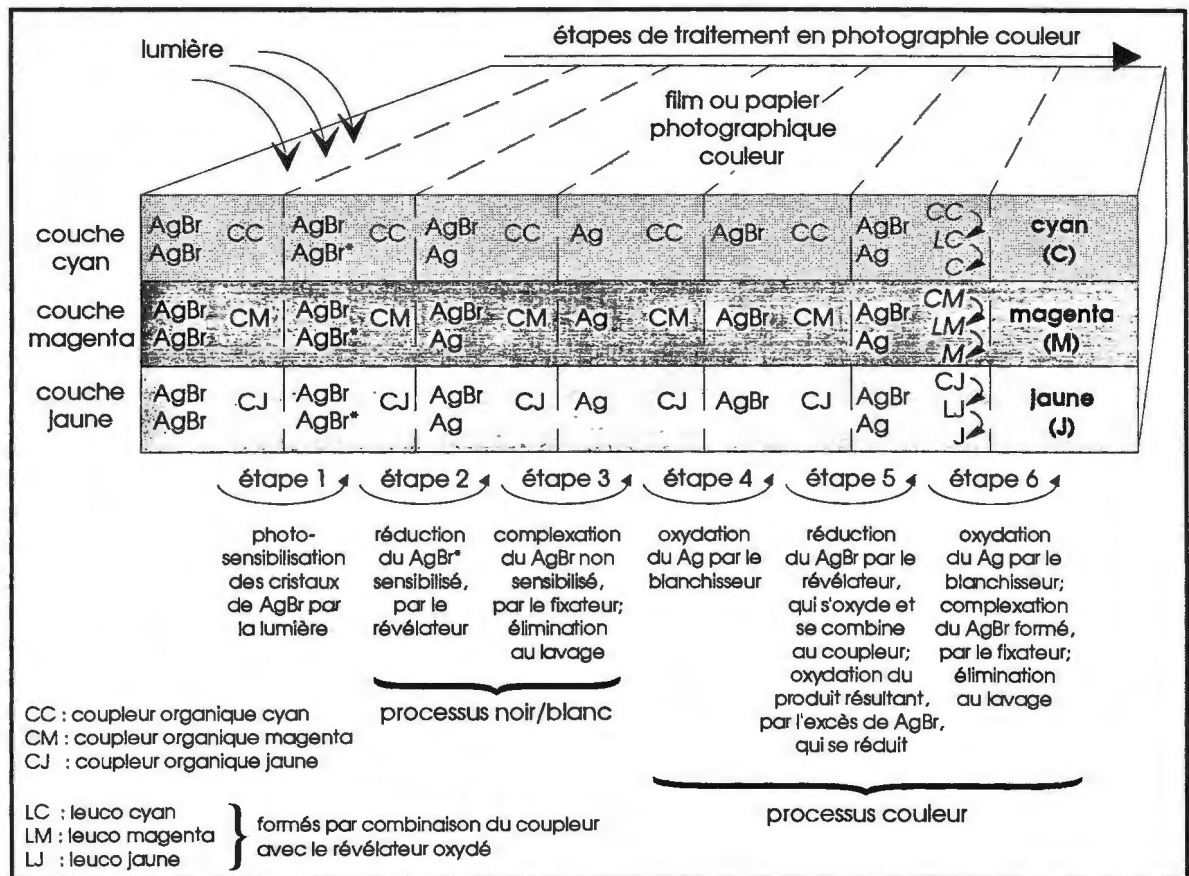
EXPLICATIONS

(1) L'image noir/blanc proposée est en fait une photographie couleur, obtenue à partir d'un négatif couleur agrandi sur un papier couleur; ce papier couleur a ensuite été développé avec un révélateur puis un fixateur noir/blanc. Par conséquent, seul l'argent exposé à la lumière lors de l'agrandissement du négatif, présent dans la matrice du papier couleur, est réduit par le révélateur organique, ce qui produit une image noir/blanc. L'opération de blanchiment de l'argent (!) consiste en une réaction d'oxydation-réduction classique, qui implique l'oxydation de l'argent métallique, présent sur l'image, par le fer du ferricyanure de potassium, qui se réduit. Les ions

- (2) Placer cette photographie dans le second bac photographique, contenant 250ml de révélateur couleur, à la lumière ambiante.
Agiter jusqu'à ce que la saturation de couleur désirée soit atteinte (1-3min), puis rincer à l'eau courante.
- (2) Le révélateur couleur (N,N-diméthyl-p-phénylènediamine; un composé organique) est oxydé en milieu basique par les ions argent, qui se réduisent; il y a alors production d'argent métallique dans la matrice du papier couleur et d'un composé organique sous forme oxydée en solution. Ce composé organique oxydé peut, toujours en milieu basique, se combiner avec les 3 colorants organiques de base présents dans les 3 couches du papier couleur. Les produits de combinaison subissent alors, toujours en milieu basique, une oxydation pour produire les 3 formes colorées de base (cyan, magenta, jaune) qui constituent l'image couleur; l'oxydation est produite par les ions Ag de AgBr en excès, qui se réduisent en argent métallique, ce qui explique l'aspect gris-métallique des couleurs à l'issue de cette étape.
- (3) Placer finalement l'image dans le troisième bac photographique, contenant 250ml de blanchisseur/fixateur couleur, pour en faire disparaître l'argent (1-3min) et rincer à l'eau courante.
L'image obtenue est une photographie couleur classique.
- (3) L'argent métallique déposé dans les 3 couches du papier couleur est éliminé par blanchiment/fixage, l'opération consistant à oxyder le métal (agent de blanchiment identique à celui utilisé lors de l'étape 1), puis à le complexer pour le solubiliser (agent fixateur identique à celui utilisé lors de l'étape 5 de la série précédente de manipulations) et l'éliminer par rinçage à l'eau.

Ces opérations peuvent être effectuées à la lumière ambiante sans risque de noircir totalement l'image, car les zones de l'image non exposées à la lumière ont perdu leur contenu en AgBr (qui ne sera par conséquent plus sensibilisable lors des opérations 1 à 3) lors de l'étape de fixage du développement noir/blanc de la photographie. Le développement classique d'une épreuve couleur a lieu en une série unique de traitements, généralement entièrement automatisée.

La figure de la page suivante résume les transformations qui ont lieu au sein du papier photographique couleur; le principe est identique pour un film négatif couleur.



7. EXPERIENCES PRESENTEES DURANT LE COURS ET EXPERIENCES OPTIONNELLES

Dans ce chapitre sont décrites les expériences présentées durant le cours, ainsi que quelques expériences optionnelles en relation avec les notions enseignées. Certaines manipulations nécessitent plus de soins que celles effectuées précédemment.

7.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les processus de solubilisation et précipitation résultant de réactions entre différents composés en solution.

MATERIEL DE TRAVAIL

5 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Azobenzène ($C_6H_5NNC_6H_5$), chloroforme ($CHCl_3$), iode (I_2), carbonate de calcium ($CaCO_3$), carbonate de sodium ($Na_2CO_3 \cdot H_2O$), chlorure de calcium ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$), jus de citron.

MANIPULATIONS

(1) Dans une éprouvette, introduire quelques cristaux d'azobenzène, puis 5ml d'eau; agiter.
Ajouter ensuite 5ml de chloroforme; agiter.

(2) Dans une éprouvette, introduire une pointe de spatule de carbonate de sodium, puis 5ml d'eau; agiter.
Introduire dans une autre éprouvette une pointe de spatule de chlorure de calcium, puis 5ml d'eau; agiter.
Verser ensuite la seconde solution dans la première; agiter.

EXPLICATIONS

(1) L'azobenzène est un composé organique peu polaire, qui n'est par conséquent pas soluble dans l'eau; en revanche, le chloroforme, qui n'est pas polaire, solubilise l'azobenzène. On assiste donc au transport de l'azobenzène, de l'eau vers le solvant organique. Le chloroforme n'est pas miscible à l'eau et les 2 solutions forment donc 2 phases distinctes, avec l'eau au-dessus du chloroforme (plus dense).

(2) Le carbonate de sodium est soluble dans l'eau, comme le chlorure de calcium. La combinaison de ces 2 composés dans la même solution conduit à la formation préférentielle de carbonate de calcium, qui est insoluble et qui précipite. Comme on le voit au point (3), l'action d'un acide permettrait de redissoudre ce précipité.

(3) Introduire au fond d'une éprouvette un peu de carbonate de calcium, puis ajouter du jus de citron; agiter.

(3) Le jus de citron contient de l'acide citrique, un acide organique faible; d'autre part, le carbonate de calcium est insoluble dans l'eau et y précipite. L'action acide du jus de citron sur le carbonate de calcium permet la dissolution de celui-ci; l'apparition de bulles dans l'éprouvette indique que l'ion carbonate est transformé en dioxyde de carbone (CO_2 ; composé gazeux) par l'acide citrique.

(4) Dans une éprouvette, introduire quelques cristaux d'iode, puis 5ml d'eau; agiter pour homogénéiser.
Introduire ensuite 5ml de chloroforme; agiter.

(4) L'iode n'est pas un composé organique, mais il est plus soluble dans le chloroforme que dans l'eau; en effet, la molécule d'iode est parfaitement apolaire.

7.2 REACTIONS ACIDE-BASE

TEMPS REQUIS

Environ 45 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Préparer un indicateur acide-base à partir de pigments végétaux colorés et utiliser sa coloration pour déterminer l'acidité, la neutralité, ou la basicité de solution courantes.

MATERIEL DE TRAVAIL

20 petites éprouvettes, 1 béchers 250ml, 1 cylindre gradué 10ml, 1 bec Bunsen, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 couteau.

REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl) 1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 1M, chou rouge, vinaigre, jus de citron, limonade, shampoing, aspirine (Aspégic, Bayer), Alka-Selzer, sel de cuisine, poudre à lever, sucre.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher contenant 50ml d'eau, faire bouillir 5 minutes une feuille de chou rouge hâchée finement.
Récupérer la solution et compléter à 100ml avec de l'eau.
Verser 5ml de cette solution dans une éprouvette témoin (dans laquelle aucune autre substance ne sera introduite) et 1ml dans 12 autres éprouvettes.

EXPLICATIONS

(1) Les anthocyanines sont des pigments naturels contenus dans de nombreux végétaux; ces composés, solubles dans l'eau, sont donc facilement extraits des cellules par simple ébullition; la solution résultante est stable plusieurs semaines si elle est conservée au frais.

(2) Dissoudre, dans 5 éprouvettes contenant 10ml d'eau chacune, une pointe de spatule d'aspirine (Aspégic ou Bayer), d'Alka-Selzer, de sel de cuisine, de poudre à lever et, respectivement, de sucre.

Transvaser 5ml de ces solutions dans les éprouvettes contenant la solution de chou rouge et agiter.

Dans les autres éprouvettes contenant la solution de chou, ajouter 5ml de vinaigre, de jus de citron, de limonade, de shampooing (en diluer préalablement 1ml dans 9ml d'eau), d'eau du robinet, d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium.

(3) Humecter des bandes de papier indicateur de pH avec quelques gouttes de solution contenue dans chaque éprouvette.

Comparer la coloration de toutes ces solutions résultantes à la coloration des bandes de papier indicateurs.

(4) Dans une éprouvette, ajouter 1ml d'acide chlorhydrique, puis 1ml de solution de chou rouge.

Ajouter ensuite goutte à goutte la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à l'obtention d'une coloration identique à celle de la solution de chou rouge (point 1).

(2) Les substances solides sont préalablement dissoutes dans l'eau. Toutes les solutions mélangées à la solution de chou rouge produisent des colorations différentes, en fonction de leur caractère acide ou basique; par rapport à la coloration des solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium, il est possible de classer rapidement les produits courants dans les catégories acide ou basique, mais il n'est pas possible de déterminer leur force relative, puisque les couleurs obtenues ne sont pas étalonnées par rapport à une norme (c'est en revanche le cas lors de l'expérience 3.2).

(3) L'utilisation du papier indicateur de pH permet de normaliser les couleurs des solutions de produits courants, puisque la boîte de ce papier indicateur mentionne et quantifie la force des acides et bases en fonction de la coloration prise par le papier.

(4) L'hydroxyde de sodium neutralise l'acide chlorhydrique; au fur et à mesure que l'hydroxyde de sodium est ajouté, la solution change de couleur, pour indiquer que son acidité diminue. Lorsque la solution atteint la coloration de la solution de chou rouge non modifiée, la solution est neutralisée.

7.3 REACTIONS DE COMPLEXATION

TEMPS REQUIS

Environ 45 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence la formation de complexes par association entre des composés possédant une forte affinité en solution.

MATERIEL DE TRAVAIL

10 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, pipettes Pasteur, 1 capsule de porcelaine, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Sulfate de fer ferreux ammoniacal ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, sel de Mohr) 0.01M, nitrate de fer

ferrique ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) 0.01M, orthophénanthroline ($\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2 \cdot \text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$) 0.1%, hydroxylamine ($\text{H}_2\text{NOH} \cdot \text{HCl}$) 1M, ammoniacque (NH_4OH) concentré, sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), sulfate de nickel ($\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), éthylènediamine ($\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$) 25%, diméthylglyoxime ($\text{H}_3\text{CC}(\text{NOH})\text{C}(\text{NOH})\text{CH}_3$) 0.1%.

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans 3 éprouvettes, des volumes croissants (1, 10, 30 gouttes) de solution de sulfate de fer ferreux ammoniacal.

Compléter ensuite avec la solution d'orthophénanthroline pour obtenir un volume final de 5ml et agiter.

(2) Introduire, dans une éprouvette, 1ml de solution de sulfate de fer ferreux ammoniacal.

Introduire, dans 2 autres éprouvettes, 1ml de solution de nitrate de fer ferrique.

Dans la troisième éprouvette, ajouter 1ml de solution d'hydroxylamine et agiter.

Compléter les 3 éprouvettes à 5ml avec la solution d'orthophénanthroline et agiter.

(3) Introduire une pointe de spatule de sulfate de cuivre bleu ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une capsule de porcelaine, puis chauffer quelques minutes sur bec Bunsen, jusqu'à disparition de la coloration bleue.

Introduire ensuite un peu de ce composé décoloré dans une éprouvette et ajouter 5ml d'eau.

Ajouter quelques gouttes d'ammoniacque concentré et agiter jusqu'à modification de l'intensité de coloration de la solution.

EXPLICATIONS

(1) L'orthophénanthroline est un composé organique possédant une forte affinité pour le fer ferreux présent dans le sel de Mohr; la complexation entre ce ligand organique et le fer produit un composé fortement coloré, qui permet la détection de faibles quantités de fer sous forme Fe^{+2} . On remarque que plus la solution contient de fer, plus elle est colorée.

(2) Le fer contenu dans le nitrate de fer ferrique n'a pas les mêmes caractéristiques électroniques que le fer contenu dans le sulfate de fer ferreux ammoniacal; en effet, le nitrate de fer ferrique contient du fer Fe^{+3} tandis que le sulfate de fer ferreux ammoniacal contient du fer Fe^{+2} . L'orthophénanthroline, quant à elle, a une plus grande affinité pour le fer Fe^{+2} et forme par conséquent le complexe coloré dans la première éprouvette mais pas dans la seconde. Lorsque la solution d'hydroxylamine est ajoutée, le fer Fe^{+3} est réduit en fer Fe^{+2} , car l'hydroxylamine est un réducteur efficace du fer; par conséquent, l'orthophénanthroline peut se complexer à ce fer Fe^{+2} et produire une solution fortement colorée.

(3) Le sulfate de cuivre bleu est un composé auquel 5 molécules d'eau sont complexées; ces molécules d'eau peuvent être éliminées par chauffage. Le sulfate de cuivre qui résulte de cette déshydratation est blanc, mais aussitôt qu'il est mis en solution, il est recomplexé par des molécules d'eau et forme à nouveau un composé bleu. L'ammoniacque est une base, mais également un complexant puissant du cuivre; lorsque le cuivre en solution est entièrement complexé par l'ammoniacque, on obtient un composé bleu violet.

(4) Introduire, dans une éprouvette, une pointe de spatule de sulfate de nickel et ajouter 5ml d'eau.

Ajouter goutte à goutte de l'ammoniaque concentré et agiter pour observer la modification de coloration de la solution.

Ajouter goutte à goutte de la solution d'éthylènediamine et agiter (modification de coloration).

Ajouter 5ml de solution de diméthylglyoxime et agiter, jusqu'à apparition d'un précipité fortement coloré.

(4) L'ammoniaque possède une forte affinité pour le nickel; le complexe formé est bleu sombre. L'éthylènediamine est un composé organique qui se complexe encore plus fortement au nickel; si l'éthylènediamine est lentement ajouté, on peut observer la formation successive de 3 complexes entre le nickel et 1, 2, respectivement 3 molécules d'éthylènediamine, qui présentent des colorations différentes (bleu clair, bleu, violet). La diméthylglyoxime est un complexant organique encore plus puissant, mais son association avec le nickel fait précipiter un complexe rouge. Une réaction acide-base se superpose à la complexation par la diméthylglyoxime qui perd un proton H^+ .

7.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Engendrer des réactions d'oxydation-réduction par l'intermédiaire d'événements extérieurs (catalyse chimique, effet thermique).

MATERIEL DE TRAVAIL

2 grandes éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, 1 bec Bunsen, gants à usage unique.

REACTIFS

Iodure de potassium (KI), arsénite de sodium ($NaAsO_2$, **composé toxique**) 0.1M dans l'acide sulfurique (H_2SO_4), nitrate de cérium ammoniacal ($(NH_4)_2Ce(NO_3)_6$) 0.02M dans l'acide sulfurique (H_2SO_4), chloroforme ($CHCl_3$), dichromate d'ammonium ($(NH_4)_2Cr_2O_7$).

MANIPULATIONS

(1) **PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.**
Dans une grande éprouvette, introduire 5ml de chloroforme.
Ajouter 10ml de solution de nitrate de cérium ammoniacal et 1ml de solution d'arsénite de sodium.
Agiter l'éprouvette; introduire ensuite un cristal d'iodure de potassium, puis agiter à nouveau l'éprouvette.

EXPLICATIONS

(1) Globalement, le cérium est réduit par l'arsenic, qui s'oxyde. Cependant, il est nécessaire d'amorcer cette réaction; l'iodure de potassium joue donc le rôle de catalyseur d'oxydation-réduction. Dans l'éprouvette, on observe successivement les réactions suivantes : lors de la première agitation, le cérium et l'arsenic ne réagissent pas et la solution aqueuse reste jaune; après

adjonction d'iodure, le chloroforme (phase inférieure, plus dense que l'eau) se colore en violet, indiquant la présence d'iode (plus soluble dans le chloroforme que dans l'eau), tandis que la phase aqueuse se décolore, indiquant la réduction du cérium et l'oxydation de l'arsenic. Lorsque l'iodure est ajouté, il s'oxyde en iode I_2 en réduisant Ce^{+4} en Ce^{+3} ; l'iode ainsi formé se réduit alors en iodure en oxydant As^{+3} en As^{+5} .

(2) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans une grande éprouvette, introduire une pointe de spatule de dichromate d'ammonium.

Chauffer lentement l'éprouvette sur un bec Bunsen.

(2) Le dichromate d'ammonium se décompose thermiquement par processus d'oxydation-réduction : en chauffant le composé initial, le dichromate (Cr(VI)) est violemment réduit en oxyde de chrome vert (Cr_2O_3), tandis que l'ammonium est oxydé en azote gazeux, ce qui explique l'effet d'éruption. La condensation d'eau que l'on observe sur les parois de l'éprouvette provient de la combinaison entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène présents dans le composé initial.

7.5 REACTIONS ORGANIQUES

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Synthétiser du Nylon par réaction de polymérisation entre 2 composés organiques non miscibles.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 250ml, 1 cylindre gradué 100ml, 1 installation à enrouler ou 1 baguette de verre, 1 petite spatule recourbée, gants à usage unique.

REACTIFS

Chlorure de sébacyle ($ClOC(CH_2)_8COCl$) 4% dans l'hexane (C_6H_{14}), hexaméthylènediamine ($H_2N(CH_2)_6NH_2$) 4.4% en milieu aqueux basique (NaOH).

PRECAUTIONS

Il est indispensable de porter des gants et des lunettes de sécurité durant les manipulations et d'éviter tout contact avec les solutions de chlorure de sébacyle et d'hexaméthylènediamine, qui sont corrosives; ne pas inhaler les vapeurs émises lors de la réaction.

MANIPULATIONS

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans un bécher, introduire 50ml de solution d'hexaméthylènediamine.

Ajouter précautionneusement 100ml de solution de chlorure de sébacyle au-dessus de cette solution, en essayant de ne pas la perturber.

Introduire une spatule recourbée dans le mélange, de telle manière qu'elle atteigne la frontière entre les 2 solutions; retirer lentement la spatule, en emportant à l'air libre le film qui s'est formé. Enrouler précautionneusement ce fil sur l'installation à enrouler, placée sur le bécher, ou à défaut sur une baguette de verre.

Lorsque la longueur du fil est suffisante, le couper et le rincer à l'eau.

EXPLICATIONS

En milieu basique, le chlorure de sébacyle et l'hexaméthylènediamine se combinent, pour former un produit de polymérisation, le Nylon 6,6. Ce polymère contient l'équivalent d'un chlorure de sébacyle suivi de l'équivalent d'un hexaméthylènediamine et ainsi de suite. Les 2 solutions initiales sont immiscibles et de densités différentes (le chlorure de sébacyle est préparé dans l'hexane et l'hexaméthylènediamine dans l'eau), ce qui permet à la réaction de se produire continuellement à l'interface entre les 2 solutions, au fur et à mesure que le produit de réaction est retiré de l'interface.

7.6 MOLECULE, MOLE, NOMBRE D'AVOGADRO

TEMPS REQUIS

Environ 120 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

La série de manipulations décrite ci-dessous permet de déterminer l'ordre de grandeur du nombre d'Avogadro (N_{AV} , nombre de molécules par mole de molécule) et d'apprécier les dimensions moléculaires.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 fiole jaugée 100ml, 1 pipette graduée 1ml, 1 burette graduée, 1 bécher 100ml, pipettes Pasteur, 1 cristalliseur, 1 balance de précision.

REACTIFS

Acide oléique ($C_{17}H_{33}COOH$), pentane (C_5H_{12}), phénolphthaléine ($C_{20}H_{14}O_4$) 0.1%, hydroxyde de sodium (NaOH) 1M, éthanol (CH_3CH_2OH), huile minérale, poudre de lycopode.

MANIPULATIONS

(1) Peser exactement environ 10mg (0.01g) d'acide oléique, dans une fiole jaugée de 100ml.

Compléter précisément au trait de jauge avec le pentane.

EXPLICATIONS

(1) Peser "exactement environ" 10mg signifie peser une masse proche de 10mg, mais de manière précise (p.ex. 8.68mg, 10.34mg). Pour une masse précise de 10.00mg d'acide oléique dans 100.0ml de pentane,

(2) Remplir un cristalliseur d'eau et éliminer les impuretés avec un papier absorbant.

Recouvrir la surface d'eau avec un film d'huile minérale (1-2 gouttes) puis saupoudrer d'une fine pellicule de poussière de lycopode.

Précautionneusement, verser exactement 0.1ml de ce mélange à la surface immobile de l'eau.

Laisser le solvant s'évaporer totalement et un disque d'acide oléique se former à la surface de l'eau.

Mesurer le diamètre moyen de ce disque et calculer sa surface S_{disque} .

(3) Parallèlement, peser précisément 0.5ml d'acide oléique pur dans un bécher.

(4) diluer la solution préparée au point (3) dans un peu d'éthanol, ajouter quelques gouttes de phénolphthaléine, puis, au moyen de la burette graduée, ajouter lentement de la solution d'hydroxyde de sodium, en agitant, jusqu'au changement de couleur de la solution; noter précisément le volume de base ajoutée.

En combinant les points (1) et (2), on détermine la masse précise m_{acide} d'acide oléique présente à la surface de l'eau.

- Par exemple : une prise de 0.1ml correspond à 10^{-5}g d'acide oléique, pour une pesée de 10mg d'acide oléique dans 100ml de pentane ($m_{\text{acide}} = 0.1\text{ml} \cdot (0.01\text{g}/100\text{ml})$).

En combinant la masse précise m_{acide} d'acide oléique déterminée au point (2) et la densité d_{acide} de l'acide oléique déterminée au point (3), on détermine le volume V_{acide} des molécules d'acide oléique ajoutées à la surface de l'eau (qu'il ne faut pas confondre avec le volume de solution d'acide oléique dans le pentane ajouté à la surface de l'eau).

- Par exemple : si 0.5ml d'acide oléique pur pèse 0.45g, la densité de l'acide est 0.9g/ml ($d_{\text{acide}} = 0.45\text{g}/0.5\text{ml}$); dans ce cas, le volume d'acide oléique dans le film est de $1.1 \cdot 10^{-5}\text{ml}$ ($V_{\text{acide}} = 10^{-5}\text{g}/0.9\text{g/ml}$).

la concentration d'acide oléique est de 100.0mg/l. L'acide oléique est soluble dans le pentane, mais pas dans l'eau.

(2) Le pentane a un point d'ébullition de 36°C ; il n'est pas soluble dans l'eau, a une densité inférieure à celle-ci; il reste donc à la surface de l'eau et s'évapore rapidement. L'acide oléique a une densité plus faible que l'eau et ne s'évapore pas (point d'ébullition très élevé); par conséquent, lorsque le pentane s'évapore, l'acide oléique reste à la surface de l'eau, sous forme d'un disque d'autant plus régulier que l'addition de la solution s'est déroulée lentement. Le lycopode est une spore, utilisée ici avec l'huile minérale pour mieux visualiser le film monomoléculaire d'acide oléique qui s'étale à la surface de l'eau.

(3) La pesée précise d'un volume précis de la solution d'acide oléique permet de déterminer la densité d_{acide} de ce dernier; la densité ((g/ml)) exprime la masse d'un composé par unité de volume de celui-ci.

(4) La solution d'acide oléique, diluée dans l'éthanol, est neutralisée par une solution de base. En présence d'un indicateur acide-base, la solution change de couleur lorsqu'elle passe d'un caractère acide à un caractère basique (et vice-versa).

En combinant le volume V_{acide} déterminé ci-dessus et la surface du disque S_{disque} déterminée au point (2), on détermine la hauteur h_{acide} de la couche monomoléculaire d'acide oléique à la surface de l'eau; cette hauteur est équivalente à la hauteur $h_{\text{molécule}}$ d'une molécule d'acide oléique.

- Par exemple : pour un volume d'acide oléique égal à $1.1 \cdot 10^{-5} \text{cm}^3$ et une surface de disque de 60cm^2 , l'épaisseur de la couche monomoléculaire de solution, qui équivaut à la hauteur d'une molécule d'acide oléique, est de **$1.8 \cdot 10^{-7} \text{cm}$** ($h_{\text{molécule}} = 1.1 \cdot 10^{-5} \text{cm}^3 / 60 \text{cm}^2$).

En considérant qu'une molécule d'acide oléique peut être représentée dans l'espace comme un parallélépipède rectangle dont la hauteur $h_{\text{molécule}}$ déterminée ci-dessus est 2 fois plus grande que le côté, on détermine le volume $V_{\text{molécule}}$ d'une molécule d'acide oléique ($V_{\text{molécule}} = h_{\text{molécule}} \cdot (h_{\text{molécule}}/2)^2 = h_{\text{molécule}}^3/4$).

- Par exemple : pour une hauteur de molécule de $1.8 \cdot 10^{-7} \text{cm}$, le volume d'une molécule est de **$1.46 \cdot 10^{-21} \text{cm}^3$** ($V_{\text{molécule}} = 1.8 \cdot 10^{-7} \text{cm} \cdot (1.8 \cdot 10^{-7} \text{cm}/2)^2$).

Au point (4), on détermine la quantité précise de base nécessaire pour neutraliser la quantité d'acide oléique pesée au point (3).

- Par exemple : 1.8ml de NaOH 1M représentent **$1.8 \cdot 10^{-3} \text{mole}$** de NaOH pour neutraliser l'acide oléique présent dans la prise de 0.5g de solution ($\text{mole}_{\text{NaOH}} = 1.8 \text{ml} \cdot (1 \text{M} / 1000 \text{ml})$).

En tenant compte de la masse m_{acide} d'acide oléique pesée au point (3) et en considérant que 1 mole d'hydroxyde de sodium neutralise 1 mole d'acide oléique, on détermine la masse moléculaire MM_{acide} de l'acide oléique.

- Par exemple : $1.8 \cdot 10^{-3} \text{mole}$ de NaOH correspondent à $1.8 \cdot 10^{-3} \text{mole}$ d'acide oléique dans la prise de 0.5g; avec cette prise, la masse moléculaire de l'acide oléique est donc de **278g/mol** ($MM_{\text{acide}} = 0.5 \text{g} / 1.8 \cdot 10^{-3} \text{mole d'acide}$).

En combinant la masse moléculaire MM_{acide} et la densité d_{acide} de l'acide oléique obtenue au point (3), on détermine le volume V_{mole} d'une mole d'acide oléique.

- Par exemple : pour une masse moléculaire calculée de 278g/mol et une densité de 0.9g/ml , le volume molaire de l'acide oléique est de **309cm^3** ($V_{\text{mole}} = 277.8 \text{g/mol} / 0.9 \text{g/ml}$).

En combinant le volume V_{mole} d'une mole d'acide oléique avec le volume $V_{\text{molécule}}$ d'une molécule d'acide oléique, on détermine le nombre de molécules par mole, c'est-à-dire le nombre d'Avogadro N_{Av} ($N_{\text{Av}} = V_{\text{mole}} / V_{\text{molécule}}$).

- Par exemple : si le volume d'une mole est de 309cm^3 et le volume d'une molécule est de $1.46 \cdot 10^{-21} \text{cm}^3$, le nombre d'Avogadro expérimental est de **$2.1 \cdot 10^{23}$** ($N_{\text{Av}} = 309 \text{cm}^3 / 1.46 \cdot 10^{-21} \text{cm}^3$; $N_{\text{Av}} \text{ théorique} = 6.023 \cdot 10^{23}$).

Il est clair que le nombre d'Avogadro, ainsi que les dimensions d'une molécule d'acide oléique, déterminés de cette manière ne sont que des approximations des valeurs attendues (un facteur de 10 dans les valeurs calculées représente tout de même une assez bonne approximation), car plusieurs erreurs sont engendrées à chaque étape de l'expérience (détermination des masses, des volumes, du diamètre moyen, de la forme de la molécule).

7.7 STOECHIMETRIE, CONCENTRATION, DILUTION

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Appliquer la notion d'équilibration d'une réaction chimique (stoechiométrie) et maîtriser la notion de concentration et de dilution d'un composé.

MATERIEL DE TRAVAIL

6 petites éprouvettes, 1 pipette graduée 1ml, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Acide chlorhydrique (HCl) 0.1M, acide sulfurique (H₂SO₄) 0.1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M, phénolphtaléine (C₂₀H₁₄O₄) 0.1%.

MANIPULATIONS

(1) Préparer 6 éprouvettes et y verser les solutions d'acide chlorhydrique et d'acide sulfurique comme décrit dans la table qui suit.

Ajouter ensuite 1 goutte de solution de phénolphtaléine, puis ajouter de la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'au changement de coloration de la mixture.

EXPLICATIONS

(1) La solution d'indicateur (phénolphtaléine) est ajoutée aux 6 éprouvettes afin de visualiser le passage d'un caractère acide à basique. Chaque éprouvette contient initialement un acide, différent pour les éprouvettes 1-4 et 5-6; l'acide chlorhydrique ne cède qu'un proton, alors que l'acide sulfurique en cède 2; il faut donc, à volume égal de chacun de ces acides, 2 fois plus de base pour neutraliser le second. Pour les éprouvettes 1-4, ce n'est pas le volume final qui importe pour la neutralisation, mais la quantité d'acide introduite initialement.

éprouvette	1	2	3	4	5	6
volume de solution de HCl (ml)	1	2	1 + 1 H ₂ O	2 + 2 H ₂ O	-	-
volume de solution de H ₂ SO ₄ (ml)	-	-	-	-	1	2

7.8 EQUILIBRE DE REACTION

TEMPS REQUIS

Environ 60 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Illustrer le principe des équilibres chimiques, la possibilité de forcer ceux-ci dans un sens ou l'autre et la réponse du système chimique à une telle atteinte extérieure.

MATERIEL DE TRAVAIL

5 béchers 250ml, 1 cylindre gradué 50ml, filtres en papier, 1 sèche-cheveux, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, bromure de potassium (KBr) 1M, sulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) 1M, chlorure de cobalt (CoCl_2 , ou $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), éthanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), chlorure de sodium (NaCl), nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M.

MANIPULATIONS

(1) Préparer, dans 2 béchers, 0.5g de chlorure de cobalt; ajouter 20ml d'eau, respectivement 20ml d'éthanol; observer la coloration de ces 2 solutions.

Ajouter du chlorure de sodium au premier bécher (changement de la coloration) et de l'eau au second (changement de la coloration).

Ajouter de l'éthanol au second bécher (changement de la coloration).

Ajouter de la solution de nitrate d'argent aux 2 béchers (changement de coloration et précipitation).

Imprégner un papier filtre avec 5ml d'une solution aqueuse saturée de chlorure de cobalt, puis sécher ce papier filtre sur sèche-cheveux et observer sa coloration, avant de l'humidifier à nouveau avec un peu d'eau.

EXPLICATIONS

(1) Le cobalt peut exister, dans les conditions de l'expérience, sous 2 formes : combiné avec des molécules d'eau (solution rose), ou combiné avec les ions chlorure (solution bleue). Lorsque le chlorure de cobalt est dissous dans l'eau, l'équilibre est naturellement déplacé vers la formation du composé cobalt/eau, puisque les ions chlorure représentent une quantité négligeable en comparaison à l'eau. A l'inverse, lorsque le chlorure de cobalt est dissous dans l'alcool, le composé cobalt/chlorure est le seul à exister. Si l'on ajoute du chlorure de sodium dans la solution aqueuse, la concentration élevée d'ions chlorure remplace les molécules d'eau combinées au cobalt et déplace l'équilibre vers la formation du composé cobalt/chlorure bleu, bien que la solution soit aqueuse. A l'inverse, si l'on ajoute de l'eau dans la solution d'éthanol, le cobalt peut s'y combiner; l'équilibre est déplacé vers la formation du composé cobalt/eau rose; un nouvel ajout d'éthanol déplace à nouveau l'équilibre vers la solution bleue. Lorsqu'on ajoute une solution de nitrate d'argent à ces solutions, l'argent, qui a une forte affinité pour les chlorures, déplace ceux-ci, pour former le chlorure d'argent qui précipite; on assiste à un nouveau déplacement d'équilibre, puisque dans la compétition entre l'argent et le cobalt pour les ions chlorure, c'est l'argent qui l'emporte. En conséquence, le cobalt ne peut plus se combiner qu'avec l'eau, pour former à nouveau le composé cobalt/eau rose. Lorsqu'un papier filtre est imprégné

(2) Introduire, dans 3 béchers, 50ml de solution de sulfate de cuivre.

Dans le premier et dans le second, ajouter de la solution de bromure de potassium, jusqu'au changement de coloration.

Dans le premier bécher, ajouter de la solution de sulfate de sodium, jusqu'au changement de coloration.

Finalement, chauffer la première solution, sur bec Bunsen, puis refroidir ce bécher sous eau froide; observer les changements de coloration de cette solution lorsqu'elle est chaude puis froide.

avec une solution aqueuse de chlorure de cobalt, celui-ci garde une teinte rose tant que l'humidité y est suffisante pour que l'eau reste combinée au cobalt; aussitôt que le filtre est sec, la concentration en eau diminue et le cobalt se combine aux ions chlorure, pour former le composé bleu. On a par conséquent fabriqué un hygromètre rudimentaire, qui nous indique approximativement le taux d'humidité dans l'air.

(2) Le sulfate de cuivre est bleu en solution aqueuse (il y a encore peu de temps, ce composé était activement utilisé dans les vignes pour lutter contre le mildiou; il a aujourd'hui été remplacé par des substances plus efficaces); en ajoutant du bromure de potassium dans cette solution, on crée une réaction de complexation, où les ions sulfate sont déplacés par les ions bromure, qui forment avec le cuivre un composé vert en solution, tandis que les ions sulfate sont libres, en équilibre avec les autres espèces présentes en solution. L'équilibre est donc naturellement déplacé vers la formation de ce nouveau composé de bromure de cuivre. L'addition de cette solution de KBr dilue la solution initiale, c'est pourquoi il est conseillé d'ajouter un volume équivalent d'eau dans le dernier bécher afin de tenir compte de l'effet de cette dilution sur la coloration des solutions. En ajoutant une solution de sulfate de sodium dans la solution contenant le bromure de cuivre, on force l'équilibre précédent à se déplacer à nouveau vers la formation du composé initial (sulfate de cuivre), puisque l'on impose une contrainte inacceptable au système; en effet, lorsque l'on ajoute des ions sulfate, il s'en trouve beaucoup trop en solution par rapport à ce que l'équilibre naturel du système cuivre/bromure/sulfate/sodium/potassium permet. Pour rétablir l'équilibre, le système réagit en inversant sa réaction (d'où l'utilisation d'une double flèche lorsqu'on écrit une telle réaction), afin que les proportions relatives des différentes espèces en solution

soient conservées. La réaction entre le sulfate de cuivre et le bromure de potassium est favorisée par la chaleur (réaction endothermique, absorbant de l'énergie, par opposition à une réaction exothermique, qui en dégage). Lorsqu'on élève la température, on force à nouveau l'équilibre vers la formation du composé vert; en revanche, lorsque l'on diminue la température de cette solution, les composés tendent naturellement à retrouver leur équilibre, ce qui se traduit par un nouveau déplacement de la réaction vers la solution bleue de sulfate de cuivre.

7.9 CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE NOIR/BLANC

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Les manipulations envisagées ci-dessous introduisent une chimie qui apparaît encore comme particulièrement magique : la chimie photographique noir/blanc.

MATERIEL DE TRAVAIL

3 béchers 250ml, 1 sac de tissu noir opaque à la lumière (mini-chambre noire), 1 film photographique noir/blanc vierge, 1 paire de ciseaux.

REACTIFS

Vinaigre, révélateur et fixateur photographiques noir/blanc.

Le sac de tissu noir doit contenir les 3 béchers, avec chacun 150-200ml de révélateur noir/blanc, de vinaigre et respectivement de fixateur noir/blanc, entreposés dans cet ordre, avant le début des manipulations.

MANIPULATIONS

(1) Extraire d'une cartouche de film noir/blanc vierge 5cm de pellicule, la couper et l'exposer à la lumière. Introduire ensuite cette bande de film et la cartouche vierge dans le sac de tissu noir et, à l'abri de la lumière, couper une seconde bande de pellicule vierge (couper celle-ci plus courte ou plus longue pour la distinguer de la précédente).

EXPLICATIONS

(1) Lorsque la pellicule est exposée à la lumière, l'énergie des rayons lumineux est suffisamment élevée pour réduire quelques ions argent présents dans les cristaux insolubles de AgBr constituant le matériau photosensible des films; cette notion est nouvelle, puisque l'on assiste à une réaction de réduction n'impliquant qu'une seule espèce chimique, la lumière jouant le rôle de l'habi-

- (2) A l'intérieur du sac de tissu noir, introduire les 2 bandes de film (exposé et non exposé) dans le premier bécher, contenant le révélateur noir/blanc et agiter occasionnellement durant 2min.
- (2) Lorsque les pellicules sont placées dans le révélateur, le composé organique actif (principalement de l'hydroquinone), en milieu fortement basique (généralement du NaOH), s'oxyde en réduisant les cristaux de AgBr qui ont été sensibilisés par la lumière (et qui contiennent donc quelques atomes d'argent métallique); on assiste ici à une réaction d'oxydation-réduction classique. Le film qui n'avait pas été exposé à la lumière ne subit pas la réaction de réduction, car celle-ci ne peut être catalysée que par la présence des atomes d'argent métallique. L'agitation est nécessaire lors de cette expérience, car les produits chimiques qui réagissent à la surface du film s'épuisent et ils doivent être remplacés par les produits chimiques frais, présents en solution.
- (3) Introduire ensuite ces 2 bandes de film dans le second bécher, contenant le vinaigre et agiter durant quelques secondes.
- (3) Le vinaigre (acide acétique) est un composé organique légèrement acide, qui est nécessaire pour éliminer l'excès de base forte de l'étape précédente, l'étape 4 devant se dérouler en milieu faiblement acide.
- (4) Introduire ensuite ces 2 bandes de film dans le troisième bécher, contenant le fixateur noir/blanc et agiter occasionnellement durant 1min.
- (4) Le fixateur, principalement du thiosulfate de sodium, est un complexant puissant de l'argent; par conséquent, les cristaux de AgBr qui n'avaient pas été exposés à la lumière et qui n'ont par conséquent pas été réduits en argent métallique par le révélateur, sont solubilisés par complexation et peuvent donc être éliminés de la pellicule, alors que seul l'argent métallique reste sur cette dernière. Notons que si nous avons utilisé un acide fort à l'étape précédente, une réaction d'oxydation-réduction parasite serait apparue, transformant le thiosulfate en soufre (S^0) et en bisulfite.
- (5) Finalement, extraire les 2 bandes de film du sac de tissu et les rincer à l'eau courante.
- (5) Le rinçage à l'eau des bandes de film permet d'éliminer les réactifs résiduels (ex-

cès de thiosulfate, argent complexé). A l'issue de cette étape, le film exposé à la lumière est totalement noir (donc recouvert d'une couche d'argent métallique, produite par le révélateur), alors que le film non exposé est transparent (puisque les cristaux de AgBr le constituant ont été totalement éliminés par le fixateur).

7.10 LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT

TEMPS REQUIS

Environ 45 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

L'expérience proposée fait intervenir l'élément argent et ses transformations à travers des réactions de précipitation, de complexation, acide-base et de chimie organique.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 grande éprouvette, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH, gants à usage unique.

REACTIFS

Nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M, carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), hydroxyde de sodium (NaOH) 1M, acide nitrique (HNO_3) concentré, acide chlorhydrique (HCl) concentré, ammoniac (NH_4OH) concentré, bromure de potassium (KBr) 1M, thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, iodure de potassium (KI) 1M, sulfure de sodium (Na_2S) 1M.

La série de manipulations décrite ci-dessous doit impérativement être effectuée dans l'ordre donné.

MANIPULATIONS

(1) Dans une grande éprouvette, introduire 1ml de solution de nitrate d'argent, puis ajouter lentement du carbonate de sodium (apparition d'un précipité crème).

(2) **PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.** Ajouter de la solution d'hydroxyde de sodium, jusqu'à apparition d'un précipité brun sombre.

EXPLICATIONS

(1) L'argent soluble (Ag^+) précipite sous forme de carbonate d'argent faiblement soluble (Ag_2CO_3) en présence d'ions carbonate.

(2) L'argent précipité a une affinité plus forte pour l'hydroxyde de sodium que pour le carbonate de sodium; il reprécipite sous forme d'oxyde insoluble en présence de l'excès de NaOH.

(3) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Ajouter goutte à goutte de l'acide nitrique jusqu'à disparition du précipité brun.

(4) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Ajouter goutte à goutte de l'acide chlorhydrique concentré, jusqu'à apparition d'un précipité blanc pur.

(5) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Ajouter goutte à goutte de l'ammoniaque concentré, jusqu'à disparition du précipité blanc pur.

(6) Ajouter de la solution de bromure de potassium, jusqu'à apparition d'un précipité jaune paille.

(7) Ajouter de la solution de thiosulfate de sodium, jusqu'à disparition du précipité jaune paille.

(8) Ajouter de la solution d'iodure de potassium, jusqu'à apparition d'un précipité blanc.

(9) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Si la solution n'est pas acide (vérifier au papier pH et le cas échéant, ajouter sous chapelette quelques gouttes d'ammoniaque concentré), ajouter de la solution de sulfure de sodium, jusqu'à apparition d'un précipité noir.

(3) L'acide nitrique permet la dissolution de l'oxyde d'argent précipité; la solution résultante est actuellement acide.

(4) Les ions chlorure de l'acide chlorhydrique précipitent avec l'argent sous forme d'un composé insoluble plus stable que l'oxyde d'argent formé auparavant; cette forme stable de composé, ainsi que l'abondance de ions chlorure sur terre, expliquent la présence de ce solide dans la nature.

(5) L'ammoniaque, basique, possède des propriétés complexantes assez fortes pour déplacer les chlorures par compétition; le complexe ammoniacal d'argent est soluble et plus stable que le chlorure d'argent.

(6) Les ions bromure agissent avec l'argent comme les ions chlorure, en formant un composé qui précipite; la liaison entre bromure et argent est plus forte qu'entre ammoniaque et argent (et donc qu'entre chlorure et argent), ce qui explique que ce précipité se forme.

(7) L'ion thiosulfate agit, comme l'ammoniaque mais avec une force plus élevée, en tant que complexant de l'argent et déplace donc les ions bromure pour former un composé encore plus stable, mais qui reste en solution. L'ion thiosulfate est largement utilisé en photographie, pour ses propriétés complexantes de l'argent.

(8) Comme pour les ions chlorure et bromure, mais plus puissamment encore, l'ion iodure se combine à l'argent pour former par précipitation un composé insoluble.

(9) L'ion sulfure, dans la série des composés ajoutés, se complexe le plus fortement à l'argent, pour former un composé insoluble qui précipite. En milieu acide l'ion sulfure forme l'acide sulfhydrique à l'odeur forte d'oeuf pourri (il serait d'ailleurs plus correct de dire que l'oeuf pourri a une odeur forte d'acide sulfhydrique).

Tout au long de ces manipulations et pour autant qu'elles aient été effectuées dans l'ordre donné, on a assisté à des réactions compétitives basées sur les phénomènes acide-base, de précipitation, de complexation, d'oxydation-réduction. Puisque l'on a ajouté à la solution de départ des espèces formant des liaisons de plus en plus stables avec l'argent, l'ordre des manipulation est important; en effet, si la réaction 10 avait été effectuée dès le départ, il n'aurait théoriquement pas été possible de déplacer l'ion sulfure et aucune transformation n'aurait été observée (en fait, l'acidification du précipité de sulfure d'argent aurait formé, par réaction acide-base, l'acide sulfhydrique volatil, qui aurait tout de même libéré l'argent).

8. REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES, SUBSTANCES CHIMIQUES ET PRODUITS COURANTS UTILISES

8.1 REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES

REFERENCES DE NIVEAU SECONDAIRE I

N. Furer, B. Weber; **Approche du Monde de la Chimie** (1989); Editions LEP, Lausanne (Suisse).

M. Cosandey; **Laboratoire de Chimie "Do It Yourself"**, cours 571N et 779 (1986, 1988); Centre de Perfectionnement et de Formation Complémentaire, Lausanne (Suisse).

REFERENCES DE NIVEAU CHIMIE GENERALE

D.A. McQuarrie, P.A. Rock; **Chimie Générale**, édition traduite (1992); De Boeck-Wesmael, Bruxelles (Belgique).

K. Hutton; **Comprendre la Chimie** (1973); Marabout Université, Verviers (Belgique).

B. Selinger; **Chemistry in the Marketplace**, 4th edition (1989); Harcourt Brace Jovanovich, Sydney (Australia).

REFERENCES DE NIVEAU PROPEDEUTIQUE

R. Roulet; **Chimie Générale** (1991); Institut de Chimie Minérale et Analytique, Université de Lausanne (Suisse).

W. Haerdi; **Chimie Générale** (1990); Faculté des Sciences, Université de Genève (Suisse).

J.J.R. Frausto da Silva, R.J.P. Williams; **The Biological Chemistry of the Elements** (1991); Clarendon Press, Oxford (G.B.).

N.L. Allinger, M.P. Cava, D.C. De Jongh, C.R. Johnson, N.A. Lebel, C.L. Stevens; **Organic Chemistry**, 2nd edition (1976); Worth Publishers, New York (U.S.A.).

P. Glafkidès; **Chimie et Physique Photographiques**, 5ème édition (1987); Editions de l'Usine Nouvelle, Paris (France).

Journal of Chemical Education.

Handbook of Chemistry and Physics, 73rd edition (1992-1993); CRC Press, Boca Raton (U.S.A.).

8.2 SUBSTANCES CHIMIQUES ET PRODUITS COURANTS UTILISES

La liste qui suit contient toutes les substances chimiques utilisées dans les expériences de base et optionnelles de ce cours.

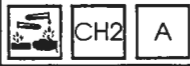
Les produits courants (produits alimentaires et ménagers, produits photographiques) utilisés dans les expériences sont décrits à la suite des substances chimiques.

Les indications apportées pour la préparation de solutions de concentrations voulues ne sont, dans la plupart des cas, que semi-quantitatives (masses et volumes arrondis).

La toxicité des substances chimiques, selon les directives de la communauté européenne et les directives suisses, ainsi que leur mode d'élimination, sont indiqués pour chaque substance sous forme de pictogrammes. Leur signification est donnée à la fin de ce chapitre.

ACIDE CHLORHYDRIQUE

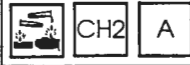
HCl



référence 3.2, 3.4, 5.2, 7.2, 7.7, 7.10
 état gaz
 masse moléculaire 36.46(g/mol)
 concentration 7.7(mol/l) (25%, 1.12(g/ml))

solution concentrée : utiliser tel quel
 solution 1M : ajuster 13ml HCl à 100ml avec H₂O
 solution 0.1M : ajuster 13ml HCl à 1000ml avec H₂O, ou diluer 10 fois la solution 1M

pour les expériences quantitatives, il est conseillé d'utiliser des solutions de Titrisol Merck, de concentrations extrêmement précises

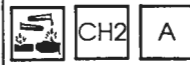
ACIDE NITRIQUEHNO₃

référence 6.2, 7.10
 état gaz
 masse moléculaire 63.01(g/mol)
 concentration 14.4(mol/l) (65%, 1.40(g/ml))

solution concentrée : utiliser tel quel

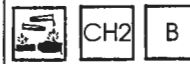
ACIDE OLEIQUEacide cis-9,10-octadécénoïque
C₁₇H₃₃COOH

référence 7.6
 état liquide
 masse moléculaire 282.47(g/mol)
 densité 0.89(g/ml)

ACIDE SULFURIQUEH₂SO₄

référence 7.7
 état gaz
 masse moléculaire 98.08(g/mol)
 concentration 18.2(mol/l) (97%, 1.84(g/ml))

solution 0.1M : ajuster 5.5ml H₂SO₄ concentré à 1000ml avec H₂O

AMMONIAQUENH₄OH

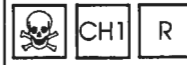
référence 6.2, 7.3, 7.10
 état (ammoniac NH₃) gaz
 masse moléculaire (NH₃) 17.03(g/mol)
 masse moléculaire (NH₄OH) 35.05(g/mol)
 concentration 12.7(mol/l) (24%, 0.9(g/ml))

solution concentrée : utiliser tel quel
 solution 1M : ajuster 8ml NH₃ concentré à 100ml avec H₂O

le terme "ammoniac" se réfère au composé gazeux NH₃, tandis que "ammoniaque" se réfère à une solution de ce composé

ARSENITE DE SODIUM

métaarsénite de sodium

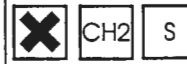
NaAsO₂

référence 7.4
 état solide
 masse moléculaire 129.91(g/mol)

solution 0.1M : dissoudre 1.3g NaAsO₂ (toxique) dans 60-80ml H₂O, puis ajouter lentement 7ml H₂SO₄ concentré, et ajuster à 100ml avec H₂O

AZOBENZENE

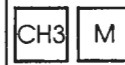
diphényldiimide

C₆H₅NNC₆H₅

référence 7.1
 état solide
 masse moléculaire 182.23(g/mol)

BROMURE DE POTASSIUM

KBr



référence 6.2, 6.3, 7.8, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 119.01(g/mol)

solution 1M : ajuster 119g KBr à 1000ml avec H₂O

CARBONATE DE CALCIUMCaCO₃

référence 7.1
 état solide
 masse moléculaire 100.09(g/mol)

CARBONATE DE SODIUMNa₂CO₃·H₂O

référence 6.2, 7.1, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 124.00(g/mol)

CHLOROFORME

trichlorométhane

CHCl₃

référence 3.1, 7.1, 7.4
 état liquide
 masse moléculaire 119.38(g/mol)
 densité 1.48(g/ml)

CHLORURE DE BARYUMBaCl₂·2H₂O

référence 5.1
 état solide
 masse moléculaire 244.28(g/mol)

solution 0.2M : ajuster précisément 4.886g
 BaCl₂·2H₂O à 100ml avec H₂O

CHLORURE DE CALCIUMCaCl₂·2H₂O

référence 7.1
 état solide
 masse moléculaire 147.02(g/mol)

CHLORURE DE COBALTCoCl₂·6H₂O, CoCl₂

référence 7.8
 état solide
 masse moléculaire (CoCl₂·6H₂O) 237.93(g/mol)
 masse moléculaire (CoCl₂) 129.84(g/mol)

CHLORURE DE SEBACYLEClOC(CH₂)₈COCl

référence 7.5
 état liquide
 masse moléculaire 239.14(g/mol)
 densité 1.12(g/ml)

solution de travail : ajuster 4ml ClOC(CH₂)₈COCl
 à 100ml avec de l'hexane

CHLORURE DE SODIUM

sel de cuisine

NaCl



référence 7.2, 7.8
 état solide

masse moléculaire 58.45(g/mol)

CHROMATE DE POTASSIUMK₂CrO₄

référence 5.1
 état solide
 masse moléculaire 194.20(g/mol)

solution 0.2M : ajuster précisément 3.884g K₂CrO₄
 à 100ml avec H₂O

DICHROMATE D'AMMONIUM(NH₄)₂Cr₂O₇

référence 7.4
 état solide
 masse moléculaire 252.06(g/mol)

DIETHYLDITHIOCARBAMATE DE SODIUM(C₂H₅)₂NCSSNa·3H₂O

référence 3.3
 état solide
 masse moléculaire 225.31(g/mol)

solution 1% (0.044M) : ajuster 1g du composé à
 100ml avec H₂O

DIMETHYLGLYOXIMEH₃CC(NOHC)(NOHC)CH₃

référence 7.3
 état solide
 masse moléculaire 116.12(g/mol)

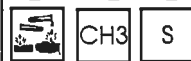
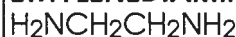
solution 0.1% (0.0086M) : dissoudre 0.1g
 H₃CC(NOHC)(NOHC)CH₃ dans 50ml d'éthanol,
 puis ajuster à 100ml avec H₂O (dissolution lente,
 chauffer légèrement)

ETHANOL

alcool éthylique

C₂H₅OH

référence 3.5, 6.1, 7.6, 7.8
 état liquide
 masse moléculaire 46.07(g/mol)
 densité 0.79(g/ml)

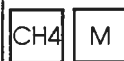
ETHYLENEDIAMINE

référence 7.3
 état liquide
 masse moléculaire 60.10(g/mol)
 densité 0.9(g/ml)

solution 25% (3.75M) : ajuster 25ml $H_2NCH_2CH_2NH_2$ à 100ml avec H_2O

FERRICYANURE DE POTASSIUM

hexacyanoferrate (III) de potassium
 $K_3Fe(CN)_6$

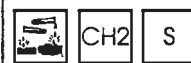


référence 6.3
 état solide
 masse moléculaire 329.26(g/mol)

solution 0.075M : ajuster 25g $K_3Fe(CN)_6$ et 7g KBr à 1000ml avec H_2O

HEXAMETHYLENEDIAMINE

1,6-diaminohexane
 $H_2N(CH_2)_6NH_2$

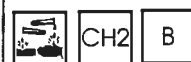


référence 7.5
 état solide
 masse moléculaire 116.21(g/mol)

solution de travail : dissoudre 1g NaOH dans 30ml H_2O , puis ajouter 2.2g $H_2N(CH_2)_6NH_2$, et ajuster à 50ml avec H_2O

HYDROXYDE DE POTASSIUM

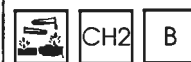
KOH



référence 3.5
 état solide
 masse moléculaire 56.11(g/mol)

HYDROXYDE DE SODIUM

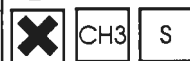
NaOH



référence 3.2, 3.5, 5.2, 6.1, 7.2, 7.5, 7.6, 7.7, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 40.00(g/mol)

solution 1M : ajuster 4g NaOH à 100ml avec H_2O
 solution 0.1M : ajuster 0.4g NaOH à 100ml avec H_2O , ou diluer 10 fois la solution 1M

pour les expériences quantitatives, il est conseillé d'utiliser les solutions de Titrisol Merck, de concentrations extrêmement précises

HYDROXYLAMINE

référence 7.3
 état solide
 masse moléculaire 69.49(g/mol)

solution 1M : ajuster 7g $H_2NOH \cdot HCl$ à 100ml avec H_2O

IODE

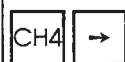
I_2



référence 7.1
 état solide
 masse moléculaire 253.81(g/mol)

IODURE DE POTASSIUM

KI



référence 3.1, 6.2, 7.4, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 166.01(g/mol)

solution 1M : ajuster 16.6g KI à 100ml avec H_2O

LYCOPODE

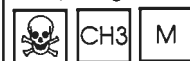
spores de *Lycopodium clavatum*



référence 7.6
 état solide

METAVANADATE D'AMMONIUM

NH_4VO_3

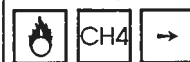


référence 3.4
 état solide
 masse moléculaire 116.98(g/mol)

solution 1% (0.085M) : dissoudre 1g NH_4VO_3 dans 20ml NaOH 1M, ajouter lentement 30ml H_2SO_4 3M, et ajuster à 100ml avec H_2O

NITRATE D'AMMONIUM

NH_4NO_3



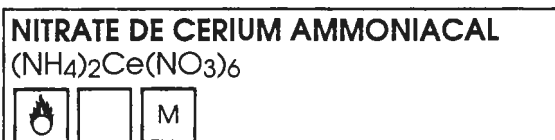
référence 6.1
 état solide
 masse moléculaire 80.04(g/mol)

solution 1.5M : ajuster 6g du sel à 50ml avec H_2O



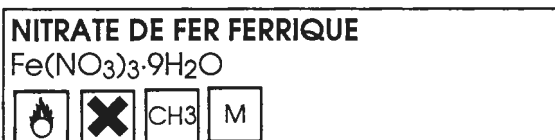
référence 6.1, 6.2, 7.8, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 169.87(g/mol)

solution 0.5M : ajuster 8.5g AgNO_3 à 100ml avec H_2O (photosensible, conserver à l'obscurité)



référence 7.4
 état solide
 masse moléculaire 548.23(g/mol)

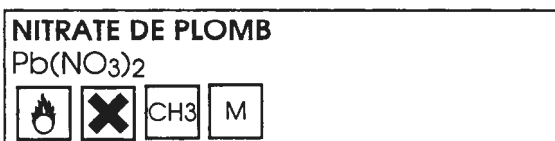
solution 0.02M : dissoudre 1.1g $(\text{NH}_4)_2\text{Ce}(\text{NO}_3)_6$ dans 60-80ml H_2O , ajouter lentement 5ml H_2SO_4 concentré, puis ajuster à 100ml avec H_2O



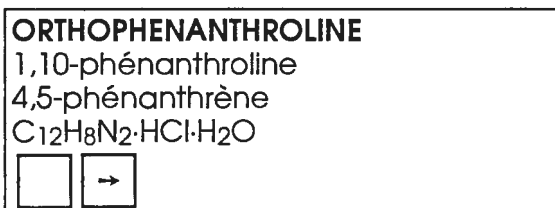
référence 3.3, 7.3
 état solide
 masse moléculaire 404.02(g/mol)

solution 1M : ajuster 40g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ à 100ml avec H_2O

solution 0.01M : ajuster 0.4g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ à 100ml avec H_2O , ou diluer 100 fois la solution 1M



référence 3.1
 état solide
 masse moléculaire 331.20(g/mol)



référence 7.3
 état solide
 masse moléculaire 234.69(g/mol)

solution 0.1% : ajuster 0.1g $\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2 \cdot \text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ à 100ml avec H_2O



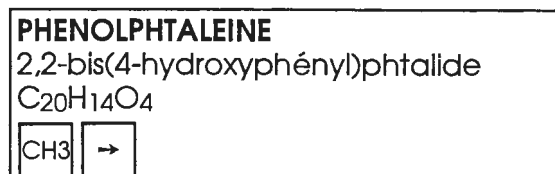
référence 7.6
 état liquide
 masse moléculaire 72.15(g/mol)
 densité 0.63(g/ml)



référence 3.4
 état solide
 masse moléculaire 158.04(g/mol)

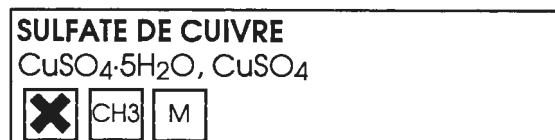
solution 1M : ajuster 15.8g KMnO_4 à 100ml avec H_2O (chauffer pour permettre la dissolution complète)

solution 0.01M : ajuster 0.158g KMnO_4 à 100ml avec H_2O , ou diluer 100 fois la solution 1M



référence 7.6, 7.7
 état solide
 masse moléculaire 318.33(g/mol)

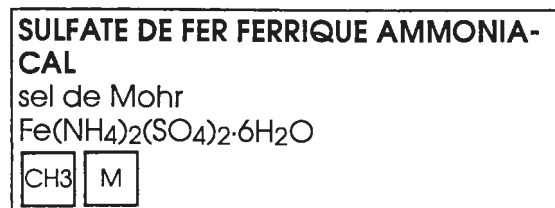
solution 0.1% : dissoudre 0.1g $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$ dans 50ml d'éthanol, puis ajuster à 100ml avec H_2O



référence 3.1, 3.3, 3.4, 7.3, 7.8
 état solide
 masse moléculaire ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 249.68(g/mol)
 masse moléculaire (CuSO_4) 159.6(g/mol)

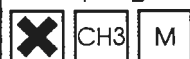
solution 1M : ajuster 249.7g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (ou 159.6g CuSO_4) à 1000ml avec H_2O (chauffer légèrement la solution pour permettre la dissolution complète du sel)

pour obtenir CuSO_4 anhydre, chauffer $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans une capsule de porcelaine



référence 7.3

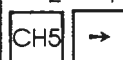
état solide
 masse moléculaire 392.14(g/mol)
 solution 0.01M : ajuster 0.4g $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 à 100ml avec H_2O

SULFATE DE NICKEL
 $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$


référence 7.3
 état solide
 masse moléculaire 262.86(g/mol)

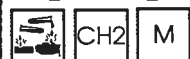
SULFATE DE SODIUM

sel de Glauber

 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$


référence 7.8
 état solide
 masse moléculaire 322.19(g/mol)

solution 1M : ajuster 322.2g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ à 1000ml avec H_2O (chauffer pour permettre la dissolution complète)

SULFURE DE SODIUM
 $\text{Na}_2\text{S} \cdot 7-9\text{H}_2\text{O}$


référence 7.10
 état solide
 masse moléculaire 204-240(g/mol)

solution 1M : ajuster 20-25g $\text{Na}_2\text{S} \cdot 7-9\text{H}_2\text{O}$ à 100ml avec H_2O (solution peu stable; ne pas acidifier, afin d'éviter le dégagement d'acide sulfhydrique H_2S ; ne pas utiliser de spatule en métal pour la pesée de ce composé)

THIOCYANATE DE POTASSIUM

sulfocyanure de potassium

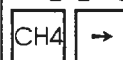
 KSCN


référence 3.3
 état solide
 masse moléculaire 97.18(g/mol)

solution 1M : ajuster 9.7g KSCN à 100ml avec H_2O

THIOSULFATE DE SODIUM

hyposulfite de sodium

 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$


référence 6.2, 7.10
 état solide

masse moléculaire 248.18(g/mol)

solution 1M : ajuster 25g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ à 100ml avec H_2O

ZINC

Zn



référence 3.4
 état solide
 masse atomique 65.38(g/mol)

utiliser des granulés fins, plutôt que de la poudre de zinc (passivée en surface) ou des granules larges (peu réactif); si le zinc n'est pas assez réactif, le laver quelques instants dans une solution d'acide nitrique dilué 1:10, puis le rincer à l'eau

PHOTOGRAPHIE NOIR/BLANC

Film, Révélateur, Arrêt, Fixateur

référence 7.9

Film : la pellicule photographique utilisée dans cette expérience est un film Ilford HP5 Plus (sensibilité 400ASA); tout film noir/blanc courant (Ilford, Kodak) est adapté

Révéléateur (agent actif : hydroquinone) : le révélateur Ilford Multigrade (traitement papier !) est utilisé dans cette expérience, car le temps de développement est très rapide (1min, préconisé par Ilford pour ses papiers)

dilution utilisée : 1+1 (100ml révélateur + 100ml eau)

la dilution 1+9 préconisée par Ilford nécessite un temps de développement prolongé pour les films traités dans des conditions classiques
 ne pas utiliser ce révélateur pour développer un film dont le contenu est important (développement trop énergique)

Arrêt (agent actif : acide acétique) : le bain d'arrêt utilisé est simplement du vinaigre du commerce (contient de l'acide acétique dilué)

le vinaigre peut être remplacé par de l'acide acétique (CH_3COOH) dilué à 1-5% dans l'eau

Fixateur (agent actif : thiosulfate de sodium) : le fixateur Ilford Hypam (traitement film et papier) est utilisé dans cette expérience, car le temps de fixage est très rapide (1min)

dilution utilisée : 1+1 (100ml fixateur + 100ml eau)

la dilution 1+4 préconisée par Ilford nécessite un plus long temps de fixage pour le film

les fixateurs noir/blanc courants (Ilford, Kodak, Agfa, Tetenal) peuvent également être utilisés

PHOTOGRAPHIE COULEUR

Photographie, Révélateur, Blanchisseur/Fixateur

référence 6.3

Photographie : la photographie "noir/blanc" uti-

lisée pour cette expérience est obtenue par exposition d'un négatif couleur sur un papier couleur, qui est ensuite directement développé avec des produits pour la photographie noir/blanc

ce travail n'est malheureusement pas accessible dans la plupart des laboratoires professionnels actuels (machines entièrement automatisées) mais le laboratoire Stutz Foto-Color-Technik SA (Genève-Châtelaine) peut effectuer ce type d'exposition sur papier couleur, sans développement, sur demande expresse

Révéléateur (agent actif : N,N-diméthyl-p-phénylènediamine) : le révélateur Kodak Ektacolor RA-4 (traitement papier !) est utilisé dans cette expérience

il est nécessaire de s'adresser à un professionnel pour obtenir des quantités réduites de ce révélateur et de suivre attentivement les recommandations de la notice de préparation; la maison Kodak ne livre que des quantités élevées, pour laboratoires professionnels

il est probable, mais non vérifié, que le jeu de produits chimiques Tetenal pour la photographie couleur amateur convienne à la réalisation de cette expérience

Blanchisseur/Fixateur (agents actifs : ferricyanure de potassium pour le blanchisseur, thiosulfate de sodium pour le fixateur) : le blanchisseur/fixateur Kodak Ektacolor RA-4 (traitement papier) est utilisé dans cette expérience

il est nécessaire de s'adresser à un professionnel pour obtenir des quantités réduites de ce blanchisseur/fixateur et de suivre attentivement les recommandations de la notice de préparation; la maison Kodak ne livre que des quantités élevées, pour laboratoires professionnels

PRODUITS COURANTS

référence 3.2, 3.5, 6.1, 7.1, 7.2, 7.9

les produits courants utilisés dans ces expériences proviennent du panier de la ménagère (miel, huile, chou rouge, jus de citron, aspirine, Alka-Selzer, sel de cuisine, vinaigre, boisson gazeuse, shampoing, poudre à lever, sucre)

l'huile utilisée est de l'huile d'olive; les résultats ne sont pas systématiquement positifs selon l'huile végétale utilisée

le chou rouge peut également être utilisé lorsqu'il commence à se dessécher, les anthocyanines étant toujours présentes dans les cellules

les aspirines Bayer (acide acétylsalicylique) sont moins solubles dans l'eau et plus acides que les aspirines Aspégic (acétylsalicylate de lysine)

la boisson gazeuse doit être peu colorée pour ne pas perturber la coloration de la solution de chou rouge; c'est aussi le cas du vinaigre

TOXICITE DES SUBSTANCES CHIMIQUES directives européennes

dans la communauté européenne, les substances toxiques sont réparties en 3 catégories, selon le type de danger qu'elles présentent :

pouvoir de réaction : substances explosibles, substances favorisant l'incendie, substances facilement inflammables

toxicité aiguë : substances toxiques, substances nocives

toxicité à action locale : substances irritantes, substances corrosives



SUBSTANCES EXPLOSIBLES :

substances qui peuvent exploser dans des conditions déterminées; éviter les chocs, secousses, frictions, formation d'étincelles et influence de la chaleur



SUBSTANCES FAVORISANT L'INCENDIE :

substances pouvant enflammer des substances combustibles ou provoquer des incendies et compliquer ainsi la lutte contre l'incendie; éviter tout contact avec des substances combustibles



SUBSTANCES FACILEMENT INFLAMMABLES :

substances spontanément inflammables; éviter le contact avec l'air
substances gazeuses, facilement inflammables; empêcher la formation de mélanges gaz-air inflammables et éloigner les causes d'inflammation
substances sensibles à l'humidité; éviter le contact avec l'eau et l'humidité
liquides combustibles; tenir éloigné des flammes nues, des sources de chaleur et des étincelles



SUBSTANCES TOXIQUES :

possibilité de graves désordres de la santé ou même de mort après inhalation, ingestion, pénétration ou absorption par voie cutanée; éviter tout contact corporel et, en cas de malaise, consulter immédiatement un médecin



SUBSTANCES NOCIVES OU IRRITANTES :

substances nocives, provoquant de faibles altérations de la santé : éviter tout contact corporel ainsi que l'inhalation des vapeurs et, en cas de malaise, consulter un médecin
substances irritantes, provoquant une irritation de la peau, des yeux et des voies respiratoires : ne pas respirer les vapeurs et éviter tout contact avec la peau et les yeux



SUBSTANCES CORROSIVES :

substances au contact desquelles les tissus vivants et les matériaux se détruisent; ne pas respirer les vapeurs et éviter tout contact avec la peau, les yeux et les vêtements

TOXICITE DES SUBSTANCES CHIMIQUES

directives suisses

en Suisse, les substances toxiques sont réparties en 5 classes, selon l'ensemble des dangers qu'elles présentent et auxquels la santé est exposée, indépendamment du pouvoir de réaction; les 5 classes sont définies par la dose létale, donnée ci-après pour un homme de 70kg, et par le mode d'action de la substance

CH1 **CLASSE DE TOXICITE 1 :**
 substance corrosive, caustique, irritante
 dose mortelle < 0,35g
 les substances cancérigènes, mutagènes et tératogènes sont toutes dans la classe 1, même si leur dose mortelle est supérieure à 0,35g
 étiquette caractérisée par une bande noire avec tête de mort et le mot POISON

CH2 **CLASSE DE TOXICITE 2 :**
 substance corrosive, caustique, irritante
 dose mortelle 0,35-3,5g
 étiquette avec une bande noire, une tête de mort et le mot POISON

CH3 **CLASSE DE TOXICITE 3 :**
 substance corrosive, caustique, irritante
 dose mortelle 3,5-35g
 étiquette avec une bande jaune

CH4 **CLASSE DE TOXICITE 4 :**
 dose mortelle 35-140g
 étiquette avec une bande rouge

CH5 **CLASSE DE TOXICITE 5 :**
 dose mortelle 140-350g
 étiquette avec une bande rouge

SUBSTANCES HORS CLASSE DE TOXICITE SUISSE

ELIMINATION DES SUBSTANCES CHIMIQUES

les recommandations données ici ne s'appliquent qu'aux substances chimiques utilisées dans les expériences de ce cours aux concentrations indiquées

→ élimination à l'**évier (liquides)** ou à la **poubelle (solides)**

A élimination dans le **récepteur pour acides**

B élimination dans le **récepteur pour bases**

M élimination dans le **récepteur pour composés métalliques**

R **récupération individuelle**

S élimination dans le **récepteur pour solvants**

9. EQUATIONS DES REACTIONS CHIMIQUES

Les équations des réactions chimiques présentées aux chapitres 3, 5, 6 et 7 (travaux pratiques) sont données ci-dessous dans l'ordre chronologique.

La notation utilisée dans les équations chimiques a la signification suivante :

- La flèche symbolise le sens de la réaction, \longrightarrow , qui s'écrit de gauche à droite; une réaction réversible est indiquée par 2 flèches inversées, \rightleftharpoons .
- Les réactifs sont écrits à gauche de la flèche, les produits à droite.
- Une flèche \downarrow à la suite d'une substance ($\text{PbI}_2\downarrow$) indique un solide.
- Une flèche \uparrow à la suite d'une substance ($\text{NH}_3\uparrow$) indique un gaz.
- La phase dans laquelle se trouve une substance est notée en indice, entre parenthèses, à la suite de cette dernière ($\text{Cu}^{+2}_{(\text{eau})}$).

9.1 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 3

REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION

- (1) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}\downarrow_{(\text{chloroforme})} \xrightarrow{\text{eau}} \text{Cu}^{+2}_{(\text{eau})} + \text{SO}_4^{-2}_{(\text{eau})}$
- (2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \longrightarrow \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$

REACTIONS ACIDE-BASE

- (1) extraction de l'indicateur acide-base (anthocyanines, "IndH") dans l'eau
- (2) $\text{IndH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{IndH}_2^+$ (acidification de l'indicateur)
 $\text{IndH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Ind}^- + \text{H}_2\text{O}$ (basification de l'indicateur)

REACTIONS DE COMPLEXATION

- (1) $\text{CuSO}_4 + 2(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCS}_2\text{Na} \longrightarrow \text{Cu}((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCS}_2)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- (2) $6\text{KSCN} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \longrightarrow \text{K}_3\text{Fe}(\text{SCN})_6 + 3\text{KNO}_3$

REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

- (1) $3\text{Zn}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{VO}_3 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3\text{ZnSO}_4 + 2\text{VSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
 $5\text{V}^{+2} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{V}^{+3} + \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $5\text{V}^{+3} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{V}^{+4} + \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $5\text{V}^{+4} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{V}^{+5} + \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$
- (2) $5\text{Zn}\downarrow + 2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \longrightarrow 5\text{ZnCl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}\downarrow + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

REACTIONS ORGANIQUES

- (1) $\text{RCOOR}' + \text{NaOH} \longrightarrow \text{RCOONa}\downarrow + \text{R}'\text{OH}$ (savon solide)
- (2) $\text{RCOOR}' + \text{KOH} \longrightarrow \text{RCOOK}\downarrow + \text{R}'\text{OH}$ (savon mou)

9.2 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 5

STOECHIOMETRIE, CONCENTRATION

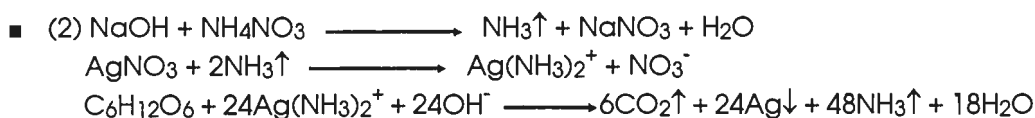


NEUTRALISATION ACIDE-BASE, DILUTION

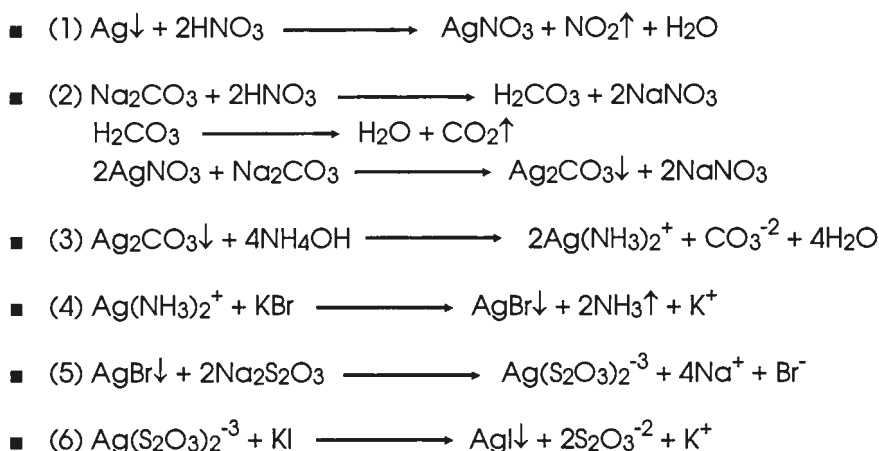


9.3 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 6

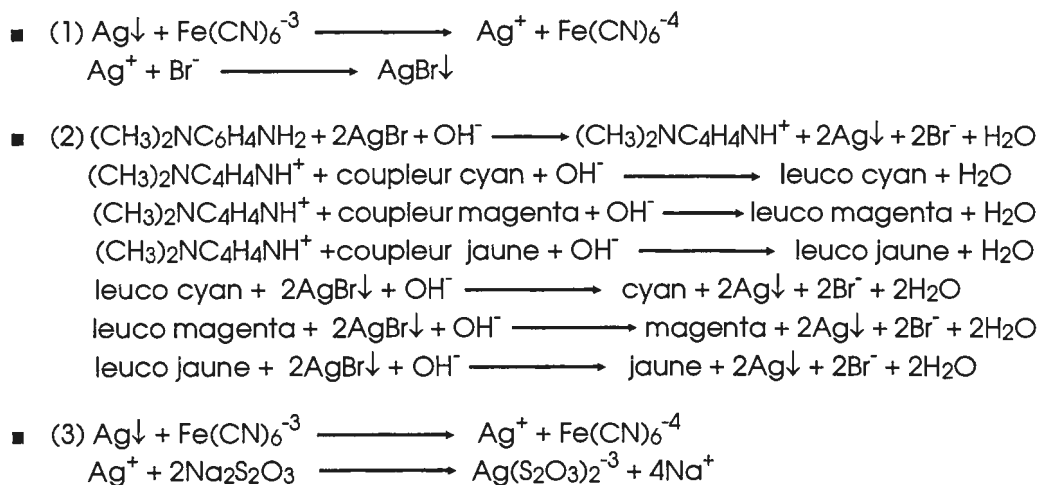
FORMATION D'UN MIROIR



LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT



CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE COULEUR



9.4 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 7

REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION

- (1)
$$\begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_5\text{NNC}_6\text{H}_5 \xrightarrow{\text{eau}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NNC}_6\text{H}_5(\text{eau})\downarrow \\ \text{C}_6\text{H}_5\text{NNC}_6\text{H}_5(\text{eau})\downarrow \xrightarrow{\text{chloroforme}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NNC}_6\text{H}_5(\text{chloroforme}) \end{array}$$
- (2)
$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$$
- (3)
$$\begin{array}{l} \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}^{+2} \\ \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow \end{array}$$
- (4)
$$\text{I}_2 \xrightarrow{\text{chloroforme}} \text{I}_2(\text{chloroforme})$$

REACTIONS ACIDE-BASE

- réactions identiques aux réactions du chapitre 3.2 (extraction des anthocyanines en phase aqueuse, puis acidification et basification de l'indicateur acide-base)

REACTIONS DE COMPLEXATION

- (1)
$$\text{Fe}^{+2} + 3\text{o-phen} \longrightarrow \text{Fe}(\text{o-phen})_3 \text{ (o-phen : orthophénanthroline)}$$
- (2) pour Fe^{+2} , réaction identique à la réaction (1)
- (3)
$$\begin{array}{l} \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{chauffage}} \text{CuSO}_4 \\ \text{CuSO}_4 \xrightarrow{\text{eau}} \text{Cu}^{+2} + \text{SO}_4^{-2} \\ \text{Cu}^{+2} + 2\text{NH}_4\text{OH} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow \\ \text{Cu}^{+2} + 4\text{NH}_4\text{OH} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2} + 4\text{OH}^- \end{array}$$
- (4)
$$\begin{array}{l} \text{NiSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \longrightarrow \text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{+2} + 4\text{OH}^- \\ \text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{+2} + \text{en} \longrightarrow \text{Ni}(\text{en})(\text{NH}_3)_3^{+2} + \text{NH}_3\uparrow \text{ (en : éthylènediamine)} \\ \text{Ni}(\text{en})(\text{NH}_3)_3^{+2} + \text{en} \longrightarrow \text{Ni}(\text{en})_2(\text{NH}_3)_2^{+2} + \text{NH}_3\uparrow \\ \text{Ni}(\text{en})_2(\text{NH}_3)_2^{+2} + \text{en} \longrightarrow \text{Ni}(\text{en})_3\text{NH}_3^{+2} + \text{NH}_3\uparrow \\ \text{dmg} \longrightarrow \text{dmg}^- + \text{H}^+ \text{ (dmg : diméthylglyoxime)} \\ \text{Ni}(\text{en})_3\text{NH}_3^{+2} + 2\text{dmg}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{dmg})_2\downarrow + 3\text{en} + \text{NH}_3\uparrow \end{array}$$

REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

- (1)
$$\begin{array}{l} 2\text{Ce}^{+4} + 2\text{I}^- \longrightarrow 2\text{Ce}^{+3} + \text{I}_2 \\ \text{As}^{+3} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{As}^{+5} + 2\text{I}^- \end{array}$$
- (2)
$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{chauffage}} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$$

REACTIONS ORGANIQUES

- $$n\text{ClOC}(\text{CH}_2)_8\text{COCl} + n\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2 \xrightarrow{\text{base}} (\text{ClO}(\text{CH}_2)_8\text{COHN}(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2)_n\downarrow$$

MOLECULE, MOLE, NOMBRE D'AVOGADRO

- (4)
$$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$$

STOECHIOMETRIE, CONCENTRATION, DILUTION

- (1) $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

EQUILIBRE DE REACTION

- (1) $\text{CoCl}_2 \xrightarrow{\text{eau}} \text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{+2} + 2\text{Cl}^-$ (réaction inverse dans l'alcool)
 $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{+2} + 4\text{Cl}^- \longrightarrow \text{CoCl}_4^{-2} + 6\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CoCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$
- (2) $\text{CuSO}_4 + 4\text{KBr} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{CuBr}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$

CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE NOIR/BLANC

- (1) $\text{AgBr}\downarrow \xrightarrow{\text{lumière}} \text{AgBr}^*\downarrow$ (cristaux de bromure d'argent sensibilisé)
- (2) $2\text{AgBr}^*\downarrow + \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow 2\text{Ag}\downarrow + \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O}$
- (3) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- (4) $\text{AgBr}\downarrow + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{-3} + 4\text{Na}^+ + \text{Br}^-$

LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT

- (1) $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
- (2) $\text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- (3) $\text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- (4) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
- (5) $\text{AgCl}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{OH} \longrightarrow \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
- (6) $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{KBr} \longrightarrow \text{AgBr}\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{K}^+$
- (7) $\text{AgBr}\downarrow + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{-3} + 4\text{Na}^+ + \text{Br}^-$
- (8) $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{-3} + \text{KI} \longrightarrow \text{AgI}\downarrow + 2\text{S}_2\text{O}_3^{-2} + \text{K}^+$
- (9) $2\text{AgI}\downarrow + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 2\text{NaI}$

10. INDEX

A

abondance	7.62
abondance relative	4.28
acide	2.7-2.14, 2.17-2.18, 3.22, 3.24-3.25, 4.27, 4.31, 4.33, 5.36-5.37, 6.41-6.42, 7.47-7.49, 7.51, 7.56, 7.60-7.63
acide aminé	2.17
affinité	2.5, 2.11, 3.21, 3.23-3.24, 3.26, 7.49-7.51, 7.57, 7.61
agriculture	6.39
agro-alimentaire	1.1
air	6.39, 7.58
alchimie	1.1
aliments	2.17
amidon	6.40
anion	2.4-2.5, 2.13
anthocyanines	2.9, 3.22, 7.48
apolaire	2.5-2.6, 7.48
argent, atomes d'	6.39-6.44
argenterie	6.39
argentite	6.39
Arrhenius	2.7
arsenic, atomes d'	2.15
astronomie	2.3
atome	2.3-2.5, 2.13, 2.15-2.17, 4.27-4.31
atome-gramme	4.28-4.29
Avogadro	4.29, 7.53, 7.55
azote, atomes d'	2.15, 2.17

B

base	2.7-2.14, 2.17-2.18, 3.22, 3.25, 4.27, 4.31, 4.33, 5.36-5.37, 6.40-6.42, 6.44, 7.48-7.51, 7.53-7.54, 7.56, 7.60-7.63
bijouterie	6.39
bio-organique	2.17
blanchiment	6.43-6.44
Brønsted et Lowry	2.7
bulles	7.48

C

calcium, atomes de	2.12
caoutchouc	2.17
carbone, atomes de	2.3-2.4, 2.15-2.17, 2.19, 4.28-4.29
carburant	2.17
catalyseur	2.15, 6.41, 7.51, 7.60
cation	2.4-2.5, 2.13, 2.15
cellulose	6.40
cérium, atomes de	2.15
charge	2.5, 2.13-2.15
chlorophylle	6.41
chrome, atomes de	2.15
colorant	6.44
combustion	2.15, 2.17
complexant	2.11-2.12
complexation	2.11-2.13, 2.17-2.18, 3.23-3.24, 4.32, 6.40-6.44, 7.49-7.51, 7.58, 7.60-7.63
complexe	2.11-2.12, 3.23
concentration	4.27, 4.30, 4.32-4.33, 5.35, 5.37, 7.54, 7.56-7.58
concentration molaire	4.30
constante d'équilibre	4.32
corps humain	2.3
cuivre, atomes de	2.11, 2.15

D

décomposition thermique	7.52
densité	7.53-7.55
dents	6.39
développement	6.43-6.44
dilution	3.23, 4.27, 4.30, 7.49, 7.54, 7.56, 7.58
dissociation	2.5, 2.8-2.10, 2.13, 3.21, 5.36-5.37, 6.42
dissolution	2.4-2.6, 2.8, 2.11, 2.13, 2.18, 3.25, 6.41, 7.47-7.48, 7.62

dolomie 2.6

E

électron 2.4, 2.13-2.14, 3.24-3.25, 4.28-4.29, 4.31
 configuration 2.3-2.5, 2.13, 2.17, 3.24, 7.50
 transfert 2.14-2.16, 2.18-2.19
 valence 2.3-2.4
 émulsion 3.25, 6.42
 endothermique 7.59
 énergie 2.4, 4.33, 6.41, 7.59
 équilibre 4.31-4.33, 7.56-7.59
 érosion 4.33
 estomac 4.27
 évaporation 7.54
 exothermique 7.59
 extraction 1.1, 3.22, 7.48

F

fer, atomes de 2.15
 fibres 2.17
 flèche 4.31-4.32, 7.58
 fourmi 2.9

G

Glauber, sel de 4.30

H

horn silver 6.39
 humidité 7.58
 hybridation 2.4
 hydratation 2.5, 2.8, 2.11
 hydrates de carbone 6.40-6.41
 hydrogène, atomes d' 2.4, 2.7, 2.13, 2.15, 2.17
 hydrophilie 3.26
 hydrophobie 3.26
 hydroxyle 2.7-2.10, 2.13, 2.18, 4.31
 hygromètre 7.58

I

immiscible 3.21, 3.25, 7.52-7.53
 indicateur 2.8-2.10, 2.12, 3.22-3.23, 7.48, 7.54, 7.56
 interface 7.53
 intestin 4.30
 irréversibilité 4.32-4.33
 isotope 4.28-4.29

L

liaison 2.3-2.4, 2.11, 2.17, 6.43
 ligand 2.11-2.12, 2.18, 6.40
 lumière 7.59-7.61

M

macroscopique 4.28
 masse 4.27-4.30
 défaut de masse 4.28
 masse atomique 4.28-4.30
 masse moléculaire 4.28, 4.30, 4.33, 5.35, 7.55
 unité de masse atomique 4.28-4.29
 médicaments 1.1, 2.16-2.17, 4.30
 Mendeleïev 2.3
 métal 3.24-3.25, 6.39-6.44
 microscopique 4.27-4.28
 midioux 7.58
 miroir 6.39-6.41
 modélisation 2.3-2.4, 2.18
 Mohr, sel de 7.49-7.50
 mole 4.28-4.31, 5.35-5.37, 7.53, 7.55

molécule	4.27-4.30, 7.53, 7.55
molécule-gramme	4.28-4.29
monnaie	6.39
montagne	4.33
mousse	2.17, 3.26
muqueuse	5.37

N

négatif	2.4-2.5, 2.11, 2.13-2.15
neutralisation	2.9-2.10, 2.13, 4.27, 4.31, 4.33, 5.36-5.37, 6.42, 7.48-7.49, 7.54-7.56
neutre	2.3-2.4, 2.8-2.9, 2.11-2.12, 3.22, 4.31
neutron	4.28-4.29
normalisation	4.28-4.29
noyau	2.3, 4.28

O

observation	1.1-1.2
océan	2.6
orbitale	2.4
organique	2.6, 2.15-2.17, 2.19, 3.21, 3.25-3.26, 7.47-7.48, 7.50-7.52, 7.60-7.61
organisme	2.16
oxydant	2.14-2.16, 2.19, 3.24
oxydation	2.13-2.18, 3.24, 4.31, 6.39-6.44, 7.51-7.52, 7.60, 7.63
oxygène, atomes d'	2.4, 2.13, 2.15, 2.17

P

pédagogie	1.1
pesticides	2.17
phosphate	2.12
phosphore, atomes de	2.17
photographie	6.39, 6.42-6.44, 7.59, 7.62
photosynthèse	2.17, 6.41
pigment	2.6, 2.9, 3.22, 7.48
pile	6.39
plastiques	1.1, 2.17
plomb, atomes de	2.13
pluie	6.39
point d'ébullition	7.54
polaire	2.4-2.6, 2.8, 2.13, 3.21, 7.47
polymères	2.17
polymérisation	2.17, 2.19, 7.52-7.53
positif	2.4-2.5, 2.11-2.15
précipitation	2.4-2.6, 2.8, 2.13, 2.18, 3.21, 5.35-5.36, 6.40-6.44, 7.47-7.48, 7.51, 7.57, 7.61-7.63
produits courants (voir le chapitre 8 pour les produits courants utilisés dans les expériences)	1.1
arôme	2.17
bois	2.15, 6.40
bougie	2.15
briquet	2.15
caoutchouc	2.17
citron	2.7, 2.9
colorants	1.1
coton	6.40
détergent	2.12, 2.17
encre	3.23
fixateur	6.43-6.44
fruits	6.40
graisse	6.40
laxatif	4.30
légumes	6.40
lin	6.40
nylon	2.18, 7.52-7.53
oeufs	6.39-6.40, 7.62
pain	6.40
papier	6.40
parfum	2.17
révélateur	6.43-6.44
savon	3.25-3.26
sel de cuisine	2.6, 2.13, 4.29, 4.33, 5.37
viande	6.40
vinaigre	2.9
protéine	2.17
proton	2.7-2.11, 2.13-2.14, 2.18, 4.28-4.29, 4.31

Q

quantitatif 4.27, 4.30-4.31, 4.33, 5.35

R

rapidité 4.33
 réaction 4.27, 4.31-4.33
 réducteur 2.14-2.16, 2.18
 réduction 2.13-2.18, 3.24, 4.31, 6.39-6.41, 6.43-6.44, 7.50-7.52, 7.59-7.60, 7.63
 respiration 6.41
 réversibilité 4.32

S

saponification 3.25
 saturation 2.6
 science 1.1-1.2
 sédimentation 5.35
 séparation 1.1
 soleil 6.41
 solidification 3.26
 solubilité 2.5-2.6, 3.21
 solubilisation 7.47, 7.60
 solvant 2.4-2.6, 2.8, 2.10, 2.17-2.18, 3.21
 solvation 2.5, 2.12
 soufre, atomes de 2.17, 6.39
 stabilité 2.11-2.12, 4.33, 6.39, 6.42-6.43
 stoechiométrie 4.31-4.32, 5.35, 7.56
 substances chimiques (voir le chapitre 8 pour les produits courants utilisés dans les expériences)
 acide acétique 2.9
 acide chlorhydrique 2.9-2.10, 2.13, 4.31, 4.33
 acide citrique 2.7, 2.9
 acide formique 2.9
 acide sulfurique 2.9, 4.31
 ammoniac 2.11, 2.17
 ammoniaque 2.11
 argent-cadmium 6.39
 argent-zinc 6.39
 azobenzène 2.6
 azote 2.15
 bleu de bromothymol 2.9
 bleu de thymol 2.9
 bromure de cuivre et potassium 4.32
 bromure de potassium 4.32
 butane 2.15
 carbonate de calcium 2.6-2.7
 carbonate de magnésium 2.6
 carbonate de sodium 2.6
 chloroforme 2.6
 chlorure d'argent 6.39
 chlorure de calcium 2.6
 chlorure de sébacyle 2.17
 chlorure de sodium 2.6, 2.13
 chromate de plomb 2.6, 2.13
 chromate de sodium 2.6
 citrate de calcium 2.7
 dichromate d'ammonium 2.15
 dioxyde de carbone 2.15, 2.17
 EDTA 2.12
 fer 2.15
 glucose 6.39-6.40
 hexaméthylènediamine 2.18
 hexane 2.18
 hydrogène 2.15, 2.17
 hydroxyde de cuivre 2.11
 hydroxyde de sodium 2.10, 2.13, 4.31, 4.33
 iodure d'argent 6.39
 iodure de potassium 2.15
 méthane 2.4, 2.17
 nitrate de plomb 2.6
 orange de méthyle 2.9
 oxygène 2.15
 pentane 2.4-2.5
 phénolphtaléine 2.9
 rouge de crésol 2.9

rouge de méthyle	2.9
sesquioxyde de chrome	2.15
stéarine	2.15
sulfate de cuivre	4.32
sulfate de sodium	4.30, 4.32
sulfure d'argent	6.39
sulfure de mercure	2.6
sucres	6.40-6.41
symbole	4.31
synthèse	1.1, 2.17
synthétique	2.17

T

tableau périodique	2.3
température	4.32, 7.59
terre	7.62
transformation	2.3-2.5, 2.10-2.11, 2.14-2.15, 4.27, 4.31-4.33, 7.61, 7.63
transmutation	1.1

V

végétal	2.16, 3.22, 6.41, 7.48
vermillon	2.6
vigne	7.58
vitesse de réaction	4.32-4.33
vivant	2.3, 2.16-2.17, 6.41
volume	4.27, 4.30

Z

zinc, atomes de	2.12
-----------------------	------

3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LA CLASSIFICATION DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

3.1 REACTIONS DE PRECIPITATION-DISSOLUTION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

4 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, 1 mortier avec pilon.

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), chloroforme (CHCl_3), nitrate de plomb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), iodure de potassium (KI).

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans une éprouvette, 1 spatule de sulfate de cuivre, puis ajouter 5ml de chloroforme et agiter.

Ajouter ensuite 5ml d'eau et agiter.

(2) Broyer finement, dans un mortier, des quantités égales (1 spatule) de nitrate de plomb et d'iodure de potassium. Introduire ce mélange solide dans une éprouvette, ajouter 10ml d'eau, puis agiter.

Introduire 1 spatule de nitrate de plomb dans une éprouvette et 1 spatule d'iodure de potassium dans une autre éprouvette. Ajouter 5ml d'eau dans chacune des 2 éprouvettes, puis agiter. Verser le contenu de l'une de ces éprouvettes dans l'autre.

3.2 REACTIONS ACIDE-BASE

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

10-20 petites éprouvettes, 1 bécher 250ml, 1 cylindre gradué 100ml, 1 bec Bunsen, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 couteau.

Acide chlorhydrique (HCl) 0.1M et 1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M et 1M, choux rouge.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher contenant 50ml d'eau, faire bouillir une feuille de choux rouge hâchée finement, puis récupérer la solution et compléter à 100ml avec de l'eau.

Verser 5ml de cette solution dans 10 à 20 éprouvettes.

(2) Ajouter goutte à goutte les solutions d'acide chlorhydrique 0.1M et 1M, ainsi que d'hydroxyde de sodium 0.1M et 1M, dans chacune des éprouvettes, de manière à créer le plus possible de nuances de couleurs.

Conserver comme référence une éprouvette sans ajout d'acide ou de base.

(3) Au moyen d'une pipette Pasteur, déposer quelques gouttes de solution contenue dans chaque éprouvette sur des bandes de papier indicateur de pH.

Comparer la coloration de toutes ces bandes indicatrices à la coloration des solutions.
Classer les différentes solutions selon leur caractère acide, neutre, ou basique.

3.3 REACTIONS DE COMPLEXATION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

6 petites éprouvettes, 1 bécher 100ml, 1 cylindre gradué 10ml, 1 pipette graduée 10ml, pipettes Pasteur, 1 feuille de papier, 1 sèche-cheveux, Kleenex.

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, diéthylthiocarbamate de sodium ($(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCS}_2\text{Na} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) 1%, nitrate de fer ferrique ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) 1M, thiocyanate de potassium (KSCN) 1M.

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans une éprouvette, 10ml de la solution de sulfate de cuivre.
Introduire, dans une seconde éprouvette, 1ml de la solution contenue dans la première éprouvette, puis compléter à 10ml avec de l'eau et agiter.
Répéter l'opération dans une troisième éprouvette et ainsi de suite, pour obtenir un jeu de 6 éprouvettes (prendre soin de toujours utiliser la solution préparée dans la dernière éprouvette).
Ajouter aux 5 dernières éprouvettes une dizaine de gouttes de solution de diéthylthiocarbamate de sodium et agiter.

(2) Introduire, dans un bécher, 10-20ml de solution de thiocyanate de potassium et y tremper le doigt. Ecrire avec le doigt sur une feuille de papier, puis sécher celle-ci avec un sèche-cheveux.
Froisser quelques Kleenex en boule et humidifier légèrement cette boule avec un faible volume de la solution de nitrate de fer ferrique; passer la boule de papier sur toute la surface de la feuille.

3.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

5 petites éprouvettes, 1 grande éprouvette, 1 cylindre gradué 50ml, 1 ampoule à décanter.

Zinc (Zn), métavanadate d'ammonium (NH_4VO_3) 1%, permanganate de potassium (KMnO_4) 1M et 0.01M, sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, acide chlorhydrique (HCl) 1M.

MANIPULATIONS

(1) Introduire dans une ampoule à décanter 3-5 spatules pleines de zinc; ajouter 30ml de solution de métavanadate d'ammonium.
Ouvrir le robinet de l'ampoule et récupérer lentement (5min) la solution résultante dans une grande éprouvette (observer les différentes colorations; passer au point 2 en attendant de récupérer cette solution).
Introduire 5ml de cette solution dans 3 éprouvettes. Ajouter goutte à goutte en volumes

croissants la solution de permanganate 1M dans chacune d'elles, pour faire passer la coloration de mauve à vert, puis bleu, finalement jaune. Agiter après chaque ajout; les changements de couleurs sont subtils et difficiles à observer.

(2) Introduire, dans une éprouvette, 2 spatules de granulés de zinc. Ajouter dans cette éprouvette 10ml de solution de permanganate de potassium 0.01M puis 1ml de solution d'acide chlorhydrique.

Dans une seconde éprouvette, introduire 2 spatules de granulés de zinc, puis ajouter 10ml de solution de sulfate de cuivre.

Agiter vigoureusement les 2 éprouvettes durant quelques minutes.

3.5 REACTIONS ORGANIQUES

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

2 grandes éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, pipettes Pasteur, gants à usage unique.

Huile végétale, éthanol (C₂H₅OH), hydroxyde de sodium (NaOH), hydroxyde de potassium (KOH).

MANIPULATIONS

(1) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans une grande éprouvette, introduire environ 20 pastilles d'hydroxyde de sodium.

Ajouter un volume minimal d'eau (moins de 2ml) pour couvrir ces pastilles.

Ajouter un volume équivalent d'huile végétale.

Ajouter finalement un volume équivalent d'éthanol.

Agiter vigoureusement cette éprouvette durant quelques minutes.

(2) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Procéder de même dans la seconde grande éprouvette, mais en remplaçant l'hydroxyde de sodium par des pastilles d'hydroxyde de potassium.

(3) PORTER GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Introduire dans les 2 éprouvettes 10ml d'eau, puis agiter lentement.

5. EXPERIENCES QUANTITATIVES

5.1 STOECHIMETRIE, CONCENTRATION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

11 petites éprouvettes, 2 pipettes graduées 10ml, 2 fioles jaugées 100ml, 1 entonnoir, pipettes Pasteur.

Chlorure de baryum ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), chromate de potassium (K_2CrO_4).

MANIPULATIONS

(1) Préparer 100ml de solution de chlorure de baryum 0.2M par dissolution du sel **précisément pesé** dans une fiole jaugée (introduire le composé dans la fiole surmontée d'un entonnoir); ajuster à 100ml avec de l'eau.

De la même manière, préparer 100ml de solution de chromate de potassium 0.2M dans une seconde fiole jaugée.

(2) Préparer 11 éprouvettes et y introduire les solutions de chlorure de baryum et de chromate de potassium selon la table ci-après (respecter **précisément** les volumes).

Homogénéiser le contenu des éprouvettes, puis laisser sédimenter le précipité qui s'y est formé.

Passer aux expériences suivantes; après environ 1h, mesurer la hauteur du précipité dans chaque éprouvette et en déduire la stoechiométrie de la réaction.

éprouvette	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
solution de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (ml)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
solution de K_2CrO_4 (ml)	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

5.2 NEUTRALISATION ACIDE-BASE, DILUTION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

3 béchers 100ml, 2 fioles jaugées 10ml, pipettes Pasteur, 1 rouleau de papier indicateur de pH.

Acide chlorhydrique (HCl) 0.1M et 1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M et 1M.

Il est impératif d'effectuer soigneusement l'expérience et notamment de respecter les volumes indiqués et les consignes de vérification, avant de tester olfactivement le résultat de la réaction de neutralisation acide-base.

MANIPULATIONS

(1) Verser de la solution d'acide chlorhydrique 0.1M dans un bécher, puis introduire **exactement** 10ml de cette solution dans une fiole jaugée (s'aider d'une pipette Pasteur pour atteindre le trait de jauge).

Procéder de même avec la solution d'hydroxyde de sodium 0.1M.

(2) Introduire le contenu **complet** de chacune des 2 fioles jaugées dans un bécher et agiter.

(3) Vérifier impérativement le pH de cette solution résultante au moyen de papier indicateur (le pH doit être aussi proche que possible de 7).

Si le pH s'éloigne par trop de 7, ajouter goutte à goutte de la solution d'acide chlorhydrique 0.1M (lorsque le pH est supérieur à 7) ou d'hydroxyde de sodium 0.1M (lorsque le pH est inférieur à 7), jusqu'à l'obtention d'une solution neutre.

Il est finalement possible de boire la mixture, faiblement salée.

(4) Procéder de manière exactement identique aux points 1 à 3, mais en remplaçant les solutions d'acide chlorhydrique 0.1M et d'hydroxyde de sodium 0.1M par les solutions d'acide chlorhydrique 1M et d'hydroxyde de sodium 1M.

6. EXPERIENCES COMBINEES SUR LE THEME DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

6.1 FORMATION D'UN MIROIR

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

1 bécher 100ml, 1 petite éprouvette, 1 grande éprouvette, 1 cylindre gradué 10ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 bec Bunsen, 1 cuillère, 1 boîte de Petri, 1 bouteille de verre.

Miel, nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M, nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) 1.5M, hydroxyde de sodium (NaOH) 1M, éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Pour la série de manipulations décrite ci-dessous, il est important de travailler rapidement, sous peine de ne pas obtenir le résultat désiré; d'autre part, la boîte de Petri ou la bouteille de verre doivent impérativement être d'une grande propreté pour le succès de l'expérience.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher, introduire approximativement 5g de miel (l'équivalent du contenu d'une cuillère à café) et 50ml d'eau.

Faire bouillir 2-3 minutes sur un bec Bunsen, puis ajouter 50ml d'eau.

Refroidir et ajouter 10ml d'éthanol.

Mélanger dans une éprouvette 5ml de solution de nitrate d'argent et 5ml de solution de nitrate d'ammonium.

(2) Dans une boîte de Petri ou une bouteille de verre (dans ce dernier cas, multiplier les volumes par 3), introduire 5ml de la solution de miel préparée ci-dessus.

Ajouter 5ml de la solution de nitrate d'argent et de nitrate d'ammonium.

Agiter doucement la boîte de Petri ou la bouteille de verre pour homogénéiser le mélange.

Ajouter finalement 5ml de solution d'hydroxyde de sodium.

Faire rapidement tourner la boîte de Petri, durant 1 à 5 minutes; si le miroir ne se forme pas, ajouter une petite portion supplémentaire d'hydroxyde de sodium et éventuellement chauffer faiblement sur bec Bunsen.

Eliminer le surnageant et rincer précautionneusement à l'eau (le film métallique est fragile). Répéter les opérations de ce point 2 dans une grande éprouvette; **conserver cette éprouvette argentée pour l'expérience 6.2.**

6.2 LES METAMORPHOSES DE L'ARGENT

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

1 grande éprouvette, pipettes Pasteur, gants à usage unique.

Grande éprouvette argentée préparée lors de la série de manipulations précédente, acide nitrique (HNO_3) concentré, carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), ammoniacale (NH_4OH) 1M, bromure de potassium (KBr) 1M, thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 1M, iodure de potassium (KI) 1M, nitrate d'argent (AgNO_3) 0.5M.

La série de manipulations décrite ci-dessous ne peut pas être effectuée dans un ordre différent de l'ordre mentionné.

MANIPULATIONS

(1) SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Ajouter quelques gouttes d'acide nitrique concentré dans la grande éprouvette métallisée, pour dissoudre entièrement le film d'argent, puis ajouter 5ml d'eau.

(2) Ajouter lentement des pointes de spatule de carbonate de sodium; agiter l'éprouvette après chaque ajout.

Continuer d'ajouter du carbonate de sodium jusqu'à la disparition des bulles et la persistance d'un trouble blanc.

(3) Ajouter goutte à goutte de la solution d'ammoniaque, jusqu'à disparition du précipité blanc.

(4) Ajouter goutte à goutte de la solution de bromure de potassium jusqu'à apparition d'un précipité crème.

(5) Ajouter de la solution de thiosulfate de sodium, jusqu'à disparition du précipité crème.

(6) Ajouter de la solution d'iodure de potassium, jusqu'à l'apparition d'un précipité jaune.

(7) Optionnellement, répéter les opérations 2 à 6, en remplaçant l'éprouvette argentée par une éprouvette contenant 1ml de solution de nitrate d'argent.

6.3 CHIMIE DE LA PHOTOGRAPHIE COULEUR

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

Bacs photographiques, pinces pour photographies.

Photographie "noir/blanc", ferricyanure de potassium ($K_3Fe(CN)_6$) 0.075M avec bromure de potassium (KBr), révélateur et blanchisseur/fixateur photographiques couleur.

L'expérience peut être effectuée à la lumière du jour, contrairement au développement d'un film ou d'une image en noir/blanc.

MANIPULATIONS

(1) Introduire dans un bac photographique 250ml de solution de ferricyanure de potassium. Placer la photographie noir/blanc fournie dans ce bac, puis agiter lentement; l'image doit progressivement s'affaiblir (2-3min).

Rincer ensuite l'image à l'eau courante.

(2) Placer cette photographie dans le second bac photographique, contenant 250ml de révélateur couleur, à la lumière ambiante.

Agiter jusqu'à ce que la saturation de couleur désirée soit atteinte (1-3min), puis rincer à l'eau courante.

(3) Placer finalement l'image dans le troisième bac photographique, contenant 250ml de

blanchisseur/fixateur couleur, pour en faire disparaître l'argent (1-3min) et rincer à l'eau courante.

L'image obtenue est une photographie couleur classique.

