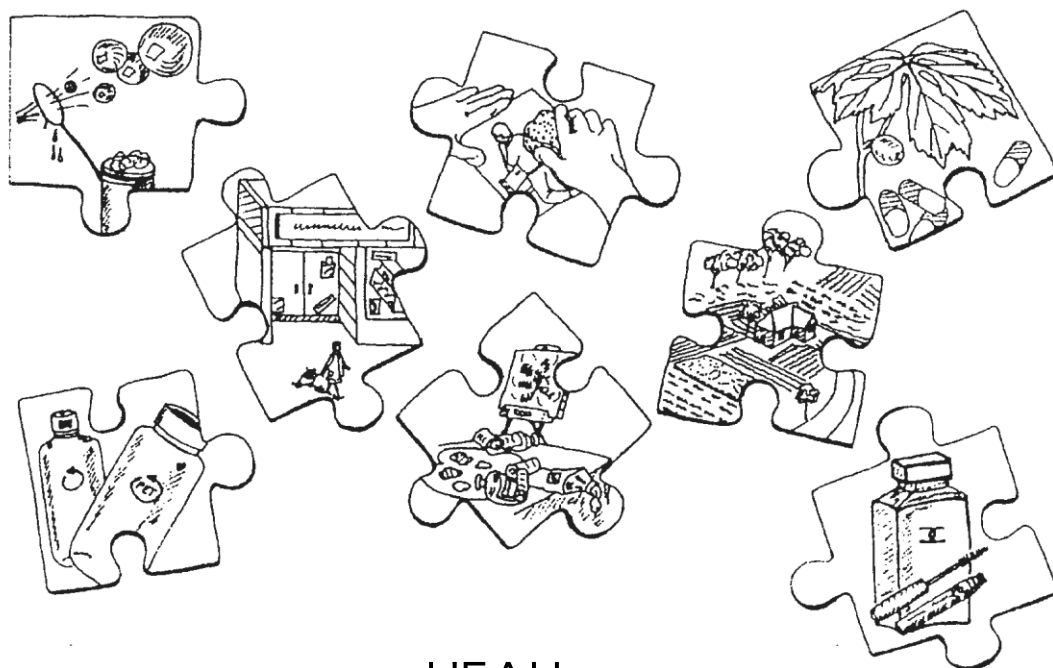
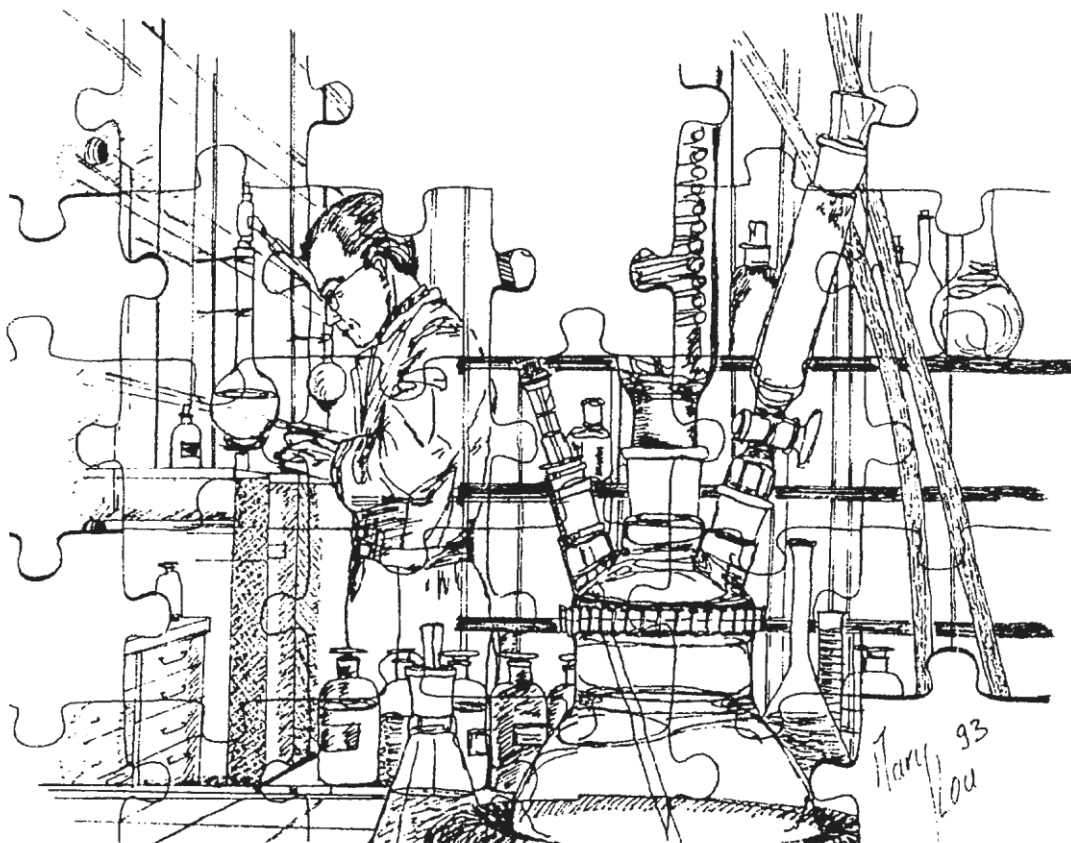


CHIMIE ET VIE QUOTIDIENNE

cours de formation continue à l'attention des maîtres de sciences du secondaire I



L'EAU



Didier Perret

UNIL UNIVERSITE
DE
LAUSANNE

Section de Chimie

La réalisation de ce deuxième 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, et Monsieur Charles-Philippe Lienemann, doctorant à l'Institut de Chimie Minérale et Analytique de l'Université de Lausanne, ont 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, a assuré les problèmes de logistique et d'organisation.

Mademoiselle Marylou Terclier, 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 BUTS	1
1.2 LES RESSOURCES EN EAU	1
1.3 LA CONSOMMATION D'EAU	2
2. PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU	5
2.1 STRUCTURE ELECTRONIQUE DE LA MOLECULE D'EAU	5
2.2 LIAISONS HYDROGENE ET COHESION ENTRE MOLECULES D'EAU	8
2.3 ETATS SOLIDE, LIQUIDE ET GAZEUX	9
2.4 DENSITE DE L'EAU	11
2.5 PROPRIETES ELECTRIQUES DE L'EAU	13
2.6 AUTRES PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU	13
2.7 COROLLAIRE	16
3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU	19
3.1 OSMOSE	19
3.2 POLARITE	20
3.3 TENSION SUPERFICIELLE ET FORCES DE COHESION	21
4. PROPRIETES CHIMIQUES DE L'EAU	23
4.1 DISSOCIATION DE L'EAU	23
4.2 HYDROLYSE ET PROPRIETES ACIDE-BASE	24
4.3 DISSOLUTION, HYDRATATION ET COMPLEXATION	27
4.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION ET MOLECULES D'EAU	28
4.5 COROLLAIRE	31
5. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES CHIMIQUES DE L'EAU	33
5.1 DISSOCIATION DE L'EAU	33
5.2 TEMPERATURE ET SOLUBILISATION EN MILIEU AQUEUX	35
5.3 HYDRATATION	36
6. EXPERIENCES AVANCEES	39
6.1 PLUIES ACIDES	39
6.2 STATIONS D'EPURATION	43
6.3 CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS	46
7. EXPERIENCES PRESENTEES DURANT LE COURS ET EXPERIENCES OPTIONNELLES	49
7.1 OSMOSE	49
7.2 POLARITE ET PROPRIETES ELECTRIQUES	50

7.3 DENSITE	52
7.4 CONDUCTIBILITE THERMIQUE	53
7.5 PROCESSUS D'EVAPORATION	54
7.6 PAPIER INDICATEUR DE POLES ELECTRIQUES	55
7.7 PRODUCTION DES CONSTITUANTS DE L'EAU	56
7.8 L'EAU ENFLAMMEE	57
7.9 MISCIBILITE ET FORCES INTERMOLECULAIRES	58
7.10 SEPARATION D'UN MELANGE	58
7.11 CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS	59

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 71

9.1 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 5	71
9.2 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 6	72
9.3 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 7	73

10. INDEX 75

1. INTRODUCTION

L'eau. Matière de convoitise, substance vitale pour certains; banalité et abondance pour d'autres. L'eau mérite que l'on s'attarde sur ses caractéristiques pour le moins déconcertantes, sur ses réactions primordiales, mais également sur l'impact qu'elle a dans notre mode de vie et sur les enjeux dont elle est l'objet.

Ce cours ne peut que brosser succinctement les différents aspects de l'eau, en relever les propriétés essentielles. Comme pour le précédent, "Transformations et Equilibres Chimiques", ce module alterne séances d'explications et séances de travaux pratiques au laboratoire, afin de fournir aux participants les instruments théoriques et le savoir-faire des manipulations, ces dernières occupant les 3/4 de la journée, puisque les théories abstraites ne sont systématiquement mieux perçues que lorsqu'elles se concrétisent en expériences.

1.1 BUTS

Les buts de ce cours et les notions abordées sont les suivants :

- Passer en revue les **caractéristiques physiques** particulières de la molécule d'eau et indiquer l'importance de celles-ci sur le comportement de l'eau.
- Décrire les **réactions chimiques** principales auxquelles l'eau participe, en continuation des notions abordées lors du module "Transformations et Equilibres Chimiques".
- Simuler des problèmes concrets de **chimie environnementale** et introduire des notions d'**identification chimique** en rapport avec l'eau et la vie quotidienne.

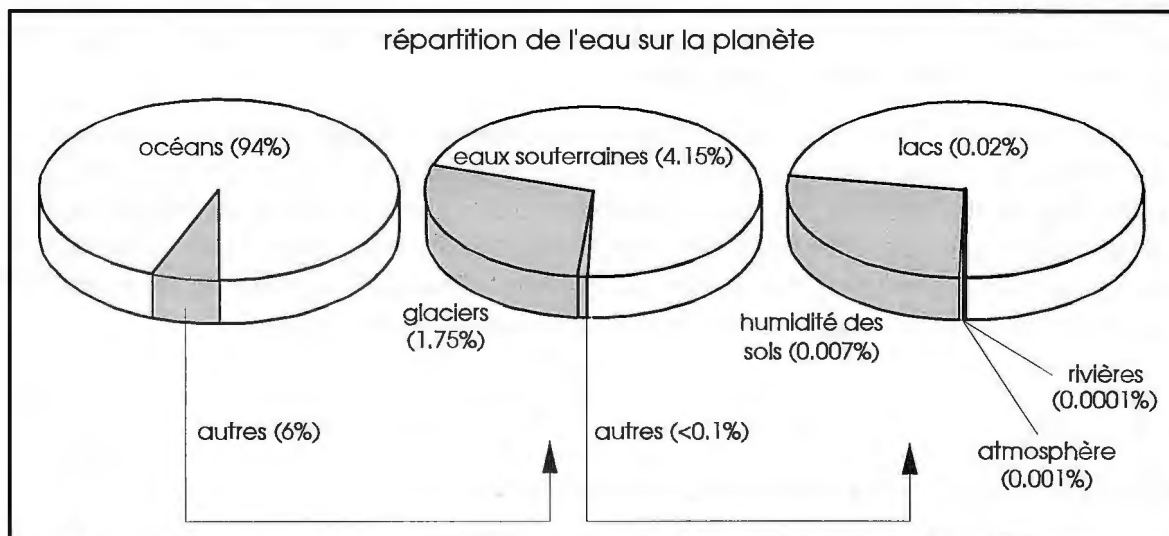
Ce cours a pour objectif l'implication active des participants et le partage des connaissances théoriques et pratiques acquises, par l'établissement d'un forum, lieu privilégié des discussions et remises en question.

Les notions théoriques abordées durant les séances en salle de cours sont toutes traitées dans le classeur. Les expériences pratiques illustrant ces notions sont présentées en séquences de manipulations/explications, ainsi que sans explication dans les pages annexes roses. Les manipulations effectuées en salle de cours, ainsi que des manipulations optionnelles supplémentaires, sont présentées dans les pages jaunes.

1.2 LES RESSOURCES EN EAU

L'oxyde d'hydrogène, ou plus précisément l'hémioxyde d'hydrogène, est trivialement nommé eau (H_2O). On en trouve environ 1.3 milliards de milliards de tonnes (1.3 milliards de km^3) sous forme libre dans les océans, représentant 94% du volume total des eaux libres et autant sous forme immobilisée (eau d'hydratation) dans les roches et les sols poreux. Le pôle Sud représente à lui seul, sur 1 à 3 kilomètres d'épaisseur, 90% des eaux gelées de la planète; il contient près de 20 millions de milliards de tonnes de glace (20 millions de km^3) qui, si elles venaient à fondre totalement, représenteraient un accroissement de 50 à 100 mètres du niveau des océans. Quant à l'eau répartie dans l'atmosphère, elle représente environ 150 fois le volume du lac Léman ($89km^3$).

De ces quantités astronomiques d'eau présentes sur la planète, moins de 2% sont effectivement directement disponibles pour les activités humaines et animales, principalement sous forme de nappes phréatiques (eaux souterraines infiltrées entre les roches), de glaciers, rivières et lacs.



Le 80% des eaux lacustres est présent dans environ 250 lacs, tandis que l'on recense plus d'un million de lacs sur terre. Le lac Baïkal, en Russie intervient pour 80% des réserves en eaux douces de ce pays et pour près de 20% des ressources mondiales, tandis que les dizaines de milliers de lacs canadiens comptent pour 10% de ces ressources mondiales.

Ces réserves sont inégalement distribuées et consommées sur la planète et il apparaît aujourd'hui évident que des bases de gestion mondiale de l'eau doivent être élaborées; L'un des chapitres de l'Agenda 21, présenté au Sommet de la Terre (Rio, Brésil; juin 1992), propose une série de mesures qui vont dans ce sens, mais leur réalisation ne peut se départir des intérêts politiques et économiques de nombreux gouvernements.

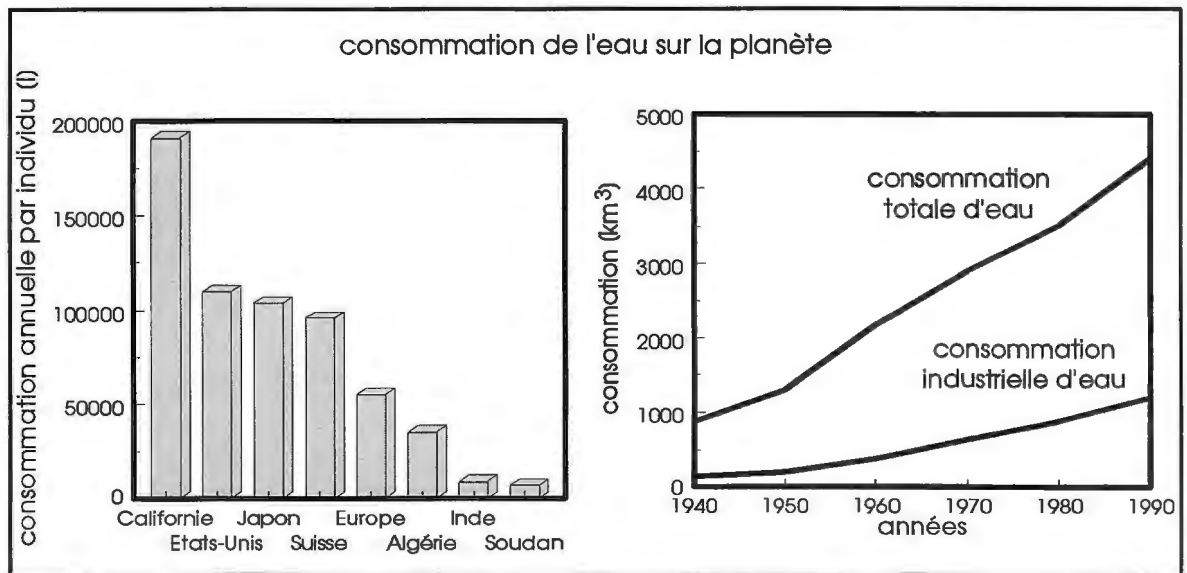
1.3 LA CONSOMMATION D'EAU

Dans les pays industrialisés, la consommation d'eau domestique est comprise entre 150l/jour (moyenne pour la Communauté Economique Européenne) et 300l/jour (Canada, Etats-Unis, Japon, Suisse), voire même 600l/jour en Californie, tandis qu'elle n'est que de 20 à 25l/jour dans les pays du Tiers-Monde.

Sur la planète, la consommation d'eau à usages industriels, principalement dans les domaines de la production énergétique et chimique, est 3 fois supérieure à la consommation à usages domestiques; la palme revient à l'irrigation des terres de cultures, qui consomme globalement 65 à 80% de l'eau potable utilisée. La consommation industrielle d'eau diffère grandement selon les produits de base : 10l sont nécessaires pour produire 1l d'essence, mais 1kg de sucre requiert 10 fois plus d'eau, 1kg d'aluminium nécessite 100 fois plus et 1kg de coton près de 1000 fois plus.

La consommation globale d'eau, domestique et industrielle, a décuplé durant les 100 dernières années, mais ce n'est que depuis la fin des années 1950 que les premiers signes

alarmistes sur l'explosion et l'inhomogénéité de la consommation sont apparus. En effet, alors que moins de 20% de la population mondiale possède des ressources en eau quasiment inépuisables (plus de 10 milliards de m³ par habitant et par an), 1 à 2 milliards d'habitants manquent cruellement d'approvisionnement décent en eau potable. Les nombreuses maladies liées aux eaux impropres à la consommation (hépatite, choléra, poliomyélite, typhoïde, dysenterie), ainsi que les famines causées par l'absence d'eau, causent chaque jour 25000 morts, dont plus de la moitié d'enfants en bas âge.



L'eau, son approvisionnement, son exploitation, sont aujourd'hui la source de nombreux conflits et crises politiques, particulièrement dans le Proche-Orient et le Moyen-Orient, mais également dans le Sahel et en Asie.

De plus, l'eau, qui constitue près de 75% de la masse de notre corps, est un solvant intervenant dans de nombreuses réactions chimiques. Cependant, elle représente surtout un défi pour les années à venir et c'est en gardant cette réflexion à l'esprit qu'il faut aborder ce cours.

2. PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU

L'omniprésence de l'eau découle d'un comportement différent de celui des autres composés que l'on trouve sur la planète. En voici quelques exemples :

- L'eau est l'un des rares composés qui existe sur terre sous 3 formes distinctes, solide (glace), liquide (eau) et gazeuse (vapeur).
- En raison de sa faible masse moléculaire, l'eau, par comparaison à d'autres composés similaires, devrait n'exister que sous forme gazeuse à température ambiante.
- L'eau est plus dense sous forme liquide que sous forme solide, contrairement aux autres composés.
- La densité maximale de l'eau est atteinte à 4°C, ce qui explique partiellement la présence de la vie sur terre.
- La viscosité de l'eau décroît puis croît, lorsque elle est pressurisée, contrairement aux autres composés liquides, dont la viscosité croît de manière monotone sous l'effet de la pression.

Les propriétés du composé liquide le plus abondant sur terre, particulièrement différentes de celles des autres liquides, sont cependant parfaitement dictées par sa **structure géométrique et électronique** et les **forces intermoléculaires** qui s'exercent. Il est par conséquent nécessaire d'aborder les caractéristiques physiques de la molécule d'eau pour comprendre ses singularités. Les caractéristiques présentées sont les suivantes :

- Structure électronique de la molécule d'eau.
- Liaisons hydrogène et cohésion entre molécules d'eau.
- Etats solide, liquide et gazeux de l'eau.
- Densité de l'eau et vie sur terre.
- Propriétés électriques de l'eau liquide.
- Autres propriétés (viscosité, capacité calorifique, tension superficielle).

2.1 STRUCTURE ELECTRONIQUE DE LA MOLECULE D'EAU

Certaines notions atomiques et moléculaires ont déjà été abordées dans le chapitre 4 du module "Transformations et Equilibres Chimiques"; elles trouvent toute leur signification avec l'exemple détaillé de la molécule d'eau.

LIAISONS ENTRE ATOMES

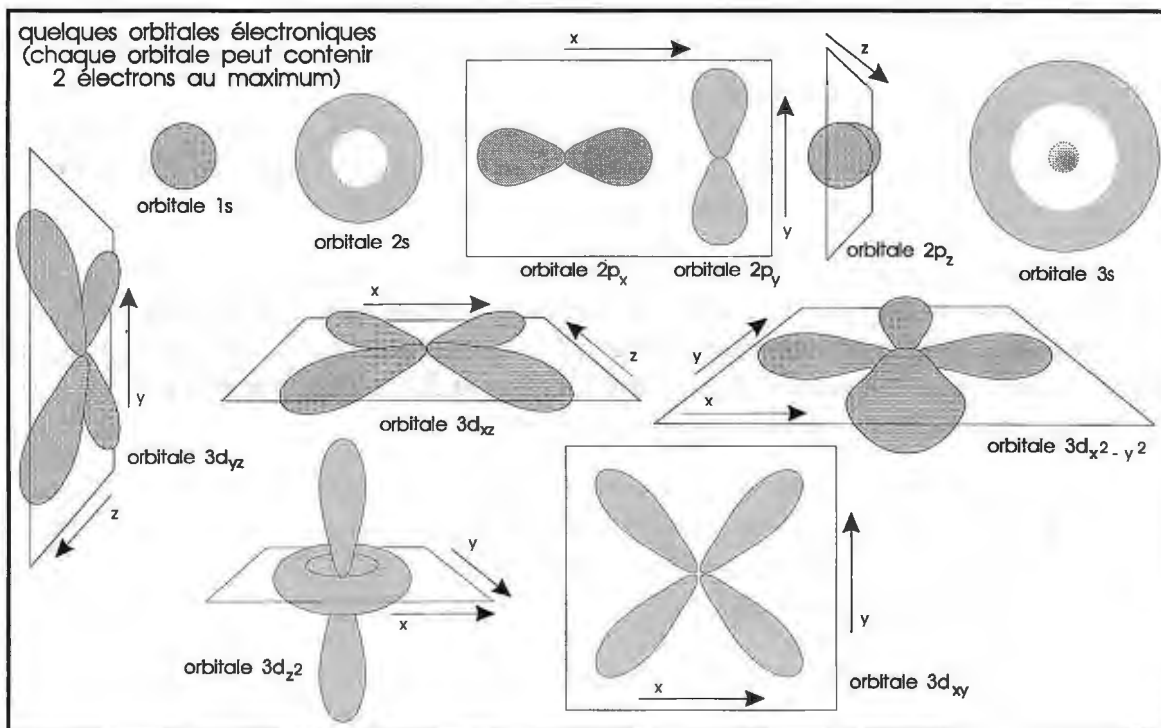
Les molécules sont constituées d'atomes, identiques (molécules homonucléaires; cas de l'azote N_2 et de l'oxygène O_2 dans l'air) ou différents (molécules hétéronucléaires; cas de l'eau H_2O). Les atomes, sous forme libre ou présents dans les molécules, sont constitués d'un **noyau dense**, contenant des particules élémentaires neutres (**neutrons**) et chargées positivement (**protons**), autour duquel se déplacent des particules élémentaires chargées négativement (**électrons**).

La masse des électrons (environ $10^{-27}g$) est négligeable en comparaison à la masse des

protons et neutrons (environ $1.7 \cdot 10^{-24}$ g). Cependant, ce sont ces électrons qui dictent les possibilités de combinaison des atomes en molécules (propriétés chimiques).

Les électrons portent une charge égale (mais de signe opposé) à la charge positive des protons; ces charges positives et négatives subissent des **forces d'attraction électrostatique** telles que les électrons restent confinés autour du noyau de l'atome.

Cependant, les électrons, portant une charge négative, se repoussent. Ils "occupent" donc un volume déterminé, que l'on peut comparer à des enveloppes successives. Ces "espaces réservés", appelés "**orbitales**", ont des formes diverses et des dimensions de plus en plus grandes. En effet, un électron n'a pas une trajectoire déterminée, comme le parcours d'une planète, mais est libre de mouvements à l'intérieur de l'orbitale. **A chaque orbitale correspond une énergie cinétique donnée de l'électron.**



Les électrons positionnés le plus à l'extérieur d'un atome sont appelés **électrons de valence**; ce sont eux qui interviennent dans l'établissement de liaisons entre atomes pour former des molécules; les électrons "cachés" par ces électrons de valence ne sont pas directement impliqués dans les liaisons; ils sont appelés **électrons des couches internes**. Ceci nous indique que **les électrons ne sont pas tous équivalents lorsqu'ils sont présents autour d'un noyau**, hormis pour leur charge et leur masse. La figure ci-dessus illustre ces notions, que l'on peut résumer de la manière suivante :

- Tout atome est constitué d'un noyau (chargé positivement), contenant des neutrons (non chargés) et des protons (chargés positivement); les protons et neutrons ont des masses sensiblement égales.
- Autour du noyau se répartissent les électrons (chargés négativement), attirés par le noyau; la masse des électrons est négligeable en comparaison des masses des protons et neutrons.
- Les électrons se répartissent dans des orbitales successives, espaces de formes

différentes et spécifiques et de plus en plus éloignées du noyau.

- Les électrons extérieurs sont les électrons de valence, susceptibles de former des liaisons chimiques avec d'autres atomes.

CAS DE LA MOLECULE D'EAU

La molécule d'eau est constituée de **deux atomes d'hydrogène (H)** et d'**un atome d'oxygène (O)**; chaque atome d'hydrogène est lié à l'atome d'oxygène, pour former une **molécule H-O-H, qui n'est pas linéaire**, comme la formule pourrait le laisser penser; la non linéarité de la molécule d'eau influence fortement ses propriétés.

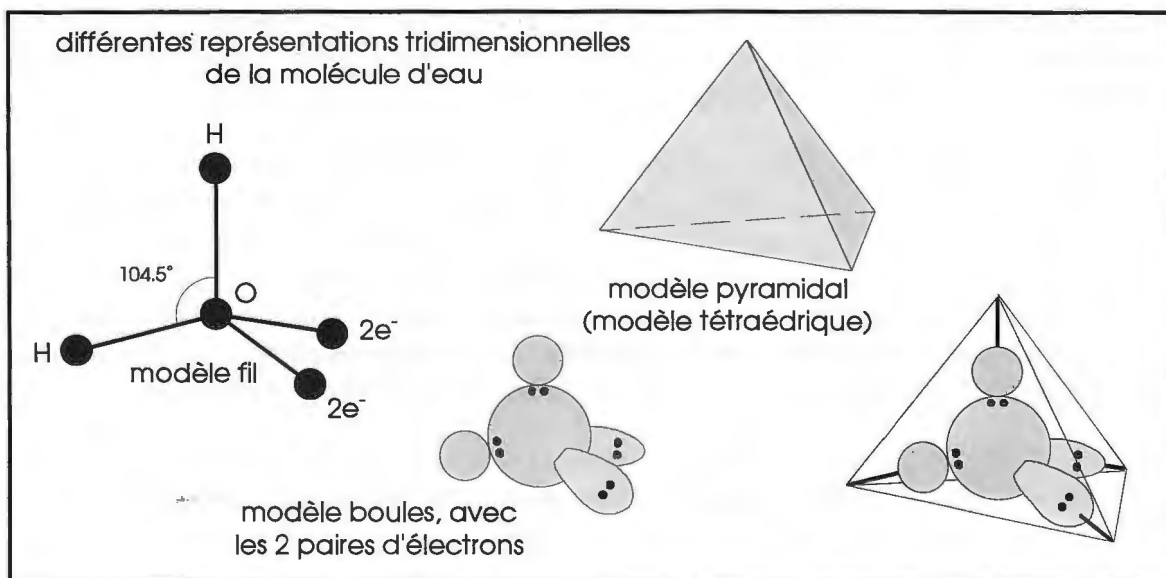
D'emblée, signalons que la molécule d'eau est synthétisée à partir de molécules d'hydrogène (homonucléaires diatomiques H_2) et de molécules d'oxygène (homonucléaires diatomiques O_2) et non pas à partir des éléments hydrogène (H) et oxygène (O). Cependant, en considérant la molécule H-O-H, il est possible, par la pensée, de la casser en ses éléments individuels (pratiquement, une température supérieure à $2000^\circ C$ est nécessaire pour casser les liaisons H-O-H et obtenir les atomes individuels d'hydrogène et d'oxygène).

Le tableau périodique nous apprend que **l'atome d'hydrogène est constitué d'un seul proton et d'un seul électron**, tandis que **l'atome d'oxygène contient 8 protons, 8 neutrons et 8 électrons**.

L'hydrogène possède 1 seul électron de valence, tandis que **l'oxygène en possède 6**; ses 2 autres électrons sont plus proches du noyau et qualifiés d'"internes".

Les 6 électrons de valence de l'atome d'oxygène s'organisent en **2 paires d'électrons et 2 électrons solitaires ou célibataires**. Chacun de ces 2 électrons forme une liaison avec l'électron d'un atome d'hydrogène; la molécule d'eau existe par conséquent grâce à la **formation de 2 liaisons identiques entre l'atome d'oxygène et les atomes d'hydrogène**.

Les 4 électrons de valence de l'oxygène existant sous forme de 2 paires ne participent que peu à l'établissement de liaisons et ils se situent près de l'atome d'oxygène, sans interférer avec les 2 électrons des 2 atomes d'hydrogènes. Néanmoins, ces 2 paires d'électrons dictent la forme géométrique de la molécule d'eau dans l'espace.



Géométriquement, la molécule s'inscrit dans une pyramide (tétraèdre) presque parfaite; sur 2 des pointes se trouvent les 2 atomes d'hydrogène, sur les 2 autres pointes se trouvent les 2 paires d'électrons de l'atome d'oxygène et au centre de la pyramide se trouve l'atome d'oxygène, comme l'indique la figure précédente.

Nous savons (module "Transformations et Equilibres Chimiques") que la molécule d'eau est électriquement neutre; cependant, nous savons également qu'elle a un caractère acide (fournissant des protons H^+ à son environnement) et basique (fournissant des hydroxyles OH^- à son environnement). Force est donc de conclure que les liaisons qui se sont créées entre les 2 atomes d'hydrogène et l'atome d'oxygène ont un **caractère polaire**.

En effet, l'oxygène est un élément beaucoup plus avide en électrons que l'hydrogène. Par conséquent, lorsqu'une liaison s'établit entre les 2 atomes, **l'électron de l'hydrogène est attiré par l'oxygène**; il en résulte une **répartition inégale des électrons dans chacune des 2 liaisons O-H**, l'oxygène étant plus riche en électrons (plus négatif) que les atomes d'hydrogène (plus positifs). Ceci explique la possibilité de dissociation de l'eau H_2O en proton H^+ et hydroxyle OH^- , la charge négative de cet anion étant portée par l'oxygène.

En résumé :

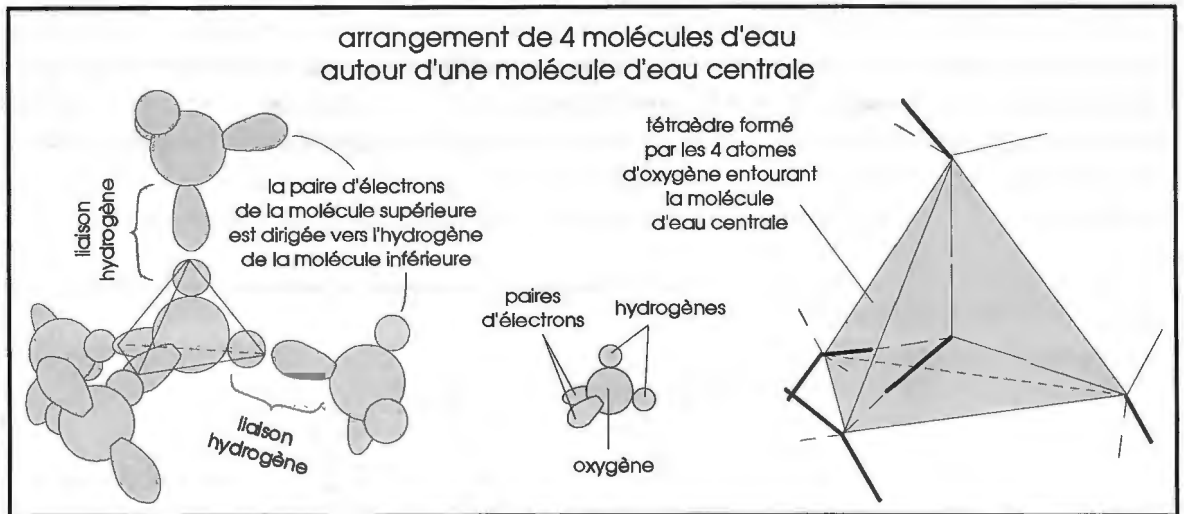
- La molécule d'eau est formée de l'assemblage de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.
- La molécule d'eau est tétraédrique, avec l'atome d'oxygène au centre, 2 atomes d'hydrogène sur 2 sommets du tétraèdre et 2 paires d'électrons, appartenant à l'oxygène, sur les 2 autres sommets du tétraèdre.
- L'unique électron de chaque atome d'hydrogène est attiré par l'oxygène (plus électronégatif); l'oxygène est donc entouré de 8 électrons, dont 6 propres (de valence) et de 2 électrons provenant des 2 atomes d'hydrogène.

2.2 LIAISONS HYDROGENE ET COHESION ENTRE MOLECULES D'EAU

Les 2 paires d'électrons de l'oxygène imposent la géométrie de la molécule et confèrent à l'eau une stabilité remarquable qui dicte la plupart de ses caractéristiques physiques et chimiques. En effet, la liaison H-O-H est polaire et les atomes d'hydrogène, appauvris en électrons, peuvent être attirés par l'oxygène d'une molécule d'eau voisine.

Une molécule d'eau peut donc, grâce à ses 2 paires d'électrons libres, attirer un atome d'hydrogène de 2 molécules d'eau voisines, de même que ses 2 atomes d'hydrogène peuvent être attirés par l'atome d'oxygène de 2 autres molécules d'eau voisines. Chaque molécule d'eau est donc susceptible de créer 4 nouvelles "liaisons" avec 4 voisins. Ces attractions intermoléculaires sont appelées **liaisons hydrogène**. Elles ont la caractéristique d'être fortes, mais 20 fois moins (environ 5kcal/mole) que les liaisons chimiques H-O-H (environ 110kcal/mole) et directionnelles, comme l'indique la figure de la page suivante.

Par conséquent, l'atome central de la pyramide d'eau est entouré par 4 atomes d'hydrogène, dont 2 sont directement liés par liaison polaire et 2 sont liés par liaison hydrogène. L'arrangement se perpétue de voisins en voisins, conférant à l'eau une grande cohésion, qui est à l'origine de ses caractéristiques physiques particulières.



- Les 2 atomes d'hydrogène d'une molécule d'eau sont attirés par les atomes d'oxygène de 2 molécules d'eau voisines.
- Les 2 paires d'électrons de la molécule d'eau, appartenant à l'atome d'oxygène central, attirent 2 atomes d'hydrogène de 2 molécules d'eau voisines.
- La molécule d'eau est donc associée à 4 molécules d'eau voisines, par liaisons hydrogène.
- Le nombre d'électrons de valence et l'affinité pour les électrons de l'hydrogène et de l'oxygène dictent la géométrie de la molécule et sa cohésion intermoléculaire.

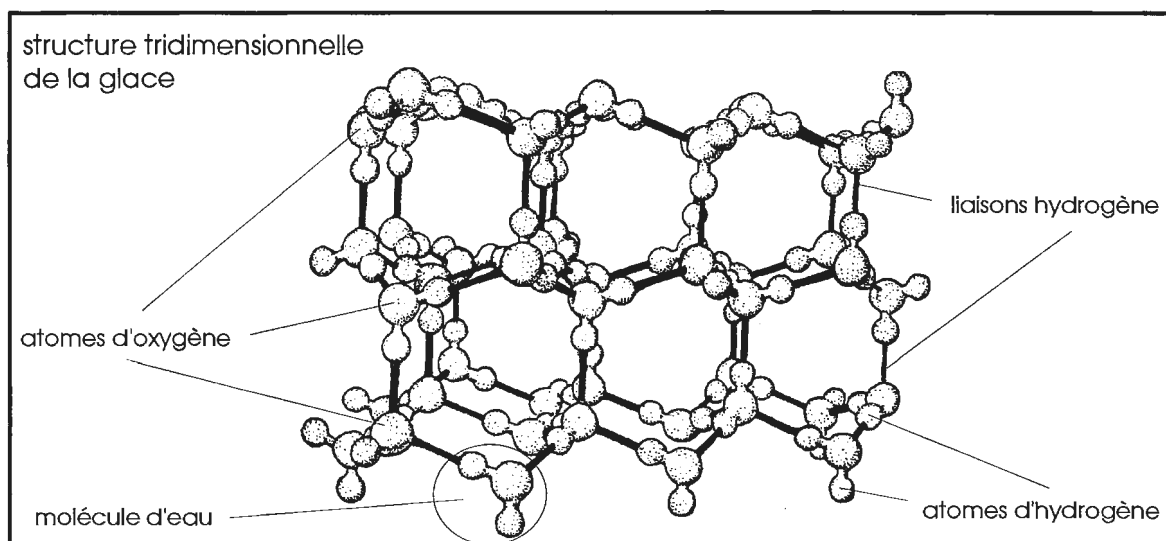
2.3 ETATS SOLIDE, LIQUIDE ET GAZEUX

Généralement, les substances de composition proche possèdent des caractéristiques proches; cependant, la molécule d'eau fait exception, si on la place dans la série des molécules triatomiques H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O (voir la table ci-dessous). Ces composés contiennent tous 2 atomes d'hydrogène et 1 atome central, dont la masse atomique décroît; en fait, O (oxygène), S (soufre), Se (sélénium) et Te (tellure) sont placés l'un en dessous de l'autre dans le tableau périodique de Mendeleïev, ce qui présuppose des caractéristiques chimiques semblables.

composés, masses moléculaires (g/mol)	points de fusion ($^{\circ}\text{C}$)	points d'ébullition ($^{\circ}\text{C}$)
H_2Te (tellure d'hydrogène), 130	-49	-2
H_2Se (sélénure d'hydrogène), 81	-60	-40
H_2S (sulfure d'hydrogène), 34	-85	-61
H_2O (eau)	0 (attendu : -100)	100 (attendu : -70)

Les points de fusion et d'ébullition de ces composés décroissent pour les 3 premiers et l'on s'attend logiquement à des points de fusion et d'ébullition de l'eau proches de -100°C , respectivement -70°C . Il n'en est rien dans les deux cas, puisqu'à **pression atmosphérique, l'eau gèle à 0°C et bout à 100°C .**

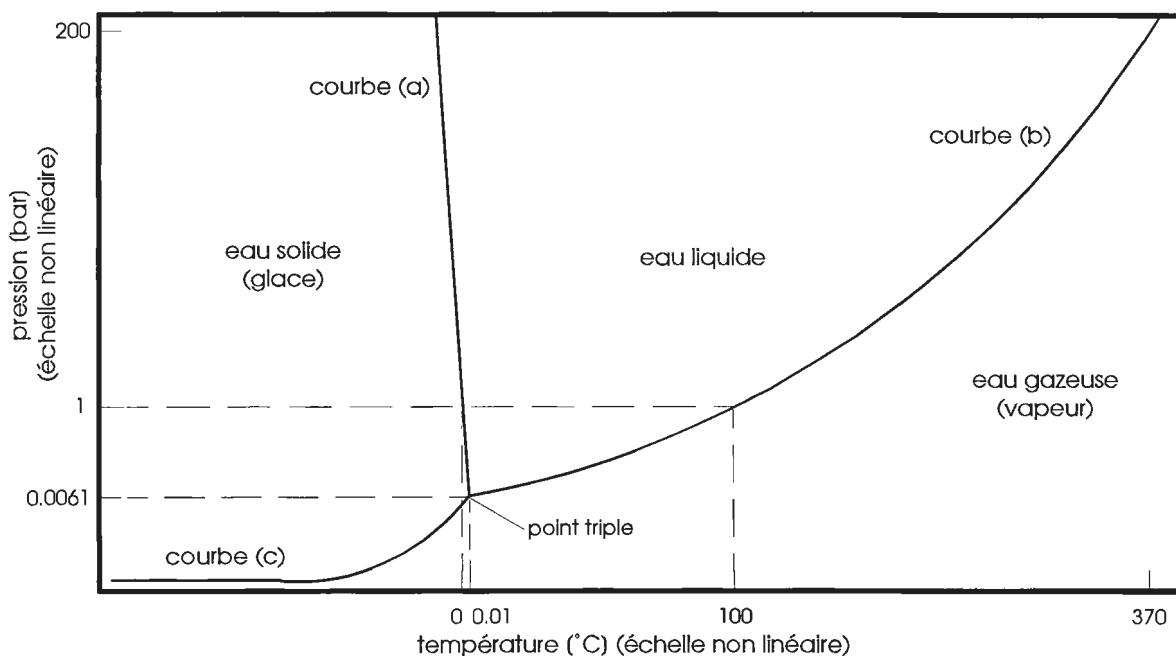
Les points de fusion et d'ébullition élevés de l'eau sont expliqués par les liaisons hydrogène. L'eau solide, gelée, existe sous forme d'un **réseau ordonné de molécules associées entre elles sur une grande échelle par liaisons hydrogène**; les cristaux de glace, aux formes spectaculaires, reflètent l'existence de ce réseau de grandes dimensions. L'énergie nécessaire pour détruire ces interactions intermoléculaires et assurer plus de mobilité aux molécules est élevée, ce qui résulte en un point de fusion de l'eau beaucoup plus élevé que prévu.



Cependant, il existe toujours dans l'eau liquide des amas de molécules liées entre elles grâce aux liaisons hydrogène; ces paquets de molécules sont simplement beaucoup plus petits que dans le cas de l'eau gelée, mais ils requièrent tout de même beaucoup d'énergie pour être entièrement fragmentés en molécules d'eau individuelles; c'est la raison pour laquelle le point d'ébullition est également beaucoup plus élevé que prévu. A température moins élevée que 100°C , l'eau s'évapore sous forme de minuscules associations de 2 (dimères) à 3 (trimères) molécules d'eau encore liées entre elles par liaisons hydrogène.

L'eau peut exister sous formes solide, liquide, ou gazeuse, à des pressions et températures différentes, comme l'indique la figure de la page suivante. Sur ce **diagramme de phases**, le point d'intersection entre les 3 courbes (point triple) représente la pression (0.006bar) et la température (0.01°C) auxquelles l'eau est en équilibre sous ses 3 formes. Elle est en équilibre sous formes solide et liquide sur la courbe (a), sous formes liquide et gazeuse sur la courbe (b) et sous forme solide et gazeuse sur la courbe (c). Les surfaces comprises entre chaque courbe représentent les conditions de pression et de température auxquelles une seule phase (solide ou liquide ou gazeuse) existe.

La glace est parfois opaque et parfois très claire et limpide. La vitesse de congélation de la glace est responsable de ce phénomène; lorsque l'eau gèle, l'air et les solutés dissous dans l'eau s'accumulent par réjection à l'interface solide/liquide, car la solubilité est plus élevée dans l'eau liquide "chaude" que dans l'eau solide "froide"; lorsque le processus est lent, l'air s'échappe et la glace apparaît claire, mais lorsqu'il est rapide, l'air qui reste trappé dans l'eau se solidifiant forme des microbulles insolubles, qui opacifient la glace. Lorsque l'eau est congelée instantanément, elle n'a pas le temps de former de liaisons hydrogène structurées; c'est le phénomène de "vitrification" de l'eau, qui est exploité dans des applications de microscopie électronique.



2.4 DENSITE DE L'EAU

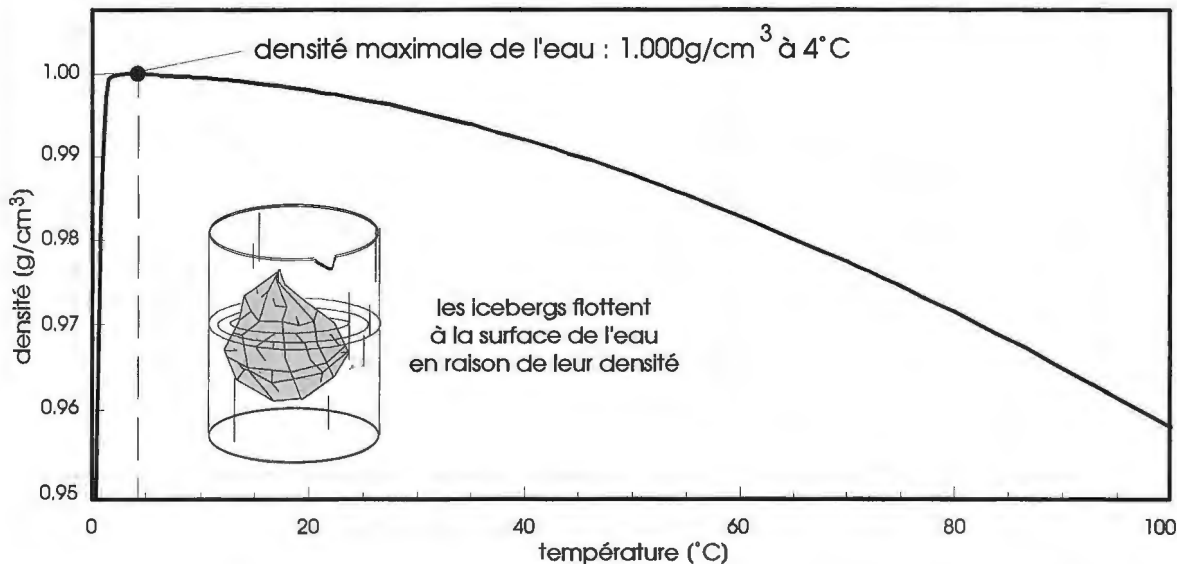
Prenons un dé à coudre (son volume est proche de 1cm^3); introduisons-y une substance solide, liquide, ou gazeuse. **La masse de la substance, divisée par le volume de 1cm^3 , représente la densité de cette substance.**

La densité varie avec la température. Lorsqu'un composé est chauffé, l'énergie apportée permet aux molécules de se mouvoir plus rapidement et de se distancer les unes des autres; la masse du composé se répartit ainsi dans un volume plus grand, ce qui équivaut à une densité plus faible (une fraction de la masse initiale n'est plus présente dans le volume initial).

L'eau suit partiellement cette observation : sa densité augmente lorsqu'elle est refroidie, mais elle se stabilise à une valeur maximale pour rediminuer à température plus basse. Par conséquent, 1kg d'eau occupe un volume plus grand sous forme solide que liquide, ce qui explique le fait qu'une bouteille totalement remplie d'eau se casse lorsqu'elle est congelée. **L'eau a une densité de $0,96\text{g/cm}^3$ juste avant ébullition; cette densité atteint un maximum de $1,00\text{g/cm}^3$ à 4°C , puis diminue à $0,92\text{g/cm}^3$ pour la glace** (voir la figure de la page suivante). L'eau sous forme de glace flotte donc à la surface de l'eau liquide, contrairement aux autres espèces, dont la forme solide plus dense coule sous la forme liquide, comme l'indique l'expérience 7.3.

La variation non monotone de la densité de l'eau trouve son origine dans les liaisons hydrogène. Lorsque la température décroît, les vibrations moléculaires ralentissent et les molécules d'eau s'approchent et occupent un volume moindre; la densité augmente avec la diminution de la température, jusqu'à 4°C . A température inférieure, la possibilité de formation de nouvelles liaisons hydrogène augmente car les molécules d'eau continuent de se rapprocher. Ces liaisons hydrogène se forment lorsque les molécules sont correctement positionnées par rapport à leurs voisines; il en résulte une élongation de la distance entre molécules (**la liaison hydrogène est plus longue que les liaisons H-O-H dans la molécule**) et une augmentation du volume qu'elles occupent; la densité diminue ainsi avec la diminution de la température, à partir de 4°C . Dans la glace, toutes les molécules d'eau sont ordonnées

entre elles par des liaisons hydrogène, qui agrandissent considérablement les longueurs intermoléculaires et diminuent d'autant la densité de l'eau.



CONSEQUENCES PRATIQUES DE LA DENSITE DE L'EAU

L'anomalie de la densité de l'eau explique partiellement pourquoi la vie animale a subsisté après les longues périodes glaciaires. En effet, comme les icebergs le démontrent (plus de 10% de leur volume émerge du niveau de l'eau), les océans n'ont certainement pas gelé entièrement lors des périodes glaciaires, mais se sont au contraire recouverts d'une couche protectrice de glace (éventuellement épaisse de plusieurs kilomètres), tandis que l'eau liquide, emprisonnée en dessous de ces glaces, continuait à assumer la fonction de berceau des transformations biologiques et à perpétuer la vie.

Le principe de la couche de glace protectrice est actuellement exploité durant les printemps rigoureux par certains agriculteurs pour protéger les arbres fruitiers. Lorsque la température de l'air décroît en dessous de 0°C , les arbres sont arrosés d'eau, qui gèle rapidement et qui forme une coquille isothermique sur les pousses fragiles, inhibant ainsi les transferts de chaleur et évitant que celles-ci ne soient exposées à des températures inférieures.

La variation de la densité de l'eau contribue au déclin des lacs rendus malades par la croissance trop importante d'algues (phénomènes d'eutrophisation; voir l'expérience 6.2). En effet, c'est au fond d'un lac que se trouve l'eau de densité maximale (voir à ce sujet le module "Chimie de l'Environnement"). Etant donné que les échanges de matières dissoutes ne se déroulent que difficilement entre compartiments d'eaux de températures différentes, les eaux profondes stagnent et ne sont par conséquent que faiblement approvisionnées en substances dissoutes, dont l'oxygène, nécessaire à la vie d'un lac et de ses habitants (flore, faune).

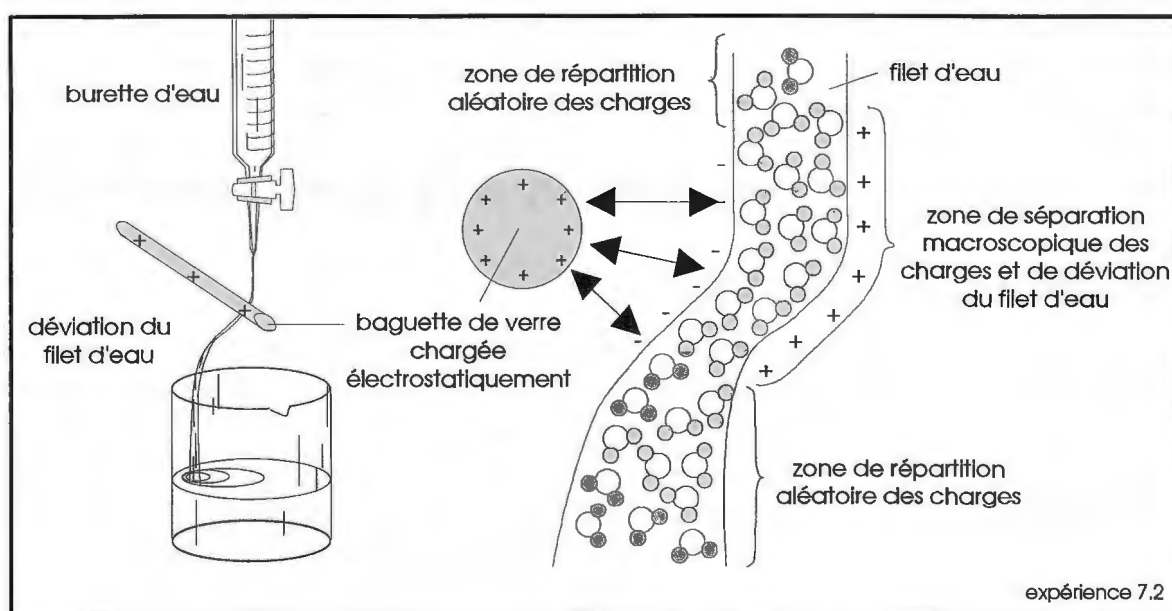
Les hivers rigoureux sont bénéfiques aux lacs dont les couches profondes sont appauvries en oxygène; en effet, les eaux de surface, en contact avec l'atmosphère, donc riches en oxygène, se refroidissent en hiver et, lorsqu'elles atteignent 4°C , sont transportées vers le fond, emportant avec elles l'oxygène dissous; les eaux profondes sont donc réoxygénées naturellement et contribuent à l'amélioration de l'état de santé de la masse lacustre. Le lac Léman souffre actuellement d'hivers trop cléments et, alors que la concentration en oxygène dissous

au fond était de 6 à 10 mg/l en 1986, elle a chuté à 1-4mg/l les années suivantes (il est possible d'en dissoudre environ 10mg par litre d'eau, dans des conditions normales).

2.5 PROPRIETES ELECTRIQUES DE L'EAU

L'oxygène est attracteur d'électrons (**électronégatif**), tandis que chaque hydrogène cède aisément son électron (**électropositif**); l'eau est par conséquent une **molécule polaire**. La mesure de la capacité d'un composé à exhiber une inhomogénéité dans la répartition de ses charges électriques est donnée par sa **constante diélectrique**. L'eau possède une constante diélectrique parmi les plus élevées, car **les charges électriques sont réparties de manière non uniforme dans la molécule**.

En revanche, **la molécule d'eau ne possède pas de charge apparente**, bien qu'elle soit partiellement dissociée en protons et hydroxydes (H^+ et OH^- , $10^{-7}M$ dans l'eau neutre; ces concentrations sont négligeables); l'eau est donc une **molécule neutre**. Par conséquent, **l'eau n'est pas un conducteur électrique**, tant qu'aucune espèce aisément dissociée (NaCl, par exemple) n'y est ajoutée.

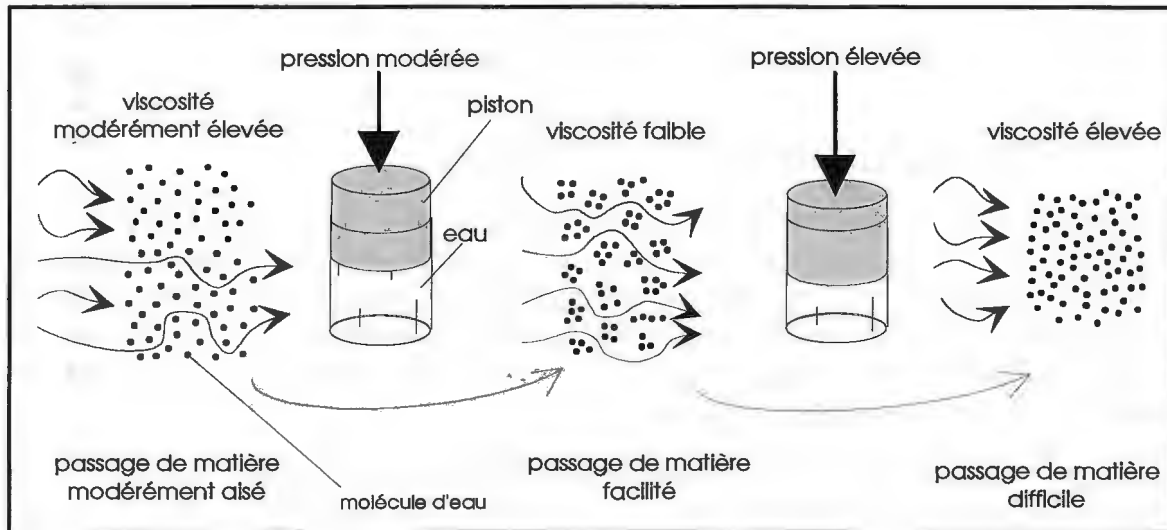


Il résulte de la constante diélectrique élevée de l'eau que celle-ci peut être aisément déviée de sa trajectoire par un champ électrostatique concentré, comme l'indiquent la figure précédente et l'expérience 7.2, alors qu'inversément, l'eau agit comme isolant tant qu'elle est sous forme pure et les charges électriques ne peuvent la traverser.

2.6 AUTRES PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU

VISCOSITE DE L'EAU

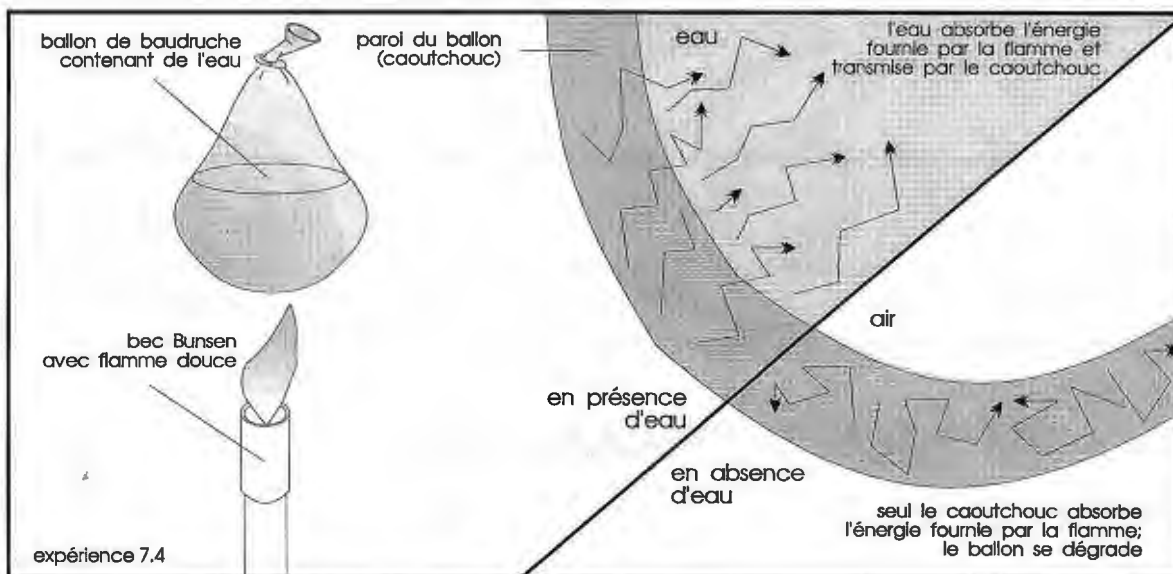
Le comportement de la viscosité de l'eau à pression variable est encore une anomalie qui trouve son origine dans les liaisons hydrogène. A température ambiante et pression ordinaire, les liaisons hydrogène forment de nombreux petits réseaux de molécules d'eau; ces grappes de molécules gênent le flux de matière et produisent donc une **viscosité élevée**.



Lorsque les liquides sont comprimés, leur viscosité augmente systématiquement. Cependant, dans le cas de l'eau, **l'augmentation de la pression appliquée permet de casser les liaisons hydrogène**; ceci a pour conséquence de créer un plus grand nombre d'agrégats de molécules d'eau de tailles plus petites, entre lesquelles les transports de matière sont facilités; par conséquent, la viscosité de l'eau décroît. Cependant, lorsque la pression appliquée devient suffisamment élevée, les molécules d'eau sont contraintes de se rapprocher fortement et la viscosité augmente, comme c'est le cas pour les autres liquides, puisque les transports de matière sont rendus plus difficiles. La figure ci-dessus résume l'effet de la pression sur la viscosité de l'eau.

CAPACITE CALORIFIQUE DE L'EAU

La capacité calorifique d'un composé est sa **propension à emmagasiner de l'énergie**; la capacité calorifique de l'eau est parmi les plus élevées des liquides et elle reflète la force des liaisons hydrogène et la quantité d'énergie nécessaire pour casser celles-ci.

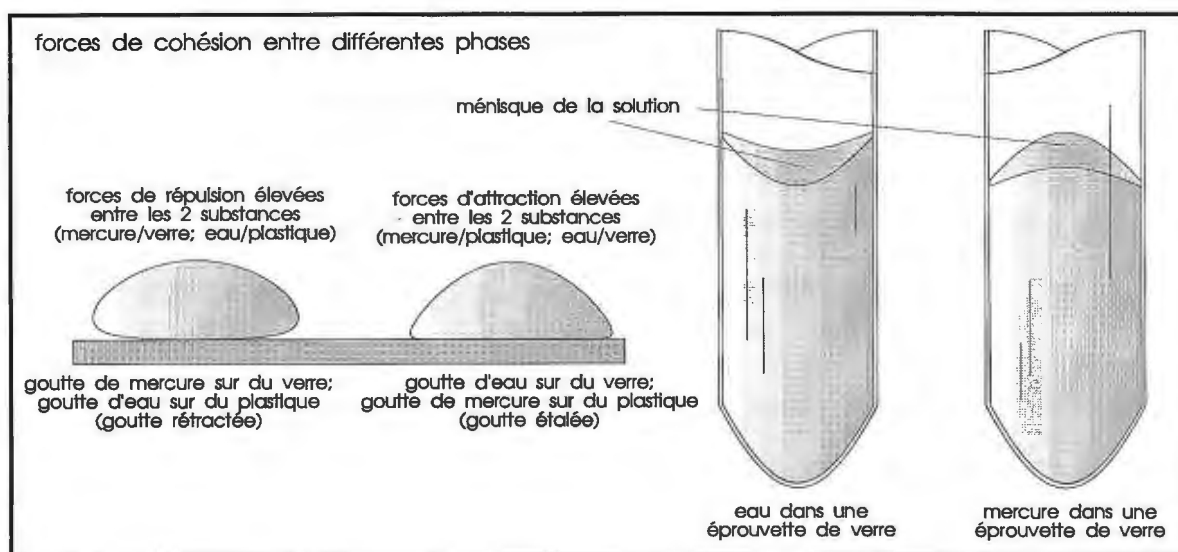


Nous avons vu que la glace est un arrangement ordonné de molécules d'eau entièrement liées entre elles par liaisons hydrogène; l'énergie requise pour casser une liaison hydrogène

est relativement élevée, mais on peut constater que moins du tiers de celle-ci est utilisé pour faire fondre de la glace. Par conséquent, la totalité des liaisons hydrogène n'est pas détruite lors de la fusion de la glace, ce qui indique que **l'eau liquide contient encore une quantité non négligeable de liaisons hydrogène**. L'expérience 7.4 et la figure qui précède illustrent la capacité calorifique élevée de la molécule d'eau.

TENSION SUPERFICIELLE DE L'EAU

La **tension superficielle** est une mesure de la compatibilité entre différentes phases (solide, liquide, gazeuse). Lorsqu'une goutte d'eau est placée sur une surface de verre ou de matière plastique, son comportement est totalement différent; sur la surface de verre, la goutte d'eau a tendance à s'étaler, tandis que sur du plastique, elle se contracte fortement (voir la figure ci-dessous). Une goutte de mercure se comporte en revanche de manière opposée (contraction sur le verre, étalement sur le plastique). Ce comportement indique que le verre et l'eau possèdent une certaine compatibilité (de même pour le plastique et le mercure), ce qui n'est pas le cas pour l'association plastique-eau ou verre-mercure.



En aucun cas le verre n'est soluble dans l'eau (ou le plastique dans le mercure); cependant, on observe ici une similitude entre ce phénomène de compatibilité entre différentes phases et le phénomène de solubilité d'un composé dans un solvant donné (voir le module "Transformations et Equilibres Chimiques") : lorsqu'un composé polaire est introduit dans un solvant polaire, il s'y dissocie et s'y dissout; de même, lorsque l'eau (qui est polaire) est placée sur du verre (qui contient des groupements de surface polaires), **la compatibilité entre ces deux substances est suffisamment élevée pour que leur surface de contact soit maximisée** et que la goutte s'étale.

APPLICATION PRATIQUE DE LA TENSION SUPERFICIELLE

Le principe d'étalement est utilisé dans les réservoirs d'eau des contrées chaudes : de l'hexadécanol ($C_{16}H_{33}OH$), qui s'évapore faiblement, est placé à la surface de l'eau; l'eau ne diffuse pas au travers de ce film protecteur qui s'étale aisément sans pour autant se dissoudre : la plus grande partie de la molécule d'hexadécanol est apolaire et seule une de ses extrémités est suffisamment polarisée pour créer un contact compatible avec l'eau.

2.7 COROLLAIRE

Quelques unes des caractéristiques principales de la molécule d'eau ont été abordées. Il s'avère que le comportement de l'eau est contrôlé par la structure électronique de la molécule et ses interactions intermoléculaires.

MOLECULE D'EAU

- La molécule d'eau est formée de 2 atomes d'hydrogène liés à 1 atome d'oxygène.
- Chaque hydrogène implique son seul électron pour former une liaison. L'oxygène possède 8 électrons, dont 6 électrons de valence; 2 électrons de valence de l'oxygène sont impliqués pour former 2 liaisons et 2 paires d'électrons de valence n'interviennent pas dans la liaison O-H.
- L'électron de chaque atome d'hydrogène est attiré par l'atome d'oxygène; l'oxygène est donc plutôt négatif et les atomes d'hydrogène sont plutôt positifs.
- Ce déséquilibre dans la répartition des charges électriques de la molécule d'eau rend cette dernière polaire.
- L'eau est neutre, mais partiellement dissociée (environ 1 molécule dissociée pour 10 milliards de molécules d'eau) en protons (H^+) et hydroxyles (OH^-).
- L'eau s'inscrit dans un tétraèdre; l'oxygène est situé au centre du tétraèdre, les 2 atomes d'hydrogène à 2 sommets et les 2 paires d'électrons de valence de l'oxygène aux 2 autres sommets.
- Chaque molécule d'eau peut s'entourer de 4 molécules voisines et créer des liaisons hydrogène; ces liaisons s'établissent entre chaque hydrogène d'une molécule et l'oxygène de 2 molécules voisines, ainsi qu'entre chaque paire d'électrons de l'oxygène et l'hydrogène de 2 molécules voisines.

Les liaisons hydrogène confèrent une grande stabilité à l'eau et sont à l'origine de nombreuses anomalies dans les caractéristiques physiques de l'eau, en comparaison aux autres composés; les principales conséquences et caractéristiques en sont les suivantes :

LIAISONS HYDROGENE

- Les points de fusion et d'ébullition de l'eau sont fortement plus élevés que prévu par comparaison avec des composés similaires; l'eau existe sur terre sous 3 états, solide, liquide et gazeux.
- La densité de l'eau ne varie pas de façon monotone en fonction de la température, mais atteint un maximum à 4°C; la glace flotte sur l'eau liquide et assure une couche protectrice à cette dernière, tandis que l'eau à 4°C a tendance à stagner dans les fonds lacustres.
- L'eau pure ne conduit pas l'électricité et agit comme isolant; ce n'est qu'en présence de sels dissociés (eau potable, par exemple) que les risques d'électrocution existent.
- La viscosité de l'eau, comme la densité, ne varie pas de manière monotone en fonction de la pression.
- La capacité calorifique de l'eau est très élevée; il est nécessaire de fournir beaucoup d'énergie pour faire fondre de la glace ou bouillir de l'eau liquide.

quelques propriétés physiques de l'eau	
point de fusion (P.F.)	0 (°C)
point d'ébullition (P.E.)	100 (°C)
constante diélectrique (ϵ)	78.5 à 25 (°C)
capacité calorifique (c)	1.0 (cal/g·°K) à 15 (°C)
viscosité (η)	1.6 (g/cm·sec) à 4 (°C)
densité (ρ)	0.92 (g/cm ³) à -20 (°C) 1.00 (g/cm ³) à 4 (°C) 0.96 (g/cm ³) à 100 (°C)

3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU

3.1 OSMOSE

TEMPS REQUIS

Environ 15 minutes pour la préparation de l'expérience; environ 1/2 journée pour l'observation du phénomène.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence l'effet de la différence de concentration en eau entre deux solutions.

MATERIEL DE TRAVAIL

2 béchers 250ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 pipette Pasteur, 1 couteau, 1 paire de ciseaux, 1 spatule, 1 ballon de baudruche, 1 élastique, 1 pomme de terre.

REACTIFS

Eau, sucre en morceaux.

MANIPULATIONS

(1) Porter à ébullition 40g de sucre (10 morceaux) et 40ml d'eau dans un bécher, en agitant, jusqu'à l'obtention d'une solution visqueuse et transparente, puis refroidir.

(2) Tronquer une pomme de terre; pratiquer une gorge sur son pourtour à 2-3cm de sa base, puis l'excaver profondément.

Remplir complètement l'excavation avec la solution sucrée. Capuchonner hermétiquement l'excavation avec la partie supérieure d'un ballon de baudruche (couper l'embout).

Le ballon doit impérativement être tendu et maintenu à la pomme de terre avec l'élastique, positionné dans la gorge; ne pas masquer les 2/3 supérieurs de la patate.

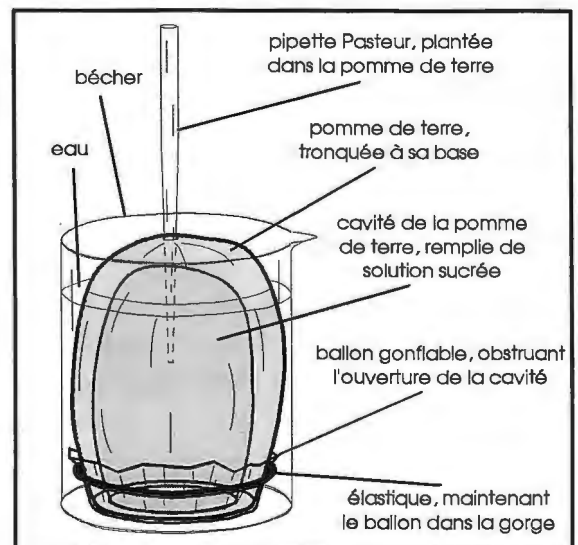
Percer l'extrémité supérieure de la pomme de terre avec une pipette Pasteur; ressortir celle-ci, éliminer le bouchon de chair qui l'obstrue et la replacer dans la pomme de terre.

Marquer sur la pipette le niveau de la solution.

EXPLICATIONS

(1) Le saccharose est solubilisé dans l'eau; la solution résultante est plus dense et plus visqueuse que l'eau pure.

(2) Ces opérations permettent de préparer la membrane d'osmose (patate), emprisonnant la solution sucrée sans poche d'air; la pipette sert de capillaire d'évacuation.



(3) Introduire cette pomme de terre dans un bécher, puis ajouter de l'eau jusqu'au niveau supérieur de la pomme de terre. Durant la journée, observer de temps en temps l'évolution du niveau de solution dans la pipette Pasteur.

(3) La concentration d'eau dans la cavité contenant la solution saturée en sucre est plus faible que dans l'eau à l'extérieur de la pomme de terre. La pomme de terre agit comme une membrane semi-perméable, qui permet aux molécules d'eau présentes dans le bécher de passer à l'intérieur de la cavité, afin d'équilibrer les concentrations en eau à l'intérieur et à l'extérieur de la cavité (phénomène d'osmose). L'excédent de volume dans la cavité, provoqué par cet apport d'eau, est lentement évacué dans la pipette Pasteur sous l'effet de ce phénomène naturel d'égalisation des concentrations en eau; les molécules de sucrose sont trop volumineuses pour passer de l'intérieur à l'extérieur de la cavité.

3.2 POLARITE

TEMPS REQUIS

Environ 10 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence la polarité de l'eau.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 ampoule à décanter, 1 cylindre gradué 50ml, 1 feuille de papier blanc, 1 crayon gris à mine grasse, 1 paire de ciseaux.

REACTIFS

Eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

(1) Noircir abondamment une partie de feuille de papier avec le crayon gris, puis y découper une vingtaine de petits carrés d'environ 5mm de côté.

EXPLICATIONS

(1) Le papier est à base de cellulose de bois, qui est un composé complexe possédant une certaine polarité. A l'inverse, la mine de crayon est à base de carbone, qui est totalement apolaire. Les petits carrés possèdent par conséquent une face hydrophobe noircie et une face hydrophile non noircie.

(2) Introduire dans l'ampoule à décanter 50ml d'eau, 50ml d'hexane, puis les petits carrés de papier.

Boucher et agiter vigoureusement l'ampoule; observer la répartition des petits carrés.

(2) Les deux solvants forment deux phases immiscibles, car l'eau (phase inférieure, plus dense) est polaire, contrairement à l'hexane (apolaire, phase supérieure, moins dense). Après agitation, les carrés de papier se positionnent à l'interface entre les deux solvants, avec la face noircie, apolaire, tournée vers l'hexane et la face non noircie, polaire, tournée vers l'eau. Quelques carrés peuvent adhérer, par leur face non noircie, à la paroi de l'ampoule à décanter, ce qui indique que le verre est un matériau plus polaire que l'hexane. Après plusieurs minutes, les carrés de papier sédimentent au fond de l'ampoule à décanter, car la cellulose, avec son affinité pour l'eau, s'hydrate rapidement, gonfle et devient trop lourde.

3.3 TENSION SUPERFICIELLE ET FORCES DE COHESION

TEMPS REQUIS

Environ 10 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les forces de cohésion élevées existant entre les molécules d'eau.

MATERIEL DE TRAVAIL

2 béchers 100ml, 1 bécher 250ml, 3 grandes éprouvettes, pipettes Pasteur, pièces de 5ct.

REACTIFS

Eau, i-propanol (C_3H_7OH), soufre (S), poivre blanc moulu, détergent.

MANIPULATIONS

(1) Introduire 50ml d'eau dans un bécher. Dans un second bécher, introduire 50ml de i-propanol.

Saupoudrer la surface de ces deux solvants avec du soufre et du poivre.

Observer les comportements différents dans les deux solvants.

EXPLICATIONS

(1) Les molécules d'eau possèdent une forte cohésion entre elles; la surface de l'eau forme un écran difficilement pénétrable pour un composé étranger, ce qui n'est pas le cas pour le i-propanol. Le soufre et le poivre, qui ne sont pas solubles dans ces deux solvants, ont tendance à flotter à la surface de l'eau, tandis qu'ils coulent rapidement au fond du i-propanol.

(2) Préparer, dans un troisième bécher, 100ml de solution diluée de détergent (environ 1 part de détergent et 9 parts d'eau). Ajouter goutte à goutte cette solution de détergent dans le bécher contenant l'eau, le soufre et le poivre.

Observer le comportement du soufre et du poivre encore présents à la surface de la solution.

Conserver la solution diluée de détergent pour le point suivant.

(3) Introduire, jusqu'à 3mm du bord supérieur de 3 larges éprouvettes, de l'eau, du i-propanol et la solution diluée de détergent.

Placer lentement dans chaque éprouvette des pièces de 5ct, jusqu'au débordement de la solution.

Compter le nombre de pièces introduites et observer le ménisque formé par la solution au haut de chaque éprouvette.

(2) Le composé actif du détergent est un tensio-actif, c'est-à-dire une molécule possédant une longue chaîne apolaire et une extrémité polaire. Ce tensio-actif, lorsqu'il s'oriente à la surface de l'eau, diminue les forces de cohésion entre les molécules d'eau; par conséquent, le soufre et le poivre n'y sont plus retenus et sédimentent en pluie vers le fond du bécher.

(3) La tension superficielle de l'eau est suffisamment élevée pour permettre l'introduction d'un nombre plus élevé de pièces que dans la solution de détergent, ou dans le i-propanol, où les forces de cohésion sont moindres; on assiste à la formation d'un ménisque important dans le cas de l'eau, avant que celle-ci ne déborde.

4. PROPRIETES CHIMIQUES DE L'EAU

Les réactions chimiques en solution représentent une partie importante de toutes les transformations connues sur terre. L'eau, composé universel, participe dans un grand nombre de celles-ci, en tant que solvant, mais également comme réactif.

La molécule d'eau est un solvant idéal pour les composés polaires. Elle permet la dissociation des sels, acides et bases; elle agit comme acide ou comme base, complexe les ions en solution et intervient dans les réactions d'oxydation-réduction. Dans ce chapitre, l'influence de l'eau sur les réactions chimiques est abordée selon les aspects suivants :

- Dissociation de l'eau.
- Hydrolyse et propriétés acide-base.
- Hydratation, propriétés dissolvantes et complexantes de l'eau.
- Réactions d'oxydation-réduction faisant intervenir l'eau.

4.1 DISSOCIATION DE L'EAU

La molécule d'eau est électriquement neutre. Cependant, il est possible de mesurer dans l'eau pure une conductibilité électrique non nulle, ce qui signifie que **l'eau contient des ions**. Leur présence n'est explicable que par la nature même de l'eau :

- Le déséquilibre des charges électriques dans la molécule permet à celle-ci de se dissocier en ses ions respectifs, le cation proton (H^+) et l'anion hydroxyle (OH^-). Toutefois, la conductibilité électrique de l'eau est extrêmement faible (sa résistivité électrique est extrêmement grande, 18 millions d'ohms pour un cube d'eau de 1cm de côté, à 25°C) et, par conséquent, **le nombre de molécules d'eau dissociées dans la masse d'eau est extrêmement faible**.
- Expérimentalement, la concentration exacte de molécules d'eau dissociées en H^+ et OH^- à 25°C est de 10^{-7} mol/l. Ceci signifie que, pour 10'000 tonnes d'eau (c'est-à-dire 555.5 millions de moles), seulement 18 grammes d'eau sont dissociés (c'est-à-dire 1 mole). **L'eau est neutre, puisque la dissociation d'une molécule produit un proton (entité acide) et un hydroxyle (entité basique)**.

Pour déterminer le caractère acide, neutre, ou basique d'une solution (c'est-à-dire l'excès de protons, la concentration égale de protons et hydroxyles, ou l'excès d'hydroxyles), il est utile de manipuler la **notion de pH**. Ce paramètre exprime le logarithme négatif de la concentration en protons :

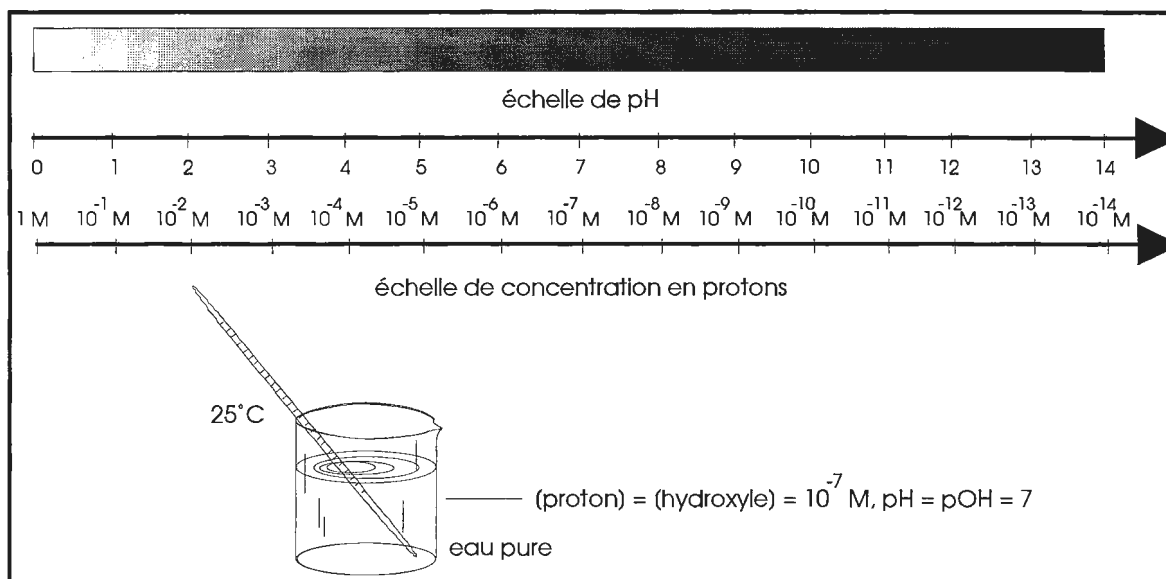
- $pH = -\log_{10}(H^+)$.

Le pH de l'eau pure, à 25°C, est donc de 7 ($-\log_{10}(10^{-7})$). Par analogie, le logarithme négatif de la concentration en hydroxyles est donné par :

- $pOH = -\log_{10}(OH^-)$.

Puisque les concentrations en protons et hydroxyles sont égales dans l'eau pure, le pOH est également de 7 à 25°C.

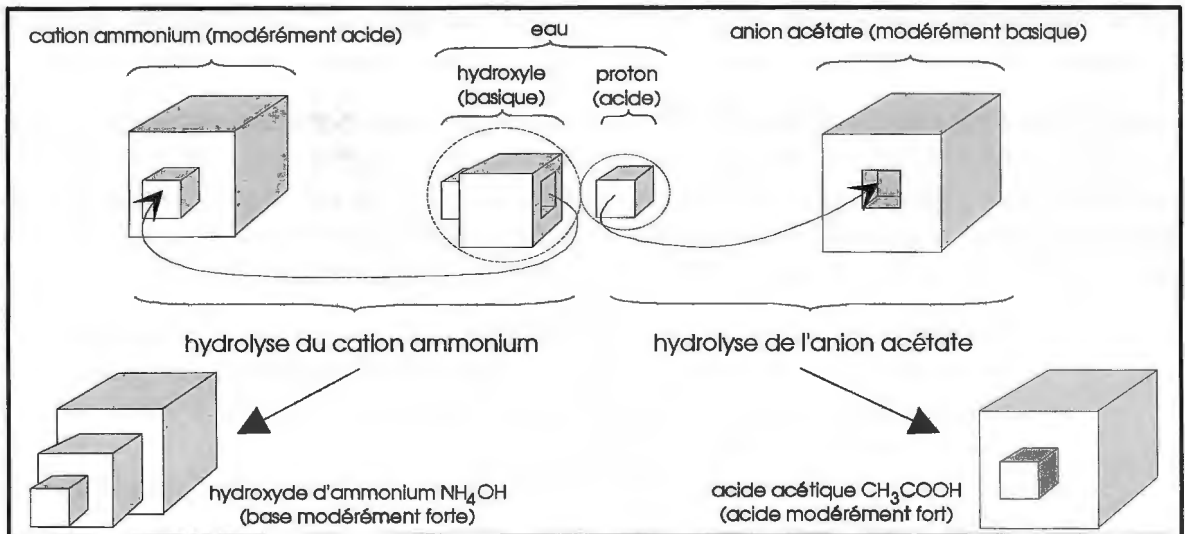
- L'échelle de pH (ou de pOH, moins couramment employée) est particulièrement commode, puisque des solutions contenant 10^{-2}M , 10^{-5}M , 10^{-9}M , ou 10^{-12}M de protons sont simplement caractérisées par des pH de 2, 5, 9, ou 12. **Toute modification de concentration en H^+ d'un facteur 10 résulte en un changement de 1 unité de pH**, comme l'indique la figure ci-dessous.
- **La concentration en protons et hydroxyles dans l'eau pure varie en fonction de la température**; en effet, l'énergie thermique permet aux molécules d'eau de se dissocier plus facilement. A 0°C , la concentration en protons (et en hydroxyles) est de $3 \cdot 10^{-8}\text{M}$ (pH = 7.52); elle est de $7 \cdot 10^{-8}\text{M}$ (pH = 7.15) à 18°C , 10^{-7}M à 25°C (pH = 7.00) et $7 \cdot 10^{-7}\text{M}$ à 100°C (pH = 6.15). Il y a donc 25 fois plus de molécules d'eau dissociées à 100°C qu'à 0°C ; cependant, bien que l'on ait coutume de caractériser la neutralité de l'eau pure par un pH de 7, ceci n'est vrai qu'à 25°C , puisqu'aux autres températures l'eau est toujours neutre, mais son pH est différent de 7.



4.2 HYDROLYSE ET PROPRIETES ACIDE-BASE

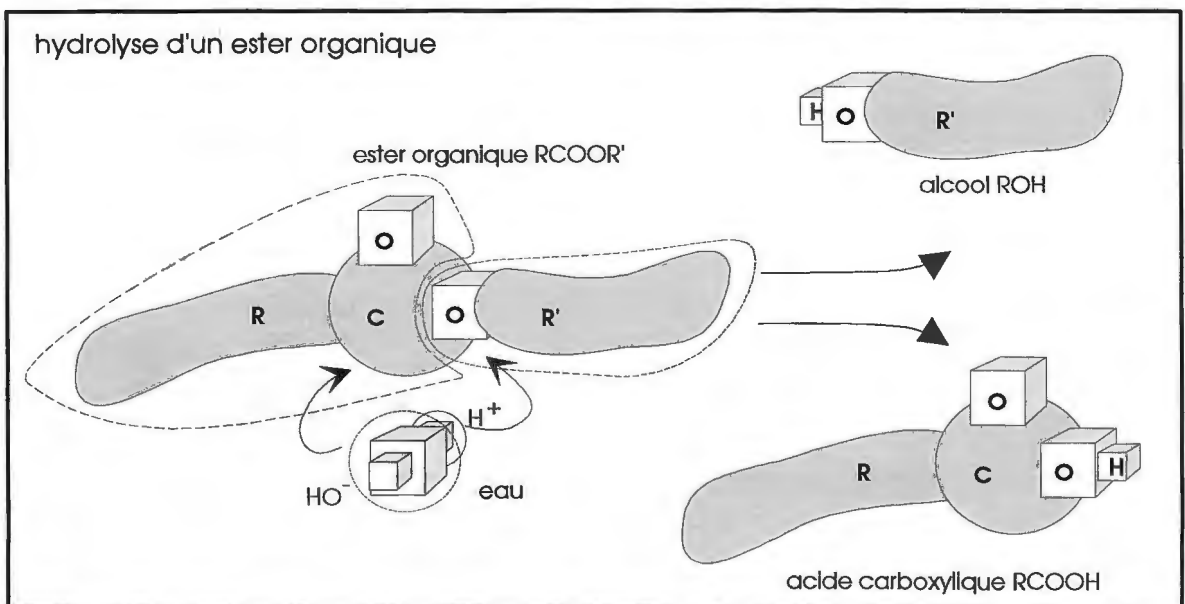
On peut s'attendre logiquement à ce que la dissolution d'un sel dans l'eau n'influence pas la neutralité de celle-ci. En fait, de nombreux composés, ne comportant ni protons ni hydroxyles (c'est-à-dire dont la composition ne laisse pas supposer le caractère acide ou basique), modifient le pH de l'eau lorsqu'ils y sont introduits. **La réaction entre les composants du sel et l'eau, qui conduit à la modification de pH, est une hydrolyse.** Les composés intervenant dans les réactions d'hydrolyse sont nombreux : on trouve **les cations de bases modérément fortes et les anions d'acides modérément forts, certains composés organiques, ainsi que la plupart des cations métalliques.**

Comme l'indique la figure de la page suivante, **les cations de bases modérément fortes conduisent à l'acidification modérée de la solution, tandis que les anions d'acides modérément forts conduisent à la basification modérée de la solution.** Rappelons qu'un acide faible, ou une base faible, est un composé qui ne se dissocie pas totalement dans l'eau (voir le module "Transformations et Equilibres Chimiques"), contrairement à un acide fort ou une base forte.



- Dans le cas de l'anion acétate (CH_3COO^-), qui est l'anion de l'acide acétique (CH_3COOH ; acide faible), la réaction d'hydrolyse permet à l'acétate de favoriser la dissociation de l'eau en un proton et un hydroxyle; le proton s'associe à l'anion acétate pour former l'acide acétique et un excès d'hydroxyles se retrouve dans la solution, qui devient donc basique.
- Dans le cas du cation ammonium (NH_4^+), qui est le cation de l'ammoniac (NH_3 ; base faible), la réaction d'hydrolyse permet également la dissociation de l'eau; cependant, dans ce cas, le cation ammonium s'associe à l'hydroxyle, pour former l'hydroxyde d'ammonium (NH_4OH , qui est l'équivalent de l'ammoniac en solution aqueuse) et un excès de protons se retrouve dans la solution, qui devient acide.

Les esters organiques (de composition générale $\text{R-CO-O-R}'$, où R et R' sont des chaînes carbonées), qui entrent dans la composition de nombreux parfums et arômes, réagissent également par hydrolyse avec l'eau, comme l'indique la figure ci-dessous; dans ce cas, les hydroxyles produits par l'hydrolyse se combinent à la partie R-C=O de l'ester, pour former un



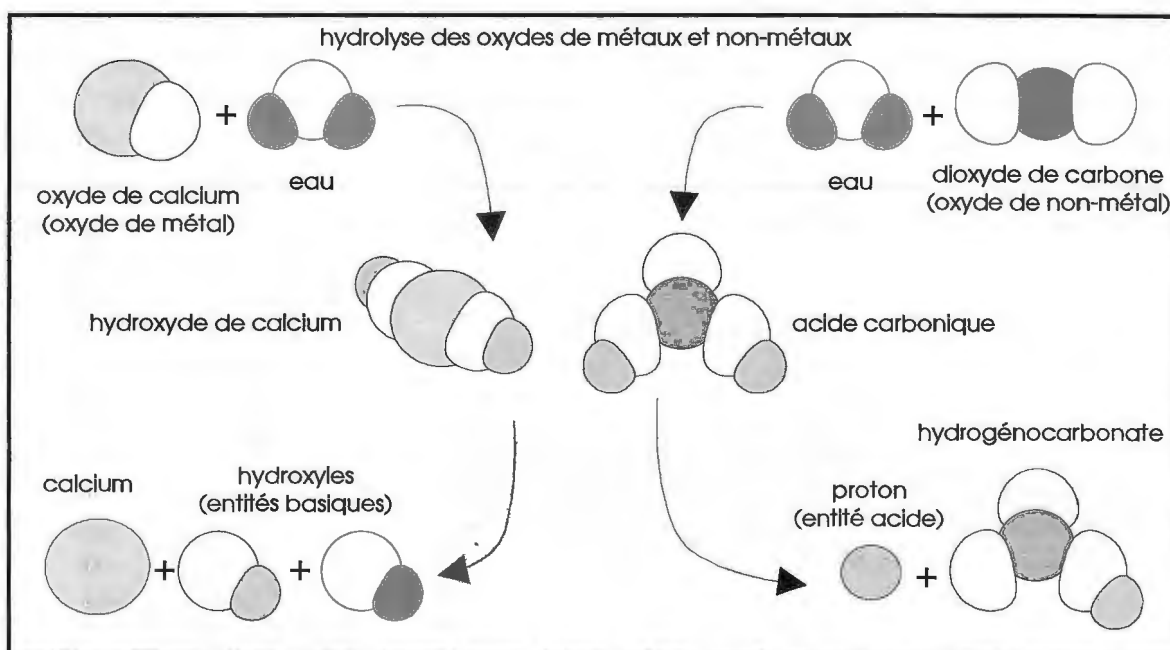
acide carboxylique (R-CO-OH), tandis que les protons produits par l'hydrolyse se combinent à la partie R'O, pour former un alcool (R-OH). Le mécanisme inverse est parfois observé.

Cependant, c'est avec les cations métalliques que les phénomènes d'hydrolyse sont les plus courants. En effet, la plupart des métaux forment des liaisons fortes avec l'oxygène et l'on peut dès lors s'attendre à la création de liaisons M-OH (où M est un cation métallique) lorsqu'un sel métallique est mis en solution aqueuse. Toutefois, le nombre et la diversité des produits d'hydrolyse de cations métalliques rendent leur catégorisation malaisée :

- Le cation métallique peut se combiner avec 1, 2, 3, voire plus d'hydroxyles (provenant de l'hydrolyse de l'eau en OH^- et en H^+) pour **former des hydroxydes** (par exemple $\text{Zn}(\text{OH})^+$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_3^-$, $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$), dont l'espèce neutre n'est généralement pas soluble.
- Le cation métallique peut également **former des oxydes ou des oxyhydroxydes** (par exemple HgO , FeOOH , $\text{SiO}(\text{OH})_2^{2-}$).
- Le cation métallique peut encore **former des espèces polynucléaires** contenant plusieurs fois le même cation métallique sous forme d'hydroxyde ou d'oxyde (par exemple Ag_2O , Fe_2O_3 , $\text{Al}_{13}(\text{OH})_{32}^{+7}$).

Les oxydes de métaux (par exemple CaO , MgO , Li_2O , Na_2O , Bi_2O_3 , ZnO , PbO) et les oxydes de non-métaux (par exemple P_4O_{10} , CO_2) ont un comportement différent lorsqu'ils sont mis en solution aqueuse (voir la figure ci-dessous) :

- **Les oxydes de métaux basifient la solution** en captant des protons de l'eau et en générant ainsi un excès d'hydroxyles en solution.
- A l'inverse, **les oxydes de non-métaux acidifient la solution** en captant des hydroxyles de l'eau et en formant des acides faibles, qui se dissocient partiellement en solution.



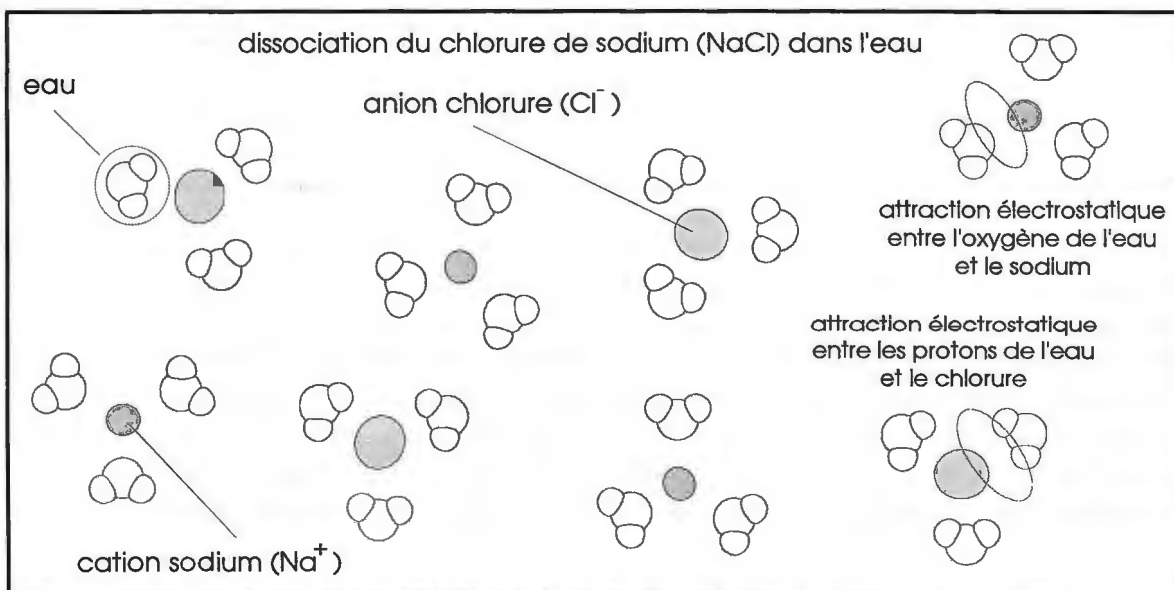
D'une manière générale, les réactions d'hydrolyse sont des réactions acide-base impliquant la molécule d'eau, qui agit en tant qu'acide avec des composés plus basiques auxquels elle fournit des protons pour former l'acide faible, ou en tant que base avec des composés plus

acides desquels elle capte les protons pour former la base faible. Les réactions d'hydrolyse modifient le pH de la solution initiale, puisqu'il y a formation d'un excès de protons ou d'hydroxydes. De nombreuses réactions d'hydrolyse conduisent à la formation d'hydroxydes ou d'oxydes peu solubles ou totalement insolubles, particulièrement dans le cas des cations métalliques.

4.3 DISSOLUTION, HYDRATATION ET COMPLEXATION

La molécule d'eau est polaire et possède une constante diélectrique élevée, contrairement à la majorité des solvants organiques. Comme cela a déjà été indiqué, la polarité de la molécule est la conséquence de sa structure électronique. **Les composés solides fortement polaires (c'est-à-dire dont les charges électriques sont très inégalement réparties dans la molécule) se dissocient en leurs ions respectifs (cation, chargé positivement; anion, chargé négativement) lorsqu'ils sont introduits dans l'eau.**

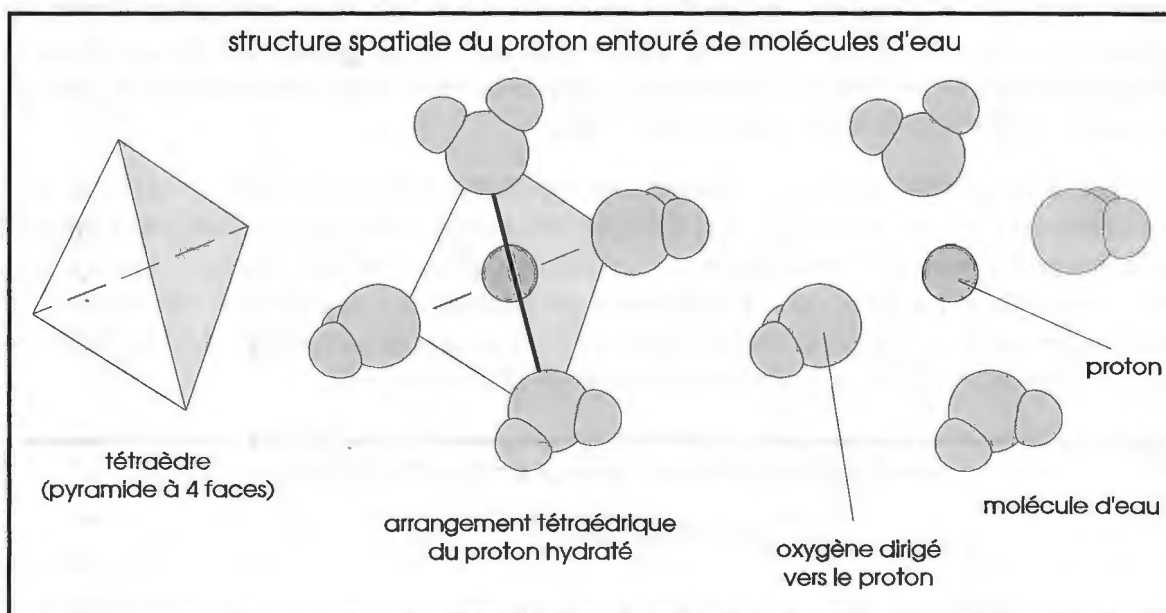
Comme le schématise la figure ci-dessous, les molécules d'eau (présentes à raison de 55.5 moles par litre), sont attirées par les ions des molécules qui s'y dissocient; **l'oxygène (enrichi en électrons) s'approche des cations** par attractions électrostatiques entre charges opposées, tandis que **les hydrogènes (appauvris en électrons) s'approchent des anions**. En conséquence, les forces d'attraction entre cations et anions sont réduites et la molécule initiale ne se reconstitue plus, tant qu'elle est en solution aqueuse.



Lorsque le composé est plus faiblement polaire (c'est le cas de nombreux composés organiques d'importance biologique), les molécules d'eau s'orientent également autour des molécules du composé, qui ne se dissocient toutefois pas en ions; c'est le cas du sucre, qui est présent en solution aqueuse sous la forme de molécules de saccharose, hydratées par des molécules d'eau orientées autour d'elles.

Les molécules d'eau s'orientent autour des ions sur une ou plusieurs couches, appelées **sphères d'hydratation**; le nombre de molécules par couche d'eau, le nombre de couches entourant l'ion, ainsi que la force de liaison eau-ion, dépendent des caractéristiques de l'ion considéré, notamment de sa charge et de sa forme.

- Les molécules d'eau associées à un ion sont généralement aisément échangées par des molécules d'eau provenant du sein de la solution; il existe ainsi un équilibre dynamique entre molécules d'eau liées et non liées et **toute molécule partant de la sphère d'hydratation est automatiquement remplacée par une nouvelle molécule d'eau.**
- Souvent cependant, l'ion est fortement lié aux molécules d'eau qui l'entourent; ainsi, les échanges de molécules d'hydratation sont ralentis et **l'entité est considérée comme un ion complexé (aquo-ion).** Les phénomènes d'hydratation et de complexation par l'eau sont identiques; dans les deux cas, la molécule d'eau est attirée, de manière directionnelle, par l'ion en solution.



La complexation par les molécules d'eau intervient également dans le cas du proton. En effet, **le proton H^+ est une espèce peu stable qui a tendance à se faire complexer par l'eau;** en l'occurrence, l'oxygène de la molécule d'eau, riche en électrons, est le candidat de choix pour stabiliser le proton, qui ne possède plus d'électron. Le composé formé par la complexation du proton par l'eau est un **ion hydronium H_3O^+** , c'est-à-dire la combinaison $H^+ \cdots OH_2$; la forme la plus probable du proton hydraté (voir la figure ci-dessus) est une espèce tétracomplexée $H_9O_4^+$ (c'est-à-dire $H^+ \cdot 4H_2O$) et tétraédrique, le proton se trouvant au centre de la pyramide, entouré par 4 molécules d'eau dont les atomes d'oxygène pointent vers lui.

4.4 REACTIONS D'OXYDATION-REDUCTION ET MOLECULES D'EAU

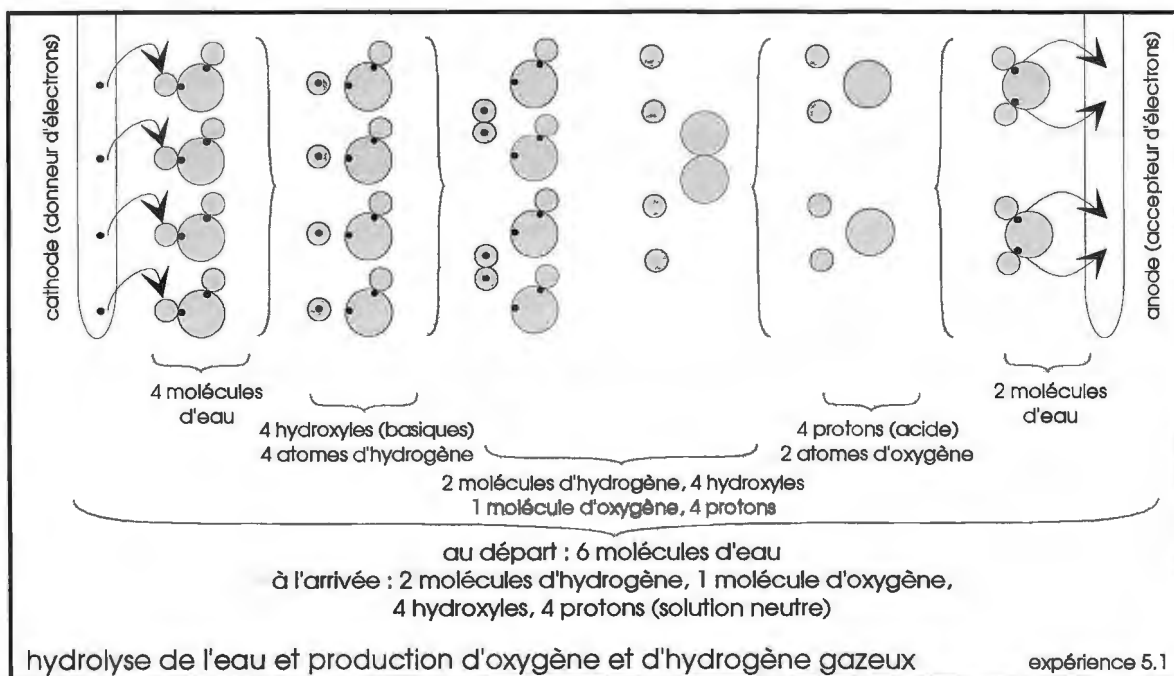
Lorsqu'une pile est plongée dans de l'eau, on observe des dégagements gazeux aux deux bornes; l'eau subit un processus d'oxydation-réduction imposé par la pile. Cependant, pour que ce processus prenne naissance, deux contraintes doivent être respectées : **l'eau doit contenir des sels et la différence de tension aux bornes de la pile doit être suffisamment élevée.**

- L'eau pure est très faiblement dissociée en protons et hydroxydes et par conséquent, elle n'est qu'un piètre conducteur électrique, possédant une résistivité élevée (grande résistance au passage des charges électriques).

Lorsque des composés polaires sont ajoutés à l'eau pure, ils se dissocient en leurs ions respectifs (par exemple Na^+ et NO_3^- , dans le cas du nitrate de sodium NaNO_3); **ces ions sont capables de se déplacer dans un champ électrique, diminuant ainsi la résistance élevée de l'eau pure au passage des charges.**

- Le composé ajouté peut être totalement inerte vis-à-vis du champ électrique (il n'agit que comme transporteur de charges), ou réactif (en plus de transporter les charges dans la solution, il subit alors une transformation, oxydation ou réduction). **Un électrolyte fort est un composé dont la dissociation dans l'eau est élevée**; c'est le cas des sels, ainsi que des acides et bases forts. Les solutions aqueuses de ces composés fortement dissociés permettent le passage du courant électrique, qui peut être transporté par les ions chargés positivement et négativement.
- L'eau ne se dissocie par processus d'oxydation-réduction que lorsque l'énergie apportée à la solution est suffisante; en d'autres termes, **une pile de 1.5V fournit assez d'énergie pour engendrer le processus**, mais si la différence de tension aux bornes de la pile est inférieure, la molécule d'eau ne peut pas subir l'électrolyse. La différence de tension nécessaire aux bornes du générateur est différente selon la réaction d'oxydation-réduction que l'on désire effectuer; en effet, les métaux nobles (or, platine) sont beaucoup plus difficilement oxydés que le fer ou le cuivre, par exemple, et il est donc nécessaire de fournir une énergie électrique plus élevée pour oxyder les premiers.

L'électrolyse de l'eau est un processus au cours duquel l'eau est réduite à l'une des bornes de la pile et oxydée à l'autre borne. Dans la molécule d'eau, l'oxygène est enrichi en électrons, tandis que les deux atomes d'hydrogène sont appauvris en électrons. Par conséquent, le processus d'oxydation-réduction imposé par la pile consiste à reprendre à l'oxygène les électrons qu'il s'est appropriés et à les rendre aux protons.



A la borne de la pile fournissant les électrons, l'hydrogène atomique (H) formé par réduction du proton (H^+) n'est pas stable et se combine rapidement à un second hydrogène atomique,

pour former **une molécule diatomique homonucléaire, l'hydrogène gazeux (H₂)**. A la borne capturant les électrons, l'oxygène atomique (O) formé par oxydation de O⁻² n'est également pas stable et se combine avec un second oxygène atomique pour former **une autre molécule diatomique homonucléaire, l'oxygène gazeux (O₂)**.

La borne négative est appelée cathode (électrode attirant les cations); elle fournit les électrons et est le site de la réaction de réduction. **La borne positive est appelée anode (électrode attirant les anions)**; elle capte les électrons et est le site de la réaction d'oxydation.

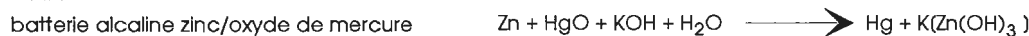
Formellement, ce n'est pas l'eau qui subit le processus d'oxydation-réduction, mais ses composants individuels, les protons et hydroxyles. Les protons sont attirés par la cathode et réduits; **dans l'environnement de la cathode, on observe une déficience en protons** et par conséquent un excès d'hydroxyles (puisque avant l'électrolyse, les concentrations en protons et hydroxyles sont égales) : la solution y devient basique. A l'opposé, les hydroxyles sont attirés par l'anode et l'oxygène y est oxydé, libérant de l'oxygène moléculaire gazeux; **dans l'environnement de l'anode, on observe une déficience en hydroxyles** et donc un excès de protons : la solution y devient acide.

Des protons sont en excès dans l'entourage de l'anode et des hydroxyles dans l'entourage de la cathode, mais lorsque la solution est mélangée, on observe cependant qu'elle est neutre; en effet, la figure de la page précédente indique que lorsque l'équivalent de 2 molécules d'eau est oxydé à l'anode (formation de 4 protons et 1 molécule d'oxygène, avec libération de 4 électrons), l'équivalent de 4 molécules d'eau est réduit à la cathode (formation de 4 hydroxyles et 2 molécules d'hydrogène, avec appropriation de 4 électrons). Par conséquent, **la solution reste globalement neutre lors du processus, qui produit 2 fois plus d'hydrogène gazeux que d'oxygène gazeux**.

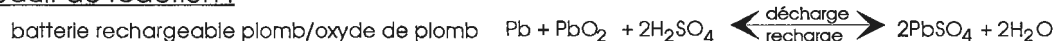
L'eau, les protons et les hydroxyles apparaissent couramment dans les processus d'oxydation-réduction qui ont lieu entre 2 composés. L'eau, les protons et les hydroxydes peuvent agir en tant que réactifs, ou en tant que produits de la réaction (voir la figure ci-dessous).

L'EAU ET SES CONSTITUANTS : AUXILIAIRES

réactif :



produit de réaction :

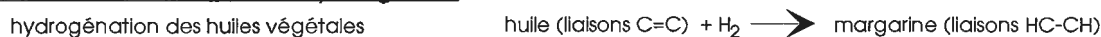


L'EAU ET SES CONSTITUANTS : REACTIFS DIRECTS

réactif : production d'hydrogène :



réactif : consommation d'hydrogène :



réactif : production d'oxygène :



réactif : consommation d'oxygène :



- Lorsque ces entités sont impliquées dans une oxydation-réduction, elles n'y participent généralement que comme auxiliaires de réaction. Dans ces cas, H_2O , H^+ , ou OH^- sont nécessaires à l'accomplissement de l'oxydation-réduction, mais ils ne sont ni oxydés (en O_2) ni réduits (en H_2); au contraire, le proton ou l'hydroxyle est transformé en eau, ou vice-versa (oxydation du fer ferreux Fe^{+2} et réduction du dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ en milieu acide; batteries alcalines zinc/oxyde de mercure).
- Quelques réactions d'oxydation-réduction font intervenir ces entités en tant que réactifs directs. Dans ces cas, il y a production d'hydrogène gazeux (attaque de l'aluminium métallique par l'acide chlorhydrique ou l'hydroxyde de sodium) ou d'oxygène gazeux (décomposition de l'eau oxygénée; réaction de photosynthèse par les plantes), ou consommation de ceux-ci (réduction de composés organiques par l'hydrogène; oxydation de la matière organique d'origine biologique lors des processus de respiration; production de rouille par corrosion du fer métallique en présence d'oxygène).
- Lorsque les réactions d'oxydation-réduction entre 2 composés font intervenir une énergie électrique suffisamment élevée, l'eau peut, parallèlement à la réaction principale, s'oxyder en O_2 ou se réduire en H_2 .

4.5 COROLLAIRE

La molécule d'eau possède un comportement physique et chimique versatile :

- L'eau est polaire, mais n'est pas un conducteur électrique, car la proportion de molécules d'eau dissociées en protons et hydroxyles y est extrêmement faible.
- L'eau est un réactif acide-base qui permet l'hydrolyse de nombreux composés; lors d'une réaction d'hydrolyse, la solution aqueuse devient acide ou basique, selon que l'espèce impliquée dans l'hydrolyse capte les protons ou les hydroxyles provenant de la dissociation de l'eau.
- L'eau est un bon solvant pour les composés polaires, dans lesquels la répartition des charges électriques n'est pas homogène; les molécules d'eau s'intercalent dans la maille des composés solides polaires et les dissocient en leurs ions respectifs.
- L'eau possède la capacité de complexer les composés fortement à modérément polaires; les molécules d'eau créent une sphère d'hydratation autour des ions des composés polaires dissociés et des molécules moins polaires non dissociées.
- L'eau peut intervenir passivement et activement dans les réactions d'oxydation-réduction; dans le cas d'une intervention passive, l'eau génère des protons ou des hydroxyles libres (qui acidifient ou basifient la solution), ou vice-versa (des protons ou hydroxyles sont consommés pour générer de l'eau); lors d'une participation active, l'eau est réduite en hydrogène gazeux ou oxydée en oxygène gazeux, l'inverse étant également possible (production d'eau à partir d'oxygène ou d'hydrogène).

5. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES CHIMIQUES DE L'EAU

5.1 DISSOCIATION DE L'EAU

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les constituants individuels de l'eau lors de la dissociation de celle-ci et l'influence d'ions étrangers .

MATERIEL DE TRAVAIL

4 béchers 100ml, 2 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 100ml, 2 mines de crayon, 2 fils électriques avec pinces crocodile, 1 pile 9V, pipettes Pasteur, 1 feuille de papier, 1 paire de ciseaux.

REACTIFS

Sulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), chlorure de cuivre ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), iodure de potassium (KI), acide chlorhydrique (HCl) 0.1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M, bleu de bromothymol, eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

(1) Introduire 10ml d'acide chlorhydrique dans une éprouvette et 10ml d'hydroxyde de sodium dans une autre éprouvette. Ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol dans ces deux éprouvettes.

(2) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, quelques pointes de spatule de sulfate de sodium et quelques gouttes de bleu de bromothymol; agiter pour homogénéiser.

Découper dans une feuille de papier un rectangle qui puisse compartimenter verticalement le bécher.

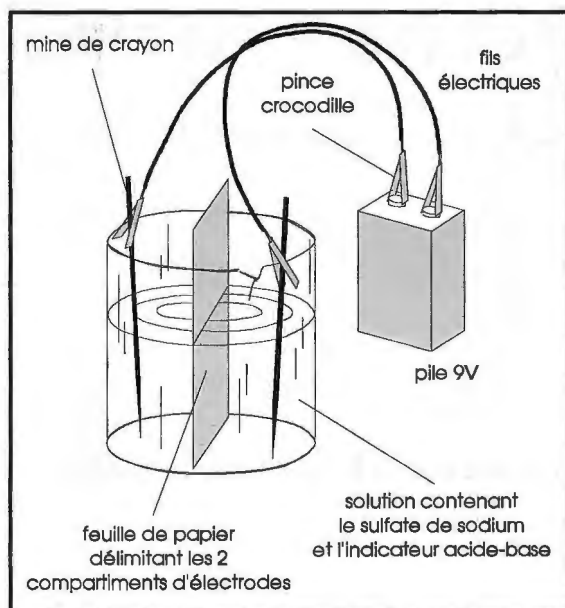
Connecter les fils aux 2 mines de crayon et introduire chacune de ces mines dans un compartiment de solution; les fixer contre la paroi au moyen des pinces crocodile.

Connecter les extrémités des fils électriques aux 2 bornes de la pile et observer l'évolution des 2 compartiments de la solution durant quelques minutes.

EXPLICATIONS

(1) Le bleu de bromothymol est un indicateur acide-base, qui colore la solution acide en jaune et la solution de base en bleu; en milieu neutre, cet indicateur colore la solution en vert (bleu + jaune).

(2) L'eau pure est un isolant électrique; le sulfate de sodium ajouté se dissocie en ions Na^+ et SO_4^{2-} qui permettent la conduction des charges électriques fournies par la pile. Le rectangle de papier permet de séparer la solution en 2 compartiments afin de visualiser sans problème les réactions qui y apparaissent, sans empêcher le passage des charges électriques dans la solution. La différence de tension aux bornes de la pile est suffisamment élevée (2V suffisent) pour dissocier l'eau en ses constituants et procéder à leur oxydation-réduction : en présence de bleu de bromothymol, la mine de crayon connectée à la borne positive produit une



coloration jaune, tandis que la mine connectée à la borne négative produit une coloration bleue. La borne positive est donc le lieu de formation d'entités acides (protons, H^+) et la borne négative est le lieu de formation d'entités basiques (hydroxyles, OH^-). Des bulles sont formées aux 2 mines de crayon, en plus grande quantité à la mine connectée à la borne négative.

De ces observations, on conclut que les protons H^+ et hydroxyles OH^- sont les constituants de l'eau. D'autre part, les deux mines (qui jouent le rôle d'électrodes) laissent apparaître la formation de bulles, en moins grand nombre sur la mine positive : à l'électrode positive, les bulles sont de l'oxygène (O_2), provenant de l'oxydation de l'ion hydroxyle, tandis qu'à l'électrode négative, les bulles sont de l'hydrogène (H_2), provenant de la réduction du proton. L'eau est donc oxydée en oxygène et réduite en hydrogène, la réaction produisant (deux fois) plus d'hydrogène que d'oxygène; lorsque l'hydrogène est formé par réduction du proton, des hydroxyles restent en solution à l'électrode négative, basifiant localement la solution, tandis que lorsque l'oxygène est formé par oxydation de l'hydroxyle, des protons restent en solution à l'électrode positive, acidifiant localement la solution. La formule moléculaire de l'eau est par conséquent H_2O ; sa dissociation produit H^+ et OH^- . Le sulfate de sodium n'est ajouté que pour faciliter le passage du courant en solution, sans intervenir dans la réaction d'oxydation-réduction. En revanche, une solution gelée contenant des sels ne conduit pas les charges électriques, car les ions sont immobilisés dans la matrice de la glace.

(3) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, puis quelques pointes de spatule de chlorure de cuivre; agiter pour homogénéiser. Introduire dans le bécher les 2 mines de crayon connectées à la pile et observer durant quelques minutes l'évolution de la solution (il n'est pas nécessaire de compartimenter la solution au moyen d'un rectangle de papier).

(3) Le chlorure de cuivre n'est pas inerte vis-à-vis du processus d'oxydation-réduction, contrairement au sulfate de sodium. En effet, le chlorure de cuivre est dissocié en ions cuivre (Cu^{+2}) et chlorure (Cl^-), qui se réduisent en cuivre métallique (Cu) à l'électrode négative (qui fournit les électrons) et s'oxydent en chlore gazeux (Cl_2) à l'électrode positive (qui accepte les électrons). Le cuivre se déposant à l'électrode est noir, puis cuivré, si le processus est observé assez longtemps; le chlore gazeux (toxique) est perçu en respirant au-dessus du bécher.

(4) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, puis quelques pointes de spatule d'iodure de potassium; agiter pour homogénéiser; ajouter également 10ml d'hexane.

Placer dans le bécher les 2 mines de crayon connectées à la pile et observer durant quelques minutes l'évolution de la solution, en l'agitant de temps à autre.

(4) L'iodure de potassium se dissocie en ions potassium (K^+), inertes au processus d'oxydation-réduction, et en ions iodure (I^-), qui s'oxydent en iode (I_2 ; coloration jaune de l'eau) à l'électrode positive; l'iode passe dans l'hexane, où il est plus soluble que dans l'eau et colore en violet cette phase organique qui est moins dense que l'eau. En présence de chlorure de cuivre ou d'iodure de sodium, l'eau est toujours oxydée en oxygène et réduite en hydrogène, comme l'attestent les bulles aux deux électrodes.

5.2 TEMPERATURE ET SOLUBILISATION EN MILIEU AQUEUX

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence l'influence de la température lors des processus de solubilisation de deux composés dans l'eau.

MATERIEL DE TRAVAIL

2 grandes éprouvettes, 2 béchers 250ml, 1 baguette de verre, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Eau, glace, sel de cuisine (NaCl), acétate de calcium ($Ca(CH_3COO)_2 \cdot nH_2O$), chlorure de potassium (KCl).

MANIPULATIONS

(1) Préparer un mélange réfrigérant en plaçant de la glace pilée dans un bécher; ajouter du sel de cuisine (chlorure de sodium) et agiter avec la baguette de verre.

EXPLICATIONS

(1) Le sel ajouté à la glace permet de faire fondre celle-ci; de plus, le mélange glace/sel permet un abaissement considérable de la température (-10 à -15°C).

Cet abaissement cryoscopique est la conséquence de la perturbation des liaisons hydrogène et de la structure de l'eau par le sel ajouté : les ions Na^+ et Cl^- s'entourent de molécules d'eau et forment des petits amas moléculaires ne pouvant plus être incorporés dans l'eau solide, qui fond. Lors de la fusion de la glace, les molécules d'eau absorbent de l'énergie pour fondre (processus endothermique); cette énergie est fournie par l'eau solide, dont la température décroît. L'abaissement cryoscopique est utilisé dans les radiateurs de voiture, où le mélange eau:éthylène glycol (50%:50%) ne gèle qu'à -30°C environ, ainsi que sur les routes hivernales pour éviter le verglas, avec du chlorure de calcium ($CaCl_2$; fonte de la glace et abaissement de la température); notons dans ce cas que la simple dissolution de

chlorure de calcium dans de l'eau liquide est un processus exothermique (dégageant de l'énergie thermique), pouvant accroître la température de l'eau d'une dizaine de degrés.

(2) Peser 7.3g d'acétate de calcium et introduire dans une éprouvette; peser 11g de chlorure de potassium et introduire dans une seconde éprouvette.

Ajouter 20ml d'eau dans chaque éprouvette, agiter et observer.

Chauffer les 2 éprouvettes au bain marie (utiliser un bécher d'eau en ébullition sur bec Bunsen) durant environ 10 minutes, en agitant de temps en temps et observer l'évolution des solutions.

Refroidir ensuite durant quelques minutes les 2 éprouvettes dans le mélange réfrigérant (agiter de temps en temps) et observer l'évolution des solutions.

(2) La plupart des composés solides qui sont solubilisés dans l'eau (dissociation et hydratation des ions individuels) sont généralement plus solubles à chaud qu'à froid. L'acétate de calcium est un des composés faisant exception, puisqu'il est plus soluble à froid; lorsque la solution saturée est chauffée, des cristaux d'acétate de calcium apparaissent lentement dans la solution; si celle-ci est refroidie, le précipité se dissout à nouveau. Le chlorure de potassium est, comme la plupart des composés, plus soluble à chaud; l'excès solide au fond de l'éprouvette contenant la solution saturée est par conséquent solubilisé lorsque la solution est chauffée, mais il apparaît à nouveau lorsque la solution est refroidie.

La table qui suit indique les solubilités de l'acétate de calcium et du chlorure de sodium.

composé	solubilité à froid	solubilité à chaud	masse en excès pour 20ml
acétate de calcium	374g/l à 0°C	297g/l à 100°C	1.54g à 100°C (solution saturée à froid)
chlorure de potassium	238g/l à 20°C	567g/l à 100°C	6.58g à 20°C (solution saturée à chaud)

Le carbonate de calcium (CaCO_3 , dont le nom commun "calcaire" est plus opportun que le nom commun "tartre") précipite dans l'eau chaude, ce qui explique l'encrassement des chaudières et canalisations d'eau chaude. Ici, le phénomène est le suivant : l'ion bicarbonate (HCO_3^-) présent dans l'eau est transformé à chaud en ion carbonate (CO_3^{2-}) et en dioxyde de carbone (CO_2 gazeux); le calcium (Ca^{+2}) dissous dans l'eau se combine au carbonate et précipite sous forme de calcaire; l'addition d'acide sur le calcaire permet d'éliminer celui-ci par dissociation et formation de CO_2 (effervescence du calcaire). Il est également possible de minimiser les problèmes d'encrassement des chaudières au moyen d'un champ magnétique, qui transforme le calcaire amorphe en cristaux extrêmement fins de calcite et d'aragonite, qui, tout en étant peu solubles, sont facilement transportés dans les tuyauteries; le mécanisme d'action du champ magnétique sur le calcaire est incertain.

5.3 HYDRATATION

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence l'effet des molécules d'eau d'hydratation sur l'état d'un composé.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 100ml, 1 baguette de verre, 1 mortier avec pilon, 1 capsule de porcelaine, petits godets en plastique, pièces de 5ct, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Eau, morceaux de plâtre.

MANIPULATIONS

(1) Broyer le plus finement possible les morceaux de plâtre dans un mortier.

Placer cette poudre dans une capsule de porcelaine et chauffer **modérément** sur bec Bunsen durant 10 minutes (idéalement, la température du solide ne devrait pas excéder 100-150°C).

Laisser refroidir et récupérer cette poudre.

(2) Placer 1 pièce de 5ct au fond d'un petit godet en plastique.

Introduire la poudre obtenue précédemment au fond d'un bécher et ajouter très peu d'eau en agitant fortement, afin d'obtenir une pâte épaisse et onctueuse.

Verser cette pâte dans le godet en plastique et attendre jusqu'à la solidification de la masse (15 à 30 minutes selon la quantité). Enlever le godet en plastique puis la pièce de 5ct de la masse solide.

EXPLICATIONS

(1) Le plâtre est constitué de sulfate de calcium dihydraté ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; gypse). En chauffant **modérément** ce composé (100-150°C), il perd partiellement son eau d'hydratation, pour former le sulfate de calcium hémihydraté ($\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$), communément appelé plâtre de Paris (en rapport avec les gisements importants de gypse dans le bassin parisien). A température plus élevée (180°C ou plus), le gypse se **déshydrate totalement (anhydrite; CaSO_4)**; ce composé n'est pas adapté pour la production de plâtre, car il ne "prend pas l'eau".

(2) Le sulfate de calcium hémihydraté est faiblement soluble dans l'eau, mais il a une forte tendance à s'hydrater davantage, pour former du sulfate de calcium dihydraté. Celui-ci accroît son volume en comparaison au sulfate de calcium hémihydraté, puis sèche et durcit; l'accroissement de volume explique pourquoi les objets moulés dans le plâtre de Paris sont reproduits avec grande précision. L'hydratation/déshydratation du sulfate de calcium est un processus réversible; le composé dihydraté perd de l'eau par chauffage, qu'il peut gagner à nouveau en milieu aqueux.

6. EXPERIENCES AVANCEES

Les expériences complémentaires proposées ici présentent les intérêts suivants :

- Décrire quelques réactions importantes conduisant à l'acidification des eaux de pluie et entrevoir leurs effets sur les roches et bâtiments.
- Simuler la purification chimique d'une eau usée telle qu'elle est pratiquée dans une station d'épuration et déterminer l'efficacité de cette opération.
- Introduire la chimie des produits alimentaires, ménagers, pharmaceutiques, généralement employés en combinaison avec de l'eau, et la caractérisation de ceux-ci, au moyen d'autres produits courants.

6.1 PLUIES ACIDES

TEMPS REQUIS

Environ 60 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Produire différents types de pluies acides et déterminer leur degré d'acidité; étudier l'effet des pluies acides sur quelques types de matériaux.

MATERIEL DE TRAVAIL

7 grandes éprouvettes, 3 bouchons en caoutchouc à 2 trous, pipettes Pasteur, 3 tuyaux en caoutchouc, 1 petit raccord en caoutchouc, 2 seringues, 5 béchers 100ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 bec Bunsen, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 couteau.

REACTIFS

Morceaux de cuivre (Cu), sulfite de sodium (Na_2SO_3), carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), acide nitrique (HNO_3) concentré, acide chlorhydrique (HCl) 1M, choux rouge, marbre, sable blanc, roche du Jura.

La série de manipulations proposée ci-dessous nécessite des précautions lors de l'introduction des pipettes Pasteur dans les bouchons de caoutchouc; il est conseillé de graisser ces bouchons avant utilisation avec de la graisse à rodages ou du détergent pour éviter les risques de blessures provoquées par des bris de verre. D'autre part, ne pas s'exposer aux émanations des gaz produits, qui peuvent présenter une atteinte pour la santé.

MANIPULATIONS

EXPLICATIONS

PREPARATION DE L'INDICATEUR

Introduire une feuille de choux rouge coupée en petits morceaux et 50ml d'eau dans un bécher.

Faire bouillir sur bec Bunsen durant 5 minutes et compléter à 100ml avec de l'eau.

Cette opération permet d'extraire les anthocyanines des cellules végétales. La solution résultante est utilisée comme indicateur acide-base (voir les expériences 3.2 et 7.2 dans le module "Transformations et Equili-

bres Chimiques"); les colorations obtenues en présence de cet indicateur vont du rose cerise (solution très acide) au mauve (solution neutre) au jaune (solution très basique).

PREPARATION DES INSTALLATIONS

Préparer comme suit chaque installation de simulation (voir la figure) :

Connecter 2 pipettes Pasteur (a) et (b) entre elles au moyen d'un tuyau de caoutchouc; enfoncer la pointe de la pipette (a) dans un bouchon de caoutchouc à 2 trous. Introduire une pipette Pasteur (c) dans ce bouchon.

Introduire dans une grande éprouvette 25ml de solution de chou rouge et y introduire la pipette (b).

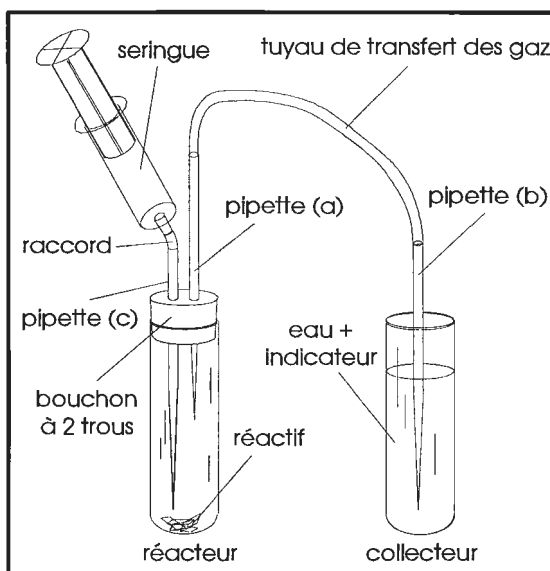
Préparer de la même manière 2 installations supplémentaires.

Introduire quelques morceaux de cuivre dans une éprouvette, 1 spatule de sulfite de sodium dans une seconde éprouvette et 1 spatule de carbonate de sodium dans une troisième éprouvette.

Boucher chacune de ces 3 éprouvettes avec le bouchon de chaque installation.

Introduire le surplus de solution de chou rouge dans une dernière éprouvette (solution témoin).

L'installation complète consiste en un réacteur, contenant un composé solide (cuivre, sulfite de sodium, carbonate de sodium), connecté à un collecteur, contenant de l'eau. Le réacteur sera le siège de la production des gaz responsables de l'acidification des pluies; ces gaz seront transportés vers le collecteur, où il se dissolvent dans l'eau, pour former des pluies acides.



PRODUCTION DES PLUIES ACIDES

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans un bécher, préparer une solution diluée d'acide nitrique (10ml d'eau + 10ml d'acide nitrique concentré).

Préparer une seringue remplie d'acide nitrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le cuivre (utiliser le petit raccord en caoutchouc pour connecter la seringue et la pipette Pasteur (b)).

Injecter très lentement l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

L'acide nitrique réagit par oxydation-réduction avec le cuivre métallique; le cuivre (Cu) est oxydé en ions cuivre Cu^{+2} , tandis que l'acide nitrique est réduit en dioxyde d'azote (NO_2); ce gaz toxique se dégage vers le collecteur, où il réagit avec l'eau pour former de l'acide nitrique. L'indicateur acide-base change de couleur.

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Préparer une seringue remplie d'acide nitrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le sulfite de sodium.

Injecter goutte à goutte l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Préparer une seringue remplie d'acide chlorhydrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le carbonate de sodium.

Injecter goutte à goutte l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

ESTIMATION DE L'ACIDITE DES PLUIES

Déterminer le pH des solutions collectées dans les 3 éprouvettes au moyen de papier pH. **Conserver ces solutions pour le point suivant.**

EFFET DES PLUIES ACIDES

Introduire quelques morceaux de marbre dans un bécher, quelques pointes de spatule de sable blanc dans un second bécher et des morceaux de roche du Jura dans un troisième bécher.

Répartir chacune des 3 pluies acides produites au point précédent dans chacun des 3 béchers (chaque bécher contiendra une "pluie" contenant de l'acide nitrique, de l'acide sulfurique et de l'acide carbonique). Observer l'évolution des matériaux solides.

L'acide nitrique produit une réaction acide-base avec le sulfite de sodium; le sulfite (SO_3^{2-}) forme de l'acide sulfureux (H_2SO_3), qui se décompose instantanément en eau et dioxyde de soufre (SO_2); ce gaz toxique se dégage vers le collecteur, où il réagit avec l'eau pour former de l'acide sulfureux, puis finalement de l'acide sulfurique. L'indicateur acide-base change de couleur.

L'acide chlorhydrique produit une réaction acide-base avec le carbonate de sodium; le carbonate (CO_3^{2-}) forme de l'acide carbonique (H_2CO_3), qui se décompose instantanément en eau et dioxyde de carbone (CO_2); ce gaz se dégage vers le collecteur, où il réagit avec l'eau pour former de l'acide carbonique. L'indicateur acide-base change de couleur.

Les valeurs de pH dépendent des quantités de gaz transportées vers les collecteurs (c'est-à-dire des quantités de cuivre, sulfite et carbonate initiales et ayant réagi). La pluie d'acide nitrique et la pluie d'acide sulfurique sont fortement acides (pH normalement inférieur à 3, si l'expérience s'est déroulée correctement), alors que la pluie d'acide carbonique est faiblement acide (pH normalement compris entre 4 et 5).

Le marbre est constitué de carbonate de calcium (CaCO_3) cristallin, la roche du Jura est une forme sédimentaire plus fragile de carbonate de calcium (calcaire), tandis que le sable blanc, constitué de silice (SiO_2), est le prototype de la roche granitique (constituée d'aluminosilicates). Ces trois composés sont les constituants de roches notamment utilisées dans la construction de bâtiments. La réaction entre les solutions acides et ces composés solides simule l'ac-

tion d'une pluie acide sur un sol, une roche, ou un édifice. Il est possible d'accélérer le processus de dissolution des roches en travaillant avec un acide relativement concentré (par exemple HCl 1M) à la place du mélange de pluies acides. Le marbre, selon son origine, peut réagir moins violemment que la roche du Jura, car il s'est transformé durant des millénaires (sous des contraintes de pression et de température) en une espèce plus réfractaire. Le sable ne réagit pas dans ces conditions; une attaque à l'acide fluorhydrique (HF, très corrosif) serait nécessaire.

CAUSES ET CONSEQUENCES DES PLUIES ACIDES

La série de manipulations présentée ci-dessus n'est qu'une simulation de la formation de pluies acides et de leur effet sur les roches et bâtiments. Les échelles de concentrations et de temps de réactions ne sont pas respectées; de plus, les sources des oxydes d'azote, de soufre et de carbone gazeux sur terre sont effectivement bien différentes de celles utilisées ici (cuivre, sulfite de sodium, carbonate de sodium).

Les véhicules et les installations de chauffage sont à l'origine des émanations d'oxydes d'azote (NO et NO₂, formés à partir de l'azote N₂ présent dans l'air; les oxydes d'azote sont partiellement dégradés au sein des catalyseurs des véhicules modernes) et principalement d'oxydes de soufre (à partir de soufre S présent dans le charbon et le pétrole; les émissions d'oxydes de soufre sont progressivement diminuées dans les industries). Le dioxyde de carbone est le résidu naturel de la respiration des êtres vivants, mais également de toute forme de combustion, domestique ou industrielle.

Par le simple fait que les êtres vivants expirent du dioxyde de carbone, les pluies sont naturellement faiblement acides (pH proche de 6.5, (H⁺) proche de 10^{-6.5}M); cependant, des pluies beaucoup plus acides (pH proche de 3.0, (H⁺) proche de 10⁻³M, c'est-à-dire plus de 3000 fois plus acide que pH = 6.5) sont couramment produites sous l'effet de pollutions atmosphériques persistantes, en Europe et en Amérique du Nord notamment.

L'action des pluies acides sur les roches, les sols et les bâtiments résulte en une dégradation progressive des matériaux; les structures métalliques peuvent être endommagées par les pluies acides et les végétaux et organismes aquatiques peuvent être affectés irréversiblement; lorsque les sols sont solubilisés sous l'effet des pluies acides, les métaux toxiques qui y étaient trappés sont relargués dans l'environnement, notamment dans les aquifères, pouvant ainsi être incorporés dans la chaîne trophique.

Les eaux naturelles situées dans des bassins versants de type argileux ou granitique ont une plus grande tendance à s'acidifier sous l'effet des pluies acides, que les eaux situées sur des sols de type calcaire; en effet, ces derniers sols réagissent avec les pluies acides et les neutralisent partiellement, tandis que les sols argileux ou granitiques n'ont pas cette capacité de neutralisation des pluies acides.

6.2 STATIONS D'EPURATION

TEMPS REQUIS

Environ 90 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Présenter un processus de clarification chimique des eaux usées; vérifier l'efficacité de l'épuration avant et après clarification sur deux éléments d'importance environnementale.

MATERIEL DE TRAVAIL

4 béchers 100ml, 2 béchers 250ml, 10 petites éprouvettes, 1 baguette de verre, 1 pipette graduée 1ml, 1 mortier avec pilon, pipettes Pasteur, 1 bec Bunsen, 1 rouleau de papier indicateur de pH.

REACTIFS

Eau usée, oxyde de calcium (CaO), sulfate d'aluminium et de potassium ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) 0.1M, nitrate de fer ferrique ($Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$) 0.01M, hydrogénophosphate de sodium ($Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$) 0.01M, acide nitrique (HNO_3) concentré, acide sulfurique (H_2SO_4) concentré, hydroxylamine ($H_2NOH \cdot HCl$), orthophénanthroline ($C_{12}H_8N_2 \cdot HCl \cdot H_2O$) 0.1%, molybdate d'ammonium ($(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4H_2O$), acide ascorbique (vitamine C; $C_6H_8O_6$), tartrate antimonyle de potassium ($KSbOC_4H_4O_6 \cdot 1/2H_2O$).

La préparation des témoins de phosphate et de fer est relativement longue et peu gratifiante.

MANIPULATIONS

EXPLICATIONS

PREPARATION DES TEMOINS DE PHOSPHATE

(1) Préparer 2 solutions diluées de phosphate, en procédant comme suit :

Prélever 0.5ml de la solution 0.01M dans un bécher; ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution $10^{-4}M$ (témoin 1).

Prélever 0.5ml de cette nouvelle solution dans un second bécher, ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution $10^{-6}M$ (témoin 2).

(2) Introduire 10ml de chacun de ces deux témoins dans deux éprouvettes.

Ajouter 4-5 gouttes d'acide sulfurique concentré; agiter.

Ajouter une pointe de spatule d'acide ascorbique; agiter.

Ajouter une pointe de spatule de molybdate d'ammonium et une pointe de spatule de tartrate antimonyle de potassium; agiter et observer la coloration après 5 minutes.

(1) Ces opérations consistent en une série de dilutions de la solution initiale de phosphate; la précision des dilutions est suffisante pour les mesures semi-quantitatives qui suivront.

(2) Les réactifs ajoutés aux deux solutions permettent de mettre en évidence la présence de phosphates, par réactions de complexation puis d'oxydation-réduction. Les phosphates et le molybdate forment un composé peu soluble (phosphomolybdate d'ammonium), qui se réduit instantanément en présence d'acide ascorbique et se combine finalement avec le tartrate antimonyle de potassium pour former un composé de

composition incertaine, mais dont la coloration bleue est fortement augmentée. L'intensité de la coloration bleue permet d'apprécier semi-quantitativement la concentration de phosphates présente dans chaque solution témoin (10^{-4}M , 10^{-6}M).

PREPARATION DES TEMOINS DE FER

(1) Préparer 2 solutions diluées de fer, en procédant comme suit :

Prélever 0.5ml de la solution 0.01M dans un bécher et ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-4}M .

Prélever 0.5ml de cette nouvelle solution dans un second bécher et ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-6}M .

(2) Introduire 10ml de chacun de ces deux témoins dans deux éprouvettes.

Ajouter quelques gouttes d'acide nitrique concentré; agiter.

Ajouter une pointe de spatule d'hydroxylamine.

Homogénéiser la solution et la chauffer sur bec Bunsen durant 1 minute.

Ajouter quelques gouttes de solution d'orthophénanthroline et observer la coloration résultante.

(1) Ces opérations consistent également en une série de dilutions de la solution initiale de fer; la précision des dilutions est suffisante pour les mesures semi-quantitatives qui suivront.

(2) Les réactifs ajoutés aux deux solutions permettent de mettre en évidence la présence de fer, par réactions d'oxydation-réduction puis de complexation. A chaud et en milieu acide, le fer, initialement présent sous forme de Fe^{+3} (ferrique), est réduit en Fe^{+2} (ferreux) par l'hydroxylamine. L'orthophénanthroline forme avec le Fe^{+2} un complexe fortement coloré. L'intensité de la coloration orange permet d'apprécier semi-quantitativement la concentration de fer présente dans chaque solution témoin (10^{-4}M , 10^{-6}M).

MESURES AVANT CLARIFICATION

Homogénéiser l'eau usée et prélever rapidement 10ml dans 2 éprouvettes.

Déterminer semi-quantitativement les concentrations de phosphates et de fer dans ces éprouvettes, en procédant de la même manière qu'avec les solutions témoins de phosphates 10^{-4}M et 10^{-6}M et de fer 10^{-4}M et 10^{-6}M (ajouter les réactifs en agitant entre chacun d'eux, mais pas les témoins de phosphate ou de fer).

La solution d'eau usée contient une grande quantité de matières en suspension, parmi lesquelles les particules de fer sous formes d'hydroxydes de Fe^{+3} insolubles ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) et des phosphates, libres ou liés à des matières en suspension. Les tests permettent d'estimer semi-quantitativement les concentrations en phosphates et en fer dans l'eau usée avant traitement, par comparaison entre les colorations obtenues et les colorations des solutions témoins.

Une autre méthode de détermination des phosphates consiste à ajouter à la solution à analyser du molybdate d'ammonium en milieu neutre, pour former un précipité jaune avec les phosphates; bien que cette méthode soit plus rapide, elle n'est pas adaptée ici, car la

turbidité élevée de l'eau usée non traitée masque ce précipité jaune. De même, la détermination directe du fer sous forme Fe^{+3} avec le thiocyanate de potassium n'est pas adaptée pour l'échantillon non traité, car le fer y est présent sous forme de particules particulièrement réfractaires, qui doivent préalablement être réduites en Fe^{+2} dissous.

CLARIFICATION DE L'EAU USEE

Homogénéiser vigoureusement l'eau usée et prélever rapidement 100ml dans 2 béchers.

Broyer quelques morceaux d'oxyde de calcium dans un mortier. En agitant et en vérifiant avec du papier pH, ajouter l'oxyde de calcium broyé à l'un des deux béchers contenant l'eau usée, jusqu'à l'obtention d'une solution fortement basique.

Ajouter ensuite de la solution de sulfate d'aluminium et de potassium, tout en vérifiant que l'eau usée est toujours basique (rajouter éventuellement de l'oxyde de calcium), jusqu'à la formation d'un précipité blanchâtre, volumineux et gélatineux.

Agiter les deux béchers et laisser ensuite reposer les solutions plusieurs minutes, en observant de temps en temps l'évolution de la sédimentation des matières en suspension.

L'oxyde de calcium (chaux vive) dans l'eau produit de l'hydroxyde de calcium ($\text{Ca}(\text{OH})_2$; chaux éteinte) peu soluble, et basifie la solution. Le phénomène principal de cette purification est la précipitation entre les ions aluminium (Al^{+3}) ajoutés et les ions hydroxyle (OH^-); l'hydroxyde d'aluminium ($\text{Al}(\text{OH})_3$) ainsi formé consiste en un grand nombre d'entités insolubles qui se combinent entre elles, pour former un gel de grande taille. Ce précipité a une forte tendance à adsorber de nombreux ions et à se lier avec les petites particules présentes dans l'eau usée, puis à sédimenter rapidement. Ainsi, l'eau usée est clarifiée chimiquement par accélération de la sédimentation des petites particules et par entraînement d'ions dissous.

Les stations d'épuration utilisent ce processus de clarification chimique des eaux usées; les sels d'aluminium sont parfois utilisés en combinaison avec des polymères organiques pour accroître l'efficacité de la clarification: les sels de fer sont également largement employés, mais les eaux clarifiées avec ce composé peuvent présenter une coloration jaunâtre indésirable. La basification par la chaux vive permet de précipiter les ions métalliques susceptibles d'être présents sous forme libre dans l'eau usée

MESURES APRES CLARIFICATION

Après décantation de l'eau usée, récupérer précautionneusement 10ml du surnageant clarifié dans 2 éprouvettes.

Déterminer semi-quantitativement les concentrations de phosphates et de fer dans ces échantillons, selon les procédures décrites précédemment.

La sédimentation des particules en suspension s'est déroulée beaucoup plus rapidement en présence du sel d'aluminium que dans l'eau usée non traitée. Les analyses semi-quantitatives indiquent que la concentration en fer a fortement diminué dans l'échantillon traité (la coloration est proche de la solution témoin de fer 10^{-6}M); par conséquent, la clarification chimique a entraîné la majorité des particules de fer initialement présentes. D'autre part, les phosphates ini-

tialement présents sous forme particulaire, mais également dissoute, ont aussi été éliminés de l'échantillon après traitement. Les stations d'épuration utilisant le principe de la clarification chimique des eaux usées atteignent des rendements d'élimination des phosphates supérieurs à 90%.

STATIONS D'EPURATION ET PROBLEME DES PHOSPHATES

Dans les stations classiques d'épuration des eaux usées, les opérations de traitement sont les suivantes : traitements mécaniques, c'est-à-dire élimination des objets solides (dégrillage) et des composés de densité élevée (dessablage) et de densité faible (désouillage), traitement chimique permettant l'élimination des matières en suspension et de certains ions en solution et finalement traitement biologique, permettant la dégradation des matières organiques en solution par action de bactéries en milieu oxygéné.

L'élimination des phosphates lors du traitement des eaux usées contribue largement à la diminution des processus d'eutrophisation des eaux naturelles. L'eutrophisation peut apparaître lorsque les éléments essentiels à la photosynthèse sont fournis à un milieu aquatique; ces éléments sont les nitrates, d'origine principalement humaine (les engrais constituant la charge polluante la plus importante), les phosphates (excréments humains et animaux, agriculture et industrie constituant à parts égales les sources principales de phosphates), le dioxyde de carbone (les moteurs à combustion et les industries, mais également la respiration produisant ce gaz, dont une proportion importante se dissout dans les eaux) et l'énergie solaire.

Lorsque les conditions sont favorables, la photosynthèse produit des algues en quantités importantes; cette biomasse sédimente et est lentement dégradée par les microorganismes, qui consomment l'oxygène dissous pour effectuer cette dégradation; la disparition d'oxygène dans un fond lacustre est un des symptômes d'un lac malade. Depuis l'interdiction de l'utilisation des phosphates dans les lessives en Suisse (1987), les phosphates présents dans les eaux usées ont diminué, mais l'état de santé de nombreux lacs ne s'est pas amélioré aussi rapidement; en effet, la capacité des eaux naturelles à réguler de grandes quantités de matières biologiques est relativement limitée et le temps de réponse face à ce phénomène est long (plusieurs dizaines d'années).

6.3 CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS

TEMPS REQUIS

Environ 60 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Identifier chimiquement des produits couramment employés dans un ménage, avec des moyens simples : les réactifs utilisés pour les caractérisations ne sont autres que des produits ménagers eux-mêmes. Cette expérience est également présentée sous forme complète dans le chapitre 7 (expérience optionnelle 7.11).

Les indications pratiques (masses et volumes à utiliser) et la description des analyses sont indiquées ci-après. **A partir de ces informations, proposer une expérience permettant l'identification de quelques unes des substances à disposition.** Pour chaque substance choisie parmi les flacons X₁ à X₁₁, le constituant d'intérêt est identifié lorsque les résultats des tests préconisés sont systématiquement positifs. Lorsque les produits inconnus (X₁ à X₁₁) sont identifiés, effectuer à nouveau les manipulations avec les produits ménagers (emballages d'origine) pour valider les identifications.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 mortier avec pilon, petites éprouvettes, béchers 100ml, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Produits à identifier : sel de cuisine, poudre à lever, plâtre, craie, poudre de lavage intensif, produit pour déboucher les lavabos, maizena, sucre, sucre de fruits, acide borique, sels d'Epsom. Tous ces produits sont présentés dans des flacons sans mention de leur provenance (étiquettes X₁ à X₁₁), ainsi que dans leurs emballages d'origine.

Produits permettant l'identification : pilules laxatives (phénolphthaléine), carburant pour lampes (i-propanol, C₃H₇OH), teinture d'iode (I₂), vinaigre (acide acétique, CH₃COOH), produit pour déboucher les lavabos (hydroxyde de sodium, NaOH), eau du robinet (H₂O).

PREPARATION D'UN REACTIF D'IDENTIFICATION

Broyer 1 pilule laxative (pilules Carter) dans le mortier; introduire cette poudre dans un bécher et ajouter environ 20ml de carburant pour lampes (alcool pour lampes Berger). Cette étape préliminaire est la seule qui soit nécessaire pour préparer les réactifs permettant la caractérisation des produits ménagers.

Les pilules laxatives contiennent de la phénolphthaléine parmi les agents actifs; ce composé, qui sera utilisé comme indicateur acide-base, est solubilisé dans le i-propanol. D'autres constituants de la pilule ne sont pas solubles, mais ils sédimentent rapidement au fond du bécher et ne gêneront pas lors des identifications.

DESCRIPTION DES COMPOSES ET PRINCIPES D'ANALYSE

L'**amidon** (maizena) est insoluble dans l'eau et forme un complexe bleu intense avec l'iode (teinture d'iode).

Le **carbonate de calcium** (craie) est insoluble dans l'eau, mais réagit avec l'acide acétique (vinaigre) pour former des bulles (formation d'acide carbonique se dissociant en eau et en dioxyde de carbone gazeux).

Le **sulfate de calcium** (plâtre de Paris) est insoluble dans l'eau, mais ne provoque pas la formation de bulles en présence d'acide acétique.

Le **bicarbonate de sodium** (poudre à lever) réagit avec l'acide acétique pour former des bulles; ce composé est entièrement soluble dans l'eau, sous forme pure, mais d'autres composés partiellement solubles également présents dans la poudre à lever troublent légèrement l'eau (voir à ce sujet l'expérience optionnelle 7.11, pour l'identification des autres composés présents dans la poudre à lever).

Le **carbonate de sodium** (poudre de lavage intensif) réagit également avec l'acide acétique pour former des bulles et il est soluble dans l'eau; il est fortement basique (coloration rose en présence de phénolphthaléine).

L'**hydroxyde de sodium** (produit pour déboucher les lavabos) est fortement basique (coloration rose avec la phénolphthaléine), mais ne produit pas de bulles en présence d'acide acétique.

Le **sulfate de magnésium** (sels d'Epsom) est soluble dans l'eau, mais il précipite sous forme d'hydroxyde de magnésium en présence d'hydroxyde de sodium.

L'**acide borique** (utilisé pour les préparations d'eau boriquée) est soluble dans l'eau, mais il est également le seul à être soluble dans le i-propanol (carburant pour lampes).

Le **saccharose** (sucre) et le fructose (sucre de fruits) sont insolubles dans le i-propanol, mais solubles dans l'eau, particulièrement à chaud. L'expérience permettant de distinguer entre le saccharose et le fructose est décrite au chapitre 7 (expérience optionnelle 7.11).

Le **chlorure de sodium** (sel de cuisine) est soluble dans l'eau, ne possède pas de caractère basique, ne précipite pas en milieu basique, est insoluble dans le i-propanol et est moins soluble dans l'eau chaude que le saccharose et le fructose.

INDICATIONS PRATIQUES

Produits liquides à identifier : introduire 1-2ml de ceux-ci dans une éprouvette, puis ajouter les réactifs.

Produits solides à identifier : introduire 1/2 pointe de spatule de ceux-ci dans une éprouvette (broyer préalablement les produits solides qui se présentent en gros morceaux) puis ajouter les réactifs.

Carburant pour lampes (réactif) : ajouter 10ml de celui-ci dans l'éprouvette à tester.

Eau (réactif) : ajouter 5-10ml de celle-ci dans l'éprouvette à tester.

Vinaigre, solution pour déboucher les lavabos (réactifs) : ajouter 1-2ml de ces réactifs dans l'éprouvette à tester.

Teinture d'iode, pilule laxative dans le carburant pour lampes (réactifs) : ajouter quelques gouttes de ces réactifs dans l'éprouvette à tester.

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 ou de temps que celles effectuées précédemment.

7.1 OSMOSE

TEMPS REQUIS

Environ 15 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les effets de différence de concentration en eau, de différence de pression osmotique et de différence de densité entre deux solutions. L'expérience est plus rigoureuse que celle présentée au chapitre 2 et ne fait pas intervenir de réactifs "domestiques".

MATERIEL DE TRAVAIL

1 grande éprouvette, 1 bécher 100ml, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 0.43M, ferrocyanure de potassium ($\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) 0.28M.

MANIPULATIONS

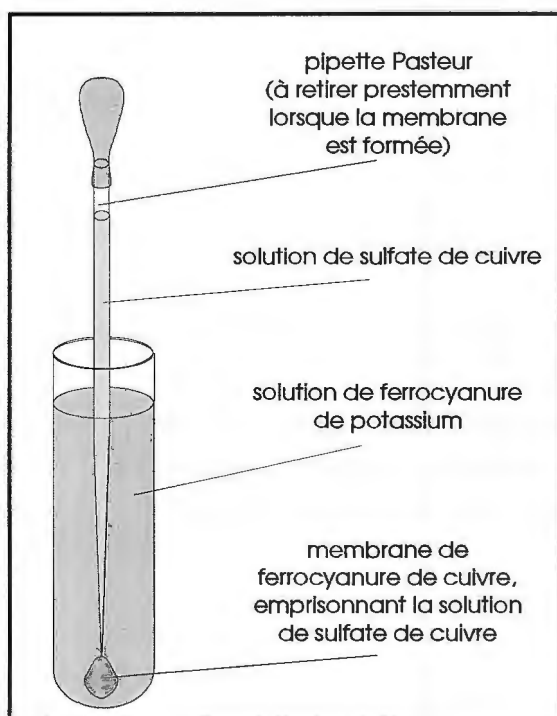
(1) Remplir aux 9/10 la grande éprouvette de solution de ferrocyanure de potassium. Introduire un peu de solution de sulfate de cuivre dans un petit bécher.

EXPLICATIONS

(1) La solution de ferrocyanure de potassium a une densité de 1.0655g/ml et la concentration de l'eau y est de 53.4M; la solution de sulfate de cuivre a, quant à elle, une densité plus faible (1.0647g/ml) et une concentration en eau plus élevée (55.3M).

(2) Prélever de la solution de sulfate de cuivre avec une pipette Pasteur, puis introduire précautionneusement cette pipette dans l'éprouvette contenant la solution de ferrocyanure de potassium, à environ 1-2cm du fond.

En faisant pression sur la poirette de la pipette, relâcher lentement la solution de sulfate de cuivre, de manière à former une boule de quelques millimètres dans la solution de ferrocyanure de potassium, puis retirer prestement la pipette hors de l'éprouvette.



(2) Lorsque la solution de sulfate de cuivre entre en contact avec la solution de ferrocyanure de potassium, une réaction de précipitation apparaît, qui résulte en la formation d'une membrane semi-perméable orangée (ferrocyanure de cuivre; $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$) à l'interface des deux solutions; la solution bleue de sulfate de cuivre est ainsi trappée au sein de la solution jaune de ferrocyanure de potassium, par cette membrane qui empêche toute autre réaction. Deux phénomènes apparaissent alors : d'une part, la goutte bleue (de densité plus faible) remonte dans la solution jaune (de densité plus forte) et, d'autre part, l'eau présente dans la goutte bleue (de concentration en eau plus élevée et donc de pression osmotique plus forte) s'échappe vers la solution jaune (de concentration en eau plus faible et donc de pression osmotique plus faible); tout en remontant, la goutte bleue accroît sa densité (quantité équivalente de molécules de sulfate de cuivre pour un volume d'eau décroissant) et lorsque les densités de la solution et de la goutte sont égales, cette dernière cesse son ascension; cependant, les concentrations en eau et les pressions osmotiques ne sont pas encore équilibrées et l'eau continue de s'échapper de la goutte, accroissant encore sa densité et permettant à la goutte de redescendre au fond de la solution jaune.

7.2 POLARITE ET PROPRIETES ELECTRIQUES

TEMPS REQUIS

Environ 10 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Observer l'effet de charges électrostatiques sur l'écoulement de deux solvants.

MATERIEL DE TRAVAIL

2 burettes de 50ml, 1 bécher 250ml, 1 baguette de verre, 1 coupon de soie.

REACTIFS

Eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

Fixer 2 burettes sur un statif, à environ 5cm l'une de l'autre.

Remplir la première burette d'eau et la seconde burette d'hexane et placer un béccher en dessous des burettes.

Frotter vigoureusement la baguette de verre contre le coupon de soie, puis, rapidement, ouvrir partiellement les robinets des deux burettes afin de laisser couler les solutions en un mince filet et placer la baguette de verre à mi-chemin des deux solutions.

EXPLICATIONS

Le frottement de la soie et de la baguette de verre génère des charges électriques positives sur la baguette, sous la forme d'un champ électrostatique non uniforme; lorsque la baguette est placée à proximité du filet d'eau, ce dernier est dévié de sa trajectoire, alors que cela n'est pas le cas pour l'hexane. En effet, l'eau est polaire et possède une constante diélectrique exceptionnellement élevée; les molécules qui la composent s'alignent dans la direction du champ électrostatique, créant une séparation macroscopique des charges dans le filet d'eau aux abords de la baguette de verre, la force d'attraction étant suffisante pour dévier la trajectoire de l'eau contre la baguette. A l'inverse, l'hexane est apolaire et possède une constante diélectrique très faible; la séparation des charges au sein de l'hexane ne se produit pas et ce solvant poursuit sa trajectoire non déviée aux abords de la baguette de verre.

Notons que l'hexane pourrait être faiblement dévié par une baguette très étroite, placée très près du filet de solution et permettant la création d'un champ électrostatique non uniforme fortement concentré.

La constante diélectrique d'un composé est une mesure de sa capacité à subir une séparation des charges en son sein. Dans le cas de l'hexane, cette constante est très faible (environ 40 fois plus faible que celle de l'eau), mais non nulle; par conséquent, l'hexane peut subir l'effet du champ électrostatique si celui-ci est suffisamment fort et concentré.

L'expérience peut être répétée en remplaçant la baguette de verre et le coupon de soie par une baguette en matière plastique (plexiglas, par exemple) et une fourrure animale; un peigne passé dans les cheveux, pour autant que l'atmosphère soit suffisamment sèche, produit également de bons résultats. Dans ce cas, la baguette ou le peigne portent des charges négatives, toujours sous forme d'un champ électrostatique non uniforme; la séparation des charges au sein de l'eau apparaît également, mais dans le sens opposé au cas précédent. La force d'attraction est donc toujours suffisante pour dévier le filet d'eau contre la baguette ou le peigne .

7.3 DENSITE

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Visualiser les différences de densité existant entre quelques solutions.

MATERIEL DE TRAVAIL

4 béchers 250ml, 2 petits flacons en plastique, 1 cristalliseur, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Eau, éthanol (C_2H_5OH), cubes de glace, boissons gazeuses de même marque (avec sucre et sans sucre, type "diet").

MANIPULATIONS

(1) Introduire 100ml d'eau dans le premier bécher et 100ml d'éthanol dans le second bécher, puis placer quelques cubes de glace à la surface de chaque liquide.

(2) Remplir aux 3/4 un cristalliseur d'eau. Introduire 100ml de boisson gazeuse avec sucre et 100ml de boisson gazeuse sans sucre dans 2 béchers et chauffer lentement sur bec Bunsen en agitant jusqu'à disparition des bulles. Remplir 2 petits flacons en plastique avec ces solutions, puis fermer les flacons en prenant soin de ne pas y emprisonner d'air. Introduire les 2 flacons dans l'eau du cristalliseur.

EXPLICATIONS

(1) La densité est généralement plus élevée pour une substance solide que pour la même substance sous forme liquide, qui est plus dense que la substance sous forme gazeuse. L'eau constitue une exception, puisqu'à 4°C, sous forme liquide, elle atteint sa densité maximale, $1.00g/cm^3$, c'est-à-dire qu'elle est plus dense que sous forme solide. La glace a une densité de $0.92g/cm^3$ et flotte à la surface de l'eau, tandis qu'elle coule au fond de l'éthanol, dont la densité est proche de $0.79g/cm^3$; si l'on préparait des cubes d'éthanol gelés (refroidir à $-120^\circ C$) et que l'on plaçait ces cubes dans de l'éthanol liquide, ils couleraient au fond de la solution, à cause de leur densité plus élevée sous forme solide.

(2) Les deux boissons ont une composition identique, excepté en ce qui concerne l'agent sucrant : l'une contient du sucre (saccharose; environ 15g pour une bouteille de 3dl) tandis que l'autre contient un composé adoucissant en faible concentration (la quantité de saccharose est inférieure à 0.2g). Pour autant que le gaz carbonique (dioxyde de carbone dissous, CO_2) qui tend à alléger la boisson par formation de bulles ait été éliminé lors de l'étape de chauffage,

le flacon contenant la boisson sucrée est plus dense que l'eau et coule au fond du cristalliseur, tandis que la boisson non sucrée, moins dense que l'eau, flotte à sa surface.

7.4 CONDUCTIBILITE THERMIQUE

TEMPS REQUIS

Environ 15 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Illustrer la forte tendance de l'eau à absorber l'énergie thermique.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 feuille de papier, 1 petit entonnoir, 2 ballons gonflables, 1 spatule, 1 pince en bois, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Eau.

MANIPULATIONS

(1) Confectionner une cocotte avec une feuille de papier.

Avec l'entonnoir, introduire de l'eau dans le récipient ainsi préparé. Placer ce récipient au-dessus d'un bec Bunsen et chauffer lentement.

Après quelques minutes, vérifier la présence de vapeurs d'eau en promenant une spatule au-dessus du trou de la cocotte en papier.

EXPLICATIONS

(1) Le papier, qui est composé de cellulose de bois, brûle à partir de 230°C environ; cette température est largement atteinte au-dessus du bec Bunsen, mais le papier ne brûle pas, car il est en contact étroit avec l'eau. L'eau, dont la capacité calorifique (c'est-à-dire la capacité d'emmagasiner de la chaleur) est élevée (18 cal/mol·K), absorbe beaucoup plus aisément que le papier l'énergie thermique fournie par la flamme. Cette énergie permet de chauffer l'eau jusqu'à une température suffisamment élevée pour produire son ébullition, ou son évaporation pour le moins; la spatule placée au-dessus de la cocotte permet de visualiser les vapeurs d'eau, qui s'y condensent sur sa surface plus froide.

(2) Introduire un peu d'eau dans un ballon gonflable (environ 1/3 de sa contenance), puis gonfler le ballon.

Maintenir ce ballon avec la pince en bois au-dessus de la flamme douce du bec Bunsen et noter le temps nécessaire pour modifier visuellement la structure du ballon en contact avec la flamme.

Répéter l'opération avec le second ballon, sec.

(2) Le principe est le même que pour la cocotte en papier; cependant, le ballon gonflable est constitué de polymères de caoutchouc, qui sont très sensibles à l'élévation de la température. En présence d'eau, l'énergie thermique de la flamme n'est que faiblement absorbée par le ballon, qui se dégrade par conséquent beaucoup plus lentement que lorsqu'il est exposé seul à la flamme.

7.5 PROCESSUS D'EVAPORATION

TEMPS REQUIS

Environ 15 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mesurer les variations de température engendrées lors de l'évaporation de différentes solutions.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 250ml, 1 thermomètre, boules de coton, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Eau, éthanol (C_2H_5OH), acétone (CH_3COCH_3).

MANIPULATIONS

Placer une boule de coton à l'extrémité d'un thermomètre et positionner celui-ci dans un bécher, tête en haut; noter la température.

Au moyen d'une pipette Pasteur, imbiber rapidement la boule de coton avec de l'eau (environ 15 gouttes), puis noter la variation de température, en enregistrant le temps nécessaire pour atteindre la température minimale.

Répéter ensuite l'opération avec des nouvelles boules de coton, imbibées avec de l'éthanol, puis de l'acétone.

EXPLICATIONS

Lorsque les molécules à la surface d'un liquide absorbent suffisamment d'énergie, elles peuvent quitter cette surface et s'évaporer (se vaporiser). L'énergie d'évaporation est fournie par l'environnement proche du liquide (la peau dans le cas de la transpiration); une substance nécessitant peu d'énergie de vaporisation s'évapore donc plus facilement. Dans l'expérience, l'acétone s'évapore plus facilement que l'éthanol, lequel s'évapore à son tour plus facilement que l'eau, car l'énergie d'attraction entre les molécules dans l'acétone est très faible. Cependant, c'est avec cette dernière substance que la chute de température est la plus élevée; en effet la chute de température engendrée par l'évaporation

est causée par le fait que beaucoup de molécules s'échappent de la solution en un temps très court; dans le cas de l'eau, les molécules qui sont vaporisées dans le même intervalle de temps nécessitent effectivement beaucoup plus d'énergie, mais elles sont trop peu nombreuses pour que la chute de température soit visible.

7.6 PAPIER INDICATEUR DE POLES ELECTRIQUES

TEMPS REQUIS

Environ 15 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Préparer un papier permettant d'identifier les pôles positif et négatif d'une pile.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 100ml, papier filtre, 1 pile 9V, 2 mines de crayon, 2 fils électriques avec pinces crocodile, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Iodure de potassium (KI), phénolphtaléine.

MANIPULATIONS

(1) Dans un bécher, ajouter 20ml d'eau et 1 spatule d'iodure de potassium, puis quelques gouttes de solution de phénolphtaléine; agiter pour homogénéiser.

Humidifier un papier filtre avec cette solution, puis l'éponger grossièrement pour éliminer l'excès de solution.

(2) Connecter chaque fil électrique à une borne de la pile et à une mine de crayon. Placer chacune des mines de crayon à la surface du papier indicateur, à environ 1-2cm de distance et observer la coloration du papier aux points de contact.

EXPLICATIONS

(1) La phénolphtaléine est un indicateur acide-base; en milieu acide, elle n'est pas colorée, tandis qu'elle se colore en rose en milieu basique. L'ion iodure (I^-) ne colore pas la solution; cependant, si l'iodure est oxydé en iode (I_2), ce dernier composé colore la solution en brun (en fait, l'iode se combine à l'iodure pour former une nouvelle entité I_3^- , qui est responsable de cette coloration).

(2) Le papier filtre imbibé d'iodure et de phénolphtaléine est humide et permet donc la conduction des charges électriques. L'eau est électrolysée aux bornes de la pile; cette électrolyse produit de l'oxygène et des protons à la mine connectée à la borne positive ainsi que de l'hydrogène et des hydroxyles à la mine connectée à la borne négative. La phénolphtaléine colore en rose le papier à la mine négative, puis-

que l'environnement y est rendu basique par l'électrolyse; à la mine positive, l'iodure est oxydé en iode (comme l'eau est oxydée en oxygène) et colore donc le papier en brun. Ce papier indicateur de pôles électriques est utilisable avec des piles de 1.5V.

7.7 PRODUCTION DES CONSTITUANTS DE L'EAU

TEMPS REQUIS

Environ 30 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Produire de l'hydrogène à partir d'aluminium en milieu acide ou basique; produire de l'oxygène et de l'eau à partir d'eau oxygénée.

MATERIEL DE TRAVAIL

4 grandes éprouvettes, 1 cylindre gradué 10ml, 3 ballons gonflables.

REACTIFS

Aluminium (Al) en poudre, acide chlorhydrique (HCl) concentré, hydroxyde de sodium (NaOH) 6M, peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée, H₂O₂) 6%, iodure de potassium (KI).

MANIPULATIONS

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

Diluer un peu d'acide chlorhydrique concentré dans une éprouvette (2ml d'eau + 2ml d'acide).

Introduire 1 pointe de spatule d'aluminium en poudre dans une grande éprouvette, puis ajouter rapidement 2-3ml d'acide chlorhydrique dilué.

Coiffer rapidement l'éprouvette avec un ballon gonflable et observer l'évolution de la solution.

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

Procéder de la même manière que précédemment, mais remplacer la solution d'acide chlorhydrique par 1-2ml de solution d'hydroxyde de sodium.

EXPLICATIONS

(1) L'aluminium est un métal particulièrement réactif, qui réagit avec les protons de l'acide chlorhydrique pour former, par oxydation-réduction, des ions Al⁺³ et de l'hydrogène (H₂) gazeux, qui gonfle le ballon. L'acide nitrique ne peut pas être utilisé à la place de l'acide chlorhydrique, car il favorise la formation d'une pellicule protectrice d'oxyde d'aluminium (Al₂O₃, alumine) à la surface de l'aluminium métallique.

(2) L'aluminium est également oxydé en milieu basique (c'est aussi le cas du zinc); les hydroxydes fournis par l'hydroxyde de sodium et l'aluminium métallique produisent de l'hydrogène gazeux (qui gonfle le ballon) et de l'aluminate Al(OH)₄⁻; cet ion est constitué d'aluminium Al⁺³ complexé par les hydroxydes présents en solution.

(3) Introduire 3ml d'eau oxygénée dans 1 grande éprouvette, puis ajouter quelques cristaux d'iodure de potassium. Coiffer rapidement l'éprouvette avec un ballon gonflable et observer avec patience l'évolution de la solution; il peut être nécessaire d'agiter l'éprouvette pour amorcer la réaction.

(3) L'ion iodure (I^-) agit comme catalyseur dans la réaction de décomposition de l'eau oxygénée (H_2O_2) en eau (H_2O) et en oxygène (O_2). Deux molécules d'eau oxygénée produisent deux molécules d'eau et une molécule d'oxygène, par l'intermédiaire de l'iodure, qui prend part à la réaction, mais se retrouve inchangé à l'issue de celle-ci. Cette réaction est exothermique et produit une élévation de la température dans l'éprouvette, qui vaporise l'eau produite lors du processus, sous forme d'un petit nuage au-dessus de l'éprouvette, tandis que l'oxygène produit est à l'origine de la formation de bulles dans la solution et permet de gonfler le ballon. L'iodure de potassium peut être remplacé par du dioxyde de manganèse (MnO_2), qui agit également comme catalyseur de réaction, ou par du bromure de potassium (KBr).

7.8 L'EAU ENFLAMMÉE

TEMPS REQUIS

Environ 5 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Préparer une petite démonstration où l'eau est censée brûler.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 erlenmeyer 250ml, pipettes Pasteur, allumettes.

REACTIFS

Eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

Introduire moins de 1ml d'hexane dans un erlenmeyer, puis remplir cet erlenmeyer d'eau.

Allumer une allumette et porter celle-ci à la surface de l'eau.

EXPLICATIONS

L'eau semble brûler, mais c'est en fait l'hexane qui s'enflamme. L'hexane est moins dense que l'eau et apolaire; par conséquent, ce solvant organique flotte à la surface de l'eau. La combustion de l'hexane, induite par la flamme de l'allumette, produit du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau.

7.9 MISCIBILITE ET FORCES INTERMOLECULAIRES

TEMPS REQUIS

Environ 5 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Mettre en évidence les forces intermoléculaires entre deux solvants, lors de leur mélange.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 cylindre gradué 100ml, 1 fiole jaugée 100ml.

REACTIFS

Eau, acétone (CH_3COCH_3).

MANIPULATIONS

Mesurer précisément 75ml d'eau dans un cylindre gradué et transvaser ce volume dans une fiole jaugée de 100ml.

Mesurer précisément 25ml d'acétone dans le cylindre gradué et transvaser ce volume dans la fiole jaugée.

Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser.

EXPLICATIONS

L'eau et l'acétone sont 2 composés polaires et miscibles. Lorsque ces 2 solvants sont mélangés, on observe une diminution du volume final de 4-5ml, par rapport au volume attendu (100ml); cette compression du volume du mélange est provoquée par la désorganisation des liaisons hydrogène entre molécules d'eau lors de l'ajout des molécules d'acétone. Lorsque des liaisons hydrogène sont rompues, les molécules se rapprochent et occupent un volume moindre.

7.10 SEPARATION D'UN MELANGE

TEMPS REQUIS

Environ 20 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Séparer un mélange de 3 composés dont les propriétés sont différentes.

MATERIEL DE TRAVAIL

1 bécher 100ml, 1 boîte de Petri, 1 cylindre gradué 10ml, 1 capsule de porcelaine, 1 bec Bunsen.

REACTIFS

Eau, glace, iode (I_2), chlorure de sodium (NaCl), sable blanc (silice, SiO_2).

MANIPULATIONS

(1) Introduire, dans un bécher, 1 pointe de spatule de cristaux d'iode, 1-2 spatules de chlorure de sodium et quelques larges spatules de sable blanc; agiter ce mélange. Recouvrir le bécher d'un couvercle de boîte de Petri rempli de glace pilée et placer le bécher sur un bec Bunsen. Chauffer lentement et observer l'évolution. Après quelques minutes, retirer le couvercle.

(2) Après refroidissement, ajouter 10ml d'eau dans le bécher; agiter et laisser décanter, puis récupérer la phase surnageante limpide dans une capsule de porcelaine. Chauffer cette capsule sur bec Bunsen jusqu'à évaporation complète de l'eau.

EXPLICATIONS

(1) L'iode est un composé solide qui, à température peu élevée, a la faculté de sublimation, c'est-à-dire de passer de l'état solide à l'état gazeux (et vice-versa) sans passer à l'état liquide. Lorsque le mélange est chauffé, l'iode passe en phase gazeuse, puis se resolidifie sous forme de fins cristaux sur la surface froide de la boîte de Petri.

(2) Lorsque l'eau est ajoutée à la mixture, seul le sel de cuisine se dissout et est récupéré dans la phase surnageante, tandis que le sable blanc, insoluble dans l'eau et de densité élevée, reste au fond du bécher. Le chlorure de sodium solide est récupéré dans la capsule de porcelaine à l'issue de l'évaporation de l'eau (NaCl fond à 801°C et bout à 1413°C, il ne peut donc s'évaporer à la température de la flamme). Pour obtenir des composés plus purs après séparation, il serait nécessaire de laver le sable avec plusieurs fractions d'eau afin d'éliminer toute trace de chlorure de sodium dissous.

7.11 CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS

TEMPS REQUIS

Environ 120 minutes.

BUTS DE L'EXPERIENCE

Identifier chimiquement des produits couramment employés dans un ménage, avec des moyens simples : les réactifs utilisés pour les caractérisations ne sont autres que des produits ménagers eux-mêmes.

MATERIEL DE TRAVAIL

32 petites éprouvettes, 1 mortier avec pilon, 3 béchers 100ml, 1 capsule de porcelaine, 1 entonnoir, papier filtre, 1 bec Bunsen, pipettes Pasteur.

REACTIFS

Produits à identifier : sel de cuisine, poudre à lever, plâtre, craie, poudre de lavage intensif, maizena, sucre, sucre de fruits, acide borique, produit pour déboucher les lavabos, sels

d'Epsom. Tous ces produits sont présentés dans des flacons sans mention de leur provenance (étiquettes X₁ à X₁₁), ainsi que dans leurs emballages d'origine.

Les produits peuvent contenir du calcium, du magnésium, du sodium, des protons, des borates, des hydroxydes, des chlorures, des sulfates, des carbonates, ainsi que de l'amidon, du saccharose et du fructose.

Composés permettant l'identification : pilules laxatives (phénolphthaléine), carburant pour lampes (i-propanol, C₃H₇OH), teinture d'iode (I₂), vinaigre (acide acétique, CH₃COOH), eau du robinet (H₂O).

Réactifs de laboratoire pour deux analyses complémentaires : sulfate de cuivre (CuSO₄·5H₂O), hydroxyde de sodium (NaOH), acide chlorhydrique (HCl) 0.1M, chlorure de baryum (BaCl₂·2H₂O), molybdate d'ammonium ((NH₄)₆Mo₇O₂₄·4H₂O).

La méthode de caractérisation est indiquée dans le schéma à la dernière page de ce chapitre; le constituant d'intérêt présent dans chaque produit est identifié lorsque les résultats des tests préconisés sont systématiquement positifs. Toutes les manipulations mentionnées ci-dessous pour l'identification des constituants doivent être effectuées avec les produits inconnus (X₁ à X₁₁), ainsi qu'en parallèle avec les produits ménagers identifiés par leurs emballages.

MANIPULATIONS

(1) Broyer 1 pilule laxative (pilules Carter) dans le mortier;

Introduire cette poudre dans un bécher et ajouter environ 20ml de carburant pour lampes (alcool pour lampes Berger).

(2) Introduire 1-2ml de chaque produit liquide, ou 1 large pointe de spatule de chaque produit solide, dans une éprouvette (broyer les produits qui se présentent en gros morceaux).

Ajouter environ 5ml d'eau du robinet et agiter vigoureusement pour homogénéiser.

(3) Ajouter quelques gouttes de teinture d'iode dans chacune des 3 éprouvettes contenant les composés insolubles et agiter pour homogénéiser.

EXPLICATIONS

(1) Cette étape est la seule qui soit nécessaire pour préparer les réactifs permettant la caractérisation des produits ménagers. Les pilules laxatives contiennent de la phénolphthaléine parmi les agents actifs; ce composé, qui sera utilisé comme indicateur acide-base, est solubilisé dans le i-propanol. D'autres composés de la pilule ne sont pas solubles, mais ils sédimentent rapidement au fond du bécher et ne gêneront pas lors des identifications.

(2) Ce premier test permet de distinguer 3 composés qui sont totalement insolubles dans l'eau. Les tests suivants vont porter exclusivement sur ces 3 produits, jusqu'à identification complète. Noter que certains des produits ne sont que partiellement solubles dans l'eau; ils seront identifiés plus tard.

(3) L'iode forme un complexe intensément coloré (bleu profond) avec l'amidon; on en conclut par conséquent que le produit inconnu coloré en bleu est de la maïzena (constituée d'amidon de maïs). Les 2 autres produits insolubles restent à identifier.

(4) Introduire dans deux éprouvettes 1 pointe de spatule de chacun des 2 produits insolubles et ne réagissant pas au test de la teinture d'iode.

Ajouter environ 1ml de vinaigre dans ces éprouvettes et observer l'évolution des produits.

(5) Reprendre les éprouvettes contenant les produits solubles ou partiellement solubles dans l'eau.

Ajouter à chacune d'elles quelques gouttes de la solution de pilules laxatives dans le carburant pour lampes et homogénéiser.

(6) Introduire dans une éprouvette 1 large pointe de spatule ou 1-2ml des 3 produits basiques ayant réagi au test de la solution de pilule laxative.

Ajouter environ 1ml de vinaigre dans ces éprouvettes et observer l'évolution des produits.

(4) L'acide acétique contenu dans le vinaigre est un acide faible et peu concentré. Cependant, il peut réagir avec les carbonates (CO_3^{2-}) pour former de l'acide carbonique (H_2CO_3); l'acide carbonique se décompose rapidement pour former de l'eau et du dioxyde de carbone; ce dioxyde de carbone gazeux s'échappe hors de la solution en produisant des bulles. On peut conclure que le produit qui réagit avec le vinaigre contient des carbonates; ce produit étant également insoluble dans l'eau, il contient donc du carbonate de calcium; ce produit est de la craie. Le dernier produit insoluble dans l'eau, ne réagissant ni avec la teinture d'iode ni avec le vinaigre, est identifié par défaut comme du sulfate de calcium; ce produit est le plâtre.

(5) La phénolphtaléine présente dans les pilules laxatives est un indicateur acide-base dont le domaine de virage de coloration est situé à pH8-10 environ (incolore en dessous et rose en dessus de ce domaine de virage). 2 substances produisent une coloration intense à l'addition de l'indicateur et une troisième substance se colore nettement moins intensément; nous pouvons conclure que ces 3 produits sont basiques, particulièrement ceux qui sont fortement colorés. Le test qui suit va porter exclusivement sur ces 3 produits, jusqu'à identification complète.

(6) Comme précédemment, l'acide acétique contenu dans le vinaigre réagit avec les carbonates pour former de l'acide carbonique qui se décompose en eau et dioxyde de carbone (avec production de bulles dans l'échantillon). Deux produits contiennent du carbonate, puisque des bulles se dégagent en présence de vinaigre. Selon le test de l'indicateur acide-base, l'un des deux est plus basique que l'autre; par conséquent, ces produits contiennent du carbonate de sodium (Na_2CO_3 ; poudre de lavage intensif, très basique), respectivement du bicarbonate de sodium (NaHCO_3 ;

poudre à lever pour pâtisserie, faiblement basique). Le troisième produit est (très) basique et soluble, mais ne contient pas de carbonates; on conclut par défaut qu'il contient de l'hydroxyde de sodium (NaOH); c'est le produit pour déboucher les lavabos.

Notons que le bicarbonate de sodium est normalement soluble dans l'eau; par conséquent, la solubilité partielle de la poudre à lever indique qu'elle est constituée d'un mélange de bicarbonate de sodium et d'autres substances peu solubles (nous y reviendrons). De même, la coloration rose du produit pour déboucher les lavabos s'estompe avec le temps, ce qui indique que ce produit est un mélange d'hydroxyde de sodium et d'autres substances dégradant l'indicateur acide-base, ou éventuellement captant le CO_2 de l'air.

(7) Préparer à nouveau des solutions dans des éprouvettes, à partir des produits encore non identifiés.

Ajouter à chacun d'eux environ 1ml de solution pour déboucher les lavabos et homogénéiser.

(7) La solution pour déboucher les lavabos contient de l'hydroxyde de sodium, comme cela a été déterminé précédemment. Les hydroxydes réagissent avec un des produits, soluble en milieu neutre, pour former un précipité. On en conclut que ce produit contient un sel de magnésium, précipitable sous forme d'hydroxyde de magnésium ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) par l'addition de base. L'anion associé au magnésium ne peut pas être le carbonate (absence de bulles en présence d'acide; solubilité dans l'eau) ou l'hydroxyde (solubilité dans l'eau), ou le borate (solubilité dans l'eau); cet anion peut être le sulfate ou le chlorure; le sel est effectivement du sulfate de magnésium (MgSO_4 ; sels d'Epsom).

(8) Préparer 4 éprouvettes contenant environ 10ml de carburant pour lampes.

Ajouter à chacune d'elles 1 large pointe de spatule des produits à identifier et agiter.

(8) Seul l'acide borique est aisément soluble dans le i-propanol; ce composé est par conséquent directement identifié et seuls 3 produits restent à caractériser.

(9) Introduire 4 larges pointes de spatule des 3 produits non identifiés dans des éprouvettes et ajouter 10ml d'eau.

Chauffer ces éprouvettes sous un filet d'eau chaude et observer l'évolution de la dissolution.

(9) Les 3 composés sont partiellement solubles, mais deux d'entre eux se solubilisent totalement à chaud : le fructose (sucre de fruits) et le saccharose (sucre en poudre); le dernier composé, partiellement soluble dans l'eau chaude, est par défaut le chlorure de sodium (sel de cuisine). Il est également possible de distinguer ces 3 produits en les goûtant... pour autant que tous les autres produits aient été identifiés auparavant !

Les produits ménagers ont été identifiés par des tests simples (solubilisation, acide-base, complexation). Cependant, il est d'une part important de distinguer le fructose du saccha-

rose (l'intervention de ces deux produits pourrait être fatale à un diabétique) et, d'autre part, intéressant de déterminer l'autre composé dans la poudre à lever pour pâtisserie. Ces deux tests ne peuvent pas être effectués avec des réactifs provenant de la panoplie ménagère.

(10) Introduire dans 2 éprouvettes 10ml d'eau, puis 1 large pointe de spatule des deux sucres à différencier; agiter pour homogénéiser.

Ajouter 2-3 granulés d'hydroxyde de sodium, puis 1 pointe de spatule de sulfate de cuivre. Ne pas agiter et attendre quelques minutes.

(11) Introduire 1 large pointe de spatule de poudre à lever dans un bécher et ajouter environ 50ml d'eau.

Agiter pour favoriser le dégagement gazeux, puis filtrer la solution (entonnoir muni d'un filtre, placé sur un second bécher) et récupérer environ 15ml de filtrat.

(12) Subdiviser le filtrat en 3 fractions de 5ml. Introduire 2 fractions dans des éprouvettes et 1 fraction dans une capsule de porcelaine.

Chauffer cette dernière sur bec Bunsen jusqu'à évaporation complète de l'eau.

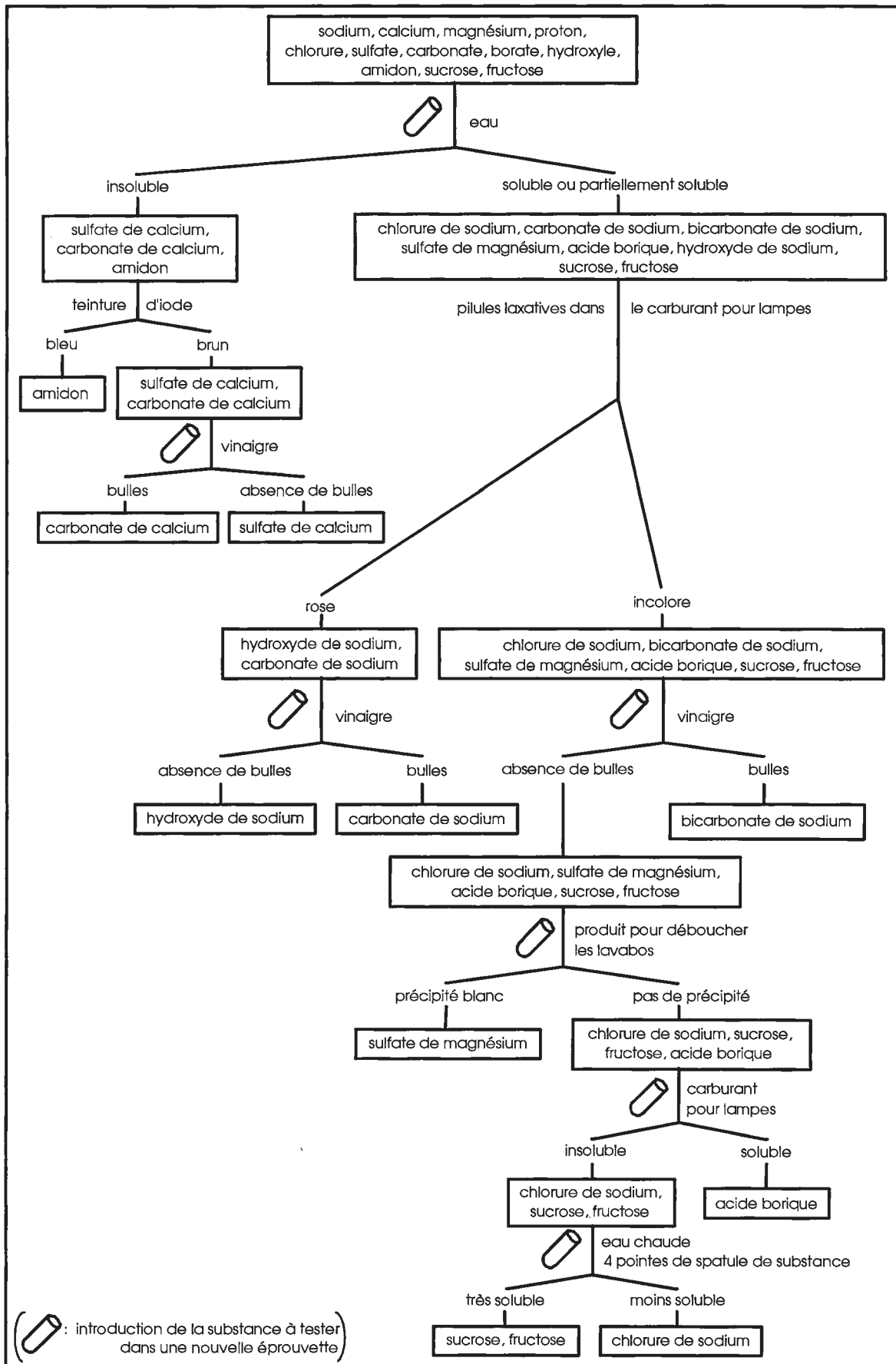
Introduire dans la première éprouvette quelques gouttes d'acide chlorhydrique et 1 pointe de spatule de chlorure de baryum, puis agiter pour homogénéiser.

Introduire dans la seconde éprouvette 1 pointe de spatule de molybdate d'ammonium, puis agiter pour homogénéiser.

(10) Le fructose, contrairement au saccharose, est réducteur en milieu basique (voir la fabrication d'un miroir dans le module "Transformations et Equilibres Chimiques"). La solution de fructose réduit le cuivre Cu^{+2} en oxyde de cuivre Cu_2O , qui colore l'éprouvette et permet donc de différencier le fructose du saccharose. De l'hydroxyde de cuivre ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) est également formé (précipité blanc) dans les deux éprouvettes.

(11) Les poudres à lever contiennent du bicarbonate de sodium, qui génère de l'acide carbonique se décomposant en eau et dioxyde de carbone gazeux. Le processus a lieu en milieu aqueux (humidité de la pâte), en présence d'un acide (incorporé dans la poudre à lever) pour amorcer le dégagement gazeux. L'acide faible et comestible est du sulfate d'aluminium et de sodium, du phosphate de calcium, ou du tartrate de potassium.

(12) Si l'acide est du tartrate de potassium ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$), la capsule chauffée doit présenter des traces de carbonisation (dépôts noirs) après évaporation de la solution, puisque le tartrate est un composé organique, qui produit du carbone, du dioxyde de carbone, de l'eau et de nombreux résidus lors de la combustion. Si l'acide est du sulfate d'aluminium et de sodium ($\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$), l'adjonction de baryum doit provoquer l'apparition d'un précipité blanc de sulfate de baryum (BaSO_4) insoluble dans l'eau; l'identification du sulfate révèle donc la présence du sel d'aluminium. Si l'acide est du phosphate de calcium ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), l'adjonction de molybdate à la solution doit produire un précipité jaune, par combinaison entre les phosphates et le molybdate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$, phosphomolybdate d'ammonium; voir l'expérience sur les stations d'épuration).



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).
B. Selinger; **Chemistry in the Marketplace**, 4th edition (1989); Harcourt Brace Jovanovich, Sydney (Australia).
C.L. Borgford, L.R. Summerlin; **Chemical Activities, Teacher Edition** (1988); American Chemical Society, Washington (U.S.A.).
L.R. Summerlin, J.L. Ealy; **Chemical Demonstrations, a Source Book for Teachers, vol. 1**, 2nd edition (1988); American Chemical Society, Washington (U.S.A.).
L.R. Summerlin, C.L. Borgford, J.L. Ealy; **Chemical Demonstrations, a Source Book for Teachers, vol. 2**, 2nd edition (1988); American Chemical Society, Washington (U.S.A.).
B.Z. Shakhshiri; **Chemical Demonstrations, a Handbook for Teachers of Chemistry, vol. 3** (1989); The University of Wisconsin Press, Madison (U.S.A.).
L.L. Salem; **Molécule la Merveilleuse** (1979); InterEditions, Paris (France).

REFERENCES DE NIVEAU PROPEDEUTIQUE

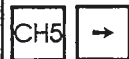
R. Roulet; **Chimie Générale** (1991); Institut de Chimie Minérale et Analytique, Université de Lausanne (Suisse).
W. Haerdi; **Chimie Générale** (1990); Faculté des Sciences, Université de Genève (Suisse).
B.H. Mahan; **Chimie** (1977); InterEditions, Paris (France).
H.B. Gray; **Les Electrons et la Liaison Chimique**, (1978); InterEditions, Paris (France).
M.M. Tilzer, C. Serruya; **Large Lakes, Ecological Structure and Function** (1990); Springer Verlag, Berlin (Allemagne).
W.S. Broecker, T.-H. Peng; **Tracers in the Sea** (1982); Eldigio Press, New York (U.S.A.).
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 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.

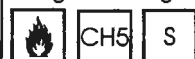
ACETATE DE CALCIUMCa(CH₃COO)₂·nH₂O

référence 5.2
 état solide
 masse moléculaire . . . 158.17 + n·18.02(g/mol)

ACETONE

diméthylcétone

2-propanone

CH₃COCH₃

référence 7.5, 7.9
 état liquide
 masse moléculaire 58.08(g/mol)
 densité 0.79(g/ml)

ACIDE ASCORBIQUE

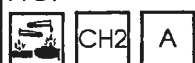
vitamine C

C₆H₈O₆

référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 176.14(g/mol)

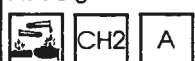
ACIDE CHLORHYDRIQUE

HCl



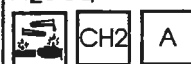
référence 5.1, 6.1, 7.7, 7.11
 état gaz
 masse moléculaire 36.46(g/mol)
 concentration 7.7(mol/l) (25%, 1.12(g/ml))

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

ACIDE NITRIQUEHNO₃

référence 6.1, 6.2
 état gaz
 masse moléculaire 63.01(g/mol)
 concentration 14.4(mol/l) (65%, 1.40(g/ml))

solution concentrée : utiliser tel quel

ACIDE SULFURIQUEH₂SO₄

référence 6.2
 état gaz
 masse moléculaire 98.08(g/mol)
 concentration 18.2(mol/l) (97%, 1.84(g/ml))

solution concentrée : utiliser tel quel

ALUMINIUM

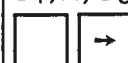
Al



référence 7.7
 état solide
 masse atomique 26.98(g/mol)

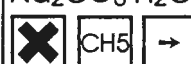
BLEU DE BROMOTHYMOLE

3',3''-dibromothymolsulfonephtalate de sodium

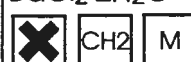
C₁₉H₉O₅SBr₄Na

référence 5.1
 état solide
 masse moléculaire 691.94(g/mol)

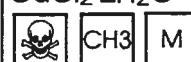
solution 0.04% : ajuster 0.04g C₁₉H₉O₅SBr₄Na à 100ml avec H₂O

CARBONATE DE SODIUMNa₂CO₃·H₂O

référence 6.1
 état solide
 masse moléculaire 124.00(g/mol)

CHLORURE DE BARYUMBaCl₂·2H₂O

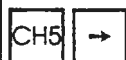
référence 7.11
 état solide
 masse moléculaire 244.28(g/mol)

CHLORURE DE CUIVRECuCl₂·2H₂O

référence 5.1
 état solide
 masse moléculaire 170.47(g/mol)

CHLORURE DE POTASSIUM

KCl



référence 5.2
 état solide
 masse moléculaire 74.56(g/mol)

CHLORURE DE SODIUM

sel de cuisine

NaCl



référence 5.2, 7.10
 état solide
 masse moléculaire 58.45(g/mol)

CUIVRE

Cu



référence 6.1
 état solide
 masse atomique 63.55(g/mol)

ETHANOL

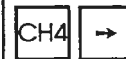
alcool éthylique

C₂H₅OH

référence 7.3, 7.5
 état liquide
 masse moléculaire 46.07(g/mol)
 densité 0.79(g/ml)

FERROCYANURE DE POTASSIUM

hexacyanoferrate (II) de potassium

K₄Fe(CN)₆·3H₂O

référence 7.1
 état solide
 masse moléculaire 422.41(g/mol)

solution 0.28M : ajuster 11.8g K₄Fe(CN)₆·3H₂O à
 100ml avec H₂O

HEXANEC₆H₁₄

référence 3.2, 5.1, 7.2, 7.8
 état liquide
 masse moléculaire 86.18(g/mol)
 densité 0.66(g/ml)

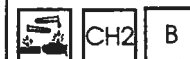
HYDROGENOPHOSPHATE DE SODIUMNa₂HPO₄·12H₂O

référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 358.14(g/mol)

solution 0.01M : ajuster 0.36g Na₂HPO₄·12H₂O à
 100ml avec H₂O

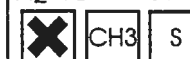
HYDROXYDE DE SODIUM

NaOH

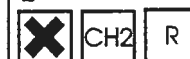


référence 5.1, 7.7, 7.11
 état solide
 masse moléculaire 40.00(g/mol)

solution 6M : ajuster 24g NaOH à 100ml avec H₂O
 solution 0.1M : ajuster 0.4g NaOH à 100ml avec
 H₂O

HYDROXYLAMINEH₂NOH·HCl

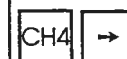
référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 69.49(g/mol)

IODEI₂

référence 7.10
 état solide
 masse moléculaire 253.81(g/mol)

IODURE DE POTASSIUM

KI



référence 5.1, 7.6, 7.7
 état solide
 masse moléculaire 166.01(g/mol)

MOLYBDATE D'AMMONIUM

paramolybdate d'ammonium

(NH₄)₆Mo₇O₂₄·4H₂O

référence 6.2, 7.11
 état solide
 masse moléculaire 1235.86(g/mol)

NITRATE DE FER FERRIQUEFe(NO₃)₃·9H₂O

référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 404.02(g/mol)

solution 0.01M : ajuster 0.4g Fe(NO₃)₃·9H₂O et quelques gouttes de HNO₃ concentré à 100ml avec H₂O

ORTHOPHENANTHROLINE

1,10-phénanthroline

4,5-phénanthrène

C₁₂H₈N₂·HCl·H₂O

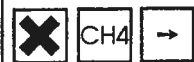
référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 234.69(g/mol)

solution 0.1% : ajuster 0.1g C₁₂H₈N₂·HCl·H₂O à 100ml avec H₂O

OXYDE DE CALCIUM

chaux vive

CaO

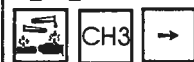


référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 56.08(g/mol)

solution saturée : ajuster 0.1-0.2g CaO à 100ml avec H₂O; l'hydroxyde de calcium (Ca(OH)₂) qui se forme est insoluble et sédimente rapidement

PEROXYDE D'HYDROGENE

eau oxygénée

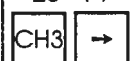
H₂O₂

référence 7.7
 état liquide
 masse moléculaire 34.02(g/mol)
 concentration 9.8(mol/l) (30%, 1.11(g/ml))

solution 6% : ajuster 20ml H₂O₂ à 100ml avec H₂O

PHENOLPHTALEINE

3,3-bis(p-hydroxyphényl)phtaléine

C₂₀H₁₄O₄

référence 7.6
 état solide

masse moléculaire 318.33(g/mol)

solution 0.1% : dissoudre 0.1g C₂₀H₁₄O₄ dans 50ml d'éthanol, puis ajuster à 100ml avec H₂O

i-PROPANOL

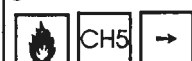
alcool isopropylique

C₃H₇OH

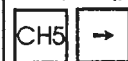
référence 3.3
 état liquide
 masse moléculaire 60.11(g/mol)
 densité 0.79(g/ml)

SOUFRE

S

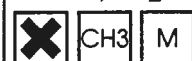


référence 3.3
 état solide
 masse atomique 32.06(g/mol)

SULFATE D'ALUMINIUM ET DE POTASSIUMKAl(SO₄)₂·12H₂O

référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 474.39(g/mol)

solution 0.1M : ajuster 4.7g KAl(SO₄)₂·12H₂O à 100ml avec H₂O

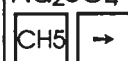
SULFATE DE CUIVRECuSO₄·5H₂O

référence 7.1, 7.11
 état solide
 masse moléculaire 249.68(g/mol)

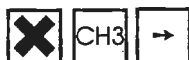
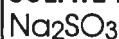
solution 0.43M : ajuster 10.7g CuSO₄·5H₂O à 100ml avec H₂O

SULFATE DE SODIUM

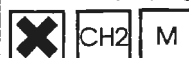
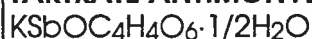
sel de Glauber

Na₂SO₄·10H₂O

référence 5.1
 état solide
 masse moléculaire 322.19(g/mol)

SULFITE DE SODIUM

référence 6.1
 état solide
 masse moléculaire 126.04(g/mol)

TARTRATE ANTIMONYLE DE POTASSIUM

référence 6.2
 état solide
 masse moléculaire 333.93(g/mol)

EAU USEE

référence 6.2

l'eau usée est simulée en broyant environ 1g de terre dans un mortier pour obtenir une poudre la plus fine possible; cette poudre est ensuite homogénéisée dans environ 200ml d'eau; les fragments trop grossiers sédimentent rapidement au fond du flacon

il est nécessaire de procéder aux tests semi-quantitatifs de présence de fer et de phosphates dans cette suspension, avant de l'utiliser pour l'expérience

les concentrations en fer et phosphates dans la suspension préparée doivent produire des colorations proches de celles obtenues pour les solutions étalons de 10^{-4}M en fer et en phosphates (solution très colorée en bleu pour l'analyse des phosphates et très colorée en orange pour l'analyse du fer)

si tel n'est pas le cas, ajouter de petites fractions d'une solution de nitrate de fer ferrique ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) ou de dihydrogénophosphate de sodium (NaH_2PO_4) à la suspension jusqu'à l'obtention des colorations voulues

si, inversement, les concentrations en fer ou phosphates sont supérieures à 10^{-4}M dans la suspension, préparer une suspension moins concentrée (pour autant que celle-ci paraisse toujours suffisamment turbide et sale), ou, éventuellement, des solutions étalons plus concentrées (avec risque éventuel d'apparition de précipité lors de l'analyse des phosphates)

PRODUITS COURANTS

référence 3.1, 3.2, 3.3, 5.3, 6.1, 6.3, 7.3, 7.10, 7.11

les produits courants utilisés dans ces expériences proviennent presque exclusivement du panier de la ménagère (choux rouge, sel de cuisine, vinaigre, boissons gazeuses avec et sans sucre, poudre à lever, sucre, sucre de fruits, pomme de terre, poivre blanc moulu, produit à vaisselle,

craie, plâtre, poudre de lavage intensif, maizena, acide borique, produit pour déboucher les lavabos, sels d'Epsom, pilules laxatives, carburant pour lampes, teinture d'iode, morceaux de marbre, sable blanc)

choisir des boissons gazeuses avec et sans sucre (type "diet" ou "light") de même marque; seule la composition en agents adoucissants y est différente

tester plusieurs poudres à lever pour pâtisserie, afin d'identifier les différents acides susceptibles d'être présents

le sucre de fruits est présent dans différents bonbons disponibles en droguerie et il est généralement mélangé à diverses autres sortes de sucres; la marque Laevoral est un succédané du saccharose pour diabétiques, composé à 100% de fructose

certaines craies ne contiennent que peu, voire même plus, de carbonate de calcium; les craies carrées (pour jeux de cartes) en contiennent

le plâtre, disponible dans les quincailleries, est composé de sulfate de calcium hémihydraté ($\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$); après hydratation et moulage, le plâtre est du sulfate de calcium dihydraté ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

la poudre de lavage intensif contient exclusivement du carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

l'acide borique (H_3BO_3 ; utilisé pour préparer l'eau boriquée) n'est pas disponible dans toutes les pharmacies pour des raisons de toxicité et d'allergies

le produit pour déboucher les lavabos doit contenir de l'hydroxyde de sodium (NaOH), en plus des détergents habituels; il est possible de trouver des emballages contenant exclusivement de l'hydroxyde de sodium sous forme solide; leur manipulation est sujette à caution (port de lunettes de sécurité)

les sels d'Epsom (sulfate de magnésium; MgSO_4) sont préparés sous forme pure en pharmacie; quelques marques commerciales sont disponibles sur le marché, mais elles sont effervescentes (présence de bicarbonate qui interfère dans l'expérience proposée)

les pilules laxatives Carter contiennent une concentration élevée de phénolphthaléine, et sont recommandées pour préparer l'indicateur acide-base

le carburant pour lampes Berger, disponible en droguerie contient du i-propanol (alcool isopropylique; $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$), ainsi que des parfums qui n'interfèrent pas lors des analyses

le marbre en morceaux est obtenu chez les marbriers; le sable blanc est composé de silice pure (SiO_2), et peut être obtenu dans les magasins pour oiseaux et aquariums

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



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



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



CLASSE DE TOXICITE 3 :

substance corrosive, caustique, irritante
dose mortelle 3.5-35g
étiquette avec une bande jaune



CLASSE DE TOXICITE 4 :

dose mortelle 35-140g
étiquette avec une bande rouge



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)



élimination dans le récipient pour acides



élimination dans le récipient pour bases



élimination dans le récipient pour composés métalliques



récupération individuelle



élimination dans le récipient pour solvants

9. EQUATIONS DES REACTIONS CHIMIQUES

Les équations des réactions chimiques présentées aux chapitres 5, 6 et 7 (travaux pratiques) sont données ci-dessous dans l'ordre chronologique. Les expériences du chapitre 3 concernent des transformations physiques, et ne sont pas mentionnées ici.

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 ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}\downarrow$) indique un solide.
- Une flèche \uparrow à la suite d'une substance ($\text{H}_2\uparrow$) indique un gaz.
- La phase dans laquelle se trouve une substance est notée en indice, entre parenthèses, à la suite de cette dernière ($\text{I}_2(\text{hexane})$).

9.1 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 5

DISSOCIATION DE L'EAU

- (1) $\text{IndH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{IndH}_2^+$ (acidification de l'indicateur)
 $\text{IndH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Ind}^- + \text{H}_2\text{O}$ (basification de l'indicateur)
- (2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{eau}} 2\text{Na}^+(\text{eau}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{eau})$ (conduction électrique)
 $4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\uparrow + 4\text{OH}^-$ (réduction à la cathode)
 $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ (oxydation à l'anode)
- (3) $\text{CuCl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0\downarrow + 2\text{Cl}^-$ (réduction à la cathode)
 $\text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\uparrow + \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^-$ (oxydation à l'anode)
- (4) $2\text{KI} \longrightarrow 2\text{K}^+ + \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ (oxydation à l'anode)
 $\text{I}_2(\text{eau}) \xrightarrow{\text{hexane}} \text{I}_2(\text{hexane})$

SOLUBILISATION EN MILIEU AQUEUX ET TEMPERATURE

- (1) abaissement cryoscopique (mélange réfrigérant glace-sel)
- (2) $\text{KCl}\downarrow \xrightleftharpoons[\text{refroidissement}]{\text{chauffage}} \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
 $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2\downarrow \xrightleftharpoons[\text{refroidissement}]{\text{chauffage}} \text{Ca}^{+2} + 2\text{CH}_3\text{COO}^-$

HYDRATATION

- (1) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}\downarrow \xrightarrow{\text{chauffage } 100-150^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}\downarrow$
 $(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}\downarrow \xrightarrow{\text{chauffage } > 180^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4\downarrow)$
- (2) $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}\downarrow + 3/2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}\downarrow$

9.2 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 6

PLUIES ACIDES

- (1) extraction de l'indicateur acide-base (anthocyanines, "IndH") dans l'eau
- (3) $\text{Cu}^0 \downarrow + 4\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \longrightarrow 2\text{HNO}_3$ (pluie acide)
 $2\text{NO}_2 \uparrow \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 \uparrow$
 $\text{N}_2\text{O}_4 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \longrightarrow 2\text{HNO}_3$ (pluie acide)
 $\text{IndH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{IndH}_2^+$ (acidification de l'indicateur)
- (4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ (pluie acide)
 $\text{IndH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{IndH}_2^+$ (acidification de l'indicateur)
- (5) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ (pluie acide)
 $\text{IndH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{IndH}_2^+$ (acidification de l'indicateur)
- (7) $\text{CaCO}_3(\text{marbre, calcaire}) \downarrow + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Ca}^{+2} + \text{H}_2\text{CO}_3$ (érosion)
 $\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $\text{SiO}_2 + \text{H}^+$: aucune réaction

STATIONS D'EPURATION

- (1) dilutions successives de la solution de phosphates
- (2) $\text{PO}_4^{-3} + \text{H}^+ + (\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \downarrow$ (non équilibrable)
 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \downarrow + \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{KSbOC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \longrightarrow$ composé réduit inconnu
- (3) dilutions successives de la solution de fer ferrique
- (4) $\text{Fe}^{+3} \xrightarrow{\text{hydroxylamine, milieu acide, chauffage}} \text{Fe}^{+2}$ (réduction en fer ferreux)
 $\text{Fe}^{+2} + 3\text{o-phen} \longrightarrow \text{Fe}(\text{o-phen})_3$ (o-phen : orthophénanthroline)
- (5) mesures semi-quantitatives des concentrations initiales en PO_4^{-3} et Fe^{+3}
- (6) $\text{CaO} \downarrow + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow$ (basification de la solution)
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{OH}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ (formation d'un gel dense)
 adsorption de PO_4^{-3} , Fe^{+3} et autres impuretés à la surface du gel
- (7) mesures semi-quantitatives des concentrations finales en PO_4^{-3} et Fe^{+3}

CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS

- voir les réactions spécifiques de cette expérience, telles qu'elles sont décrites chronologiquement pour l'expérience optionnelle 7.11

9.3 REACTIONS CHIMIQUES DU CHAPITRE 7

OSMOSE



POLARITE ET PROPRIETES ELECTRIQUES

- transformation physique; aucune réaction chimique

DENSITE

- transformation physique; aucune réaction chimique

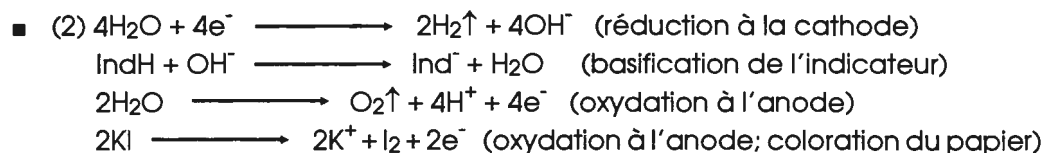
CONDUCTIBILITE THERMIQUE

- transformation physique; aucune réaction chimique

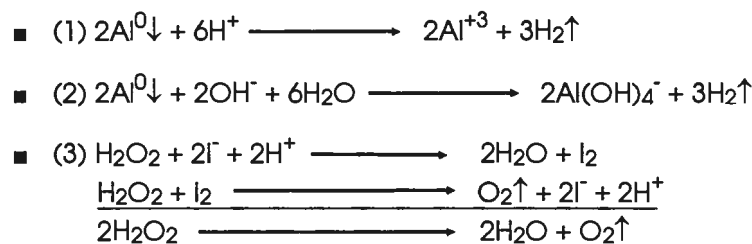
PROCESSUS D'EVAPORATION

- transformation physique; aucune réaction chimique

PAPIER INDICATEUR DE POLES ELECTRIQUES



PRODUCTION DES CONSTITUANTS DE L'EAU



L'EAU ENFLAMMEE



MISCIBILITE ET FORCES INTERMOLECULAIRES

- transformation physique; aucune réaction chimique

SEPARATION D'UN MELANGE

- transformation physique; aucune réaction chimique

CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS

- (1) extraction de la phénolphtaléine dans le i-propanol

- (2) amidon, craie et plâtre ne se solubilisent pas dans l'eau
- (3) $(C_6H_{12}O_6)_n \downarrow + I_2 \longrightarrow (C_6H_{12}O_6)_n \cdot I_2$
- (4) $CaCO_3 \downarrow + 2H^+ \longrightarrow Ca^{+2} + H_2O + CO_2 \uparrow$
- (5) $IndH + OH^- \longrightarrow Ind^- + H_2O$
- (6) $Na_2CO_3 + 2H^+ \longrightarrow 2Na^+ + H_2O + CO_2 \uparrow$
 $NaHCO_3 + H^+ \longrightarrow Na^+ + H_2O + CO_2 \uparrow$
- (7) $MgSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$
- (8) $H_3BO_3 \downarrow \xrightarrow{\text{t-propanol}} H_3BO_3(\text{t-propanol})$
- (9) solubilisation du saccharose et du fructose à chaud; solubilisation partielle du sel de cuisine (NaCl)
- (10) $fructose (C_6H_{12}O_6) + 2Cu^{+2} + 4OH^- \longrightarrow C_6H_{12}O_7 + Cu_2O \downarrow + 2H_2O$
- (11) $NaHCO_3 + H^+ \longrightarrow H_2CO_3 + Na^+$
 $H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$
- (12) $KHC_4H_4O_6 + O_2 \uparrow \longrightarrow xC \downarrow + yCO_2 \uparrow + zH_2O + \text{résidus}$
 $NaAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 \longrightarrow 2BaSO_4 \downarrow + AlCl_3 + NaCl$
 $Ca_3(PO_4)_2 + (NH_4)_6Mo_7O_{24} \longrightarrow (NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3 \downarrow$ (non équilibrable)

10. INDEX

A

abaissement cryoscopique	5.35
acide	2.8, 4.23-4.27, 4.29-4.31, 5.33-5.34, 5.36, 6.42, 7.62
acide carboxylique	4.26
acide faible	4.24-4.26, 7.61, 7.63
acide fort	4.24
acidification	6.39-6.40
adsorption	6.45
agrégat	2.14
alcool	4.26
aigues	2.12, 6.46
aluminosilicate	6.41
anion	2.8, 4.23-4.25, 4.27, 4.30
anode	4.30
anthocyanines	6.39
apolaire	2.15, 3.20-3.22, 7.51, 7.57
aquifère	6.42
aquo-ion	4.28
aragonite	5.36
argile	6.42
atmosphère	1.1
attraction	4.27

B

bactérie	6.46
base	2.8, 4.23-4.27, 4.29-4.31, 5.33-5.34, 7.62
base faible	4.24-4.25, 4.27
base forte	4.24
bâtiment	6.39, 6.41-6.42
batterie	4.31
biomasse	6.46

C

calcaire	5.36
calcite	5.36
canalisation	5.36
caoutchouc	7.54
capacité calorifique	2.5, 2.14-2.17, 7.53
caractérisation	6.39, 6.46-6.47, 7.59-7.60
carbonisation	7.63
catalyseur	6.42, 7.57
cathode	4.30
cation	4.23-4.27, 4.30
cation métallique	4.24, 4.26-4.27
cellulose	7.53
chaîne trophique	6.42
champ électrique	4.29
champ électrostatique	7.51
champ magnétique	5.36
charbon	6.42
charge	4.23, 4.27-4.29, 4.31
charge électrique	7.51, 7.55
charge électrostatique	7.50
chaudière	5.36
chauffage central	6.42
clarification chimique	6.43, 6.45-6.46
cohésion	2.5, 2.8-2.9
combustion	6.42, 6.46, 7.57, 7.63
complexation	4.27-4.28, 4.31, 6.43-6.44, 7.56, 7.60, 7.62
concentration	2.12-2.13, 3.19-3.20, 4.23-4.24, 4.30, 7.49-7.50
conducteur électrique	2.13, 4.28, 4.31
conductibilité électrique	4.23
conductibilité thermique	7.53
conduction	5.33
conduction électrique	7.55
congélation	2.10
consommation	1.2
consommation d'eau	1.2
constante diélectrique	2.13, 2.17, 4.27, 7.51

corrosion	4.31
courant électrique	5.34

D

décomposition	7.57
dégrillage	6.46
densité	2.5, 2.11-2.12, 2.16-2.17, 7.49-7.50, 7.52, 7.59
déshuilage	6.46
déshydratation	5.37
dessablage	6.46
diagramme de phase	2.10
diatomique	2.7, 4.30
dihydraté	5.37
dilution	6.43-6.44
dimère	2.10
dissociation	2.8, 2.15, 4.23-4.29, 4.31, 5.33-5.36
dissolution	4.24, 4.27, 5.35

E

eau usée	6.39, 6.44-6.45
ébullition	7.53
édulcorant	7.52
électrode	4.30, 5.34-5.35
électrolyse	4.29-4.30, 7.55-7.56
électrolyte	4.29
électron	2.5-2.9, 2.13, 2.16, 4.27-4.30
configuration	2.5, 2.16, 4.27
valence	2.6-2.7, 2.9, 2.16
électronégativité	2.8, 2.13
électropositivité	2.13
électrostatique	2.13, 4.27
endothermique	5.35
énergie	2.10-2.11, 2.14, 2.16
cinétique	2.6
d'attraction	7.54
d'évaporation	7.54
de liaison	2.14
solaire	6.46
thermique	4.24, 5.35-5.36, 7.53-7.54
engrais	6.46
épuration chimique	6.43
équilibre	4.28
ester	4.25
état gazeux	2.5, 2.10, 2.15-2.16
état liquide	2.5, 2.10-2.11, 2.15-2.16
état solide	2.5, 2.10-2.11, 2.15-2.16
eutrophisation	2.12, 6.46
évaporation	7.53-7.54
excrément	6.46
exothermique	5.36, 7.57

F

flore	2.12
force d'attraction	7.51
force d'attraction électrostatique	2.6
force de cohésion	3.21-3.22
force intermoléculaire	2.5, 7.58
fusion	2.15

G

gel	6.45
glace	2.5, 2.10-2.12, 2.14-2.16
glaciers	1.2
granit	6.41-6.42
gypse	5.37

H

hémihydraté	5.37
hétéronucléaire	2.5
homonucléaire	2.5, 2.7, 4.30

hydratation	4.23, 4.27-4.28, 4.31, 5.36-5.37
hydrogène, atomes d'	2.7-2.9, 2.16, 4.27, 4.29
hydrolyse	4.23-4.27, 4.31
hydrophilie	3.20
hydrophobie	3.20
hydroxyde	4.25-4.27, 4.30-4.31
hydroxyle	2.8, 2.13, 2.16, 4.23-4.28, 4.30-4.31, 5.34

I

iceberg	2.12
immiscible	3.21
indicateur acide-base	5.33, 6.39-6.41, 6.47, 7.60-7.62
indicateur de pôles électriques	7.56
industrie	6.42, 6.46
inhomogénéité	2.13
interface	7.50
intermoléculaire	2.8-2.10, 2.12, 2.16
ion	4.23, 4.27-4.29, 4.31
irrigation	1.2
isolant	2.13, 2.16
isolant électrique	5.33

L

lac Baïkal	1.2
lac Léman	1.1, 2.12
lacs	1.2
lessive	6.46
liaison	2.6-2.8, 2.11, 2.16
liaison hydrogène	2.5, 2.8-2.16, 5.35, 7.58

M

marbre	6.41-6.42
masse	
atomique	2.9
de l'électron	2.5-2.6
moléculaire	2.5
du neutron	2.6
du proton	2.5-2.6
matières en suspension	6.44-6.46
membrane	7.50
membrane d'osmose	3.19-3.20
Mendeleïev	2.9
ménisque	3.22
métal	4.26
métaux toxiques	6.42
microorganisme	6.46
miscibilité	7.58
moteur	6.46
moulage	5.37

N

nappes phréatiques	1.2
négatif	2.8, 2.16
neutralisation	6.42
neutralité	4.24
neutre	2.5, 2.8, 2.13, 2.16, 4.23-4.24, 4.26, 4.30, 5.33
neutron	2.5-2.7
noyau	2.5-2.7

O

océan	1.1
orbitale	2.6
osmose	3.19-3.20, 7.49
oxydation	4.23, 4.28-4.31, 5.33-5.35, 6.40, 6.43-6.44, 7.56
oxyde	4.26-4.27, 4.31
de métal	4.26
de non-métal	4.26
oxygène, atomes d'	2.7-2.9, 2.13, 2.16, 4.26-4.30
oxyhydroxyde	4.26

P

particule	6.44-6.45
pétrole	6.42
pH	4.23-4.24, 4.27
photosynthèse	4.31, 6.46
pile	4.28-4.29, 5.33-5.35, 7.55-7.56
plâtre	7.61
plâtre de Paris	5.37
pluie acide	6.39-6.42
pOH	4.23-4.24
point d'ébullition	2.9-2.11, 2.16-2.17
point de fusion	2.9-2.10, 2.16-2.17, 5.35
point triple	2.10
polaire	2.8, 2.13, 2.15-2.16, 3.20-3.22, 4.23, 4.27, 4.29, 4.31, 7.51, 7.58
pôle Sud	1.1
pollution atmosphérique	6.42
polymère	6.45, 7.54
polynucléaire	4.26
positif	2.8, 2.16
précipitation	5.36, 6.45, 7.50
pression osmotique	7.49-7.50
produits courants (voir le chapitre 8 pour les produits courants utilisés dans les expériences)	
aluminium	1.2
arôme	4.25
coton	1.2
essence	1.2
parfum	4.25
plâtre	5.37
sucre	1.2, 4.27, 7.52
produits ménagers	6.39, 6.46-6.47, 7.59
propriétés électriques	2.5, 2.13
propriétés physiques	2.5
proton	2.5-2.8, 2.13, 2.16, 4.23-4.31, 5.34
purification	6.39, 6.45
pyramide	2.8

R

réduction	4.23, 4.28-4.31, 5.33-5.35, 6.40, 6.43-6.44, 7.56
résistivité électrique	4.23, 4.28-4.29
respiration	4.31, 6.42, 6.46
ressources en eau	1.1
réversibilité	5.37
rivières	1.2
roche	1.1, 6.39, 6.41-6.42
roche du Jura	6.41-6.42
rouille	4.31

S

sable	6.41-6.42
saccharose	7.52
saturation	5.36
sédimentation	3.21-3.22, 6.45-6.46, 7.60
sélénium, atomes de	2.9
semi-perméable	3.20, 7.50
semi-quantitatif	6.43-6.45
séparation	7.58-7.59
silice	6.41
sol	6.42
sols	1.1
solubilisation	5.35, 7.62
solubilité	2.10, 2.15, 4.26-4.27, 5.36, 7.62
soluté	2.10
solvant	1.3, 2.15, 3.21, 4.23, 4.27, 4.31, 7.50-7.51, 7.57-7.58
Sommet de la Terre	1.2
soufre, atomes de	2.9
sphère d'hydratation	4.27-4.28, 4.31
station d'épuration	6.39, 6.45-6.46
sublimation	7.59
substances chimiques (voir le chapitre 8 pour les substances chimiques utilisées dans les expériences)	
acétate	4.25
acide acétique	4.25
aluminium	4.31
ammoniac	4.25

ammonium	4.25
azote	2.5, 6.42
chlorure de calcium	5.35
cuivre	4.29
dichromate	4.31
dioxyde de carbone	4.26
fer	4.29, 4.31
hémioxyde d'hydrogène	1.1
hexadécanol	2.15
hydrogène	2.7, 4.30-4.31, 5.34-5.35
hydroxyde d'aluminium	4.26
hydroxydes de zinc	4.26
mercure	2.15
nitrate de sodium	4.29
or	4.29
oxyde d'argent	4.26
oxyde d'azote	6.42
oxyde de bismuth	4.26
oxyde de calcium	4.26
oxyde de carbone	6.42
oxyde de fer	4.26
oxyde d'hydrogène	1.1
oxyde de lithium	4.26
oxyde de magnésium	4.26
oxyde de mercure	4.26, 4.31
oxyde de phosphore	4.26
oxyde de plomb	4.26
oxyde de sodium	4.26
oxyde de soufre	6.42
oxyde de zinc	4.26
oxygène	2.5, 2.7, 2.12, 4.30-4.31, 5.34-5.35
oxyhydroxyde de fer	4.26
oxyhydroxyde de silicium	4.26
platine	4.29
saccharose	4.27
séléniure d'hydrogène	2.9
soufre	6.42
sulfure d'hydrogène	2.9
tellure d'hydrogène	2.9
zinc	4.31
suspension	6.44-6.46

T

tartré	5.36
tellure, atomes de	2.9
tensio-actif	3.22
tension	5.33
tension électrique	4.28-4.29
tension superficielle	2.5, 2.15, 3.21-3.22
tétraèdre	2.8, 2.16, 4.28
transporteur de charges	4.29
triatomique	2.9
trimère	2.10
turbidité	6.45

V

vapeur	2.5
vaporisation	7.54
véhicule	6.42
verglas	5.35
vibration	2.11
viscosité	2.5, 2.13-2.14, 2.16-2.17
vitrication	2.10

3. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES PHYSIQUES DE L'EAU

3.1 OSMOSE

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

2 béchers 250ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 pipette Pasteur, 1 couteau, 1 paire de ciseaux, 1 spatule, 1 ballon de baudruche, 1 élastique, 1 pomme de terre.

Eau, sucre en morceaux.

MANIPULATIONS

(1) Porter à ébullition 40g de sucre (10 morceaux) et 40ml d'eau dans un bécher, en agitant, jusqu'à l'obtention d'une solution visqueuse et transparente, puis refroidir.

(2) Tronquer une pomme de terre; pratiquer une gorge sur son pourtour à 2-3cm de sa base, puis l'excaver profondément.

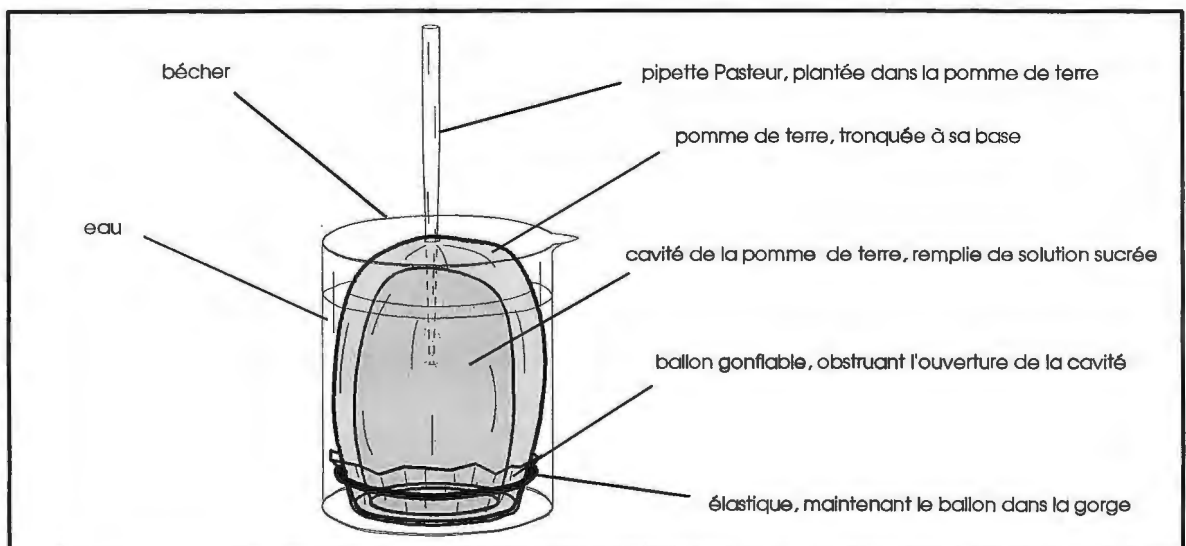
Remplir complètement l'excavation avec la solution sucrée. Capuchonner hermétiquement l'excavation avec la partie supérieure d'un ballon de baudruche (couper l'embout).

Le ballon doit impérativement être tendu et maintenu à la pomme de terre avec l'élastique, positionné dans la gorge; ne pas masquer les 2/3 supérieurs de la patate.

Percer l'extrémité supérieure de la pomme de terre avec une pipette Pasteur; ressortir celle-ci, éliminer le bouchon de chair qui l'obstrue et la replacer dans la pomme de terre. Marquer sur la pipette le niveau de la solution.

(3) Introduire cette pomme de terre dans un bécher, puis ajouter de l'eau jusqu'au niveau supérieur de la pomme de terre.

Durant la journée, observer de temps en temps l'évolution du niveau de solution dans la pipette Pasteur.



3.2 POLARITE

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

1 ampoule à décanter, 1 cylindre gradué 100ml, 1 feuille de papier blanc, 1 crayon gris à mine grasse, 1 paire de ciseaux.

Eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

(1) Noircir abondamment une partie de feuille de papier avec le crayon gris, puis y découper une vingtaine de petits carrés d'environ 5mm de côté.

(2) Introduire dans l'ampoule à décanter 50ml d'eau, 50ml d'hexane, puis les petits carrés de papier.

Boucher et agiter vigoureusement l'ampoule; observer la répartition des petits carrés.

3.3 TENSION SUPERFICIELLE ET FORCES DE COHESION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

2 béchers 100ml, 1 bécher 250ml, 3 grandes éprouvettes, pipettes Pasteur, pièces de 5ct.

Eau, i-propanol (C_3H_7OH), soufre (S), poivre blanc moulu, détergent.

MANIPULATIONS

(1) Introduire 50ml d'eau dans un bécher.

Dans un second bécher, introduire 50ml de i-propanol.

Saupoudrer la surface de ces deux solvants avec du soufre et du poivre.

Observer les comportements différents dans les deux solvants.

(2) Préparer, dans un troisième bécher, 100ml de solution diluée de détergent (environ 1 part de détergent et 9 parts d'eau).

Ajouter goutte à goutte cette solution de détergent dans le bécher contenant l'eau, le soufre et le poivre.

Observer le comportement du soufre et du poivre encore présents à la surface de la solution. Conserver la solution diluée de détergent pour le point suivant.

(3) Introduire, jusqu'à 3mm du bord supérieur de 3 larges éprouvettes, de l'eau, du i-propanol et la solution diluée de détergent.

Placer lentement dans chaque éprouvette des pièces de 5ct, jusqu'au débordement de la solution.

Compter le nombre de pièces introduites et observer le ménisque formé par la solution au haut de chaque éprouvette.

5. EXPERIENCES ILLUSTRANT LES PROPRIETES CHIMIQUES DE L'EAU

5.1 DISSOCIATION DE L'EAU

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

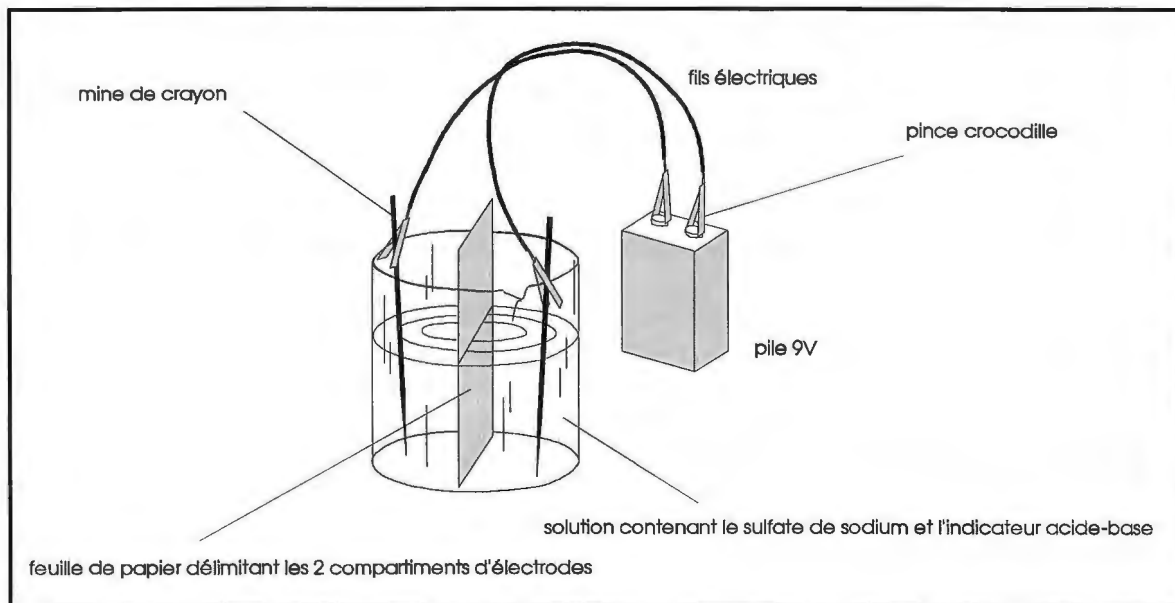
4 béchers 100ml, 2 petites éprouvettes, 1 cylindre gradué 100ml, 2 mines de crayon, 2 fils électriques avec pinces crocodile, 1 pile 9V, pipettes Pasteur, 1 feuille de papier, 1 paire de ciseaux.

Sulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), chlorure de cuivre ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), iodure de potassium (KI), acide chlorhydrique (HCl) 0.1M, hydroxyde de sodium (NaOH) 0.1M, bleu de bromothymol, eau, hexane (C_6H_{14}).

MANIPULATIONS

(1) Introduire 10ml d'acide chlorhydrique dans une éprouvette et 10ml d'hydroxyde de sodium dans une autre éprouvette.

Ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol dans ces deux éprouvettes.



(2) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, quelques pointes de spatule de sulfate de sodium et quelques gouttes de bleu de bromothymol; agiter pour homogénéiser.

Découper dans une feuille de papier un rectangle qui puisse compartimenter verticalement le bécher.

Connecter les fils aux 2 mines de crayon et introduire chacune de ces mines dans un compartiment de solution; les fixer contre la paroi au moyen des pinces crocodile.

Connecter les extrémités des fils électriques aux 2 bornes de la pile et observer l'évolution des 2 compartiments de la solution durant quelques minutes.

(3) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, puis quelques pointes de spatule de chlorure de cuivre; agiter pour homogénéiser.

Introduire dans le bécher les 2 mines de crayon connectées à la pile et observer durant quelques minutes l'évolution de la solution (il n'est pas nécessaire de compartimenter la solution au moyen d'un rectangle de papier).

(4) Introduire 75ml d'eau dans un bécher, puis quelques pointes de spatule d'iodure de potassium; agiter pour homogénéiser; ajouter également 10ml d'hexane.

Placer dans le bécher les 2 mines de crayon connectées à la pile et observer durant quelques minutes l'évolution de la solution, en l'agitant de temps à autre.

5.2 TEMPERATURE ET SOLUBILISATION EN MILIEU AQUEUX

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

2 grandes éprouvettes, 2 béchers 250ml, 1 baguette de verre, 1 bec Bunsen.

Eau, glace, sel de cuisine (NaCl), acétate de calcium ($\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), chlorure de potassium (KCl).

MANIPULATIONS

(1) Préparer un mélange réfrigérant en plaçant de la glace pilée dans un bécher; ajouter du sel de cuisine (chlorure de sodium) et agiter avec la baguette de verre.

(2) Peser 7.3g d'acétate de calcium et introduire dans une éprouvette; peser 11g de chlorure de potassium et introduire dans une seconde éprouvette.

Ajouter 20ml d'eau dans chaque éprouvette, agiter et observer.

Chauffer les 2 éprouvettes au bain marie (utiliser un bécher d'eau en ébullition sur bec Bunsen) durant environ 10 minutes, en agitant de temps en temps et observer l'évolution des solutions.

Refroidir ensuite durant quelques minutes les 2 éprouvettes dans le mélange réfrigérant (agiter de temps en temps) et observer l'évolution des solutions.

5.3 HYDRATATION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

1 bécher 100ml, 1 baguette de verre, 1 mortier avec pilon, 1 capsule de porcelaine, petits godets en plastique, pièces de 5ct, 1 bec Bunsen.

Eau, morceaux de plâtre.

MANIPULATIONS

(1) Broyer le plus finement possible les morceaux de plâtre dans un mortier.

Placer cette poudre dans une capsule de porcelaine et chauffer **modérément** sur bec Bunsen durant 10 minutes (idéalement, la température du solide ne devrait pas excéder 100-150°C).

Laisser refroidir et récupérer cette poudre.

(2) Placer 1 pièce de 5ct au fond d'un petit godet en plastique.
Introduire la poudre obtenue précédemment au fond d'un bécher et ajouter très peu d'eau en agitant fortement, afin d'obtenir une pâte épaisse et onctueuse.
Verser cette pâte dans le godet en plastique et attendre jusqu'à la solidification de la masse (15 à 30 minutes selon la quantité).
Enlever le godet en plastique puis la pièce de 5ct de la masse solide.

6. EXPERIENCES AVANCEES

6.1 PLUIES ACIDES

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

7 grandes éprouvettes, 3 bouchons en caoutchouc à 2 trous, pipettes Pasteur, 3 tuyaux en caoutchouc, 1 petit raccord en caoutchouc, 2 seringues, 5 béchers 100ml, 1 cylindre gradué 50ml, 1 bec Bunsen, 1 rouleau de papier indicateur de pH, 1 couteau.

Morceaux de cuivre (Cu), sulfite de sodium (Na_2SO_3), carbonate de sodium ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), acide nitrique (HNO_3) concentré, acide chlorhydrique (HCl) 1M, choux rouge, marbre, sable blanc, roche du Jura.

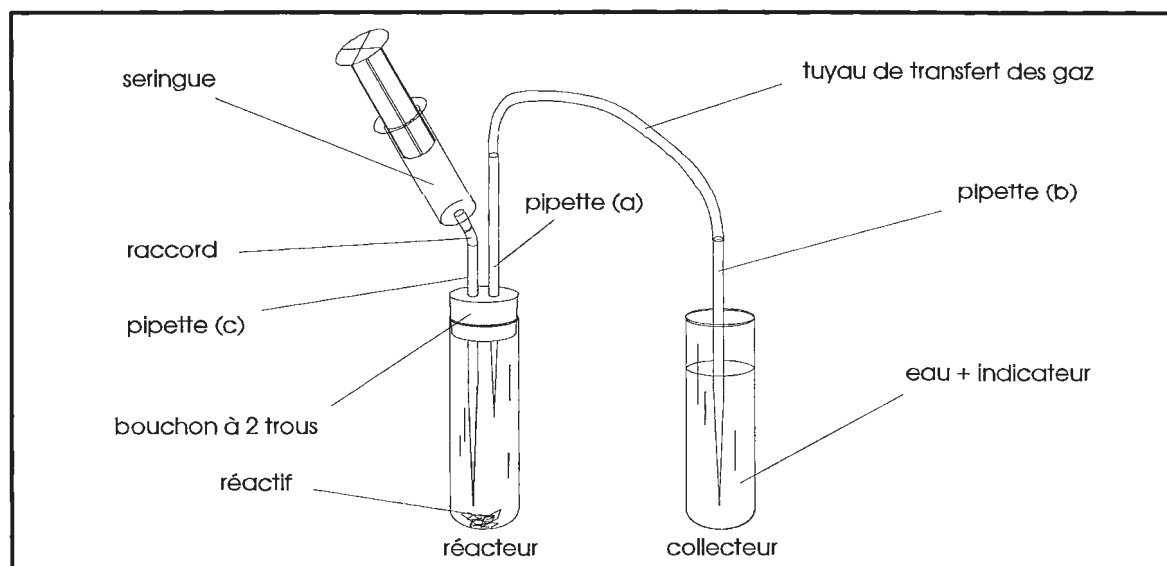
La série de manipulations proposée ci-dessous nécessite des précautions lors de l'introduction des pipettes Pasteur dans les bouchons de caoutchouc; il est conseillé de graisser ces bouchons avant utilisation avec de la graisse à rodages ou du détergent. D'autre part, ne pas s'exposer aux émanations des gaz produits.

PREPARATION DE L'INDICATEUR

Introduire une feuille de choux rouge coupée en petits morceaux et 50ml d'eau dans un bécher.

Faire bouillir sur bec Bunsen durant 5 minutes et compléter à 100ml avec de l'eau.

PREPARATION DES INSTALLATIONS



Préparer comme suit chaque installation de simulation (voir la figure) :

Connecter 2 pipettes Pasteur (a) et (b) entre elles au moyen d'un tuyau de caoutchouc; enfoncer la pointe de la pipette (a) dans un bouchon de caoutchouc à 2 trous. Introduire une pipette Pasteur (c) dans ce bouchon.

Introduire dans une grande éprouvette 25ml de solution de choux rouge et y introduire la pipette (b).

Préparer de la même manière 2 installations supplémentaires.

Introduire quelques morceaux de cuivre dans une éprouvette, 1 spatule de sulfite de sodium dans la seconde éprouvette et 1 spatule de carbonate de sodium dans la troisième .
Boucher chacune de ces 3 éprouvettes avec le bouchon de chaque installation.
Introduire le surplus de solution de chou rouge dans une dernière éprouvette (témoin).

PRODUCTION DES PLUIES ACIDES

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Dans un bécher, préparer une solution diluée d'acide nitrique (10ml d'eau + 10ml d'acide nitrique concentré).

Préparer une seringue remplie d'acide nitrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le cuivre (utiliser le petit raccord en caoutchouc pour connecter la seringue et la pipette Pasteur (b)).

Injecter très lentement l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Préparer une seringue remplie d'acide nitrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le sulfite de sodium.

Injecter goutte à goutte l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

SOUS CHAPELLE, AVEC GANTS ET LUNETTES DE SECURITE.

Préparer une seringue remplie d'acide chlorhydrique et connecter précautionneusement celle-ci au bouchon du réacteur contenant le carbonate de sodium.

Injecter goutte à goutte l'acide dans le réacteur, agiter modérément et observer l'évolution dans le réacteur et dans le collecteur.

ESTIMATION DE L'ACIDITE DES PLUIES

Déterminer le pH des solutions collectées dans les 3 éprouvettes au moyen de papier pH.
Conserver ces solutions pour le point suivant.

EFFET DES PLUIES ACIDES

Introduire quelques morceaux de marbre dans un bécher, quelques pointes de spatule de sable blanc dans un second bécher et des morceaux de roche du Jura dans un troisième bécher.

Répartir chacune des 3 pluies acides produites au point précédent dans chacun des 3 béchers (chaque bécher contiendra une "pluie" contenant de l'acide nitrique, de l'acide sulfurique et de l'acide carbonique). Observer l'évolution des matériaux solides.

6.2 STATIONS D'EPURATION

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

4 béchers 100ml, 2 béchers 250ml, 10 petites éprouvettes, 1 baguette de verre, 1 pipette graduée 1ml, 1 mortier avec pilon, pipettes Pasteur, 1 bec Bunsen, 1 rouleau de papier indicateur de pH.

Eau usée, oxyde de calcium (CaO), sulfate d'aluminium et de potassium ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) 0.1M, nitrate de fer ferrique ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) 0.01M, hydrogénophosphate de sodium ($\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) 0.01M, acide nitrique (HNO_3) concentré, acide sulfurique (H_2SO_4) concentré, hydroxylamine ($\text{H}_2\text{NOH} \cdot \text{HCl}$), orthophénanthroline ($\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2 \cdot \text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$) 0.1%, molybdate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), acide ascorbique (vitamine C; $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$), tartrate antimonyle de potassium ($\text{KSbOC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$).

La préparation des témoins de phosphate et de fer est relativement longue et peu gratifiante.

PREPARATION DES TEMOINS DE PHOSPHATE

(1) Préparer 2 solutions diluées de phosphate, en procédant comme suit :

Prélever 0.5ml de la solution 0.01M dans un bécher; ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-4}M (témoin 1).

Prélever 0.5ml de cette nouvelle solution dans un second bécher, ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-6}M (témoin 2).

(2) Introduire 10ml de chacun de ces deux témoins dans deux éprouvettes.

Ajouter 4-5 gouttes d'acide sulfurique concentré; agiter.

Ajouter une pointe de spatule d'acide ascorbique; agiter.

Ajouter une pointe de spatule de molybdate d'ammonium et une pointe de spatule de tartrate antimonyle de potassium; agiter et observer la coloration après 5 minutes.

PREPARATION DES TEMOINS DE FER

(1) Préparer 2 solutions diluées de fer, en procédant comme suit :

Prélever 0.5ml de la solution 0.01M dans un bécher et ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-4}M .

Prélever 0.5ml de cette nouvelle solution dans un second bécher et ajouter 50ml d'eau; agiter cette solution 10^{-6}M .

(2) Introduire 10ml de chacun de ces deux témoins dans deux éprouvettes.

Ajouter quelques gouttes d'acide nitrique concentré; agiter.

Ajouter une pointe de spatule d'hydroxylamine.

Homogénéiser la solution et la chauffer sur bec Bunsen durant 1 minute.

Ajouter quelques gouttes de solution d'orthophénanthroline et observer la coloration résultante.

MESURES AVANT CLARIFICATION

Homogénéiser l'eau usée et prélever rapidement 10ml dans 2 éprouvettes.

Déterminer semi-quantitativement les concentrations de phosphates et de fer dans ces éprouvettes, en procédant de la même manière qu'avec les solutions témoins de phosphates 10^{-4}M et 10^{-6}M et de fer 10^{-4}M et 10^{-6}M (ajouter les réactifs en agitant entre chacun d'eux, mais pas les témoins de phosphate ou de fer).

CLARIFICATION DE L'EAU USEE

Homogénéiser vigoureusement l'eau usée et prélever rapidement 100ml dans 2 béchers.

Broyer quelques morceaux d'oxyde de calcium dans un mortier. En agitant et en vérifiant

avec du papier pH, ajouter l'oxyde de calcium broyé à l'un des deux béchers contenant l'eau usée, jusqu'à l'obtention d'une solution fortement basique.

Ajouter ensuite de la solution de sulfate d'aluminium et de potassium, tout en vérifiant que l'eau usée est toujours basique (rajouter éventuellement de l'oxyde de calcium), jusqu'à la formation d'un précipité blanchâtre, volumineux et gélatineux.

Agiter les deux béchers et laisser ensuite reposer les solutions plusieurs minutes, en observant de temps en temps l'évolution de la sédimentation des matières en suspension.

MESURES APRES CLARIFICATION

Après décantation de l'eau usée, récupérer précautionneusement 10ml du surnageant clarifié dans 2 éprouvettes.

Déterminer semi-quantitativement les concentrations de phosphates et de fer dans ces échantillons, selon les procédures décrites précédemment.

6.3 CARACTERISATION DE PRODUITS MENAGERS

Les indications pratiques (masses et volumes à utiliser) et la description des analyses sont indiquées ci-après. **A partir de ces informations, proposer une expérience permettant l'identification de quelques unes des substances à disposition.** Pour chaque substance choisie parmi les flacons X₁ à X₁₁, le constituant d'intérêt est identifié lorsque les résultats des tests préconisés sont systématiquement positifs. Lorsque les produits inconnus (X₁ à X₁₁) sont identifiés, effectuer à nouveau les manipulations avec les produits ménagers (emballages d'origine) pour valider les identifications.

MATERIEL DE TRAVAIL, REACTIFS

1 mortier avec pilon, petites éprouvettes, béchers 100ml, pipettes Pasteur.

Produits à identifier : sel de cuisine, poudre à lever, plâtre, craie, poudre de lavage intensif, produit pour déboucher les lavabos, maizena, sucre, sucre de fruits, acide borique, sels d'Epsom. Tous ces produits sont présentés dans des flacons sans mention de leur provenance (étiquettes X₁ à X₁₁), ainsi que dans leurs emballages d'origine.

Produits permettant l'identification : pilules laxatives (phénolphtaléine), carburant pour lampes (I-propanol, C₃H₇OH), teinture d'iode (I₂), vinaigre (acide acétique, CH₃COOH), produit pour déboucher les lavabos (hydroxyde de sodium, NaOH), eau du robinet (H₂O).

PREPARATION D'UN REACTIF D'IDENTIFICATION

Broyer 1 pilule laxative (pilules Carter) dans le mortier; introduire cette poudre dans un bécher et ajouter environ 20ml de carburant pour lampes (alcool pour lampes Berger). Cette étape préliminaire est la seule qui soit nécessaire pour préparer les réactifs permettant la caractérisation des produits ménagers.

Les pilules laxatives contiennent de la phénolphtaléine parmi les agents actifs; ce composé, qui sera utilisé comme indicateur acide-base, est solubilisé dans le I-propanol. D'autres constituants de la pilule ne sont pas solubles, mais ils sédimentent rapidement au fond du bécher et ne gêneront pas lors des identifications.

DESCRIPTION DES COMPOSES ET PRINCIPES D'ANALYSE

L'**amidon** (maïzena) est insoluble dans l'eau et forme un complexe bleu intense avec l'iode (teinture d'iode).

Le **carbonate de calcium** (craie) est insoluble dans l'eau, mais réagit avec l'acide acétique (vinaigre) pour former des bulles (formation d'acide carbonique se dissociant en eau et en dioxyde de carbone gazeux).

Le **sulfate de calcium** (plâtre de Paris) est insoluble dans l'eau, mais ne provoque pas la formation de bulles en présence d'acide acétique.

Le **bicarbonate de sodium** (poudre à lever) réagit avec l'acide acétique pour former des bulles; ce composé est entièrement soluble dans l'eau, sous forme pure, mais d'autres composés partiellement solubles également présents dans la poudre à lever troublent légèrement l'eau (voir à ce sujet l'expérience optionnelle 7.11, pour l'identification des autres composés présents dans la poudre à lever).

Le **carbonate de sodium** (poudre de lavage intensif) réagit également avec l'acide acétique pour former des bulles et il est soluble dans l'eau; il est fortement basique (coloration rose en présence de phénolphthaléine).

L'**hydroxyde de sodium** (produit pour déboucher les lavabos) est fortement basique (coloration rose avec la phénolphthaléine), mais ne produit pas de bulles en présence d'acide acétique.

Le **sulfate de magnésium** (sels d'Epsom) est soluble dans l'eau, mais il précipite sous forme d'hydroxyde de magnésium en présence d'hydroxyde de sodium.

L'**acide borique** (utilisé pour les préparations d'eau boriquée) est soluble dans l'eau, mais il est également le seul à être soluble dans le i-propanol (carburant pour lampes).

Le **saccharose** (sucre) et le fructose (sucre de fruits) sont insolubles dans le i-propanol, mais solubles dans l'eau, particulièrement à chaud. L'expérience permettant de distinguer entre le saccharose et le fructose est décrite au chapitre 7 (expérience optionnelle 7.11).

Le **chlorure de sodium** (sel de cuisine) est soluble dans l'eau, ne possède pas de caractère basique, ne précipite pas en milieu basique, est insoluble dans le i-propanol et est moins soluble dans l'eau chaude que le saccharose et le fructose.

INDICATIONS PRATIQUES

Produits liquides à identifier : introduire 1-2ml de ceux-ci dans une éprouvette, puis ajouter les réactifs.

Produits solides à identifier : introduire 1/2 pointe de spatule de ceux-ci dans une éprouvette (broyer préalablement les produits solides qui se présentent en gros morceaux) puis ajouter les réactifs.

Carburant pour lampes (réactif) : ajouter 10ml de celui-ci dans l'éprouvette à tester.

Eau (réactif) : ajouter 5-10ml de celle-ci dans l'éprouvette à tester.

Vinaigre, solution pour déboucher les lavabos (réactifs) : ajouter 1-2ml de ces réactifs dans l'éprouvette à tester.

Teinture d'iode, pilule laxative dans le carburant pour lampes (réactifs) : ajouter quelques gouttes de ces réactifs dans l'éprouvette à tester.