

Les eaux naturelles

Les eaux naturelles

Notions et contenus	Activités envisageables	Connaissances et savoir-faire exigibles
Les eaux de source. Composition chimique d'une eau minérale ; diversité. Dureté d'une eau et conséquences.	- Tests gustatifs comparés sur des eaux de consommation. Approche du T°H par action comparative d'une solution savonneuse (dans l'alcool). - Mesure du pH. Dosage des ions chlorure ou des ions hydrogénocarbonate.	- Connaître les ions responsables de la dureté de l'eau (ions calcium et magnésium). - Connaître quelques conséquences de la dureté de l'eau. - Dégager les notions d'acidité et de basicité de la mesure du pH. Utiliser des résultats expérimentaux pour comparer différentes eaux.
<i>Limites : l'écriture des réactions chimiques mises en jeu dans les dosages n'est pas une compétence exigible. La notion de mole n'est pas nécessaire.</i>		

Préparation d'une solution hydrotimétrique au laboratoire

Découper 25 g de savon de Marseille sec en fines lamelles. Le placer dans un ballon de 1 litre avec 400 mL d'alcool de Gay-Lussac dont le bouchon est traversé par un tube de verre de 1 m de long. (Ce tube sert à condenser les vapeurs d'alcool).

Chauffer le ballon au bain-marie jusqu'à ce que le savon soit dissous et ajouter 250 mL d'eau distillée. On obtient une liqueur titrée de savon.

En vieillissant, la liqueur tend à laisser déposer le savon. Agiter fortement le savon avant emploi. S'il reste des grumeaux, réchauffer la liqueur au bain-marie.

Protocole sur la dureté des eaux

Les eaux naturelles peuvent être plus ou moins riches en ions calcium et magnésium, ce qui caractérise leur dureté. On compare qualitativement la dureté de différentes eaux.

Principe de la méthode :

En présence de savon, plus une eau mousse, plus elle est douce ; moins elle mousse, plus elle est dure.

A partir d'une solution alcoolique de savon de Marseille préparée au laboratoire, appelée solution hydrotimétrique, on peut faire mousser plusieurs eaux de provenances différentes, en prenant comme témoin de l'eau distillée.

Mode opératoire :

* Verser dans différents tubes à essais numérotés, à l'aide d'une burette graduée, 2mL de chacune des eaux à étudier.

* Ajouter 3 gouttes de solution hydrotimétrique dans chaque tube. Agiter énergiquement 5 fois chaque tube et laisser reposer jusqu'à ce que la mousse retombe. Tube après tube continuer l'addition de solution hydrotimétrique (au maximum 3 gouttes à chaque fois) jusqu'à obtention d'une mousse persistante sur 1 cm de hauteur après agitation.

* Compter le nombre total de gouttes ajoutées et récapituler les résultats dans le tableau suivant :

nature de l'eau	eau du robinet	Source Blanche	Contrex	Badoit	Vichy Célestin	Amanda
nombre de gouttes						

Exploitation des résultats :

Utiliser les résultats de ce tableau pour classer ces eaux par ordre de dureté croissant.

Protocole sur le dosage des ions chlorure

Principe du dosage par précipitation :

Les dosages par précipitation mettent en présence deux solutions, qui, en se combinant, donnent un sel insoluble qui précipite.

Quelques gouttes de solution de nitrate d'argent ajoutées à 1 mL de solution de chlorure de sodium dans un tube à essais donnent un précipité blanc de chlorure d'argent. (Expérience du professeur)

On dose l'eau minérale avec une solution de nitrate d'argent en présence d'une solution d'ions chromate CrO_4^{2-} comme indicateurs de fin de réaction.

Le nitrate d'argent se combine tout d'abord au chlorure de potassium. Quand il ne reste plus de chlorure de potassium, la première goutte de nitrate d'argent en excès se combine alors avec le chromate de potassium pour donner un chromate d'argent qui formera un louche rouge persistant.

Le principe de ce dosage se vérifie en ajoutant à 1 mL de solution de chlorure de sodium additionnée de 3 gouttes de chromate de sodium, un peu de solution de nitrate d'argent pour obtenir les changements voulus. (Expérience du professeur)

Mode opératoire :

* Verser dans un bécher à l'aide d'une pipette jaugée, 5 mL d'eau à tester.

* Ajouter 4 à 5 gouttes de solution de chromate de potassium et homogénéiser le milieu réactionnel.

* Ajouter goutte à goutte la solution de nitrate d'argent jusqu'à la formation d'un louche rouge persistant

* Compter le nombre total de gouttes ajoutées et récapituler les résultats dans le tableau suivant :

nature de l'eau	eau du robinet	Source Blanche	Contrex	Badoit	Vichy Célestin	Amanda
t_{Cl^-} en $mg.L^{-1}$		14	8,6	40	235	66
nombre de gouttes						

Exploitation des résultats :

Utiliser les résultats de ce tableau pour construire le graphe de la concentration massique (ou titre) en ion chlorure en fonction du nombre de gouttes de solution de nitrate d'argent ajouté. En déduire le titre en ions Cl^- de l'eau du robinet.

Des eaux naturelles à l'eau potable

Notions et contenus	Activités envisageables	Connaissances et savoir-faire exigibles
<ul style="list-style-type: none"> - Le cycle de l'eau dans la nature ; enjeux planétaires. - Critères physico-chimiques de potabilité. - Opérations de traitement d'une eau naturelle : purification. 	<ul style="list-style-type: none"> - Visite d'une station captation / purification. - Réalisation d'une ou plusieurs opérations de purification : décantation, filtration, floculation, action du carbone actif, distillation d'une eau salée, traitement par résine échangeuse d'ions. 	<ul style="list-style-type: none"> - Reconnaître les différents changements d'état intervenant dans le cycle de l'eau. - Utiliser les termes décantation, filtration, distillation. - Identifier des techniques de séparation utilisées dans le cas d'exemples proposés. - Repérer, dans un document différents agents responsables de la pollution de l'eau.

Réalisation d'une station de traitement des eaux de surface

Quelques définitions :

Le **dégrillage** et le **tamisage** permettent de retenir les corps flottants et les gros déchets.

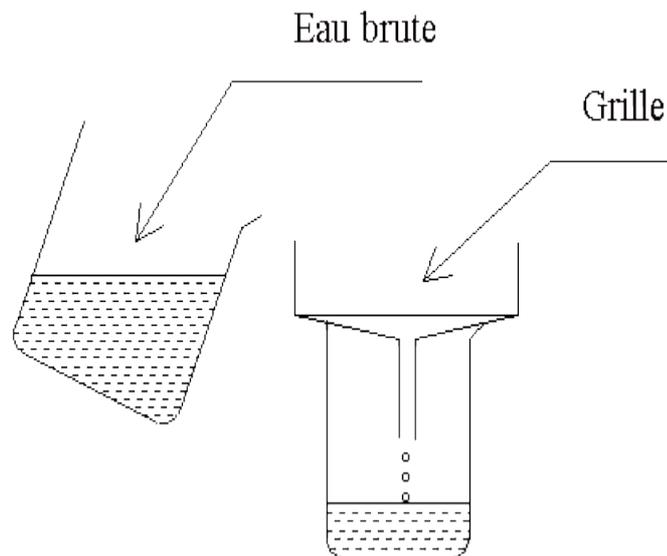
La **filtration sur sable** retient les dernières particules ; la **filtration sur charbon actif** certains corps dissous et élimine les mauvaises odeurs.

La **floculation** provoque la coagulation des particules en gros flocons qui se déposent par **décantation**.

1. *Proposer un ordre des opérations à effectuer pour le traitement d'une eau de surface.*

Protocoles expérimentaux :

A chaque opération, garder un échantillon de l'eau traitée dans un tube à essais, afin de pouvoir les comparer. (limpidité, pureté...)

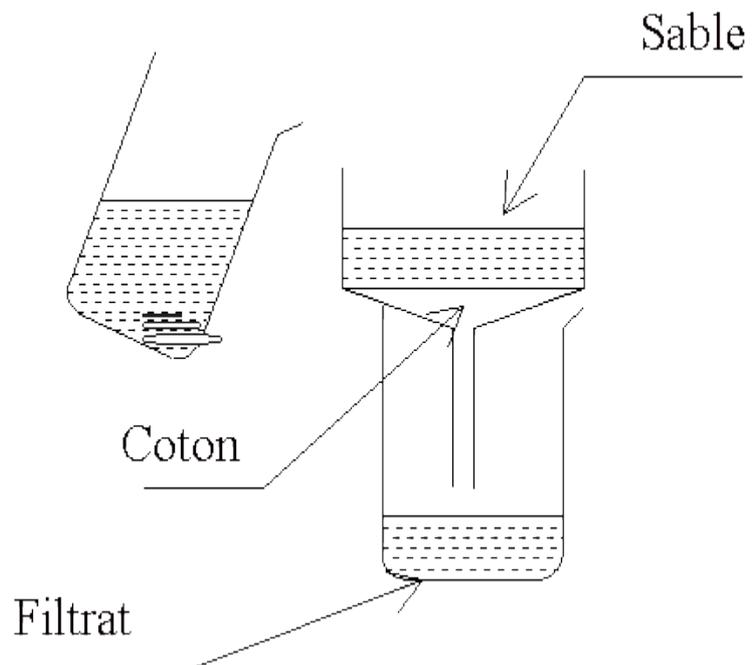


* Verser de l'eau brute dans un entonnoir recouvert d'une grille.
Observation 1.

* Verser dans le bécher 3 mL d'eau de chaux pour neutraliser l'eau et ajouter 6 mL de solution de sulfate d'aluminium. *Observation 2.*

* *Réaliser la filtration sur sable.*
Observation 3.

* Ajouter une spatule de charbon actif au filtrat, agiter puis filtrer de nouveau sur papier filtre. *Observation 4.*



Analyse de l'eau obtenue après traitement

Test de pureté :

* Verser dans un tube à essais 2 mL de cette eau. Ajouter quelques gouttes de nitrate d'argent.

Observation 5.

Minéralisation totale :

* Prendre 2 mL d'eau dans un tube à essais et porter à ébullition douce jusqu'à évaporation totale.

L'expérience est répétée avec les eaux minérales étudiées de telle sorte à comparer les résidus et à classer l'eau traitée.

2) Proposer un classement des eaux en fonction de l'importance du résidu.

Sur les étiquettes d'eaux minérales on peut lire la minéralisation totale (ou résidu sec). C'est la masse de solide restante après évaporation d'un litre d'eau.

3) Se reporter à l'activité 1 pour établir le classement des eaux étudiées en vue de les comparer.

Les oligoéléments

Notions et contenus	Activités envisageables	Connaissances et savoir-faire exigibles
<p>- Les oligoéléments : présentation, ordre de grandeur des teneurs en minéraux, sources, rôle, apports nécessaires ; différence entre "oligoélément" et "macroélément".</p> <p><i>Limites</i></p> <p><i>L'étude des macroéléments (Na, K, Ca, Mg et P) n'est pas envisagée.</i></p>	<p>- Mise en évidence par un test chimique sur un extrait naturel des oligoéléments présents dans un aliment (ou sur un complément alimentaire commercial).</p> <p>- Dosage du fer dans le vin, dans les épinards (au choix).</p> <p>- Activité documentaire pour les autres éléments : sources, besoins, quantités, rôle.</p>	<p>- Dégager, dans un document, les sources, le rôle et les apports nécessaires en oligoéléments.</p>

Le *Grand Larousse Universel* (éd. 1989, p. 7565) en donne la définition suivante:

Élément métallique ou non métallique qui ne présente qu'un pourcentage infime des constituants des êtres vivants, et dont la présence à l'état de traces est cependant nécessaire à la croissance ou à la vie des animaux et des végétaux.

Thérapeutique : certains oligoéléments ont un rôle important dans le métabolisme cellulaire et leur carence alimentaire peut être responsable de troubles sévères.

Préparation des solutions étalons pour le dosage de l'élément fer par colorimétrie

Celles-ci sont préparées au laboratoire

Dosage de l'élément fer dans un vin par colorimétrie :

Traitement de l'échantillon de vin :

Décoloration :

- Verser dans un bécher de 100 mL environ 30 mL du vin à décolorer.
- Ajouter une spatule de noir de carbone et bien agiter pendant quelques minutes.
- Filtrer, sur deux épaisseurs de papier filtre, au dessus d'un récipient préalablement rincé. Si le filtrat n'est pas incolore, recommencer la filtration.

Oxydation des ions fer (II) :

L'élément fer se trouve dans le vin sous forme d'ions Fe^{2+} et Fe^{3+} et on veut connaître sa concentration totale. On réalise donc, après avoir décoloré le vin, l'oxydation des ions fer (II) en ions fer (III) par action de l'eau oxygénée en milieu acide.

- Prélever 10 mL du vin préalablement décoloré et les verser dans un tube à essais.
- Ajouter 1,0 mL de solution d'acide chlorhydrique à 6 mol.L^{-1} .
- Ajouter 5 gouttes d'eau oxygénée à 20 volumes.

Complexation des ions fer (III) :

Les ions Fe^{3+} sont ensuite révélés par une solution de thiocyanate de potassium $\text{K}^+ + \text{SCN}^-$. Il se forme un ion complexe.

- Dans le tube précédent, ajouter 1 mL de solution de thiocyanate de potassium.

Réserver le tube pour le dosage ultérieur.

Dosage par colorimétrie :

Deux solutions, contenant la même substance colorante et observées dans les mêmes conditions, ont la même coloration si elles ont la même concentration en substance colorante.

Un dosage colorimétrique ou par comparaison à l'oeil nu nécessite une échelle de teintes avec des tubes étalons. La concentration en élément fer de l'échantillon est proche de celle du tube étalon le plus semblable.

- Numéroté 8 tubes à essais et verser dans chaque tube environ 1/3 d'une solution étalon
- Comparer la coloration de la solution de vin à doser.

Donner un encadrement de la concentration massique en élément fer mesurée par cette méthode.

Dosage de l'élément fer dans un vin par spectrophotométrie (vérification)

A l'aide du spectrophotomètre :

Un spectrophotomètre mesure la quantité de lumière absorbée par une substance colorée. Cette grandeur A est appelée absorbance. Pour une longueur d'onde donnée ($\lambda = 480 \text{ nm}$), A est proportionnelle à la concentration de la substance.

Remplir aux $\frac{3}{4}$ la cuve avec l'échantillon de vin traité solution de vin et mesurer leur absorbance. (noter sa valeur).

Questions :

Absorbance des solutions étalons :

Titre de la solution en ions fer (III) en mg.L^{-1}	2	4	6	8	10	12	14	16
Absorbance	0,12	0,15	0,19	0,26	0,31	0,37	0,42	0,47

Construire le graphe représentatif $A = f(t)$ de l'absorbance en fonction du titre.

Déterminer graphiquement la concentration massique en élément fer de ce vin.

Si la teneur du vin en élément fer est trop élevée, les cations fer peuvent réagir avec les ions phosphate éventuellement présents ou avec les tanins pour former un trouble : la " casse ferrique ". On considère qu'au dessus de 15 mg.L^{-1} de la teneur en fer, la casse ferrique devient probable.

Que penser du vin étudié ?

Les glucides

Notions et contenus	Activités envisageables	Connaissances et savoir-faire exigibles
<p>Hydrolyse, réaction de polycondensation de l'amidon, macromolécules, tests de l'amidon et du glucose. Les principales étapes de la panification.</p> <p><i>On se limitera à la présentation de l'amidon, du glucose, du saccharose et du fructose.</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> - Quelques réactions autour de l'amidon et du glucose. - Mise en évidence de l'amidon et du glucose dans un aliment ; tests. - hydrolyse acide (voie chimique ou enzymatique) de l'amidon (ou du saccharose) ; mise en évidence des produits. - Polycondensation de l'amidon. 	<ul style="list-style-type: none"> - Connaître l'existence des sucres : glucose, fructose, saccharose. - Identifier l'amidon et le glucose à partir de résultats d'expériences. - Reconnaître une réaction d'hydrolyse ou de polycondensation à partir d'un exemple concret.

- Application à la compréhension
de la fabrication du pain.

Mise en évidence de l'amidon dans certains glucides

Test de l'amidon :

- Déposer un peu de poudre d'amidon dans une coupelle et ajouter quelques gouttes d'eau iodée à l'aide d'une pipette à doigt.
- Recommencer la même expérience avec le glucose

Schématiser l'expérience et décrire le test caractéristique de l'amidon.

Test du glucose :

- Dissoudre une petite spatule du glucose en poudre dans un tube à essais contenant un quart d'eau distillée et ajouter quelques gouttes de liqueur de Fehling (chauffer en évitant les projections).
- Recommencer la même expérience avec de l'empois d'amidon.

Schématiser l'expérience et décrire le test caractéristique du glucose.

Recherche de ces glucides dans un aliment :

On dispose de pain, de farine et d'un jus de sirop de menthe .

- Placer de la mie de pain ou un peu de poudre ou de jus dans un tube à essais et ajouter de l'eau distillée (1/3 de tube).
- Partager la phase liquide en deux et réaliser les tests pour mettre en évidence la présence des deux glucides précédents.

Rassembler les résultats dans le tableau suivant et conclure sur la présence des glucides.

Aliment	Test de l'amidon	Test du glucose
Pain		
Farine		
Sirop de menthe		

Hydrolyse de l'amidon

Protocole expérimental :

- Préparer 5 tubes à essais numérotés contenant environ 5 mL d'empois d'amidon et 5 gouttes d'acide chlorhydrique concentré.

Tubes à essais	Tube 1	Tube 2	Tube 3	Tube 4	Tube 5
----------------	--------	--------	--------	--------	--------

T °C	20	100	100	100	100
Temps de réaction (min)	0	5	10	15	20
Réaction à l'eau iodée					
Réaction à la liqueur de Fehling					
Glucide (s) mis en évidence					

- Porter à ébullition environ 100 mL d'eau du robinet dans un bécher de 250 mL.
- Plonger les tubes à essais dans le bécher et aux dates indiquées refroidir un tube.
- Partager son contenu pour procéder aux deux tests des glucides. Ajouter 5 gouttes de soude avant le test à la liqueur de Fehling.

Compléter le tableau et préciser le rôle du tube 1.

Quel est le temps nécessaire pour que l'amidon soit totalement hydrolysé en présence d'acide chlorhydrique à 100 °C ?

Que s'est-il passé au cours de cette réaction d'hydrolyse ?

Les agents antioxygènes

Notions et contenus	Activités envisageables	Connaissances et savoir-faire exigibles
Effets du dioxygène de l'air et de la lumière sur certains aliments. Rôle de la lumière dans l'oxydation des produits naturels : les radicaux libres.	- Tests gustatifs comparés sur des eaux de consommation. - Approche du T°H par action comparative d'une solution savonneuse (dans l'alcool).	- Recherche documentaire (lecture des notices de composition alimentaire) ou expérimentale qualitative sur l'oxydation des aliments.
<i>Limites</i>	- Mesure du pH.	Exemples : étude sur le rancissement des graisses, étude sur l'oxydation d'un vin.
<i>l'écriture des réactions radicalaires et des réactions d'oxydation n'est pas au programme.</i>	Dosage des ions chlorure ou des ions hydrogénocarbonate.	- Recherche d'antioxygènes dans les aliments par lecture des notices de composition alimentaire.
<i>L'écriture des réactions chimiques mises en jeu dans les dosages n'est pas une compétence exigible.</i>		- Dosage d'un antioxygène.

Antioxydants (extrait d'une recherche)

Que sont les antioxydants ?

Les antioxydants sont des molécules qui aident à protéger les aliments contre les réactions d'oxydation qui accélèrent le vieillissement. Il peut s'agir d'altérations dues à l'oxygène de l'air, à la lumière, aux traces de métaux ou à certaines enzymes.

Où trouve-t-on les antioxydants ?

Principalement dans les fruits et légumes, mais on en trouve également dans le thé et le vin. Ils se classent en 3 catégories : les vitamines (E, C et β -carotène), les oligo-éléments (Sélénium, *Cuivre*, *Manganèse* et Zinc), et de nombreux autres micro-nutriments d'origine végétale comme, par exemple, les polyphénols.

Liste des additifs par ordre croissant des n° CE (E 300)

Acide L-ascorbique, Vitamine C (E 300)

L-ascorbate de sodium, Vitamine C (E 301)

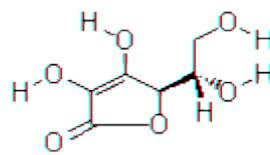
L-ascorbate de calcium, Vitamine C ...

Etude d'un antioxydant : l'acide ascorbique

Mode d'action d'un antioxydant :

De très nombreux oxydants peuvent oxyder l'acide ascorbique : c'est en particulier le cas du dioxygène. C'est la raison pour laquelle l'acide ascorbique est appelé antioxygène : réagissant avec le dioxygène de l'air, il empêche celui-ci d'oxyder les aliments et protège ainsi les corps gras contre le rancissement, limite l'oxydation des ions nitrites en ions nitrates. ...

l'acide ascorbique :

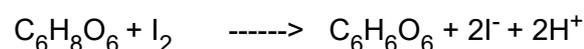


Donner la formule brute de l'acide ascorbique.

Principe du dosage :

On va retrouver par dosage la masse d'acide ascorbique contenu dans un sachet de vitamine C 1000.

L'acide ascorbique (noté AA) réagit avec l'eau iodée selon la réaction suivante :



dans laquelle l'amidon nous sert d'indicateur de fin de réaction.

Pourquoi a-t-on choisi l'amidon ?

- Réaliser ce dosage et noter le volume V_1 d'eau iodée versé à l'équivalence.

La concentration de l'eau iodée est $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Calculer la quantité d'eau iodée qui a réagi.

Une mole de I_2 réagit avec 1mole de $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (soit 176 g).

En déduire la quantité d'acide ascorbique dosé.

La masse molaire moléculaire est de $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour l'AA. Quelle est la masse d'AA contenue dans cet échantillon de dosage ?

Sachant que 10 mL d'AA ont été dosés, quelle est la masse d'AA dans le litre de solution ?

Pourquoi le sachet porte-t-il l'indication vitamine C1000 ?

Dosage de l'acide ascorbique contenu dans un jus de fruit :

Recommencer le même dosage avec un jus de fruit et noter le volume V_2 d'eau iodée versé à l'équivalence.

En admettant que la masse d'AA contenue dans l'échantillon est proportionnelle au volume d'eau iodée versé, quelle est la masse d'AA dans les 10 mL de jus de fruits ?

Le résultat est-il en accord avec les données figurant sur l'étiquette du fabricant de cette boisson ?

L'emploi d'AA est limité à 300 mg / kg d'aliment. Ce jus de fruits est-il conforme à la législation en vigueur ?