

PLAN DU CHAP 7 – LES EAUX DE BOISSON

Partie 1

- 1. LES DIFFERENTS TYPES D'EAUX**
- 2. TESTS GUSTATIFS SUR DES EAUX**
- 3. MESURE DU pH D'UNE EAU**
- 4. DURETE DE L'EAU**
- 5. PRINCIPE DE DOSAGE D'IONS DANS UNE EAU**

5.1 Exemple du dosage en ion chlorure de l'eau de Vichy St-Yorre

5.1.1 MATERIEL

5.1.2 PRINCIPE DU DOSAGE

5.1.3 REALISATION DU DOSAGE

5.1.4 EXPLOITATION DES RESULTATS

5.2 Rappel sur la caractérisation d'autres ions

Résumé du cours:

- 6. LE COIN DES CRUCIVERBISTES**
- 7. DM 3 sujet (BAC L - ASIE – Juin 2002)**
- 8. DM3 corrigé (BAC L - ASIE – Juin 2002)**

Partie 2

DES EAUX NATURELLES A L'EAU POTABLE

- 1. LA TERRE, « PLANETE EAU »**
- 2. LES CHEMINS DE L'EAU**
DM3 Le cycle de l'eau
- 3. LA QUALITE DE L'EAU**
- 4. LES OPERATIONS DE TRAITEMENT DE L'EAU**

4.1 RENDRE L'EAU POTABLE

4.1.1 Dégrillage et tamisage

4.1.2 Flocculation et décantation

4.1.3 Filtration sur sable ou nano filtration

4.1.4 Ozonation

4.1.5 Filtration avec charbon actif

4.2 DESSALER L'EAU DE MER

4.3 ADOUCIR UNE EAU DURE

Partie3

ANNEXES AU CHAP 7

- 1. Ressources multimédia sur Internet**
- 2. Sujets de bac**

2.1 Sujet complémentaire – 2002 (DM 5 rendu le 16 décembre 2005)

2.2 Amérique du Sud – Novembre 2002 (corrigé le 13 janvier 2006)

2.3 Polynésie – Juin 2002 (DS 2 du 18 janvier 2006)

1. LES DIFFERENTS TYPES D'EAUX

Existe-t-il plusieurs types d'eaux de consommation ?

Il existe deux types d'eaux de consommation : l'eau minérale et l'eau de source.

Activité documentaire (à faire à la maison) :

« Quelques informations sur les eaux de consommation »

L'eau minérale naturelle possède des propriétés favorables à la santé et officiellement reconnues, mais certaines eaux contiennent des éléments qui pris en grande quantité ou quotidiennement peuvent être néfastes. L'ensemble des critères de qualité (débit, température, composition minérale, aspect et goût) doit être constant. Elle subit de nombreux contrôles quotidiens et ne peut provenir que d'une seule source (il en existe 1200 en France). Lorsque l'eau a été reconnue d'intérêt public, elle se voit attribuer un périmètre de protection dans lequel les travaux souterrains sont quasiment interdits. Les valeurs thérapeutiques de certaines eaux minérales sont utilisées lors de cures thermales.

L'eau de source provient de sources différentes, même de régions éloignées. Elle doit être conforme aux normes de l'eau potable mais l'ensemble de ses critères de qualité n'est pas obligatoirement constant. L'exploitation d'une source nécessite une autorisation préfectorale et un avis du conseil départemental d'hygiène.

Toutes les eaux de consommation n'ont pas la même composition chimique, France qu'elles ne contiennent pas toutes les mêmes substances minérales. Pour que l'eau s'imprègne de minéraux et se charge parfois en gaz carbonique (dioxyde de carbone), elle doit séjourner de nombreuses années dans le sous-sol. Dans les couches profondes, il existe des eaux qui datent de plus de 10000 ans. Chaque eau acquiert sa composition minérale spécifique selon la constitution des couches rocheuses traversées. Les substances minérales sont très importantes pour l'organisme humain, malheureusement il ne peut les produire lui-même et doit donc les rechercher dans la nourriture.

Les compositions moyennes des eaux minérales françaises sont données en milligramme par litre (mg/L) :

Eau minérale Ions	Arvie	Carola bleue	Contrex	Courmayeur	Evian	Vichy St-Yorre	Vittel	Volvic
Sodium : Na ⁺	650	114	9,1	1	5	1708	3,8	9,4
Potassium : K ⁺	130	7	3,2	2	1	132		5,7
Calcium: Ca ²⁺	170	83	486	517	78	90	202	9,9
Magnésium : Mg ²⁺	92	24	84	67	24	11	36	6,1
Chlorure : Cl ⁻	387	57	8,6	<1	4,5	322		8,4
Nitrate NO ₃ ⁻	0	1	2,7	<2	3,8		4,6	6,3
Hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻	2195	414	403	168	357	4368	402	65,3
Sulfate SO ₄ ²⁻	31	136	1187	1371	10	174	306	6,9
pH	6,3			7,4	7,2	6,6		7

Remarque : Les ions hydrogénocarbonate sont parfois appelés ions bicarbonate.

Questions :

1. Quelle est la principale différence entre une eau minérale et une eau de source ?

La composition d'une eau de source n'est pas nécessairement constante.

2. Pourquoi ce terme de « minéral » ?

Une telle eau doit avoir une composition stable

3. Comment expliquer la différence de minéralisation entre deux eaux ?

Ceci dépend de l'hydrogéologie des sources doit elles proviennent.

4. Parmi les différentes eaux présentées, quelle est l'eau la plus minéralisée ? La moins minéralisée ?

La Vichy St-Yorre est la plus minéralisée. La Volvic la moins.

2. TESTS GUSTATIFS SUR DES EAUX

Un écrivain français célèbre, dont nous découvrirons le nom par la suite, a écrit :

« L'eau ! Eau, tu n'as ni goût, ni couleur, ni arôme, on ne peut te définir, on te goûte sans te connaître. Tu n'es pas nécessaire à la vie : tu es la vie ».

L'eau minérale a-t-elle un goût ? Nous allons le vérifier par des tests.

Expérience :

Goûter chaque eau, lire l'étiquette ou se référer au tableau ci-dessus et compléter le tableau suivant :

	Eau distillée Carrefour	Alpine	Volvic	Evian	Perrier
Goût					
Ion(s) majoritaire(s)	aucun				

Qui est à l'origine du goût d'une eau minérale ?

Les eaux minérales ont toutes un goût plus ou moins marqué que l'on apprécie ou que l'on n'apprécie pas. Ce goût provient de leur composition minérale spécifique.

Il est très difficile de reconnaître un ion à son goût si ce n'est l'ion sodium qui donne à l'eau un goût salé.

3. MESURE DU pH D'UNE EAU

Les étiquettes que l'on trouve sur les bouteilles d'eau indiquent souvent leur pH.

Quelle propriété de l'eau met-on en évidence ?

Le pH permet de déterminer l'acidité ou la basicité de l'eau.

Donner la définition d'un acide et d'une base ?

Un acide AH est capable de perdre un proton H^+



Une base A^- est capable de capter un proton H^+

Montrer que l'eau H_2O est un cas particulier car elle peut aussi bien jouer le rôle d'un acide ou d'une base ?

Cas de H_2O acide, perdant un H^+ : $H_2O = HO^- + H^+$ on parle du couple Acide/Base H_2O/HO^-

Cas de H_2O base, gagnant un H^+ : $H_2O + H^+ = H_3O^+$ on parle du couple Acide/Base H_3O^+/H_2O

Qu'est ce qu'un milieu acide et basique ?

S'il y a plus d'ion oxonium H_3O^+ que d'eau pure H_2O , le milieu est considéré comme acide.

S'il y a plus d'ions hydroxydes HO^- que d'eau pure H_2O , le milieu est considéré comme basique.

Pour quelles valeurs de pH une eau est-elle acide, basique ou neutre ?

- Si $pH < 7$ alors l'eau est acide
- Si $pH = 7$ alors l'eau est neutre
- Si $pH > 7$ alors l'eau est basique

Quel est le lien entre pH et concentration en ion oxonium ?

- $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ (ou $pH = -\log[H_3O^+]$)

Comment peut-on déterminer ou mesurer le pH d'une eau ?

Le pH se détermine à l'aide de papier pH (comparaison de la couleur prise par le papier trempé dans l'eau et d'une échelle de teinte) ou se mesure à l'aide d'un pH-mètre (lecture directe sur l'appareil).

Expériences :

Déterminer le pH de l'eau d'Evian à l'aide d'un papier pH et d'un pH-mètre. Comparer les résultats avec l'indication de l'étiquette.

Mesures :

Méthode	Indication de l'étiquette	Papier pH	pH-mètre
Mesure			

Que constate-t-on ?

L'eau d'Evian, comme toutes les eaux minérales a un pH très proche de la neutralité.

La détermination d'un pH à l'aide d'un pH-mètre est plus précise.

4. DURETE DE L'EAU

Autrefois en France, une publicité nous montrait des machines à laver en panne à cause d'un dépôt de calcaire.

A quoi est dû ce dépôt ?

Ce dépôt est dû aux ions calcium Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} que contient l'eau. Plus la proportion de ces ions dans l'eau sera grande, plus elle sera dite calcaire ou dure.

Expérience :

Réaliser de la liqueur de savon avec environ 3% de copeaux de savon de Marseille dans l'éthanol. Filtrer si nécessaire, la liqueur doit être parfaitement limpide.

Dans deux tubes à essais, verser environ 1 mL de liqueur de savon. Ajouter dans le premier tube environ 5 mL d'eau de Volvic et dans le deuxième tube environ 5 mL d'eau d'une eau riche en cations Ca^{2+} et/ou Mg^{2+} .

Boucher les tubes et les agiter de la même manière. Laisser reposer.

Rechercher dans le tableau ci-dessus les teneurs en ions calcium et magnésium de l'eau de Volvic. Déterminer celle de l'autre solution par pesée précise :

Eaux minérales	Concentrations en mg/L	
	Ca^{2+}	Mg^{2+}
Volvic	9,9	6,1
eau riche en cations Ca^{2+} et/ou Mg^{2+}	517	67

Observer les deux tubes à essais.

La quantité de mousse formée avec l'eau riche en cations Ca^{2+} et/ou Mg^{2+} est inférieure à celle formée avec l'eau de Volvic.

Conclusion :

L'eau riche en cations Ca^{2+} et/ou Mg^{2+} est plus dure que l'eau de Volvic. Une eau dure mousse difficilement en présence de savon.

Le degré hydrotimétrique ou dureté de l'eau est un indicateur de sa minéralisation. Il est proportionnel à la concentration en calcium et magnésium.

Le degré hydrotimétrique s'exprime en degré français (°F). Un degré français équivaut à 4 mg de calcium par litre et à 2,4 mg de magnésium par litre.

Interprétation de la valeur du degré hydrotimétrique de l'eau :

Valeur comprise entre 0 et 10°F : eau très douce
Valeur comprise entre 10 et 20°F : eau douce
Valeur comprise entre 20 et 30°F : eau moyennement dure
Valeur comprise entre 30 et 40°F : eau dure
Valeur supérieure à 40°F : eau très dure
Le degré hydrotimétrique idéal est compris entre 15°F et 25°F.

L'eau dure n'a pas d'effets nocifs sur la santé. La dureté de l'eau se constate principalement par la formation de dépôts insolubles avec les savons (« l'eau ne mousse pas ») et par l'entartrage des circuits d'eau chaude. L'eau dure est désagréable pour la peau et modifie le goût des aliments.

Une eau trop douce peut présenter des inconvénients pour la santé du fait de la dissolution des métaux des canalisations tels que le fer ou le plomb et qui seront alors ingérés par notre organisme. Ces eaux présentent également un risque de corrosion pour les canalisations.

5. PRINCIPE DE DOSAGE D'IONS DANS UNE EAU

Le but de la manipulation est de déterminer ici la teneur ou plus précisément **la concentration massique** en ions d'une eau minérale.

On effectuera, pour cela deux dosages :

- ◆ Le premier avec une solution de concentration massique connue
- ◆ Le deuxième avec une solution correspondant à de l'eau à étudié.

En comparant ces deux dosages, par proportionnalité, il sera alors possible de trouver la concentration en ions de l'eau minérale.

5.1 Exemple du dosage en ion chlorure de l'eau de Vichy St-Yorre

Remarque : Comme l'eau à étudier était gazeuse, le préparateur effectuera un dégazage par chauffage, par exemple (sans faire bouillir l'eau minérale !).

5.1.1 MATERIEL

- ◆ Eau à étudier.
- ◆ Solution titrée de chlorure de sodium de concentration $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ soit 355 mg.L^{-1} de Cl^- .
- ◆ Solution de nitrate d'argent de concentration $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.
- ◆ Solution de chromate de potassium K_2CrO_4 à 50 g.L^{-1} .
- ◆ Burette.
- ◆ Pipettes.
- ◆ Agitateur magnétique.

5.1.2 PRINCIPE DU DOSAGE

C'est un dosage direct par précipitation.

*Les ions chlorure sont dosés par une solution **titrée** de nitrate d'argent. La réaction*

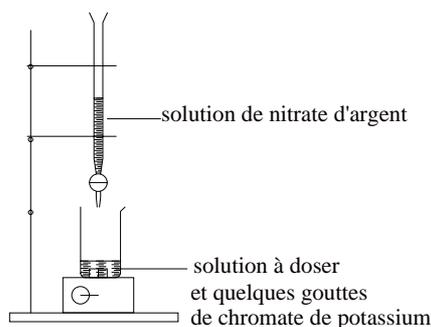
*$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ peut être utilisée pour un dosage car elle est **unique, rapide et totale**.*

Quand on a versé une quantité d'ions argent telle que tous les ions chlorure, présents initialement dans l'échantillon ont réagi, tous ces ions chlorure sont alors transformés en AgCl .

On ne peut pas cependant repérer directement l'équivalence c'est-à-dire quand le précipité de chlorure d'argent cesse de se former.

*Il est nécessaire d'ajouter un composé permettant de repérer l'équivalence : on utilise pour cela le **chromate de potassium**. Dès qu'il n'y a plus d'ions chlorure libre dans l'échantillon, les ions argent réagissent avec l'ion chromate CrO_4^{2-} pour donner un précipité coloré. Juste à l'apparition de cette couleur, on peut alors considérer qu'on se trouve à l'équivalence.*

5.1.3 REALISATION DU DOSAGE



Premier dosage avec une solution de concentration massique connue

- ⇒ Remplir la burette de la solution de nitrate d'argent
- ⇒ Dans un bécher de 100mL, introduire 20,0mL de la solution titrée de chlorure de sodium et 1,0mL de solution de chromate de potassium.
- ⇒ Ajouter progressivement la solution de nitrate d'argent dans la solution de chlorure de sodium jusqu'au changement de couleur (persistant) : le premier dosage sera alors terminé. Repérer le volume V_1 de nitrate d'argent nécessaire $V_1 = 10$ mL. (on repère le niveau par le bas du ménisque).

Second dosage avec une solution de concentration massique à déterminer

- ⇒ Remplir à nouveau la burette de solution de nitrate d'argent.
- ⇒ Dans un deuxième bécher de 100mL, introduire 20,0mL de la solution d'eau minérale et 1,0mL de solution de chromate de potassium.
- ⇒ Ajouter progressivement la solution de nitrate d'argent dans la solution d'eau de Vichy jusqu'au moment où la solution de ce deuxième bécher sera de même couleur que la première.
- ⇒ Noter le volume V_2 de nitrate d'argent nécessaire $V_2 = 9$ mL.

5.1.4 EXPLOITATION DES RESULTATS

Pour obtenir, le changement de teinte de la solution contenant initialement du chlorure de sodium de concentration massique 355 mg.L^{-1} , il a fallu verser un volume V_1 de nitrate d'argent. Dans le cas, de la solution d'eau minérale, le volume nécessaire était de V_2 . Calculer la concentration massique en ions chlorure de cette eau minérale.

1 mL de solution de nitrate d'argent peut faire précipiter un échantillon dont la concentration est $355/V_1 \text{ mg.L}^{-1}$

V_2 mL de solution de nitrate d'argent peut faire précipiter un échantillon dont la concentration est $V_2 * 355 / V_1 \text{ mg.L}^{-1}$

AN : $c = 9 * 355 / 10 = 319,5 \text{ mg.L}^{-1}$

L'indication de l'étiquette étant 322 mg.L^{-1} , le résultat trouvé est-il en accord avec la valeur portée sur l'étiquette ?

Oui

5.2 Rappel sur la caractérisation d'autres ions

Source : TPE 1^{er} S1 2000-2001 <http://perso.wanadoo.fr/lycee.bouchardon/TPE1.htm>

Ions	Indicateur	Protocole du TPE
Ions potassium K^+	picrate de sodium	Les ions K^+ réagissent avec le picrate de sodium pour former des petits pics jaunes.
Ions calcium Ca^{2+}	noir ériochrome (<i>en commande</i>)	A l'aide d'une fiole jaugée, nous avons mesuré 100 ml d'eau étudiée. Cette eau est ensuite versée dans un erlenmeyer et mélangée à 10 ml de solution tampon à pH = 10 (pour assurer un pH constant durant toute l'expérience). Nous avons ajouté à cela 10 à 15 gouttes de noir ériochrome, indicateur coloré nous permettant de voir le changement de couleur se produisant pendant notre manipulation. La solution testée est alors rouge. Parallèlement, nous avons préparé une burette contenant 25 ml de la solution d'EDTA à 0.1 mol.L^{-1} . Cette solution sera versée progressivement dans la solution à tester et changera sa couleur (devra virer au bleu) si les ions calcium sont présents.
Ions chlorures Cl^-	nitrate d'argent	Les ions Cl^- réagissent avec les ions argent du nitrate d'argent pour former un précipité blanc de chlorure d'argent.
Ions nitrates NO_3^-	languettes révélatrices	Les ions NO_3^- peuvent être mis en évidence par des languettes révélatrices qui se colorent plus ou moins suivant la concentration de ces ions.
Ions Hydrogénocarbonates HCO_3^-	vert de bromocrésol-rhodamine (BCR)	Comme sur le livre Enseignement scientifique 1 ^{er} L HACHETTE 2001. Page 82 Activité 2. mais avec l'eau d'Evian de teneur en $\text{HCO}_3^- = 357 \text{ mg.L}^{-1}$ Réponse question a : La masse $M = C * V$ Réponse question b : $C = C_1 / V_1 * V = C_2 / V_2 * V = C_3 / V_3 * V$ Réponse question c : $C \approx 4368 \text{ mg/L}$
Ions sulfates SO_4^{2-}	ions baryum Ba^{2+}	Les ions SO_4^{2-} réagissent avec les ions baryum Ba^{2+} en formant un précipité blanc de sulfate de baryum.

Résumé du cours:

Les eaux naturelles sont composées d'eau (H₂O) et de sels minéraux présents sous forme d'ions.

Une eau dure contient une grande quantité d'ions Ca²⁺ et Mg²⁺. Le pouvoir moussant des savons et autres détergents diminue avec l'augmentation de cette dureté. Ils sont moins efficaces.

Le pH des eaux est voisin de 7.

Pour déterminer la concentration des ions, on réalise un dosage.

On fait réagir l'espèce à doser et on repère sa disparition complète par le changement de couleur d'un indicateur coloré.

Nom : Prénom : **LFKL 1ere L**

Note : / 20	Appréciation :	Signature d'un parent :
Pour le 25 octobre 2005	Temps de préparation 7 jours	Devoir a la Maison de sciences physiques n°3

Partie I : Alimentation et environnement

(10 POINTS PHYSIQUE-CHIMIE + 3 POINTS SVT)

Comparaison des eaux minérales

Les étiquettes collées sur les bouteilles d'eau minérale informent les consommateurs sur la composition minérale de ces eaux, sur leur pH, etc. Le document 1 présenté en annexe montre quelques étiquettes correspondant à des eaux d'origine différentes.

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Utiliser ses connaissances.

► Parmi les différentes eaux proposées, citer une eau faiblement acide, une eau neutre, une eau faiblement basique. Justifier les réponses.

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

On souhaite classer ces eaux par ordre de dureté croissante.

Restituer ses connaissances.

► 1. Quels sont les ions responsables de la dureté d'une eau ?

Trier des informations d'un document.

► 2. Dans les différentes eaux, quelles sont, en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$, les concentrations de ces différents ions ?

Utiliser ses connaissances.

► 3. En déduire la classification souhaitée pour ces eaux.

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Restituer ses connaissances.

► Préciser deux conséquences pour la vie courante de l'utilisation d'une eau dure.

QUESTION 4 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Réaliser un calcul simple.

On souhaite vérifier la concentration de l'eau de Vichy St-Yorre en ion chlorure. On procède d'abord à une dosage témoin. L'indicateur de fin réaction est le chromate de sodium jaune en solution. Il vire à l'orange foncé quand tous les ions chlorure ont disparu du milieu réactionnel. Pour un certain volume V d'une solution d'ions chlorure de concentration massique $c = 0,887 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, l'indicateur coloré vire à l'orange foncé quand 20,0 mL d'une solution de nitrate d'argent ont été versés. Avec le même volume V d'eau de Vichy St-Yorre, le virage a lieu pour 7,4 mL de la solution de nitrate d'argent précédente.

► Sachant qu'il y a proportionnalité entre les concentrations en ion chlorure et les volumes de nitrate d'argent versés, calculer la concentration de l'eau de Vichy St-Yorre en g d'ions chlorure par litre d'eau. Ce répond-elle à celle indiquée sur l'étiquette ?

QUESTION 5 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Restituer et utiliser ses connaissances.

► Citer les oligo-éléments présents dans l'eau de Chambon.

QUESTION 6 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Restituer ses connaissances.

L'eau du robinet ou eau potable doit répondre à des exigences codifiées. Les valeurs limites sont indiquées dans le document 2 (disponible en annexe).

► Conformément à ces normes de potabilité, les eaux plates Contrex Chambon et Volvic sont-elles potables ? Justifier les réponses.

Document 1 : Étiquettes de quatre eaux minérales du commerce

Document 1 : Étiquettes de quatre eaux minérales du commerce

Contrex
EAU MINÉRALE NATURELLE

pH 8 Contrex/Heald Waters France

Eau sulfatée calcique et magnésienne. Minéralisation en mg/L :

calcium : 486	magnésium : 84	sodium : 9,1	potassium : 3,2
sulfate : 1187	hydrogène-carbonate : 403	chlorure : 10	nitrate : 2,7
		fluorures : 0,58	

Source Contrex. Résidu sec à 180 °C : 2125 mg/L .

À consommer de préférence : voir date indiquée sur la bouteille et dans les 48 heures après ouverture.

Document 1 : Étiquettes de quatre eaux minérales du commerce

St-Yorre
EAU MINÉRALE NATURELLE GAZEUSE

pH 8 St-Yorre

SOURCE ROYALE
Composition moyenne en mg/L :

ANIONS	CATIONS
Bicarbonates : 4368	Sodium : 1708
Chlorures : 322	Potassium : 132
Sulfates : 174	Calcium : 90
Fluorures : 9	Magnésium : 11

Minéralisation totale : extrait sec à 180 °C : 4774 mg/L pH : 6,6.

Document 2 : Les normes de potabilité des eaux

Ions	Chlorure Cl^-	Sulfate SO_4^{2-}	Magnésium Mg^{2+}	Sodium Na^+
Teneur maximale en mg/L	200	250	50	150

Ions	Potassium K^+	Nitrate NO_3^-	Fluorure F^-	Résidu secs à 180 °C
Teneur maximale en mg/L	12	50	1,5	1 500

Document 1 : Étiquettes de quatre eaux minérales du commerce

volvic
Eau Minérale Naturelle

pH 8 Volvic

ANALYSE CARACTÉRISTIQUE (mg/litre)

CALCIUM 11,5	CHLORURES 13,5
MAGNÉSIUM 8,0	NITRATES 6,3
SODIUM 11,6	SULFATES 8,1
POTASSIUM 6,2	SILICE 31,7
BICARBONATES 71,0	

Minéralisation totale : 130 mg/L (Résidu sec à 180 °C) - pH : 7.

Document 2 : Les normes de potabilité des eaux

EAU MINÉRALE CHAMBON

Minéralisation caractéristique (mg/L)	Oligo-éléments (mg/L)
Calcium 96,00	Fluor 0,180
Sodium 10,60	Lithium 0,070
Magnésium 6,10	Silice 36,20
Potassium 3,70	Résidu sec 340,50
Bicarbonate 297,70	pH 7,3
Chlorure 22,60	
Sulfate 9,30	
Nitrate 0	

8. corrigé DM3 (BAC L - ASIE – Juin 2002)

Partie I

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

L'eau minérale Saint-Yorre est légèrement acide car son pH est un peu inférieur à 7,0 (pH = 6,6).

L'eau Volvic est neutre car pH = 7,0.

L'eau Chambon est légèrement basique car son pH est un peu supérieur à 7,0 (pH = 7,3).

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

► 1. Les ions magnésium (Mg^{2+}) et calcium (Ca^{2+}) sont responsables de la dureté de l'eau.

► 2. Les concentrations indiquées sur les étiquettes sont :

	Volvic	Saint-Yorre	Chambon	Contrex
Teneur (Mg^{2+})	8,0	11	6,10	84
Teneur (Ca^{2+})	11,5	90	96,00	486

► 3. Pour un classement exact des eaux selon leur dureté, on peut utiliser la formule suivante avec les teneurs exprimées en $mg \cdot L^{-1}$:

$$d (^{\circ}TH) = \frac{\text{teneur en calcium}}{4} + \frac{\text{teneur en magnésium}}{2,43}$$

Exemple. Pour Contrex, la dureté est $d = \frac{486}{4} + \frac{84}{2,43} \approx 156 ^{\circ}TH$!

Contrex est une eau minérale extrêmement dure, bien supérieure à 30 ! Saint-Yorre et Chambon sont dures et Volvic est douce. Voici un tableau récapitulatif :

	Volvic	Saint-Yorre	Chambon	Contrex
Dureté ($^{\circ}TH$)	6,2	27	26,5	156,1

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Une eau dure lave mal car elle ne mousse pas assez en présence de lessive. Elle a tendance à obstruer les canalisations d'eau (entartrage).

QUESTION 4 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Valeur approchée. La solution de nitrate d'argent réagit avec les ions chlorure. On peut, sans calcul, affirmer que la concentration de l'eau Vichy-Saint-Yorre a une concentration inférieure à :

$$0,887 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 887 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

En effet, pour faire réagir tous les ions chlorure de cette eau minérale, il a fallu verser un volume de 7,4 mL qui est inférieur aux 20 mL de l'échantillon de référence. Conséquence : $C_{\text{chlorure}} < 887 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Maintenant pour la **concentration exacte** :

1 mL de solution de nitrate d'argent peut faire précipiter un échantillon dont la concentration est $\frac{887}{20} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

7,4 mL de solution de nitrate d'argent peut faire précipiter un échantillon dont la concentration est $\frac{887}{20} \times 7,4 \approx 328 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ ce qui est proche de la valeur de l'étiquette qui indique $322 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

QUESTION 5 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Les oligo-éléments dans l'eau de Chambon sont le fluor et le lithium.

QUESTION 6 (PHYSIQUE-CHIMIE)

L'eau de Contrex n'est pas potable « selon les normes de l'eau du robinet » car trois normes sur huit sont dépassées :

- résidus secs : $2\,125 > 1\,500 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$
- sulfates : $1\,187 > 250 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$
- magnésium : $84 > 50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

Les deux autres (Chambon et Volvic) sont potables au sens de l'eau du robinet.

1. LA TERRE, « PLANETE EAU »

Activité documentaire:

L'eau est présente sur Terre sous toutes ses formes physiques (liquide, solide et gaz). Elle est répartie dans trois réservoirs (océans, continents et atmosphère) dont l'ensemble constitue l'hydrosphère. Les océans représentent le plus important de ces réservoirs, ils recouvrent environ les $\frac{3}{4}$ de la surface terrestre. Ils sont suivis par les dépôts de glace ou de neige (calottes polaires, icebergs et glaciers), les eaux terrestres (lacs, rivières et nappes phréatiques), l'atmosphère (nuages) et la biosphère (ensemble des êtres vivants qui se développent sur la Terre).

Répartition de l'eau dans les grands réservoirs naturels	
Réservoir	Quantité d'eau stockée (m ³)
Océans et mers	1350.10 ¹⁵
Atmosphère	0,013.10 ¹⁵
Calottes polaires, icebergs et glaciers	25.10 ¹⁵
Eaux souterraines	8,4.10 ¹⁵
Lacs et rivières	0,2.10 ¹⁵
Biosphère	0,0006.10 ¹⁵

Sans eau, la vie n'existerait pas sur Terre. Les premiers êtres vivants sont apparus dans l'océan il y a 3,8 milliards d'années. Les conditions de chaleur et de lumière étaient réunies dans les mers pour permettre l'éclosion des premiers organismes vivants.

Tous les organismes vivants sont en grande partie formés d'eau (60 % de la masse d'un homme adulte ou 95 % de la masse d'une salade). L'eau est nécessaire au métabolisme (ensemble des transformations physiques et chimiques qui se produisent dans un organisme), elle transporte la nourriture et elle permet l'élimination des déchets. Un homme adulte doit absorber environ 2,5 L d'eau par jour grâce à l'ensemble de son alimentation.

La quantité d'eau douce sur Terre devrait être suffisante pour satisfaire aux besoins des six milliards d'hommes, mais l'eau occupe une place considérable dans les activités industrielles et domestiques. Ainsi la consommation d'eau douce a doublé entre 1940 et 1980 puis à nouveau entre 1980 et 2000. Dans quatre-vingt pays, il faut dès maintenant faire face à la pénurie. On pense également dans un très proche avenir réutiliser directement les eaux usées ou alors pomper l'eau de mer puis la dessaler, ce qui est très coûteux.

Pendant des millénaires, l'eau a été considérée comme un bien inépuisable. Aujourd'hui, une consommation excessive et mal contrôlée ainsi que de nombreuses pollutions nous amènent à réfléchir sur le devenir de l'eau. Il ne suffit pas d'avoir de l'eau, encore faut-il qu'elle soit de qualité et mieux partagée par les habitants de la Terre.

« C'est quand le puits se tarit que nous nous rendons compte de la valeur de l'eau » Benjamin Franklin.

Questions :

1. *Qu'est-ce que la nappe phréatique ?*

Nappe phréatique : nappe d'eau souterraine.

2. *Pour chaque état physique de l'eau, indiquer un réservoir où l'on trouve l'eau sous cet état.*

Solide	Liquide	Gaz
Calottes polaires, icebergs et glaciers	Océans et mers, Atmosphère, Eaux souterraines, Lacs et rivières, Biosphère	Atmosphère

3. *Quels sont les réservoirs d'eau salée ?*

Les réservoirs d'eau salée sont les océans et les mers.

4. *Quelle est la quantité d'eau stockée dans l'hydrosphère ?*

L'hydrosphère est la partie liquide de la croûte terrestre, par opposition à atmosphère et à lithosphère. Il s'agit donc pour déterminer la quantité d'eau qui y est stockée d'ajouter les volumes d'eau contenue dans tous les réservoirs à l'exception de l'atmosphère. Le volume total est donc $1383,6006 \cdot 10^{15} \text{ m}^3$

5. *Quelle est la quantité d'eau stockée dans un réservoir que l'on appellerait continent ?*

Un réservoir appelé continent contiendrait les réservoirs suivants : Calottes polaires, icebergs et glaciers, Eaux souterraines, Lacs et rivières et Biosphère. Son volume serait donc de $33,6 \cdot 10^{15} \text{ m}^3$

6. *Quel est le pourcentage d'eau douce dans l'hydrosphère ?*

Pour déterminer le pourcentage d'eau douce dans l'hydrosphère, il nous faut d'abord calculer le volume d'eau douce. En ne considérant pas le volume de la biosphère (dans le corps humain, l'eau est souvent salée (présence des ions Na^+ et Cl^-)), on obtient $V_{\text{eau douce}} = (25 + 8,4 + 0,2) \cdot 10^{15} = 33,6 \cdot 10^{15} \text{ m}^3$. Le pourcentage d'eau douce se calcule en effectuant le rapport du volume d'eau douce sur celui de l'hydrosphère et en multipliant le résultat par 100. On obtient donc

$$\frac{V_{\text{eau douce}}}{V_{\text{hydrosphère}}} = \frac{33,6 \cdot 10^{15}}{1383,6006 \cdot 10^{15}} \times 100 = 2,4 \%$$

7. *Quel est le pourcentage d'eau directement utilisable par l'homme ?*

Seules les eaux souterraines et celles des lacs et rivières sont directement utilisables par l'homme. Le calcul du pourcentage passe donc par celui du volume d'eau contenue dans ces deux réservoirs.

$$V_{\text{utilisable}} = (8,4 + 0,2) \cdot 10^{15} = 8,6 \cdot 10^{15} \text{ m}^3 \text{ et donc } \frac{V_{\text{utilisable}}}{V_{\text{hydrosphère}}} = \frac{8,6 \cdot 10^{15}}{1383,6006 \cdot 10^{15}} \times 100 = 0,6 \%$$

2. LES CHEMINS DE L'EAU

Activité de questionnement :

Nous savons que l'eau sur Terre et dans l'atmosphère est présente sous forme gazeuse, liquide et solide.

Comment faire passer de l'eau solide (un morceau de glace) à l'état liquide ? Comment faire passer de l'eau liquide à l'état de gaz (vapeur d'eau) ? A l'inverse comment faire passer de l'eau (liquide) à l'état solide ?

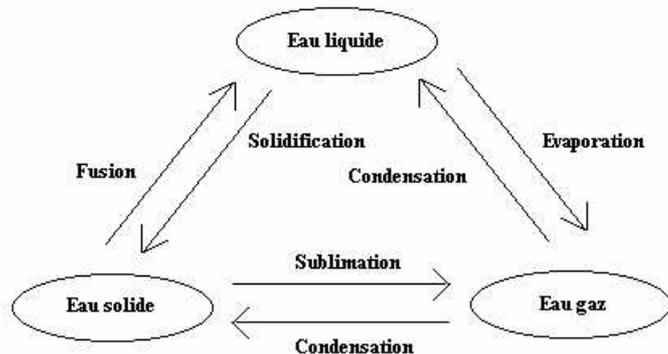
Pour faire passer de l'eau solide à l'état liquide, il faut lui apporter de l'énergie (le plus souvent sous forme de chaleur mais on pourrait aussi taper sur le morceau de glace à coup de marteau ;o)). C'est la même chose pour faire passer de l'eau liquide à l'état de gaz. L'apport d'énergie peut se faire sous forme de chaleur (en chauffant l'eau, on l'a fait bouillir) mais le choc des molécules d'air (surtout s'il vente) sur le linge humide étendu suffit à faire s'évaporer l'eau et à sécher le linge.

A l'inverse, lorsque l'on veut faire passer de l'eau liquide à l'état solide, il faut lui retirer de la chaleur.

En résumé, les deux premiers changements d'état s'effectuent grâce à une élévation de température, le troisième grâce à une diminution de la température. L'eau passe d'un état à l'autre en fonction de la température.

A compléter avec le nom des différents changements d'état :

Pourquoi dit-on que toute l'eau provient des océans et quelle y retourne d'une manière



Faire compléter aux élèves un schéma du type suivant ce qui leur permettra de retrouver les noms des différents changements d'état

Prévoir deux couleurs (rouge pour les changements d'état avec élévation de Q et bleu pour les changements d'état avec diminution de Q)

Condensation liquide ou liquéfaction
Condensation solide ou condensation

ou d'une autre ?

Les trois réservoirs qui constituent l'hydrosphère sont interconnectés et sont l'objet de transferts incessants de grandes quantités d'eau. C'est le cycle de l'eau.

Quel est le rôle du Soleil au sein du cycle de l'eau ?

Chauffée par le Soleil, l'eau des océans, des rivières et des lacs s'évapore et monte dans l'atmosphère. Le Soleil est également à l'origine de la transpiration animale et végétale (évapotranspiration).

La vapeur d'eau ainsi formée se mélange à l'air et se répand dans l'atmosphère. Que se passe-t-il au contact des couches d'air froid ?

Au contact des couches d'air froid de l'atmosphère, la vapeur d'eau se condense en minuscules gouttelettes qui, poussées par les vents, se rassemblent et forment des nuages. Si l'air est vraiment très froid, les gouttelettes se solidifient sous forme de cristaux de glace.

Qu'advient-il des nuages ?

Les nuages précipitent leur contenu sous forme de pluie, de neige ou de grêle.

Qu'advient-il de la neige ou de la grêle ?

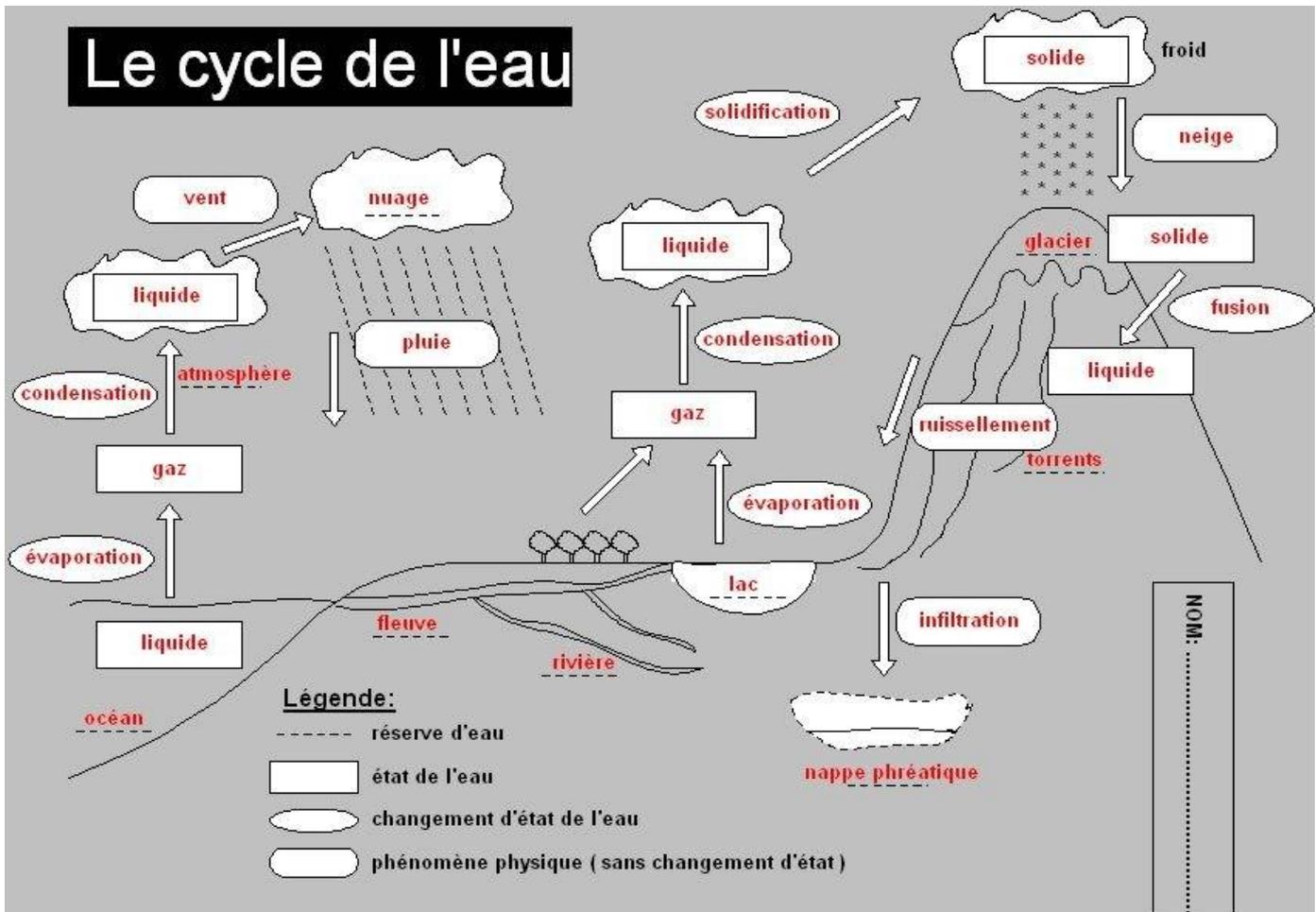
La neige et la grêle fondent et l'eau liquide formée s'ajoute à l'eau de pluie.

Quel est le devenir de toute cette eau ?

La plus grande partie de cette eau arrive directement dans les océans. Le reste s'infiltré dans le sol (pour former des nappes souterraines) ou ruisselle à la surface du sol pour aller grossir lacs, fleuves, mers et océans.

Et le cycle recommence ... La quantité totale d'eau sur la planète est constante depuis 4,4 milliards d'années.

Nom :		Prénom : LFKL 1ere L	
Note : / 20		Appréciation :	Signature d'un parent :
Pour le 2 decembre 2005	Temps de préparation 7 jours	Devoir a la Maison de sciences physiques n°4 (correction)	



3. LA QUALITE DE L'EAU

Nos besoins en eau nous ont fait passer de l'emploi des eaux de source et de nappe à une utilisation de plus en plus poussée des eaux de surface. En France, 60% de l'eau potable provient des eaux souterraines et 40% est produite à partir de l'eau des fleuves, des rivières et des lacs. L'eau naturelle n'est pas directement consommable : il faut la traiter afin de la rendre potable. Avant d'arriver à nos robinets, l'eau captée dans la nature doit subir une série d'opérations dans une usine de traitement (voir schéma p85 de vote manuel).

L'eau potable est le produit alimentaire le plus surveillé. Les normes de qualité de l'eau potable définies par le ministère de la Santé et le Parlement Européen sont très rigoureuses. L'eau doit subir régulièrement une série de 63 analyses différentes qui permettront de tester 7 groupes de paramètres :

- Les paramètres organoleptiques : couleur, saveur, odeur et transparence
- Les paramètres physico-chimiques : température, pH et conductivité électrique
- Les paramètres concernant les substances « indésirables » : teneur maîtrisée en nitrates, sulfates, chlorures, sodium, fluor.....
- Les paramètres concernant les substances toxiques : doses infimes en plomb, chrome, mercure, arsenic
- Les paramètres microbiologiques : absence de parasites, de bactéries et de virus pathogènes
- Doses infimes en pesticides et produits apparentés
- Les paramètres concernant les eaux adoucies et déminéralisées : teneur minimale en calcium, magnésium, hydrogénocarbonates.

Quelques exemples de critères de potabilité :

- Le sodium : Le sodium est un élément vital. Les risques dus à un excès de sodium intéressent principalement les nourrissons et les personnes atteintes de troubles cardiaques, vasculaires et rénaux qui doivent suivre un régime sans sel.
Valeur limite réglementaire : 150 mg/L
- Les sulfates : Les sulfates peuvent avoir un effet purgatif et entraîner une déshydratation et une irritation gastrique. Ils donnent mauvais goût à l'eau et peuvent entraîner des effets de corrosion des canalisations.
Valeur limite réglementaire : 250 mg/L
- Les chlorures : Les chlorures interviennent dans la désinfection de l'eau. Ils ne présentent aucun risque pour la santé mais donnent à l'eau un goût fort désagréable d'eau de Javel.
Valeur limite réglementaire : 200 mg/L
- Les nitrates : Les nitrates peuvent provoquer un mauvais transfert de l'oxygène vers le sang, surtout chez les nourrissons de moins de 6 mois.
Valeur limite réglementaire : 50 mg/L
- Le fluor : Le fluor est un oligo-élément bénéfique pour la santé mais un excès peut entraîner des risques de fluorose dentaire (taches brunes sur l'émail des dents).
Valeur limite réglementaire : 1,5 mg/L
- Le plomb : Le plomb est un métal très toxique. L'organisme le stocke et cela peut provoquer, chez les enfants, un retard psychomoteur et des troubles du comportement (saturnisme).
Valeur limite réglementaire : 0,05 mg/L

4. LES OPERATIONS DE TRAITEMENT DE L'EAU

4.1 RENDRE L'EAU POTABLE

Le traitement des eaux s'effectue dans des usines et débute par un pompage en nappe ou en rivière. Le schéma classique de traitement comprend plusieurs étapes (livre page 85):

4.1.1 Dégrillage et tamisage

Expérience :

Verser de l'eau brute (eau, humus, terre argileuse, brindilles et petits cailloux) dans un béccher sur lequel on aura tendu un morceau de tulle.

Observations :

Le tulle retient tous les solides dont la taille est trop grande pour passer au travers. L'eau récupérée est sale.

Conclusion :

Les débris et les déchets solides, plus ou moins volumineux, sont retenus par des grilles ou des tamis qui sont plus fins.

4.1.2 Flocculation et décantation

Expérience :

Verser dans le béccher de l'eau de chaux pour neutraliser l'acidité de l'eau et ajouter une solution de sulfate d'aluminium. Laisser reposer.

Observations :

L'ajout de sulfate d'aluminium provoque la formation de flocons qui se déposent au fond du béccher. L'eau surnageante n'est toujours pas parfaitement limpide.

Conclusion :

Sous l'action d'un réactif, les particules en suspension, non retenues par les tamis, forment des flocons (flocculation), plus gros et plus lourds, qui se déposent par décantation.

4.1.3 Filtration sur sable ou nano filtration

Expériences :

Placer au-dessus d'un béccher un entonnoir contenant un morceau de coton et du sable préalablement lavé. Verser une partie de l'eau surnageante de l'expérience précédente.

Remplir une seringue avec le reste de l'eau surnageante et adapter un filtre. En appuyant doucement sur la seringue, faire passer l'eau au travers du filtre.

Observations :

L'eau récupérée dans les deux expériences est quasiment limpide.

Conclusion :

L'eau traverse une couche de sable ou un nano filtre qui retient les dernières particules en suspension.

4.1.4 Ozonation (Aucune expérience ne peut être réalisée en classe) :

Pour détruire les virus et les bactéries, on fait agir un oxydant puissant : l'ozone.

4.1.5 Filtration avec charbon actif

Expérience :

Préparer un mélange d'eau et de quelques gouttes de permanganate de sodium qui donne une coloration rose. Ajouter de la poudre de charbon actif. Filtrer ce liquide noir.

Observations :

L'eau récupérée est de nouveau limpide.

Conclusion :

Cette propriété du charbon actif permet d'éliminer les odeurs et goûts désagréables.

Une petite quantité (1 goutte pour 1000 L) d'un désinfectant puissant, le chlore, est ajoutée à l'eau pour détruire tous les germes et surtout la protéger pendant son trajet futur.
--

4.2 DESSALER L'EAU DE MER

Dans certains pays, il est nécessaire de rendre l'eau de mer potable. Le procédé de dessalement le plus direct est la **distillation**.

Expérience :

Verser de l'eau salée dans un tube à essais. Ajouter du nitrate d'argent. Observer.

Observations :

Il se forme un précipité blanc.

Conclusion :

La formation du précipité blanc met en évidence la présence des ions chlorure venant du sel (chlorure de sodium).

Expérience (professeur) :

Réaliser une distillation de l'eau salée. Recueillir le distillat et ajouter du nitrate d'argent.

Observations :

Il ne se forme pas de précipité blanc.

Conclusion :

La distillation permet de récupérer de l'eau débarrassée de son sel : elle devient potable.

4.3 ADOUCIR UNE EAU DURE

Lorsque l'eau est trop dure c'est-à-dire lorsqu'elle contient trop d'ions calcium, il faut l'adoucir en la faisant passer sur une résine échangeuse d'ions.

Expérience (Aucune expérience ne peut être réalisée en classe) :

Verser de l'eau dure (type Contrex) dans un tube à essais. Ajouter de l'oxalate d'ammonium. Observer.

Observations :

Il se forme un précipité blanc.

Conclusion :

La formation du précipité blanc met en évidence la présence des ions calcium.

Expérience (professeur) :

Faire passer plusieurs fois l'eau dure sur une résine vendue dans le commerce pour les fers à repasser. Recueillir l'eau et ajouter de l'oxalate d'ammonium.

Observations :

Il ne se forme pas de précipité blanc.

Conclusion :

La résine échangeuse d'ions a permis de récupérer une eau débarrassée des ions calcium donc une eau douce.

1. Ressources multimédia sur Internet

 Le cycle de l'eau

 Le cycle de l'eau

 La distribution de l'eau

 De l'eau potable

 Aux commandes d'une station d'épuration

 Les états de la matière

 Mesurer le pH

2. Sujets de bac

2.1 DM5 Sujet complémentaire – 2002

- Sujet
- Corrigé

2.2 Amérique du Sud – Novembre 2002

- Sujet
- Corrigé

2.3 Polynésie – Juin 2002

- Sujet
- Corrigé

2.1.1 Sujet complémentaire – 2002

Nom : Prénom : **LFKL 1ere L**

Note : / 20		Appréciation :	Signature d'un parent :
Pour le 15 décembre 2005	Temps de préparation 6 jours	Devoir a la Maison de chimie n°5	

Partie I – Alimentation et environnement (13 POINTS)

Dureté de l'eau

La dureté de l'eau est directement proportionnelle à sa teneur en calcaire et en magnésium ($\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$). Elle se mesure en degré hydrotimétrique total °HT. Un degré correspond à 4 mg de calcium ou 2,4 mg de magnésium par litre. Attention, quand il y a les deux, il faut additionner le degré hydrotimétrique dû à Ca^{2+} à celui dû à Mg^{2+} ($^{\circ}\text{HT} = ^{\circ}\text{HT}_{\text{Ca}} + ^{\circ}\text{HT}_{\text{Mg}}$). On distingue les eaux douces (moins de 15 degrés HT), les dures (de 15 à 35 degrés) et les eaux très dures (plus de 35 degrés).

Document 1 Eaux minérales

Ce tableau donne la composition de plusieurs eaux minérales.

	Evian	Wattwiller	Thonon	Saint-Amand	Hépar	Vittel	Contrex
pH	7,2		7,4	7,2	7,0		
Calcium mg/L	78	288	108	230	555	202	486
Magnésium mg/L	24	20,1	14	66	110	36	84
Sodium mg/L	5	3	3	40	14	3,8	9,1
Bicarbonates mg/L	357	142	350	280	403	402	403
Chlorures mg/L	4,5	3,9	9	61			8,6
Sulfates mg/L	10	678	13	620	1 479	306	1 187
Nitrates mg/L	3,8	0	12	< 0,5	2,9	4,6	2,7

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE) 1 POINT

► Que pouvez-vous dire de leur acidité (justifiez) ?

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE) 2 POINTS

► Calculez la dureté de l'eau d'Evian (en °HT), est-elle douce, dure ou très dure ?

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE) 2 POINTS

► Calculez la dureté de l'eau Contrex (en °HT), commentez le résultat.

QUESTION 4 (PHYSIQUE-CHIMIE) 2,5 POINTS

Document 2 L'eau du robinet

	Résultats	Valeur maximale admissible
pH à 20 °C	7,54	9
Dureté totale	19 °HT	45 °HT
Nitrates en mg/L de NO_3^-	3,6	50
Chlorures en mg/L de Cl^-	4,4	200
Sulfates en mg/L de SO_4^{2-}	45	250
Calcium mg/L de Ca^{2+}	68	< 100 (référence)
Magnésium mg/L de Mg	8,5	50
Sodium mg/L de Na	4,4	150
Bicarbonates mg/L	183	

► La dureté de cette eau du robinet est-elle bien égale à la valeur de ce tableau ? Vérifiez.

QUESTION 5 (PHYSIQUE-CHIMIE) 2,5 POINTS

On dispose d'un échantillon d'eau du robinet de dureté inconnue. On peut déterminer celle-ci par comparaison lors de dosage complexométrique des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} .

Principe du dosage

On place dans un bécher l'échantillon d'eau du robinet (50 mL), dans la burette on place l'EDTA, capable de réagir avec les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , on ajoute un peu de noir d'Eriochrome qui sert d'indicateur de fin de dosage. Il est couleur « lie de vin » en présence des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , mais prend une teinte bleue si ceux-ci ont réagi. On arrête alors de verser l'EDTA.

Dosage 1 : On dose d'abord 50 mL d'eau d'Evian, il faut verser 14 mL d'EDTA.

Dosage 2 : On dose les 50 mL d'eau du robinet de dureté inconnue, il faut verser 21 mL d'EDTA.

► Déterminez (en détaillant) la dureté de cette eau du robinet (en °HT) et commentez à l'aide du document 2.

2.1.2 Corrigé complémentaire

C O R R I G É

Partie I

QUESTION 1

L'une est neutre (Hépar, pH = 7,0), les autres légèrement basiques (pH un peu supérieur à 7).

QUESTION 2

Dans 1 L d'Evian, il y a 78 mg de Ca et 24 mg de Mg. Ce qui fait :

$$n = \frac{78}{4} + \frac{24}{2,4} = 1,95 + 10 = 29,5 \text{ °HT.}$$

Elle est donc dure.

QUESTION 3

Pour Contrex :

$$n = \frac{486}{4} + \frac{84}{2,4} = 121,5 + 35 = 156,5 \text{ °HT.}$$

On est donc largement au-dessus du maximum.

QUESTION 4

Pour l'eau du robinet de la région (cela dépend du lieu mais aussi de moment du prélèvement), les teneurs en calcium étaient de $68 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ et $8,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ pour Mg. Par le même raisonnement que la question 3, on obtient :

$$n = \frac{68}{4} + \frac{8,5}{2,4} = 17 + 3,5 = 20,5 \text{ °HT}$$

alors que le tableau indique 19 °HT.

QUESTION 5

Si pour une dureté de 29,4 (Evian) on a un volume équivalent de 14 mL, pour un volume équivalent de 21 mL de l'eau du robinet inconnue, on aura :

$$\frac{29,4}{14} \times 21 = 44,1 \text{ °HT}$$

soit une dureté un peu inférieure à la moyenne nationale française (45 °HT).

2.2.1 Sujet Amérique du Sud – Novembre 2002

Partie I : Alimentation et environnement (13 POINTS)

Une eau de qualité satisfaisante

« Qualité bactériologique : Elle est évaluée par la recherche régulière de bactéries dont la présence dans l'eau de consommation laisse suspecter une contamination. L'eau du réseau a fait l'objet de 217 analyses bactériologiques conformes... »

Nitrates : Le nitrate est un élément fertilisant présent naturellement dans les eaux. Dans certaines régions, des apports excessifs ou mal maîtrisés d'engrais provoquent une augmentation des nitrates dans les ressources en eaux. Le respect de la valeur limite réglementaire (50 mg/L) permet d'assurer la protection des nourrissons alimentés par l'eau du robinet. La concentration maximale observée sur les 56 analyses effectuées en 1999 est de 13 mg/L...

Fluor : Le fluor est présent naturellement dans l'eau. Des doses modérées sont bénéfiques pour la santé. Une valeur réglementaire de 1,5 mg/L a été fixée pour tenir compte des risques de fluorose dentaire...

Dureté : La dureté représente le calcium et le magnésium présents naturellement dans l'eau. Une eau dure peut couvrir une partie des besoins en calcium et magnésium de l'homme mais elle présente certains inconvénients d'ordre domestique... »

Extrait d'un document destiné aux consommateurs, émis par le service Santé Environnement d'une direction départementale en 1999.

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

4 POINTS

Saisir et analyser des informations.

- ▶ 1. En utilisant le document, préciser quels sont les critères principaux de potabilité d'une eau.
- ▶ 2. Quels sont les ions responsables de la dureté de l'eau ?
- ▶ 3. Donner les inconvénients d'ordre domestique d'une eau trop dure.
- ▶ 4. On distingue deux familles de minéraux : les macro-éléments et les oligo-éléments.

Rechercher dans le document un exemple de chacune des familles.

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

2 POINTS

Raisonnement.

- ▶ Pour éviter tout risque pour la santé, l'OMS a fixé le seuil d'ingestion de nitrates à 250 mg par jour. En utilisant le document et en sachant que la quantité moyenne de nitrates ingérée dans une alimentation occidentale normale est de l'ordre de 150 mg par jour, la concentration maximale observée sur les analyses vous paraît-elle satisfaisante ?

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

4 POINTS

Mettre en œuvre une démarche scientifique.

On se propose de doser la teneur en calcium et magnésium contenus dans l'eau à l'aide d'une solution d'EDTA.

Protocole expérimental :

Attention, l'EDTA est un poison violent ! Manipuler avec des gants et des lunettes.

Remplir la burette graduée avec la solution d'EDTA de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Placer dans le bécher 25 mL d'eau, la moitié d'un tube à essais de solution tampon à $\text{pH} = 10$ et une goutte d'indicateur de fin de réaction.

On chauffe la solution contenue dans le bécher (à $50 \text{ }^\circ\text{C}$ environ). On verse progressivement la solution d'EDTA jusqu'au virage au bleu de l'indicateur : 9,8 mL sont nécessaires à la réalisation de ce dosage.

- ▶ 1. Faire un schéma du dispositif de dosage en nommant la verrerie et en précisant les différentes solutions introduites.
- ▶ 2. Si l'on admet que la teneur cherchée est proportionnelle au volume d'EDTA versé, calculer sa valeur sachant qu'on a dû verser 7,5 mL d'EDTA pour doser une solution de référence à $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de cal-

2.2.2 Corrigé Amérique du Sud – Novembre 2002

C O R R I G É

Partie I

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

► 1. Quelques critères de potabilité d'après le *document* sont la présence de bactéries, de nitrates et de fluor.

Pour être plus complet, l'eau potable est le produit alimentaire le plus surveillé. Les normes de qualité de l'eau potable consistent en 63 paramètres divisés en 7 groupes et contrôlés régulièrement :

1. organoleptiques (couleur, saveur et transparence de l'eau) ;
2. physico-chimiques (caractéristiques naturelles de l'eau : température, conductivité, pH...) ;
3. substances indésirables (teneur maîtrisée en fluor, nitrates...) ;
4. substances toxiques reconnues (doses infimes en plomb, chrome, zinc, aluminium...) ;
5. microbiologiques (absence de bactéries et de virus pathogènes) ;
6. pesticides et produits apparentés (doses infimes) ;
7. eaux adoucies ou déminéralisées (teneur minimale en calcium, magnésium, carbonate ou bicarbonate).

► 2. Les ions responsables de la dureté de l'eau sont les ions calcium Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} .

► 3. Une eau trop dure mousse peu et donc lave mal, il y a aussi un risque de dépôt excessif de tartre dans les canalisations.

► 4. Le fluor est un oligo-élément alors que le calcium est un macro-élément (99,9 % de la masse du corps humain est constituée par onze macro-éléments : C, H, O, N, S, P, Na, K, Mg, Ca, Cl).

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

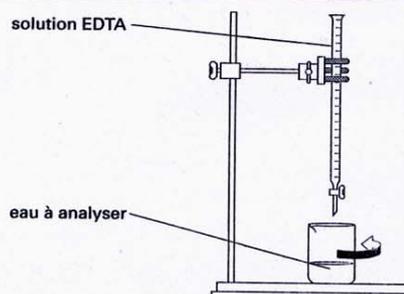
Il reste $250 - 150 = 100$ mg au maximum à apporter par l'eau de boisson, à raison de 13 mg/L cela fait :

$$\frac{100}{13} = 7,7 \text{ L par jour,}$$

ce qui paraît difficile à réaliser ! La concentration maximale observée est donc satisfaisante.

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

► 1. Matériel pour le dosage. La solution EDTA est placée dans la burette graduée, l'eau à analyser dans le bécher. On verse progressivement la solution d'EDTA en agitant le bécher, on s'arrête au changement de teinte observé (il n'y a alors plus de calcium ni magnésium).



► 2. Il y a proportion entre le volume d'EDTA versée et la teneur en calcium et magnésium, on peut en déduire que l'eau analysée a une teneur :

$$\frac{9,8 \times 3,0 \times 10^{-3}}{7,5} = 3,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L de calcium et de magnésium.}$$

2.3.1 Sujet Polynésie – Juin 2002

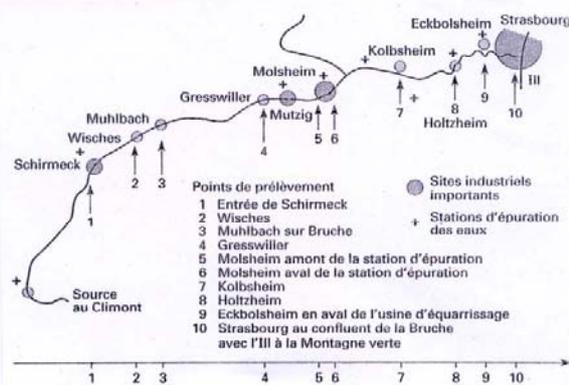
Des eaux naturelles à l'eau potable

Des élèves de terminale d'un lycée strasbourgeois ont réalisé, en 1989, l'analyse chimique des eaux de la Bruche, un petit cours d'eau alsacien coulant du Climont vers Strasbourg.

Le document 1 montre les points de prélèvement le long du cours d'eau. Les résultats des analyses de 1989 sont reportés dans le tableau du document 2. Pour les ions analysés, les limites de qualité des eaux destinées à la consommation humaine (décret n° 89-3 du 3 janvier 1989 modifié) sont données dans la dernière colonne du tableau du document 2. Il suffit que la concentration d'un de ces ions soit supérieure à la valeur indiquée pour que l'eau soit impropre à la consommation humaine.

D'après A. Mathis, BUP n° 746, 1992, p. 1047-1056.

Document 1 : Situation d'ensemble



Document 2 : Analyses des eaux de la Bruche

Lieu de prélèvement (dans le sens de l'écoulement)	Point de prélèvement	Dureté totale (°TH)		Ammonium NH ₄ ⁺ (mg/L)		Nitrate NO ₃ ⁻ (mg/L)		Fer II (mg/L)		Chlore VI (mg/L)		Chlorure Cl ⁻ (mg/L)	
		1	1	0,5	50	0,2	0,05	200					
Strasbourg	10	15	0,705	7,84	0,151	0,004	15,98						
Eckbolsheim aval équarissage	9	13	0,666	7,89	0,164	0,004	16,51						
Holtzheim	8	13	0,533	6,65	0,147	0,008	12,96						
Kolsheim	7	11	0,643	5,68	0,196	0,008	12,96						
Molsheim aval station épuration	6	13	2,241	5,33	0,241	0,028	21,10						
Molsheim amont station épuration	5	11	0,141	5,44	0,216	0,003	9,23						
Gresswiller	4	11	0,086	5,03	0,143	0,018	9,23						
Muhlbach sur Bruche	3	9	0,316	5,00	0,229	0,010	8,87						
Wisches	2	9	0,277	4,45	0,128	0,015	9,59						
Schirmeck	1	9	0,093	5,81	0,113	0,007	9,59						

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Dureté de l'eau

Saisir des informations et mobiliser ses connaissances.

- ▶ 1. Comment varie la dureté de l'eau le long de la Bruche ?
- ▶ 2. Quels sont les ions responsables de la dureté de l'eau ? Donnez deux conséquences de la dureté de l'eau.

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Saisir des informations.

- ▶ En considérant les limites de qualité données dans le document 2, trouver trois sites où l'eau de la Bruche pourrait être potable.

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Composition ionique

Saisir des informations et pratiquer un raisonnement.

- ▶ 1. Quels sont les trois ions dont la concentration est toujours inférieure à la limite de qualité ?
- ▶ 2. Comment varie la concentration en ions ammonium (NH₄⁺) le long de la Bruche ? Comparer à la limite de qualité.
- ▶ 3. En tenant compte de la répartition de l'activité humaine le long de la Bruche (document 1), émettre une hypothèse expliquant les variations de la concentration en ammonium.

QUESTION 4 (SVT)

Teneurs en nitrates

Mobiliser ses connaissances.

- ▶ 1. Le sol possède une réserve d'ions minéraux renfermant les éléments N, P, K... pouvant être utilisés par les végétaux qui se développent à sa surface. Rappeler une des origines possibles des ions nitrate NO₃⁻ qui se trouvent dans le sol d'une parcelle cultivée.
- ▶ 2. Expliquez comment les nitrates présents dans le sol peuvent se retrouver dans les eaux de la Bruche.
- ▶ 3. Quelles conséquences pour l'environnement peut avoir l'augmentation importante de la teneur en nitrates du sol ?

QUESTION 5 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Oligo-éléments

Mobiliser ses connaissances et pratiquer un raisonnement.

- ▶ 1. À part le chrome, quel est l'oligo-élément qui a été analysé ?
- ▶ 2. Sachant que l'apport journalier recommandé en chrome est de 0,01 mg, combien de litres d'eau de la Bruche prélevée à Kolsheim en 1989 faudrait-il boire pour satisfaire ce besoin ?

QUESTION 6 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Spectrophotométrie

Pratiquer un raisonnement.

Dans cette étude, les ions sont analysés par spectrophotométrie : pour une espèce donnée, la quantité de lumière absorbée par une solution colorée est proportionnelle à la concentration de la solution. Pour que la mesure soit optimale, la solution colorée doit être éclairée par une lumière de couleur complémentaire.

- ▶ De quelle couleur doit être éclairée une solution de couleur cyan ? une solution de couleur verte ?

Données : cyan = vert + bleu
magenta = rouge + bleu
jaune = rouge + vert

2.3.2 Corrigé Polynésie – Juin 2002

Partie I

QUESTION 1 (PHYSIQUE-CHIMIE)

- ▶ 1. Au plus près de la source, l'eau est douce ($^{\circ}\text{HT}$ faible, compris entre 3 et 15) puis la dureté augmente en se rapprochant de Strasbourg, on peut considérer que 15 est la limite entre une eau douce et une eau dure.
- ▶ 2. Les ions responsables de la dureté de l'eau sont les ions calcium Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} . L'eau dure lave mal car elle mousse trop peu et elle a tendance à obstruer les canalisations (entartrage).

QUESTION 2 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Seuls les sites 1, 2 et 4 ont des teneurs inférieures aux valeurs limites de qualités de la dernière colonne et sont donc des sites où l'eau est potable.

QUESTION 3 (PHYSIQUE-CHIMIE)

- ▶ 1. Les ions chlorure Cl^- , nitrates NO_3^- et chrome VI ont des teneurs partout inférieures à la limite de qualité.
- ▶ 2. La teneur en ions ammonium NH_4^+ a tendance à augmenter quand on se rapproche de Strasbourg et, à partir de la station d'épuration, la limite de qualité est dépassée. On peut noter une teneur anormalement élevée en aval de cette station d'épuration.
- ▶ 3. La teneur en ions ammonium devient trop élevée en aval de deux importants sites industriels, on peut supposer qu'il y a peut-être un lien de cause à effet.

QUESTION 5 (PHYSIQUE-CHIMIE)

- ▶ 1. Le fer, par l'ion fer II, est l'autre oligo-élément analysé.
- ▶ 2. À Kolbstein en 1989, la teneur était de $0,008 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, pour ingérer 0,01 mg, il faudrait boire un volume $V = \frac{0,01}{0,008} = \frac{10}{8} = 1,25 \text{ L}$.

Remarque : Le chrome III est un peu toxique et le chrome VI très toxique ; l'énoncé comporte donc une erreur : il n'est pas conseillé d'ingérer du chrome...

QUESTION 6 (PHYSIQUE-CHIMIE)

Une solution de couleur cyan sera éclairée par la couleur complémentaire du cyan, c'est-à-dire celle qui, additionnée au cyan donnera le blanc, à savoir le rouge.

Une solution de couleur verte sera éclairée par la couleur complémentaire du vert, c'est-à-dire celle qui additionnée au vert donnera le blanc, à savoir le magenta.