

## EAU

1<sup>ère</sup> partie : Eau et environnement

### **I - Courants océaniques, régulateurs du climat.**

1) Réaliser l'activité de la page 14

*Si vous utilisez des sources internet pour vos réponses, vous devez impérativement indiquer l'adresse de chaque site consulté.*

2) Mettre en œuvre un protocole expérimental illustrant les propriétés suivantes :

**Des différences de température et de concentration en sel entraînent des différences de densité dans l'eau. Des mélanges d'eau de densités différentes génèrent des courants.**

On réalisera plusieurs expériences validant les propositions et on tâchera de retrouver les phénomènes de circulation thermohaline.

*Pour chaque expérience réalisée, vous devrez présenter par écrit :*

- *une description du protocole ;*
- *une présentation des résultats de l'expérience ;*
- *une tentative d'interprétation.*

*Il est évidemment permis de recommencer l'expérience en affinant le protocole petit à petit.*

*Matériel disponible :*

- *réipients divers (profonds ou allongés) ;*
- *eau chaude ;*
- *eau froide ;*
- *glaçons ;*
- *colorants ;*
- *sel.*
- *sèche-cheveux ;*
- *flacons.*

*Vous pouvez vous inspirer des activités expérimentales de la page 19 (partie A), mais ce n'est pas obligatoire et il y a d'autres approches possibles*

*Vous pouvez prolonger votre réflexion en vous plongeant dans le problème de la page 22 (« l'origine des courants »)*

*Vous pouvez enfin vous détendre en vous rendant à l'adresse suivante :*

<http://la.climatologie.free.fr/ocean/trajectoire-particule-dans-ocean.gif>

## II – pH des eaux naturelles

Document 1 : Le pH du lac Natron : [http://fr.wikipedia.org/wiki/Lac\\_Natron](http://fr.wikipedia.org/wiki/Lac_Natron)  
(on s'intéressera particulièrement à la partie « hydrologie »)

Document 2 : « **le pH, le pH d'une solution d'ions hydrogénocarbonate.** »

*Le pH est une grandeur qui permet d'indiquer si un milieu est acide ou basique. Pour les solutions aqueuses, un  $\text{pH} < 7$  caractérise une solution acide, un  $\text{pH} > 7$  une solution basique, un  $\text{pH} = 7$  une solution neutre.*

*Que trouve-t-on derrière cette notion apparemment simple et accessible ?*

### **Les milieux acides et basiques**

*Adaptons à notre cadre (la chimie) les trois termes présentés dans le titre.*

#### **“milieu”**

*Le lieu de la chimie, dans lequel les espèces chimiques se déplacent, se rencontrent et, éventuellement, se transforment. Le milieu le plus facile à maîtriser expérimentalement est l'eau liquide dans laquelle de nombreuses espèces chimiques peuvent se trouver à l'état dissous, les quantités de ces espèces peuvent être indiquées grâce à une grandeur très commode : leur concentration molaire.*

#### **“acide”**

*ça pique !... Mais ce n'est qu'un point de vue macroscopique.*

*Les chimistes se sont rapidement aperçus qu'aux niveaux moléculaire et atomique, les espèces chimiques responsables de l'acidité d'un milieu avaient une propriété commune, elles avaient facilement tendance à se débarrasser d'une partie de leur structure : un ion  $\text{H}^+$ . On peut donc les noter  $\text{AH}$  et considérer qu'elles peuvent se transformer en  $\text{A}^-$ . Mais attention, pour qu'un acide libère son  $\text{H}^+$ , il faut qu'il ait en face une espèce susceptible de fixer ce  $\text{H}^+$  : une base.*

*Il se trouve que l'ion  $\text{H}^+$  est très soluble dans l'eau, parce qu'il se fixe facilement sur la molécule  $\text{H}_2\text{O}$  pour former un ion  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$  (ion oxonium). Dans ces conditions, l'eau (solvant) a joué le rôle de base.*

**Or, le pH a justement été défini en lien étroit avec la concentration en ions oxonium :**

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \quad \text{ou} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

**(ces formules seront précisées ultérieurement)**

#### **- “basique”**

*cette notion se définit en opposition à la précédente. Une espèce chimique est basique si elle a facilement tendance à rattrapper un ion  $\text{H}^+$ . On peut la noter  $\text{B}^-$  et considérer alors qu'elle peut se transformer en  $\text{BH}$ ...*

*Une solution aqueuse basique contient donc très peu d'ions  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  (ou  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ) car ils ont été fixés par l'espèce basique qui a été apportée dans cette solution.*

*Stop ! d'où proviennent les  $\text{H}^+$  fixés par  $\text{B}^-$  ?*

*D'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  initialement présents dans la solution, mais aussi, pourquoi pas, de l'eau qui les cède et qui devient  $\text{HO}^-$  (ion hydroxyde). L'eau peut donc aussi jouer le rôle d'acide*

### - Révélation

L'eau peut donc fonctionner comme une molécule basique ou comme une molécule acide, cela dépend des espèces chimiques auxquelles elle est confrontée.

Mais alors dans l'eau pure ?

Y a-t-il une réaction acide-base (un échange d' $H^+$ ) ? Laquelle ?

### - Conséquence

Dans une solution aqueuse acide, il y a plus d'ions oxonium que d'ions hydroxyde.

Dans une solution aqueuse basique, il y a plus d'ions hydroxyde que d'ions oxonium.

Dans une solution aqueuse neutre il a autant d'ions hydroxyde que d'ions oxonium.

L'ion hydroxyde est en quelque sorte le représentant de la basicité en solution aqueuse, l'ion oxonium celui de l'acidité...

### - Couples acide/base

Le couple d'espèces  $AH/A^-$  est appelé couple acide/base, on passe de l'une à l'autre par perte ou gain d' $H^+$ .

Exemples célèbres :



Et enfin les couples dans lesquels intervient l'ion hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$  :



On note que l'ion hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$ , comme l'eau, peut se comporter à la fois comme un acide et comme une base. Et effectivement, dans une solution d'ions hydrogénocarbonate, la principale réaction est une réaction de cet ion avec lui même pour donner des ions carbonate et du dioxyde de carbone. Il se trouve que le  $CO_2$  dissous peut alors, en tant qu'acide, réagir **un peu** avec l'eau de même que l'ion carbonate  $CO_3^{2-}$ , qui est basique (**un peu plus fortement**). Il va donc y avoir formation d'ions hydroxydes et oxonium avec **avantage aux hydroxydes**. Le pH attendu sera entre 8 et 9.

Les termes en gras peuvent déclencher une discussion : pourquoi une espèce est, par exemple, plus basique qu'une autre ? Que veut dire l'expression : « réagir un peu » ? A-t-elle un sens ?

**Tout cela pour accepter que le pH d'une solution d'ions hydrogénocarbonate vaut environ 8,5 !**

(fin du document 2)

## Travail

### 1) Questions

a) C'est à vous d'expliquer pourquoi le pH diminue si l'on apporte plus de  $\text{CO}_2$  dans la solution précédente et pourquoi il augmente si l'on y apporte des ions  $\text{CO}_3^{2-}$ ...

b) L'eau pure... son pH est égal à 7 à 25 °C.

- Que vaut alors la concentration en ions oxonium dans l'eau pure ?
- Que vaut la concentration en ions hydroxyde dans l'eau pure ?
- Si l'on oublie un instant la réaction acide base de l'eau pure (ou si l'on se place dans l'état initial de cette réaction), que vaut la concentration de l'eau dans l'eau ?
- Que conclure à propos de la réaction acide base de l'eau pure (réaction d'autoprotolyse) ?

c) Le lac Natron

- Quel phénomène est à l'origine d'une baisse du pH dans le lac Natron ?
- hormis la variation du pH, quel autre phénomène peut être constaté dans le lac Natron en l'absence de pluie ?
- Ethymologiquement, à quel élément chimique peut on relier le mot « Natron » ?

### 2) Vérifications à l'aide de solutions réalisées au laboratoire

- Mettre en œuvre un protocole expérimental pour préparer 100,0 mL d'une solution d'hydrogencarbonate de sodium de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Mesurer le pH de cette solution ( $S_1$ ).
- Diluer dix fois cette solution (à l'eau du robinet) et mesurer le pH de la solution obtenue ( $S_2$ ).
- Mesurer les pH de solutions prêtes suivantes :
  - $S_3$  : solution de carbonate de sodium de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
  - $S_4$  : solution de dioxyde de carbone de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Mesurer les pH des mélanges suivants :
  - 10 mL de  $S_4$  + 20 mL de  $S_1$  ;
  - 10 mL de  $S_3$  + 20 mL de  $S_1$  ;

**On peut aussi proposer une mesure sur la solution de carbonate après dilution**

Commenter judicieusement toutes les valeurs de pH mesurées.

*Travail écrit pour cette partie : description du mode opératoire (une fois validé par le professeur), description des manipulations annexes (rinçage de la verrerie, réglages du pHmètre, ...), présentation des résultats (valeur du pH), commentaires et explications des valeurs trouvées.*

## Commentaires sur les questions autour du pH du lac Natron

Les mesures réalisées étaient censées aider.

Vous avez mesuré le pH de deux solutions d'hydrogénocarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ) pour arriver tous aux deux résultats suivants :

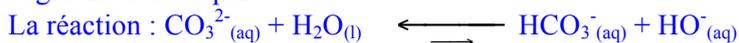
- leur pH vaut aux alentours de 8 ;
- leur pH varie très peu lorsqu'on procède à un changement radical de concentration.

Or :

- le pH du lac est supérieur à 9 ;
- le pH du lac diminue clairement lorsque le lac se remplit (cela équivaut à un apport d'eau, c'est à dire à une dilution)
- le pH du lac augmente lorsque de l'eau s'en évapore (augmentation des concentrations des espèces dissoutes)

L'ion carbonaté majoritaire dans le lac Natron n'est donc pas  $\text{HCO}_3^-$  !

C'est un ion qui a des propriétés plus basiques, cela ne peut être que l'ion carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$ . En effet cet ion est exclusivement une base, il réagit avec l'eau de manière à générer des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  qui sont en quelque sorte les représentants de la basicité en solution aqueuse : lorsqu'il s'en forme, il y a, par compensation consommation d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et donc augmentation du pH.



Il restait à vérifier que le pH d'une solution d'ions carbonate varie nettement avec la concentration. Pour cela, il aurait fallu diluer la solution  $\text{S}_3$  et mesurer son pH vous auriez noté une nette diminution !

**Les résultats officiels à ce niveau (effets des dilutions, des changements de concentration) sont :**

- **Pour une solution aqueuse d'une espèce exclusivement acide (ici, ce serait  $\text{CO}_2(\text{aq})$ ), le pH augmente avec la dilution (si la concentration de cette espèce diminue).**
- **Pour une solution aqueuse d'une espèce exclusivement basique (ici, ce serait  $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ ), le pH diminue avec la dilution (si la concentration de cette espèce diminue).**
- **Pour une solution aqueuse d'une espèce amphotère, c'est à dire qui peut se comporter à la fois comme un acide ou comme une base (ici ce serait  $\text{HCO}_3^-$ ), la dilution influence très peu le pH.**

*Vous méditez sur ces trois résultats, par exemple vous chercherez à les expliquer...*

**L'éthymologie du mot « Natron »** : il faut y reconnaître le symbole Na du ... sodium !

Mais pourquoi le symbole du sodium est-il Na et non pas, par exemple, So ??

Le natron est l'ancien nom du carbonate de sodium, on disait qu'il contenait du natrium. Le carbonate de sodium était aussi présent dans une plante appelée sodanum. D'où le lien avec le mot soude qui provient de l'arabe suwwad.

**3) Résolution de problèmes** : 4 et 5 p 26 (le système des carbonates dans l'océan) à rédiger.

**MAIS** : correctif pour le problème 5 : ne pas accepter le terme « pression de CO<sub>2</sub> dans l'eau de mer » et considérer plutôt « pression de CO<sub>2</sub> libéré par l'eau de mer » (la notation  $P_{\text{CO}_2}^{\text{océan}}$  peut être conservée)

*Lorsqu'une espèce gazeuse X est dissoute dans un solvant, il s'établit un équilibre entre la quantité de matière de X dissoute et la quantité de matière de X gaz au-dessus du liquide. La quantité de matière de X<sub>gaz</sub> peut être caractérisée par une valeur de pression, la quantité de X<sub>dissous</sub> est caractérisée par une valeur de concentration. La loi de Henry traduit l'équilibre des quantités de matière de X<sub>gaz</sub> et de X<sub>dissous</sub>.*

3) Questions récré autour du Perrier

a) Lorsque l'on ouvre une bouteille d'eau gazeuse, cela fait pschhhht !  
(tout simplement parce que la pression à l'intérieur de la bouteille fermée était plus forte que la pression atmosphérique)

Mais pourquoi, alors, voit-on de nombreuses bulles se former et sortir du liquide ?

b) Expliquer de même la formation de bulles dans un verre de Perrier lorsque :

- On y met un glaçon ?
- On y verse du jus de citron ?

**III – Les pluies acides** (la notion de pH est vue, on peut envoyer une problématique en direct !)

**En DM sur feuille le problème 6 p 27 (« l'acide nitrique et les pluies »)**