

**Exercice 1 : Préparation d'une solution tampon.****Données nécessaires :**

Masse molaire d'éléments chimiques :

$$M_{(H)} = 1,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_{(C)} = 12,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_{(N)} = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{(O)} = 16,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_{(F)} = 19,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Couples acido-basiques :  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$   
 $\text{TrisH}^+/\text{Tris}$  ( $\text{pK}_a = 8,1$ )

Les solutions tampon sont très souvent utilisées en chimie. Leur pH varie peu lors d'une addition modérée d'acide ou de base, ou lors d'une dilution. La préparation d'une solution tampon est donnée dans l'annexe.

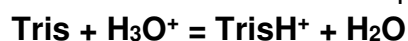
**1.1** Rappeler la définition d'une espèce acide.

**1.2 a)** Rappeler la relation liant le pH d'une solution à la concentration en ion oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  pour une solution diluée.

On admet que cette relation est valable pour la solution d'acide chlorhydrique utilisée.

**b)** Déterminer le pH de cette solution.

On donne la réaction acido-basique qui a lieu lors de la préparation de cette solution tampon :



**1.3** Montrer, à partir de l'annexe, que la masse molaire de la molécule appelée « Tris » est  $149,0 \text{ g.mol}^{-1}$ .

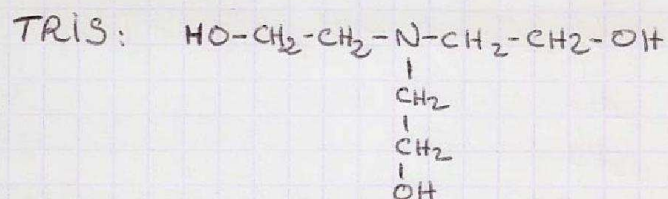
**1.4** La réaction étant considérée comme totale, déterminer les quantités finales en  $\text{TrisH}^+$  et en Tris exprimées en moles.

**1.5** Calculer alors les concentrations finales de ces deux espèces.

**1.6** Vérifier que la valeur du pH de la solution ainsi préparée est  $\text{pH} = 7,8$ , sachant que le pH de cette solution tampon est donné par la relation :

$$\text{pH} + \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Tris}]}{[\text{TrisH}^+]},$$

Préparation de la solution tampon TRIS/HCl.  
pour électrophorèse

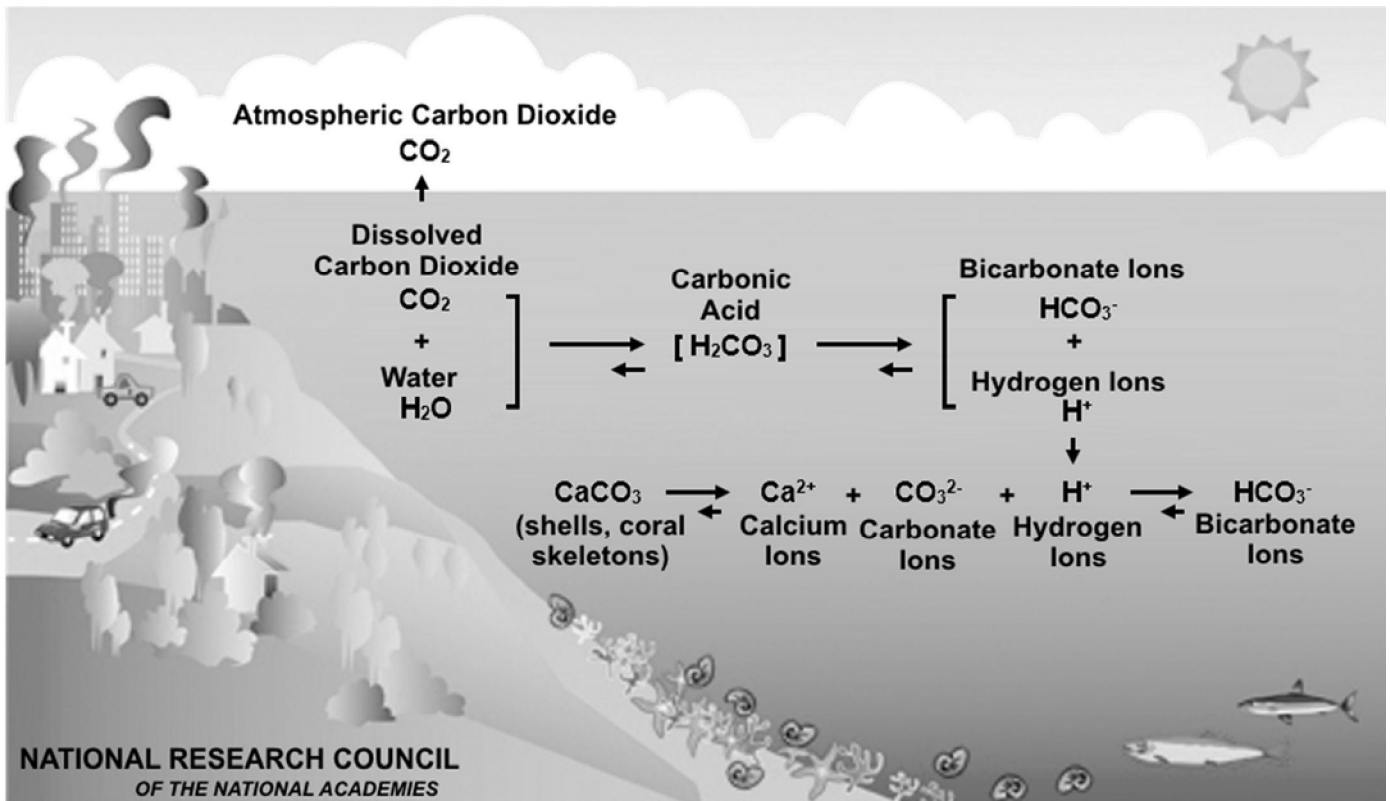


Dans une fiole de 500 mL

- Introduire 418 mL d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+\text{Cl}^-$ ) à  $0,40 \text{ mol L}^{-1}$
- Rajouter 37,25 g de TRIS
- Après dissolution, compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

## Exercice 2 : l'acidification des océans.

Oceans are more acidic due to absorbing 30 % of the CO<sub>2</sub> produced since 1750.



<http://www.refresilience.org/coral-reefs/stressors/ocean-acidification/ocean-carbon-chemistry/>

1. À l'aide de vos connaissances, citer deux causes responsables de l'augmentation de l'émission de CO<sub>2</sub> dans l'atmosphère ces dernières années.

La dissolution dans l'eau du dioxyde de carbone gazeux entraîne, d'abord, la formation d'acide carbonique H<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub> qui se transforme, ensuite, en ion carbonate HCO<sub>3(aq)</sub><sup>-</sup>, selon l'équation



2. En vous appuyant sur la définition d'un acide, justifier que la molécule H<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub> est bien une espèce acide.

On donne le couple acide / base de l'eau H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> / H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub>.

3. Écrire la demi-équation acido-basique traduisant la transformation de l'eau H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> en ion oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>.
4. En déduire l'équation bilan de la réaction entre l'acide carbonique H<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub> et l'eau H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub>.
5. Pourquoi parle-t-on d'acidification des océans ? Une réponse argumentée de quelques lignes (maximum 10 lignes) est demandée dans laquelle devront apparaître les notions suivantes : pH, concentration, dissolution, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ou H<sup>+</sup>, CO<sub>2</sub>.

### Exercice 3 : étude d'une eau thermale.

Lors d'une cure thermale, un patient utilise une eau dont les caractéristiques sont données ci-dessous :

- une faible minéralisation ( $0,18 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ ),
- la présence de sulfures sous les formes de sulfure d'hydrogène  $\text{H}_2\text{S}$ , d'ions hydrogénosulfure  $\text{HS}^-$  ou d'ions sulfure  $\text{S}^{2-}$ ,
- la dominance de la teneur en sodium (ions  $\text{Na}^+$ ).

Données :

masse volumique de l'eau :  $\rho_{\text{eau liquide}} = 1,0 \times 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  ;

pH de l'eau thermale :  $\text{pH} = 9,3$  ;

température de l'eau thermale : environ  $25^\circ\text{C}$ .

$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] \times [\text{HO}^-(\text{aq})] = 1,0 \times 10^{-14}$  à  $25^\circ\text{C}$  ;

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

- **Le sulfure d'hydrogène** est un composé chimique de formule  $\text{H}_2\text{S}$ . C'est un gaz acide, incolore, à l'odeur nauséabonde d'œuf pourri et très toxique par inhalation à partir d'un seuil de  $14 \text{ mg}\cdot\text{m}^{-3}$ . Il réagit avec les solutions aqueuses basiques et les métaux tels que l'argent.
  - **Couples acide / base** :  $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$        $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$
1. Citer deux méthodes permettant de mesurer le *pH* d'une solution.
  2. L'eau thermale est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier la réponse.
  3. Déterminer la concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette eau thermale et en déduire la concentration en ions hydroxyde  $\text{HO}^-$ .
  4. Les produits ménagers anticalcaires contiennent des espèces chimiques acides.
    - 4.1. Donner la définition d'un acide selon la théorie de Brønsted.
    - 4.2. Écrire l'**équation** chimique de la réaction entre l'ion hydrogénosulfure  $\text{HS}^-$  et l'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ , espèce acide du couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ .
    - 4.3. À quel **désagrément** s'expose-t-on en ajoutant un produit ménager anticalcaire avec de l'eau thermale ? Justifier.

## Exercice 1 : Préparation d'une solution tampon

1.1. Une espèce acide est une espèce capable de céder un ion  $H^+$ .

1.2.a.  $pH = -\log [H_3O^+]$

1.2.b. On a  $[H_3O^+] = 0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Donc  $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,40) = 0,40$

1.3. La formule brute de la molécule est :  $C_6H_{15}O_3N$

Donc sa masse molaire est :

$M(\text{tris}) = M(C_6H_{15}O_3N) = 6 \times 12,0 + 15 \times 1,0 + 3 \times 16,0 + 1 \times 14,0 = 149 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1.4. On a introduit

- 418 mL (= 0,418 L) d'acide chlorhydrique à  $0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , soit une quantité  $n(H_3O^+)_{\text{initial}} = C \times V = 0,40 \times 0,418 = 0,17 \text{ mol}$

- 37,25 g de tris, soit :  $n(\text{Tris})_{\text{initiale}} = \frac{m}{M} = \frac{37,25}{149} = 0,25 \text{ mol}$

C'est donc l'acide chlorhydrique qui est le réactif limitant.

La réaction est totale, donc à la fin de la réaction :

$n(\text{Tris})_{\text{final}} = n(\text{Tris})_{\text{initial}} - n(H_3O^+)_{\text{initial}} = 0,25 - 0,17 = 0,08 \text{ mol}$

$n(\text{TrisH}^+)_{\text{final}} = n(H_3O^+)_{\text{initial}} = 0,17 \text{ mol}$

1.5. Le volume de la solution préparée est de  $500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$ .

Donc :

$[\text{tris}] = \frac{n}{V} = \frac{0,08}{0,5} = 0,16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{TrisH}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,17}{0,5} = 0,34 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

1.6.  $pH = pK_a + \log \frac{[\text{Tris}]}{[\text{TrisH}^+]} = 8,1 + \log \frac{0,16}{0,34} = 7,8$

## Exercice 2 : l'acidification des océans

- L'augmentation du nombre de véhicules rejetant du dioxyde de carbone.
  - L'augmentation de l'activité humaine : combustion des déchets...
- Un acide est une espèce pouvant céder un ions  $H^+_{(aq)}$ .  $H_2CO_3$  peut céder un ion  $H^+$  selon la demi-équation :  $H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$ , c'est donc un acide.
- $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$
- $$\begin{array}{r} H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+ \\ H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+ \\ \hline H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+ \end{array}$$
- L'augmentation de la concentration en dioxyde de carbone dans l'air conduit, par dissolution, à l'augmentation de la concentration en dioxyde de carbone dans l'eau. Donc la concentration en acide carbonique dans l'eau augmente.  
Or, on a vu à la question 4 que cela conduit à l'augmentation de la concentration en ion oxonium, responsable de l'acidité des solutions : plus il y a d'ions oxonium, plus l'eau est acide. Plus l'eau est acide plus son pH est faible.

## Exercice 3 : étude d'une eau thermale

- Le pH peut être mesuré avec un pH mètre ou être estimé avec du papier pH.
- L'eau thermale a un pH = 9,3, donc supérieur à 7 : elle est basique.
- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9,3} = 5,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
Donc  $[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-10}} = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Un acide selon Brönsted est une espèce qui peut céder des ions hydrogène  $H^+$ .
  - $HS^- + H_3O^+ = H_2S + H_2O$
  - L'eau thermale contenant des ions  $HS^-$ , si on y ajoute un produit ménager acide, on va former di sulfure d'hydrogène  $H_2S$  qui a une odeur d'œuf pourri...