

NIVEAU 2 :

8 Calculer le pH d'une solution

CORRIGE

Effectuer des calculs.



Pour ne pas irriter la peau, l'eau d'une piscine doit avoir un pH compris entre 7,2 et 7,4.

La détermination de la concentration en ions oxonium d'une eau de piscine donne $[H_3O^+] = 3,2 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

1. L'eau de la piscine analysée peut-elle provoquer des irritations ?

2. Calculer les concentrations en ions oxonium correspondantes à l'intervalle de pH préconisé. **Utiliser le réflexe 3**

3. Préciser la nature acide ou basique de l'espèce à ajouter pour retrouver une eau de piscine acceptable.

9 Déterminer une concentration en ions oxonium

Exploiter des informations.

Les eaux de pluie ont un pH généralement compris entre 5,5 et 8,0. Cependant, la pollution atmosphérique peut faire baisser leurs pH.

Ces pluies sont dites acides si le pH est inférieur à 5,0.

1. Déterminer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium à partir de laquelle l'eau de pluie est dite acide.

2. Calculer le pH d'une eau de pluie dont la concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Est-elle issue d'une pluie acide ?

Utiliser le réflexe 4

NIVEAU 2 :

14 Nettoyer à l'ammoniaque

CORRIGE

Utiliser un modèle ; exploiter des informations.

Une solution aqueuse commerciale S_1 contenant de l'ammoniac $NH_3(aq)$ peut être utilisée, après dilution, comme produit nettoyant (évier, lavabos, etc.) ou comme produit détachant (moquette, tapis).

Une solution aqueuse S_2 est obtenue après dilution de la solution S_1 .



1. Lister la verrerie nécessaire pour réaliser une dilution, ainsi que les consignes de sécurité.

2. a. L'ammoniac $NH_3(aq)$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

b. Écrire les couples acide-base mis en jeu.

3. Le pH de la solution S_2 est égal à 10,5. Préciser la nature (basique, neutre, acide) de la solution.

4. Déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ de la solution S_2 .

5. Justifier le caractère acide ou basique d'une solution d'ammoniac à partir du schéma de Lewis de la molécule.

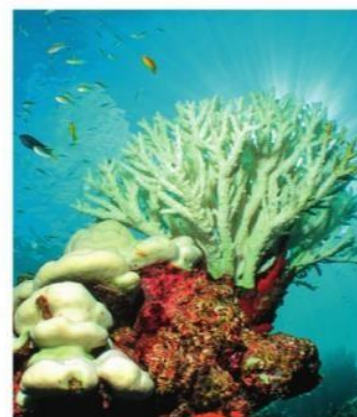
6. À partir du schéma de Lewis de l'ion ammonium, justifier que l'ion ammonium ne peut pas être une espèce amphotère.

NIVEAU 2 :

12 Les coraux face à l'acidification des océans

Utiliser un modèle pour expliquer.

Le pH moyen des eaux des mers et des océans était de 8,15 avant l'ère industrielle, et se situe désormais autour de 8,05. Les coquilles ou les exosquelettes des crustacés et des coraux formés essentiellement de carbonate de calcium $CaCO_3(s)$ ont plus de difficultés à se former dans les eaux acides.

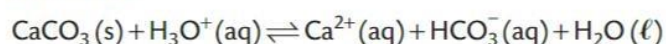


1. Le dioxyde de carbone dissout CO_2 , $H_2O(aq)$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

2. Pourquoi le pH des eaux des mers et des océans diminue-t-il depuis l'ère industrielle ?

3. Montrer que la diminution constatée du pH depuis le début de l'ère industrielle correspond à une augmentation de 30 % des ions oxonium dans les océans.

4. Soient les réactions opposées dont l'équation est donnée ci-dessous.



En déduire pourquoi les coraux sont menacés par les activités humaines.

Donnée

$$\log(a) - \log(b) = \log\left(\frac{a}{b}\right)$$

NIVEAU 3 :

16 Résolution de problème

Fiche 1 p. 452

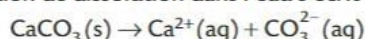
Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium

Construire les étapes d'une résolution de problème.



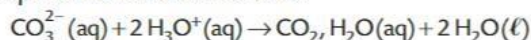
Le pH de l'eau d'un aquarium doit être contrôlé régulièrement et régulé car la vie des plantes et des poissons en dépend. Ce pH doit être compris entre 5,5 et 8,5 selon les espèces vivantes présentes.

Un aquarium de 120 L contient une eau trop acide de pH = 4,5. Une technique de régulation de pH consiste à introduire un bâton de craie constituée presque exclusivement de carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ dont l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau s'écrit :



On modélisera la transformation des bâtons de craie avec l'eau par la réaction entre les ions carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ présents dans la craie et les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ présents dans l'eau de l'aquarium.

L'équation de la réaction s'écrit :



• Déterminer la masse de bâtons de craie à introduire pour corriger le pH.

Donnée

$M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

NIVEAU 2 :

15 Détartrer une machine à laver

Utiliser un modèle pour expliquer.

Du tartre se dépose souvent sur les résistances chauffantes des machines à laver réduisant l'efficacité du nettoyage. Des détartrants à base d'acide lactique permettent de résoudre ce problème.



La formule brute de l'acide lactique est $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$. Cette molécule contient deux groupes caractéristiques : un groupe hydroxyle porté par un carbone lui-même lié à un groupe carboxyle. Au cours de la préparation d'une solution détartrante, on dissout une masse $m = 54,1 \text{ g}$ d'acide lactique pour 1,0 L de solution. Après agitation, le pH de la solution est mesuré à 1,9.

1. Établir la formule semi-développée de l'acide lactique.
2. Sachant que le groupe carboxyle de l'acide lactique est responsable de son acidité, écrire l'équation de la réaction entre l'acide lactique et l'eau.
3. Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.
4. Calculer l'avancement maximal x_{max} .
5. En tenant compte du pH, déterminer si la transformation est totale.

(Calculer pour cela x_f qui correspond à l'avancement

Donnée

réel de la réaction)

$M(\text{acide lactique}) = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5 Identifier des couples acide-base

Mobiliser et organiser ses connaissances.

1. Parmi les couples suivants, identifier les couples acide-base :
 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$;
 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{HSO}_3^-(\text{aq})$; $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$;
 $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^-(\text{aq})$.
2. Écrire les demi-équations des couples acide-base.
3. a. L'ion hydrogènesulfate $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$ est une espèce amphotère. Définir ce terme.
b. Écrire les deux couples acide-base formés par l'ion hydrogènesulfate.
4. Justifier le caractère basique de l'ammoniac à partir du schéma de Lewis de sa molécule.

6 Établir l'équation d'une réaction acide-base

Exploiter des observations.

En mélangeant une solution d'hydrogencarbonate de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ avec du vinaigre (solution contenant de l'acide éthanóique), une réaction acide-base a lieu. On observe alors une effervescence.



1. Donner la formule chimique de l'acide éthanóique.
2. Écrire les couples acide-base mis en jeu au cours de la transformation.
3. Deux réactions opposées ont lieu. Écrire l'équation sachant que la transformation est non totale.
4. Justifier l'effervescence observée. [Utiliser la réflexion E2](#)

niveau 1 :

