

Exercice 01

Écriture d'une espèce conjuguée

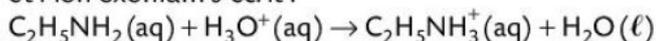
- Définir un acide et une base selon la théorie de Brønsted.
- Recopier et compléter ce tableau pour former des couples acide-base conjugués.

Acide	H ₃ PO ₄		ClOH		HS ⁻	NH ₄ ⁺
Base		HO ⁻		HS ⁻		

Exercice 02

Exploiter l'équation d'une réaction acide-base

L'équation de la réaction entre l'éthylamine C₂H₅NH₂ (aq) et l'ion oxonium s'écrit :



- L'éthylamine est-elle une base ou un acide ? Justifier.
- Écrire les couples mis en jeu dans cette réaction.
- L'ion éthylammonium C₂H₅NH₃⁺ (aq) réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.

Exercice 03

Déterminer une concentration en ions oxonium

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.

- Déterminer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium à partir de laquelle l'eau de pluie est dite acide.
- Calculer le pH d'une eau de pluie dont la concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Est-elle issue d'une pluie acide ?

Exercice 04

Vinaigre

Un vinaigre à 8° contient $m = 8,0 \text{ g}$ d'acide éthanóique CH₃COOH dans $m_{\text{vin}} = 100 \text{ g}$ de solution.

Donnée

Masse volumique du vinaigre : $\rho_{\text{vin}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

- À quel couple appartient l'acide éthanóique ?
 - Calculer le volume V_{vin} de vinaigre de masse m_{vin} .
 - En déduire la concentration c en acide éthanóique de ce vinaigre.
- On apporte à $V = 10 \text{ mL}$ de ce vinaigre $n' = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'ammoniac NH₃ (aq).
 - Écrire l'équation de la réaction qui se produit.
 - Déterminer le réactif limitant.

Exercice 05

Préparation d'une solution diluée

Une solution d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière d'ions oxonium : $[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est diluée d'un facteur 100.

- Quel est le pH de la solution initiale ?
- Quel est le pH de la solution diluée ?
- Quelle est la solution la plus acide des deux ?

Exercice 06

Boissons au cola

Des dosages permettent de mesurer les concentrations en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]$ de différentes boissons au cola. On trouve :

$$6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < [H_3O^+] < 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Quel est le pH correspondant à chacune des valeurs extrêmes mesurées ?
- En déduire un encadrement du pH des boissons au cola dosées.
- Ces boissons sont-elles acides ou basiques ?

Exercice 07

Préparation d'une solution-mère

L'addition de $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de chlorure d'hydrogène gazeux HCl (g) à 200 mL d'eau donne de l'acide chlorhydrique (H₃O⁺ (aq), Cl⁻ (aq)).

- Quelle est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium $[H_3O^+]$ apportés ?
- En déduire le pH de la solution obtenue.

Exercice 08

Il en voit de toutes les couleurs

Le bleu de bromophénol se présente sous deux formes différentes : l'une colore la solution en jaune lorsque le pH est inférieur à 3,0, l'autre la colore en bleu lorsque le pH de la solution est supérieur à 4,6.

Une solution S est obtenue en versant de l'acide nitrique HNO₃ (ℓ) et quelques gouttes de bleu de bromophénol pur dans un volume d'eau. La solution S obtenue est verte.

- Écrire l'équation de la réaction acide-base entre l'acide nitrique et l'eau sachant que la transformation est totale.
- Donner un encadrement de la concentration en quantité de matière d'ions oxonium présents dans la solution S.
- Préciser la démarche à suivre pour que la couleur de la solution vire au jaune.
- On ajoute de l'hydroxyde de sodium dans la solution S. Écrire l'équation de la réaction entre les ions hydroxyde et les ions oxonium présents dans la solution S. La transformation est totale.
 - Justifier que les ions sodium Na⁺ (aq) sont spectateurs.
 - Indiquer la couleur de la solution si l'on continue d'ajouter de l'hydroxyde de sodium à la solution S.

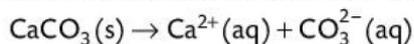
Exercice 09

Contrôler la qualité de l'eau d'un aquarium



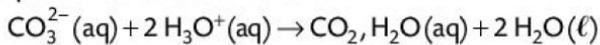
Le pH de l'eau d'un aquarium doit être contrôlé régulièrement et régulé car la vie des plantes et des poissons en dépend. Ce pH doit être compris entre 5,5 et 8,5 selon les espèces vivantes présentes.

Un aquarium de 120 L contient une eau trop acide de $\text{pH} = 4,5$. 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

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

Exercice 10

Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Afin de préparer une solution S d'acide chlorhydrique, on introduit un volume $V_1 = 5,0 \text{ L}$ de chlorure d'hydrogène gazeux $\text{HCl}(\text{g})$ dans un volume $V_2 = 1,0 \text{ L}$ d'eau. On négligera la variation de volume du liquide.

1. Expliquer pourquoi l'eau est une espèce amphotère.
2. Écrire l'équation de la réaction entre $\text{HCl}(\text{aq})$ et l'eau. La transformation est totale.
3. Calculer la concentration en ions oxonium présents dans la solution S.
4. La solution S est diluée 10 fois. En déduire le pH de la solution ainsi obtenue.
5. On prélève 10,0 mL de la solution. Déterminer le volume V d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration en ions hydroxyde $[\text{HO}^-] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à ajouter pour que la solution S devienne neutre. La transformation est totale. On négligera toute autre source d'ions oxonium.

Donnée

Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience
 $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 11

Détartrer une machine à laver

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.

Donnée

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