

Vrai / Faux

1. Le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{HO}^-$ constitue un couple acide/base conjuguée.

Vrai Faux

2. La concentrations en ions oxonium d'une solution de $\text{pH} = 3,2$ est dix fois plus élevée que dans une solution de $\text{pH} = 2,2$.

Vrai Faux

3. Le produit ionique de l'eau est toujours égal à 10^{-14} .

Vrai Faux

4. Deux espèces acido-basiques qui se superposent sur un diagramme de prédominance réagissent quantitativement entre elles.

Vrai Faux

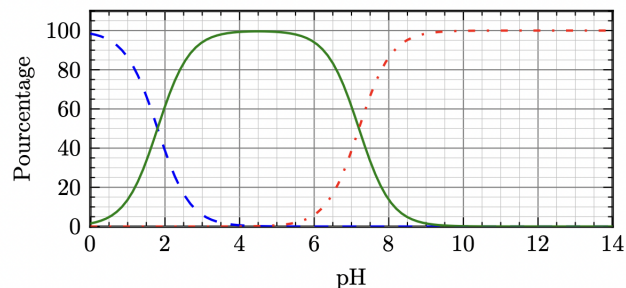
5. L'espèce H_2PO_4^- est une espèce amphotère.

Vrai Faux

Pour bien démarrer

Exercice n°1 - Exploitation de courbes de distribution (★)

Les courbes de distribution des différentes formes acido-basiques du diacide sulfureux H_2SO_3 sont représentées ci-dessous.



1. Attribuer les courbes aux différentes formes acido-basiques en justifiant.
2. Déterminer les pK_a des couples successifs du diacide sulfureux.
3. Construire le diagramme de prédominance associé.
4. On considère une solution de $\text{pH} = 2,5$ telle que la concentration totale en espèces sulfurées soit égale à $c_0 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer les concentrations des différentes formes par lecture des courbes de distribution.

Exercice n°2 - Équilibres acido-basiques de l'acide tartrique (★)

L'acide tartrique est un diacide fréquemment rencontré dans des denrées alimentaires d'origine végétale. On le note symboliquement H_2T dans cet exercice. On considère une solution alimentaire à 7,5% en fraction massique, en équilibre chimique sous ses différentes formes acido-basiques. Le pH de la solution est égal à 4,0. On approxime la masse volumique de la solution à celle de l'eau.

1. Calculer la concentration molaire totale C en acide tartrique de la solution.
2. Construire le diagramme de prédominance de l'acide tartrique. En déduire que l'on peut approximer $C \approx [\text{HT}^-] + [\text{T}^{2-}]$ dans la solution étudiée.
3. Calculer la concentration molaire des différentes formes acido-basiques.

Données : $\text{pK}_{a1}(\text{H}_2\text{T}/\text{HT}^-) = 3,0$; $\text{pK}_{a2}(\text{HT}^-/\text{T}^{2-}) = 4,4$; masse molaire $M = 150 \text{ g/mol}$.

Exercices essentiels

Exercice n°3 - Mise en solution du sulfure d'ammonium (★★)

On introduit $n = 1,0 \text{ mmol}$ de sulfure d'ammonium solide $(\text{NH}_4)_2\text{S}(\text{s})$ dans $V = 100 \text{ mL}$ d'eau. On admet que le sulfure d'ammonium se dissocie complètement dès qu'il est mis en solution.

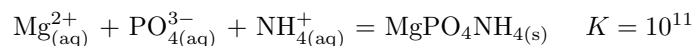
1. Représenter le diagramme de prédominance des deux couples.
2. En déduire que la solution de sulfure d'ammonium ne peut pas être un électrolyte contenant les ions NH_4^+ et S^{2-} . Écrire l'équation de la réaction qui a lieu et calculer sa constante d'équilibre.
3. Calculer alors les concentrations de toutes les espèces en solution.

4. Déterminer le pH de la solution.

Données : $pK_{a1}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$ et $pK_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$.

Exercice n°4 - Traitement d'un effluent aqueux (★★)

Pour réduire la teneur en phosphore dans les eaux à la sortie des stations d'épuration, on fait réagir les ions phosphate selon l'équation :



1. Représenter le diagramme de prédominance des diverses formes acido-basiques du phosphore en phase aqueuse en fonction du pH.
2. Représenter le domaine de prédominance des diverses formes acido-basiques de l'azote en phase aqueuse en fonction du pH.
3. Les ions PO_4^{3-} et NH_4^+ peuvent-ils coexister ? Justifier. Écrire l'équation de la réaction que l'on pourrait envisager entre ces ions et calculer la constante d'équilibre associée.

En réalité, cette réaction n'est pas observée; nous allons montrer que les deux ions réagissent selon l'équation donnée en début d'énoncé. Un effluent aqueux en sortie de station d'épuration contient une concentration totale $c_p = 4,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L d'espèces phosphorées et une concentration totale $c_N = 15 \cdot 10^{-3}$ mol/L en espèces azotées. Le pH est maintenu égal à 9,5.

4. Calculer la concentration molaire en $\text{PO}_{4(\text{aq})}^{3-}$ dans l'effluent.
5. Calculer la concentration molaire en $\text{NH}_{4(\text{aq})}^+$ dans l'effluent.

On introduit un volume $V = 5 \text{ m}^3$ d'effluent une masse $m = 200 \text{ g}$ de chlorure de magnésium (MgCl_2 , totalement soluble dans l'eau dans les conditions utilisées, la variation de volume associée à l'ajout de chlorure de magnésium est négligeable).

6. Dans quel sens évolue le système ? Ces conditions permettent-elles de réduire la teneur en phosphore dans l'effluent ? Justifier.

Données : $M_{\text{MgCl}_2} = 95,2 \text{ g/mol}$; constantes d'acidité successives pour H_3PO_4 : $pK_{A,1} = 2,1$; $pK_{A,2} = 7,2$; $pK_{A,3} = 12,4$; $pK_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$.

Dosage par titrage acido-basique

Exercice n°5 - Dosage de l'acidité du lait (★★)

Le lait est un produit hautement périssable. Il contient approximativement 5% de lactose qui, sous l'action de bactéries, est transformé en acide lactique ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$).

On évalue en degré Dornic ($^{\circ}\text{D}$) l'acidité d'un lait : 1 degré Dornic correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. Juste après la traite, le lait frais a une acidité de 15 à 18 $^{\circ}\text{D}$. Celle-ci, sous l'action des bactéries lactiques, peut progressivement augmenter. Lorsque l'acidité dépasse 37 $^{\circ}\text{D}$, la caséine va flocculer (le lait va "tourner"). Moins le lait est frais, plus son acidité totale est grande. Cependant, quelle que soit la fraîcheur du lait, son pH sera toujours supérieur à 5. La détermination de l'acidité d'un lait est donc un moyen simple pour déterminer si l'activité bactérienne (fermentation) a débuté et si le lait est frais. Ainsi, dans les fermes laitières, un peu de lait est régulièrement dosé pour déterminer sa teneur en acide lactique et pour valider sa commercialisation. Les échantillons de lait de 10 mL sont titrés par une solution de NaOH de concentration $c_B = 0,111 \text{ mol/L}$.

Pour le lait étudié, on obtient un volume équivalent $V_B = 1,7 \text{ mL}$.

1. Quelle forme (acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ ou ions lactates $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$) prédomine dans le lait quel que soit son état de fraîcheur ?
2. Écrire l'équation support du titrage.
3. Le lait dosé est-il frais ?

Données : $pK_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3/\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-) = 3,9$; masse molaire de l'acide lactique $M = 90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Éléments de réponse

Vrai / Faux

1. Faux
2. Faux
3. Vrai
4. Faux
5. Vrai

Exercice n°1

1. Dans l'ordre : $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$
2. $\text{pK}_A(\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-) = 1,8$ et $\text{pK}_A(\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,2$.

Exercice n°2

1. $C = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
3. $[\text{T}^{2-}] = \frac{C}{1 + 10^{-\text{pH} + \text{pK}_{A2}}} = 0,14 \text{ mol/L}$, $[\text{HT}^-] = C - [\text{T}^{2-}] = 0,36 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$[\text{H}_2\text{T}] = \frac{[\text{HT}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{A1}} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice n°3

2. $K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{3,8}$
3. $[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}} = [\text{NH}_3]_{\text{éq}} = [\text{HS}^-]_{\text{éq}} = c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et $[\text{S}^{2-}]_{\text{éq}} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$
4. $\text{pH} = 9,2$

Exercice n°4

4. $[\text{PO}_4^{3-}] = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
5. $[\text{NH}_4^+] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
6. $Q = 9,4 \times 10^{10} < K$: évolution dans le sens direct.

Exercice n°5

2. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + \text{HO}^- = \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
3. $c_0 = 1,82 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, soit 17°D : le lait est donc frais.