

19 mai –30 mai
préparation

Exercice n°1

Les conservateurs sont des substances qui prolongent la durée de conservation des denrées alimentaires en les protégeant des altérations dues aux micro-organismes. La présence d'un conservateur dans les aliments et les boissons est repérée par un code européen (E200 à E297).

L'acide benzoïque C_6H_5COOH (E210) et le benzoate de sodium C_6H_5COONa (E211) sont utilisés dans l'industrie comme conservateurs alimentaires pour leurs propriétés fongicides et antibactériennes. Ils sont présents en particulier dans de nombreuses boissons « light ».

Données :

– Propriétés de l'acide benzoïque :

solide blanc d'aspect soyeux ; masse molaire : $M(C_6H_5COOH) = 122 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

– Couples acide-base à 25°C : $(C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-)$: $pK_{A1} = 4,2$

(H_2O/OH^-) : $pK_A = 14,0$

On introduit une masse $m_0 = 0,12 \text{ g}$ d'acide benzoïque dans un volume $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'eau distillée. Après dissolution totale, on obtient une solution aqueuse d'acide benzoïque notée S_0 de concentration $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Le pH-mètre indique 3,1 pour le pH de la solution S_0 .

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau.
2. Justifier la valeur de m_0 choisie pour obtenir la solution S_0 de concentration $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
3. Tracer le diagramme de prédominance du couple acide benzoïque/ion benzoate. En déduire l'espèce prédominante dans la solution S_0 .

On fait maintenant réagir une masse $m_1 = 3,00 \text{ g}$ d'acide benzoïque avec 150 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.

4. Calculer la constante K de cette réaction. Pourquoi peut-on la considérer comme quasi-totale?
5. Etablir le tableau d'avancement correspondant à cette transformation chimique, Déterminer l'avancement maximal x_{\max} .

Exercice n°2

Les principaux constituants connus de la pomme sont en pourcentage massique de la totalité (pulpe, pelure, pépins) : eau (84 % à 93 %), sucres (8.3 %), saccharose (1.6 % à 4 %), cellulose, pentacosane, acides, protides, matières grasses. Les acides sont presque essentiellement l'acide malique avec des traces d'acides acétiques, d'acide formique, d'acide caproïque, d'acide panthoténique, l'acide gallotannique, d'acide ascorbique (vitamine C).

Cet exercice a pour but d'étudier l'acidité d'un jus de pomme, considérée comme due uniquement à l'acide malique.

Données : $\text{HOOC-CHOH-CH}_2\text{-COOH}$ (acide malique).

Masse molaire de l'acide malique : 134 g/mol

Valeurs des pK_A des couples acide-base associés à l'acide malique : $\text{pK}_{A1} = 3,4$ et $\text{pK}_{A2} = 5,1$.

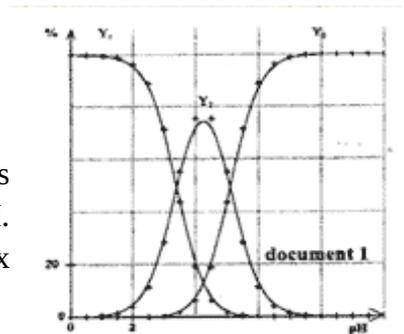
L'acide malique est un diacide que l'on notera de façon simplifiée H_2A .

1. Ecrire les équations-bilan de réactions observées lors de la mise en solution dans l'eau de l'acide malique ; les différentes espèces acido-basiques seront notées H_2A , HA^- et A^{2-} .

2. Comment qualifie-t-on la forme HA^- ? Justifier la réponse.

3. Indiquer sur un axe gradué en pH, les domaines de prédominance de H_2A , HA^- et A^{2-} .

4. Sur le document 1 ci-dessous, on représente l'évolution des pourcentages molaires respectivement des espèces en fonction du pH. Retrouver les valeurs des pK_A . Et attribuer les différentes courbes aux espèces H_2A , HA^- et A^{2-} .



Exercice n°3

On introduit du sulfure d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{S}_{(s)}$ dans 100mL d'eau. Le sulfure d'ammonium se dissocie totalement dans l'eau en ion NH_4^+ et S^{2-} .

On donne: $\text{pK}_A(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = \text{pK}_{A1} = 7$ et $\text{pK}_A(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = \text{pK}_{A2} = 13$; $\text{pK}_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = \text{pK}_{A3} = 9,2$.

1. Représenter les diagrammes de prédominance des différentes espèces en solution.
2. Que peut-on dire de la réaction entre NH_4^+ et S^{2-} ? Justifier par la règle du gamma.
3. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

Exercice n°4

On introduit du sulfure d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{S}_{(s)}$ dans 100mL d'eau. Le sulfure d'ammonium se dissocie totalement dans l'eau en ion NH_4^+ et S^{2-} .

On donne: $\text{pK}_A(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = \text{pK}_{A1} = 7$ et $\text{pK}_A(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = \text{pK}_{A2} = 13$; $\text{pK}_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = \text{pK}_{A3} = 9,2$.

4. Représenter les diagrammes de prédominance des différentes espèces en solution.
5. Que peut-on dire de la réaction entre NH_4^+ et S^{2-} ? Justifier par la règle du gamma.
6. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

Exercice n°5

Le pK_s du chlorure de plomb $PbCl_{2(s)}$ vaut 4,9.

1. Calculer la solubilité du chlorure de plomb dans l'eau pure.
2. Calculer la solubilité du chlorure de plomb dans une solution de chlorure de sodium de concentration $C_0 = 1,0 \text{ mol/L}$.

Exercice n°6

Le produit de solubilité du bromate d'argent $AgBrO_3$ à 25°C est $K_s = 5,8 \cdot 10^{-5}$.

- 1- Ecrire l'équation de l'équilibre de solubilisation et exprimer le produit de solubilité en fonction des concentrations des espèces à l'équilibre.
- 2- Calculer la solubilité de $AgBrO_3$ dans l'eau pure à 25°C . En déduire la masse de ce solide que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau.
- 3- On s'intéresse maintenant à la dissolution du bromate d'argent dans une solution de bromate de sodium de concentration $c = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la solubilité de $AgBrO_3$ dans cette solution. En déduire la masse de $AgBrO_3$ que l'on peut dissoudre dans un litre de cette solution.