



Les acides et les bases en milieu aqueux

Exercices

Exercice 1

On dispose de différentes solutions aqueuses :

(S1) : solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ayant un pH de 3,0

(S2) : solution d'aspirine (acide acétylsalicylique) obtenue par la dissolution d'un comprimé de 500 mg dans 200 mL d'eau ; la solution a un pH de 2,7

(S3) : solution d'acide perchlorique de concentration $C = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ayant un pH de 2,6

(S4) : solution de vitamine C (acide ascorbique) obtenue par la dissolution d'un comprimé contenant 0,35 g d'acide ascorbique dans 200 mL d'eau ; la solution a un pH de 3

(S5) : solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ayant un pH de 2,7 à 25°C

- Indiquer si les acides éthanoïque, acétylsalicylique, perchlorique, ascorbique et nitrique sont des acides faibles ou forts

$M_{\text{aspirine}} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{vitamine C}} = 176 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 2

On dispose de différentes solutions aqueuses :

(S1) : une solution d'ammoniac de concentration $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ ayant un pH de 10,6

(S2) : une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ayant un pH de 12,4

- Indiquer si l'ammoniac et l'hydroxyde de potassium sont des bases fortes ou faibles

Exercice 3

La mesure du pH d'une solution S_1 d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne une solution de $\text{pH}_1 = 2,9$.

Une solution S_2 d'acide méthanoïque est obtenue en diluant 10 fois la solution S_1 ; la mesure du pH donne $\text{pH}_2 = 3,4$

1)

1.1. Donner un protocole permettant de préparer la solution S_2 à partir de la solution S_1

1.2. Quelle est la concentration C_2 en acide méthanoïque de la solution S_2 ?

2) Donner l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau

3) Calculer le coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans chacune des solutions

4) Conclure quant à l'effet de la dilution sur le coefficient de dissociation de l'acide

Exercice 4

Le tableau ci-dessous donne le pH de solutions aqueuses d'acide éthanóïque de différentes concentrations

Solution	S1	S2	S3
C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH	3,4	3,6	3,9

- Calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans les 3 solutions ; que peut-on conclure ?

Exercice 5

Une solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration apportée $C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,7 à 25°C

- 1) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort
- 2) À partir de cette solution, on souhaite préparer 100 mL d'une solution d'acide nitrique de concentration $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
 - 2.1. Déterminer le volume de la solution concentrée qu'il faut prélever.
 - 2.2. Quel sera le pH de la solution obtenue ?

Exercice 6

- 1) L'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) est une solution d'acide fort ;
 - 1.1. Déterminer le pH de la solution d'acide chlorhydrique de concentration $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 - 1.2. Déterminer la concentration d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 3,5$.
- 2) L'hydroxyde de potassium est une base forte ; on dispose d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer le pH de la solution

Exercice 7

On dissout un comprimé d'acide ascorbique (vitamine C) dans un verre d'eau.

couple acide ascorbique / ion ascorbate : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6/\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$; constante d'acidité du couple $K_A = 8,91 \cdot 10^{-5}$

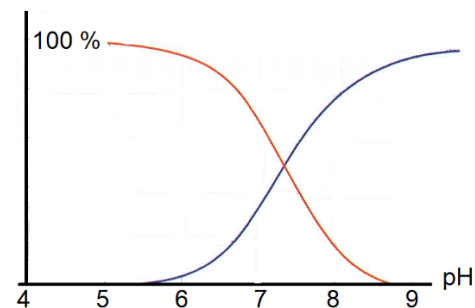
- 1) Écrire la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau, puis donner l'expression de la constante d'acidité du couple
- 2) Déterminer le $\text{p}K_A$ du couple sachant que $\text{p}K_A = -\log K_A$
- 3) Le pH dans le verre après dissolution du comprimé est égal à 4,05. Quelle est l'espèce prédominante du couple dans la solution ?
- 4) Une fois bu, le contenu du verre se retrouve dans l'estomac avec un pH égal à 1. Quelle espèce sera prédominante et dans quel rapport ?

Exercice 8

L'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-), désinfectant utilisé dans les piscines, appartient au couple acide hypochloreux/ion hypochlorite : $\text{HClO}_{(\text{aq})}/\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$

On donne le diagramme de distribution des espèces chimiques acide et basique de ce couple à 25°C

- 1) Que représentent les deux courbes indiquées sur le diagramme ?
- 2) Déterminer le pK_A du couple
- 3) Dessiner le diagramme de prédominance des espèces chimiques pour ce couple
- 4) Donner l'expression de la constante d'acidité du couple
- 5) La régulation du pH est essentielle dans le traitement de l'eau des piscines. Il doit être maintenu à son niveau idéal (7,2-7,6). Lors d'un contrôle du pH, on mesure une valeur élevée de 8,3, ce qui peut provoquer l'irritation des yeux des baigneurs.



- A ce pH, indiquer l'espèce chimique prédominante.

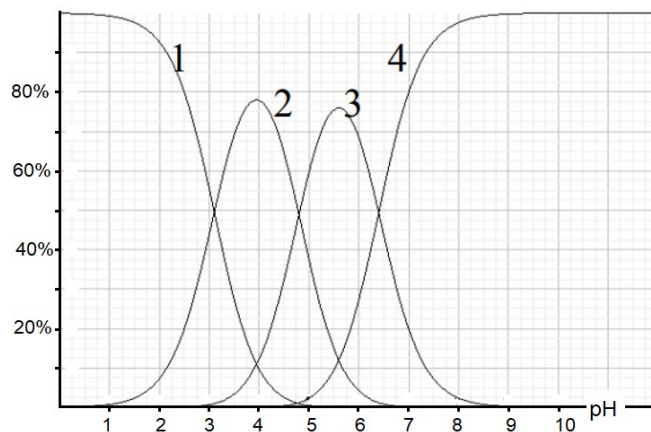
- Calculer le rapport des concentrations en ions hypochlorite et en acide hypochloreux lors de ce contrôle

Exercice 9

L'acide citrique de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ est un triacide, que l'on notera H_3A .

Son diagramme de distribution en fonction du pH est donné ci-après.

- 1) Ecrire les couples acido-basiques issus de l'acide citrique
- 2) Identifier chacune des courbes.
- 3) En déduire les constantes pK_{a_i} et K_{a_i} relatives aux trois couples mis en jeu ($i = 1,2,3$).
- 4) A l'aide d'une lecture graphique, indiquer quelles sont les espèces présentes dans une solution de $\text{pH} = 4$ puis de $\text{pH} = 6$; en quels pourcentages ?



Exercice 10

De nombreux aliments contiennent naturellement des ions nitrates NO_3^- alors que les ions nitrites NO_2^- sont eux rajoutés dans les aliments par exemple dans les charcuteries. Ces ions favorisent la conservation des aliments.

Les ions nitrites utilisés comme additifs alimentaires sont suspectés de favoriser le cancer colorectal. S'ils ne sont pas les seuls en cause dans cette maladie multifactorielle, il paraît raisonnable de limiter leur consommation.

1) Écrire la formule de l'acide conjugué de chacun de ces ions puis écrire les couples acide/base correspondant.

2) L'acide conjugué de l'ion NO_3^- est appelé acide nitrique. C'est un acide fort dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitrique de concentration initiale $C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$

2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.

2.2. Quel est le pH de la solution ?

3) L'acide conjugué de l'ion NO_2^- est appelé acide nitreux. C'est un acide faible dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitreux de concentration initiale $C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le pH de la solution à l'équilibre est égal à 2,7

3.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau.

3.2. Le pH de la solution est de 2,7. Déterminer la concentration en ions H_3O^+ dans la solution à l'équilibre

3.3. A l'aide d'un tableau, calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre dans la solution.

3.4. A l'aide de la relation de Henderson déterminer la valeur du Pka du couple

Exercice 11

On dispose d'une solution de chlorure d'hydroxylammonium (NH_3OH^+ , Cl^-) de concentration en quantité de matière de soluté apporté $C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

L'ion hydroxylammonium est un acide qui appartient au couple ion hydroxylammonium/ hydroxylamine $\text{NH}_3\text{OH}^+ / \text{NH}_2\text{OH}$

1) Ecrire l'équation de la réaction entre l'ion hydroxylammonium et l'eau

2) Le pH de la solution est de 3,8. Déterminer la concentration en ions H_3O^+ dans la solution à l'équilibre

2.1. A l'aide d'un tableau, calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre dans la solution.

2.2. A l'aide de la relation de Henderson déterminer la valeur du Pka du couple