

PASS&LAS

TOUT EN EXOS ET QCM

PHYSIQUE, BIOPHYSIQUE

5^e édition

298 exercices et QCM

**Des entraînements
classés par thèmes**

**4 examens blancs sur
l'ensemble du programme**

Tous les corrigés détaillés

Salah Belazreg
Frédérique Belazreg

EDISCIENCE

**N° 1
PASS
LAS**

NOUS NOUS ENGAGEONS EN FAVEUR DE L'ENVIRONNEMENT :



Nos livres sont imprimés sur des papiers certifiés pour réduire notre impact sur l'environnement.



Le format de nos ouvrages est pensé afin d'optimiser l'utilisation du papier.



Depuis plus de 30 ans, nous imprimons 70 % de nos livres en France et 25 % en Europe et nous mettons tout en œuvre pour augmenter cet engagement auprès des imprimeurs français.



Nous limitons l'utilisation du plastique sur nos ouvrages (film sur les couvertures et les livres).

© Dunod, 2024

11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com

ISBN 978-2-10-086275-7

Table des matières

| | |
|--|------------|
| Chapitre 1. Biophysique des solutions | 1 |
| Exercices | 1 |
| QCM | 7 |
| Corrigés des exercices | 14 |
| Corrigés des QCM | 33 |
| Chapitre 2. Cinématique - Mécanique | 47 |
| Exercices | 47 |
| QCM | 52 |
| Corrigés des exercices | 60 |
| Corrigés des QCM | 74 |
| Chapitre 3. Mécanique des fluides | 84 |
| Exercices | 84 |
| QCM | 91 |
| Corrigés des exercices | 96 |
| Corrigés des QCM | 113 |
| Chapitre 4. Thermodynamique | 119 |
| Exercices | 119 |
| QCM | 123 |
| Corrigés des exercices | 126 |
| Corrigés des QCM | 138 |
| Chapitre 5. Électricité | 142 |
| Exercices | 142 |
| QCM | 147 |
| Corrigés des exercices | 152 |
| Corrigés des QCM | 162 |
| Chapitre 6. Ondes | 169 |
| Exercices | 169 |
| QCM | 173 |
| Corrigés des exercices | 177 |
| Corrigés des QCM | 186 |

| | |
|---|------------|
| Chapitre 7. Physique atomique | 190 |
| Exercices | 190 |
| QCM | 196 |
| Corrigés des exercices | 201 |
| Corrigés des QCM | 212 |
| Chapitre 8. Œil et instruments d'optique | 217 |
| Exercices | 217 |
| QCM | 221 |
| Corrigés des exercices | 226 |
| Corrigés des QCM | 236 |
| Chapitre 9. Physique Nucléaire | 242 |
| Exercices | 242 |
| QCM | 249 |
| Corrigés des exercices | 253 |
| Corrigés des QCM | 269 |
| Chapitre 10. Physiologie médicale | 275 |
| QCM | 275 |
| Corrigés des QCM | 280 |
| Concours blanc n° 1 - Physique | 286 |
| Concours blanc n° 1 - Biophysique | 296 |
| Concours blanc n° 2 - Physique | 304 |
| Concours blanc n° 2 - Biophysique | 313 |

Exercices

1. CONCENTRATIONS ET ÉQUILIBRES PHYSIQUES

EXERCICE 1

Une solution alcoolique est obtenue par dissolution d'une masse $m = 9,2 \text{ g}$ d'éthanol dans 500 mL d'eau.

Calculer la concentration molaire de l'éthanol.

EXERCICE 2

On ajoute sans variation de volume 80 mL d'eau à 20 mL d'eau sucrée à 80 g.L^{-1} .

Déterminer la concentration massique de la nouvelle solution.

EXERCICE 3

Le dosage d'un sérum a donné les résultats suivants :

sodium : 134 meq.L^{-1} ; autres cations : 13 meq.L^{-1} ;

chlorure : 103 meq.L^{-1} ; bicarbonates : 16 meq.L^{-1} ;

urée : 4 g.L^{-1} ; glucose : 1 g.L^{-1} ; protéines : 85 g.L^{-1} .

Déterminer la concentration équivalente totale de ce sérum.

On donne :

Masses molaires en g.mol^{-1} :

- urée : 60
- glucose : 180

EXERCICE 4

On prépare une solution par dissolution de soude NaOH et de glucose.

Le rapport des masses est :

$$r = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{glucose})} = \frac{2}{9}$$

Par mesure cryoscopique, on trouve une osmolarité totale $\omega = 0,03 \text{ osmol.L}^{-1}$.

Déterminer les molarités en glucose et en soude.

EXERCICE 5

Une solution de chlorure de calcium est obtenue par dissolution d'une masse $m = 11,11 \text{ g}$ de CaCl_2 dans un litre d'eau. On suppose la dissolution totale et sans variation de volume.

1. Calculer les concentrations molaires en ions Ca^{2+} et Cl^- .
2. Calculer l'osmolarité totale de la solution puis en déduire le coefficient d'ionisation i .
3. Calculer la concentration équivalente de la solution.

EXERCICE 6

L'abaissement cryoscopique d'une solution aqueuse de chlorure de sodium à la concentration $c = 9 \text{ g.L}^{-1}$ est $\Delta\theta = -0,57^\circ\text{C}$.

Montrer que le chlorure de sodium est complètement dissocié dans l'eau.

On donne :

$$M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}.$$

$$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}.$$

2. PH DES SOLUTIONS AQUEUSES

EXERCICE 7

La température corporelle de l'être humain est de 37°C .

1. a. Déterminer le pH d'une solution neutre à la température de 37°C .
b. Le sang humain a un pH de 7,39. Est-il une solution basique ou acide ?
2. Déterminer les concentrations des ions hydronium et hydroxyde dans les deux cas suivants :
 - a. Dans l'estomac où le pH peut atteindre une valeur de 1,2.
 - b. Dans l'intestin où le pH est voisin de 8,5.

Donnée :

Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,9 \cdot 10^{-14}$ à 37°C .

EXERCICE 8

À l'aide d'une solution S_0 d'acide chlorhydrique de concentration $C_0 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on prépare 200 mL de solution S_1 de concentration $C_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Quel volume de la solution S_0 faut-il prélever pour préparer S_1 ?
2. Calculer les pH des solutions S_0 et S_1 .

3. Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit 5 mL de S_1 et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

Déterminer la concentration C_2 et le pH de la solution ainsi préparée.

EXERCICE 9

Une solution S_1 d'un monoacide HA de concentration $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH égal à 1,3.

1. S'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible ? Justifier.
2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 50 mL de la solution S_1 pour obtenir une solution S_2 de pH égal à 2,0 ?
3. On mélange 3 mL de la solution S_1 avec 5 mL de la solution S_2 et on ajoute à ce mélange 10 mL d'une solution de soude de concentration $C_3 = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le pH de la solution obtenue.

EXERCICE 10

On dissout une masse $m = 22,6 \text{ g}$ d'acide sulfurique, H_2SO_4 , dans un volume $V = 5,0 \text{ L}$ d'eau. La dissolution n'entraîne pas de variation de volume et est totale.

1. Déterminer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques dissoutes.
2. En déduire le pH de la solution en supposant que les deux acidités soient fortes.
3. En réalité, la 1^{ère} acidité est forte ($\text{p}K_{a1} = 0$) mais la 2^{ème} acidité est faible ($\text{p}K_{a2} = 2$). Calculer le pH de la solution.

EXERCICE 11

On dispose de 20 mL d'une solution de potasse (KOH) de concentration $C_b = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Déterminer les concentrations de H_3O^+ , K^+ et OH^- dans la solution de potasse. Quel est son pH ?
2. Quel volume de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il verser pour atteindre l'équivalence ?
3. Quel est le pH à l'équivalence ? Déterminer alors la concentration des différents ions présents dans le mélange.

EXERCICE 12

Soient deux solutions : l'une d'un acide faible AH ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$), l'autre d'une base totalement dissociée BOH (masse molaire : 40 g.mol^{-1}).

1. Donner le pH de la solution AH pour $C_a = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
2. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide faible AH.
3. La solution de base est obtenue par dissolution de 200 mg de BOH dans un volume v_b de 250 mL d'eau.

1 • Biophysique des solutions

Donner la concentration molaire de la base.

4. On complète à 1 litre la solution de base BOH de volume v_b , en y ajoutant un volume v_a de la solution d'acide faible AH. En déduire le pH du mélange obtenu (avec une précision de 0,01 unité de pH).

EXERCICE 13

On considère une solution d'une base faible, notée B, de coefficient de dissociation $\alpha = 0,2$ et de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation bilan de la dissociation de la base B dans l'eau.
2. Déterminer la constante de basicité k_b du couple BH^+/B .
3. Calculer le pH de la solution.

EXERCICE 14

On considère une solution aqueuse d'un monoacide faible, noté AH, de concentration $C_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

On mesure un abaissement cryoscopique $\Delta\theta = -0,194^\circ\text{C}$.

1. Calculer l'osmolarité de la solution puis en déduire le coefficient de dissociation α de cet acide.
2. Calculer le pH de la solution.
3. En déduire le pK_a du couple AH/A^- .

3. MÉLANGES TAMPON ET TROUBLES ACIDOBASIQUES

EXERCICE 15

1. Soit une solution A, solution d'un acide faible, de concentration $C_a = 0,24 \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pK}_a(\text{AH}/\text{A}^-) = 5$. Calculez le pH de cette solution A et le coefficient de dissociation α de cet acide faible.
2. Soit une solution B contenant 80 mmol de sel de sodium de ce même acide faible ($\text{pK}_a(\text{AH}/\text{A}^-) = 5$). Calculez le pH de cette solution et le coefficient de dissociation α' .
3. Un mélange C est réalisé avec 250 mL de la solution A et 750 mL de la solution B. Calculez les concentrations en acide AH et en sel (A^- , Na^+) du mélange C. En déduire son pH. Quelle est la propriété particulière de ce mélange C ?

EXERCICE 16

1. Un patient, insuffisant respiratoire, a un pH artériel égale à 7,3 et une pression partielle en CO_2 égale à 60 mmHg.
 - a. Calculer la concentration en ions hydrogénocarbonates HCO_3^- . En déduire la concentration en CO_2 dissous.

- b. À l'aide du diagramme de Davenport, définir le trouble acidobasique dont souffre ce patient.
2. On perfuse au patient une solution de bicarbonate de sorte à ramener le pH à 7,4 ; la pression en CO_2 est maintenue constante.
 - a. Calculer la nouvelle concentration en ions hydrogénocarboante HCO_3^- puis en déduire celle de CO_2 dissous.
 - b. Représenter sur le graphique la droite d'équilibration puis calculer sa pente.

On rappelle que chez un sujet normal :

$$\text{pH} = 7,4 ; P_{\text{CO}_2} = 40 \text{ mmHg} ; [\text{HCO}_3^-] = 24 \text{ mmol.L}^{-1}.$$

Pente de la droite d'équilibration du CO_2 : $p = -21 \text{ mmol.L}^{-1} \cdot (\text{unité de pH})^{-1}$

Données :

- Coefficient de Henry : $a = 0,03 \text{ mmol.L}^{-1} \cdot \text{mmHg}^{-1}$
- pK_a du couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$: 6,1

4. TRANSPORT TRANSMEMBRANAIRE. TRAVAIL OSMOTIQUE

EXERCICE 17

Un dispositif de rein artificiel a une surface de diffusion (section totale des pores de la membrane) $S = 10^4 \text{ cm}^2$.

La longueur moyenne des pores est $\Delta x = 50 \mu\text{m}$.

Le coefficient de diffusion de l'urée est $D = 10^{-5} \text{ cm}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.

1. Déterminer le débit initial d'urée soustraite à un malade ayant une urémie de 5 g.L^{-1} .
2. On suppose que la concentration en urée reste négligeable dans le liquide de dialyse au cours du temps. Le volume V à épurer est la somme des volumes plasmatiques, extra et intracellulaires, qu'on admettra égal à 50 L.

Dans ces conditions, l'urémie diminue à partir de la concentration initiale C_0 selon la loi :

$$C = C_0 e^{-kt} \text{ avec } k = \frac{DS}{V\Delta x}$$

Calculer la constante d'épuration k .

3. Au bout de combien de temps la concentration de l'urée sanguine aura-t-elle été ramenée à une valeur normale de $0,25 \text{ g.L}^{-1}$?

EXERCICE 18 - TRAVAIL OSMOTIQUE

Lorsqu'un organe modifie la concentration d'une substance en l'augmentant, il fournit un travail.

1 • Biophysique des solutions

Si l'on considère que ce travail est réversible, l'équation du travail de compression isotherme réversible d'un gaz parfait s'applique en remplaçant P_1 et P_2 par les pressions osmotiques π_1 et π_2 , soit :

$$W = nRT \ln \frac{\pi_1}{\pi_2}$$

ou encore :

$$W = nRT \ln \frac{\omega_1}{\omega_2}, \text{ où } \omega \text{ représente l'osmolarité}$$

Si $\omega_2 > \omega_1$, le travail est négatif, ce qui signifie avec les conventions choisies, qu'il faut fournir de l'énergie au système. Ainsi, lorsque le rein élimine dans l'urine une substance plus concentrée que dans le plasma, il consomme de l'énergie. Cette énergie est fournie par l'oxydation des sucres (cycle de Krebs).

Pour un sujet normal, l'extraction journalière d'urine correspond à un volume de 2 L. L'abaissement cryoscopique est $\Delta\theta = -1,68^\circ\text{C}$.

1. Déterminer la quantité de matière d'urine extraite par jour.
2. Calculer le travail osmotique fournit par les reins d'un sujet normal. La température du corps est à 37°C .

Données :

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.
- Constante cryoscopique de l'eau : $K_c = 1,86^\circ\text{C}\cdot\text{L}\cdot\text{osmol}^{-1}$
- Osmolarité totale d'un plasma normal : $\omega = 310 \text{ mosmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

QCM

1. CONCENTRATIONS ET ÉQUILIBRES PHYSIQUES

L'énoncé suivant est commun aux questions 1 et 2.

On dispose d'une solution aqueuse A d'acide éthanóique CH_3COOH à 852 g d'acide par litre de solution.

Données.

- Masse molaire de l'acide éthanóique : $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Masse volumique de la solution A : $\rho = 1,070 \text{ kg.L}^{-1}$

1 La molalité de la solution est :

- a. $1,42 \text{ mol.kg}^{-1}$
- b. $5,90 \text{ mol.kg}^{-1}$
- c. $14,22 \text{ mol.kg}^{-1}$
- d. $65,14 \text{ mol.kg}^{-1}$
- e. aucune bonne réponse

2 À partir de la solution A, on désire réaliser une autre solution B de molarité $0,71 \text{ mol.L}^{-1}$.

Quels sont les volumes de la solution A et d'eau à mélanger ?

- a. 50 cm^3 de la solution A et 950 cm^3 d'eau.
- b. 100 cm^3 de la solution A et 900 cm^3 d'eau.
- c. 200 cm^3 de la solution A et 800 cm^3 d'eau.
- d. 350 cm^3 de la solution A et 650 cm^3 d'eau.
- e. 400 cm^3 de la solution A et 600 cm^3 d'eau.

3 Le plasma peut être assimilé à une solution aqueuse à 70 g.L^{-1} d'albumine et de masse volumique $\rho = 1,03 \text{ g.mL}^{-1}$.

- a. Dans un litre de plasma, il y a 55,5 mol d'eau.
- b. Un litre de plasma correspond à un volume d'eau de 960 mL.
- c. La masse de sodium par litre de plasma est donc de 3,27 g.

1 • Biophysique des solutions

- d. La molalité en ions K^+ est de 5,0 mmol/kg d'eau.
- e. La concentration pondérale en ions HCO_3^- est de 1716 mg/kg d'eau.

Données :

Molarité des ions en $mmol.L^{-1}$:

- Na^+ : 142 ; K^+ : 5,0 ; HCO_3^- : 27.
Masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$
- H : 1,0 ; C : 12 ; O : 16 ; Na : 23 ; K : 39,1

L'énoncé suivant est commun aux questions 4 et 5.

On a dosé dans le sang d'un patient l'ensemble des cations, le glucose, l'urée et mesuré l'abaissement cryoscopique de son sérum. Les résultats obtenus sont :

$$[Na^+] = 145 \text{ mosm.L}^{-1} ; [K^+] = 5 \text{ mosm.L}^{-1} ; [Ca^{2+}] = 2,5 \text{ mosm.L}^{-1} ;$$
$$[Mg^{2+}] = 1,5 \text{ mosm.L}^{-1} ;$$
$$[\text{glucose}] = 1 \text{ g.L}^{-1} ; [\text{urée}] = 1,8 \text{ g.L}^{-1} ; \Delta\theta = -0,60^\circ\text{C}.$$

Données.

- Constante cryoscopique de l'eau : $K_c = 1,86^\circ\text{C.L.osmol}^{-1}$
- Masses molaires en $g.mol^{-1}$: glucose : 180 ; urée : 60
- Charge élémentaire : $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$
- Le faraday : $\mathcal{F} = 96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$

4

La concentration équivalente totale du sérum de ce patient est :

- a. 312 $meq.L^{-1}$
- b. 158 $meq.L^{-1}$
- c. 156 $meq.L^{-1}$
- d. 323 $meq.L^{-1}$
- e. 316 $meq.L^{-1}$

5

L'osmolarité efficace du sérum de ce patient est :

- a. 292,6 $mosm.L^{-1}$
- b. 322,6 $mosm.L^{-1}$
- c. 312 $mosm.L^{-1}$
- d. 30 $mosm.L^{-1}$
- e. 287 $mosm.L^{-1}$

2. PH DES SOLUTIONS AQUEUSES

6 Dans l'intestin, le pH est voisin de 8,5.

Les concentrations des ions hydronium et hydroxyde valent respectivement :

- a. $3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ et $3,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- b. $3,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ et $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- c. $3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ et $5,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- d. $3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ et $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- e. $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et $3,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

L'énoncé suivant est commun aux questions 7 et 8.

On considère une solution d'une base faible, notée B, de coefficient de dissociation $\alpha = 0,2$ et de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

7 La constante de basicité k_b du couple BH^+/B est :

- a. $4,0 \cdot 10^{-4}$
- b. $4,5 \cdot 10^{-4}$
- c. $4,0 \cdot 10^{-5}$
- d. $4,5 \cdot 10^{-5}$
- e. $5,0 \cdot 10^{-5}$

8 Le pH de la solution est :

- a. 8,50
- b. 9,51
- c. 10,30
- d. 10,34
- e. 10,58

L'énoncé suivant est commun aux questions 9, 10 et 11.

On considère une solution S d'ammoniaque, monobase notée B, de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données.

- $\text{p}K_b$ de l'ammoniaque : $\text{p}K_b = 4,75$ à 25°C .
- Masse molaire du chlorure d'ammonium : $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 9 Laquelle de ces propositions est vraie.
- a. L'ammoniaque est une base forte.
 - b. L'ammoniaque est une base faible.
 - c. La constante d'acidité de l'ammoniaque est $k_a = 5,62 \cdot 10^{-10}$
 - d. L'acide conjugué de l'ammoniaque s'écrit AH.
 - e. Le pH de cette solution S est $\text{pH} = 11,1$
- 10 Le coefficient de dissociation (ou d'ionisation) de l'ammoniaque est :
- a. $\alpha = 1,0$
 - b. $\alpha = 1,33 \cdot 10^{-2}$
 - c. $\alpha = 0,9867$
 - d. $\alpha = 7,5 \cdot 10^{-5}$
 - e. Il manque une donnée.
- 11 On ajoute à un volume V de la solution S un volume égal d'une solution aqueuse de chlorure d'ammonium à $1,47 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
Le coefficient d'ionisation de l'ammoniaque dans le mélange est :
- a. $1,0 \cdot 10^{-3}$
 - b. $1,8 \cdot 10^{-3}$
- Le pH du mélange est :
- c. $\text{pH} = 5,45$
 - d. $\text{pH} = 8,95$
 - e. $\text{pH} = 9,81$
- 12 L'acide benzoïque est un additif alimentaire qu'on rencontre dans certaines boissons (E 210).
Sa formule brute est $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ et sa formule développée est la suivante (Fig. 1) :

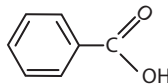


Figure 1

On réalise une solution aqueuse d'acide benzoïque à la concentration massique $c = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Une mesure de pH donne $\text{pH} = 3,0$.

On donne : masses molaires atomiques en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

H : 1,0 ; C : 12 ; O : 16.

- a. La concentration molaire de la solution est $C = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- b. L'acide benzoïque est un acide fort.
- c. Le coefficient de dissociation de cet acide vaut 0,061.
- d. La constante d'acidité de cet acide vaut $5 \cdot 10^{-5}$.
- e. L'osmolarité vaut $32,8 \text{ mosmol.L}^{-1}$.

3. MÉLANGES TAMPON ET TROUBLES ACIDOBASIQUES

L'énoncé suivant est commun aux questions 13, 14 et 15.

Le sang peut être assimilé à une solution ionique dont le pH est quasiment constant. Le pH sanguin est de 7,4 : 7,39 dans le sang artériel et 7,36 dans le sang veineux. Une variation de 0,4 unité de pH provoque le coma puis la mort.

Des mécanismes de régulation interviennent pour maintenir le pH dans des limites tolérées. L'une des réactions se traduit par l'équilibre :



Données.

- pK_a des couples acide/base à 37°C $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})/\text{HCO}_3^- : \text{pK}_a = 6,1$.

Grâce à l'élimination rapide du dioxyde de carbone dissous dans le sang (dont le volume est estimé à 5 L), la concentration en dioxyde de carbone au niveau des poumons reste constante égale à $1,18 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

13

La quantité de matière d'acide carbonique dans le sang est :

- a. $2,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- b. $3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- c. $4,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- d. $5,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- e. $6,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

14

Pour $\text{pH} = 7,4$, la concentration en ions HCO_3^- est :

- a. $2,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- b. $2,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- c. $3,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- d. $2,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- e. $2,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

15

On veut comparer la variation du pH sanguin in vivo et in vitro.

Mesure in vivo : on ajoute $5 \cdot 10^{-3}$ mol d'une base forte (de la soude). Le pH sanguin après addition de la base est :

a. 7,40

b. 7,42

Mesure in vitro. On prélève un échantillon sanguin de volume $v = 10$ mL auquel on ajoute 10^{-5} mol d'une base forte (quantité ramenée au volume de 10 mL de sang). La valeur du pH après addition de la soude est :

c. 7,48

d. 8,23

e. 8,52

4. TRANSPORT TRANSMEMBRANAIRE. TRAVAIL OSMOTIQUE

16

Un soluté moléculaire A de masse molaire moléculaire M et de coefficient de diffusion D peut traverser une paroi poreuse séparant deux compartiments notés (1) et (2).

On place dans le compartiment (1) une solution à la concentration $c_1 = 45 \text{ g.L}^{-1}$ en soluté A, et dans le compartiment (2) de l'eau pure. La paroi séparant les deux compartiments présente une surface $S = 1 \text{ m}^2$ et est percée de $N = 107$ pores circulaires de diamètre $d = 30 \mu\text{m}$. L'épaisseur de la paroi est $\Delta x = 0,1 \text{ mm}$.

Données.

- Coefficient de diffusion à 27°C : $D = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$
- Masse molaire moléculaire du soluté : $M = 45\,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La quantité de matière (en mol) du soluté A qui va traverser la paroi de (1) vers (2) pendant la première minute de diffusion est :

a. $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol

b. $5,2 \cdot 10^{-5}$ mol

c. $6,4 \cdot 10^{-5}$ mol

d. $6,5 \cdot 10^{-7}$ mol

e. $6,8 \cdot 10^{-7}$ mol

17

Deux compartiments, notés (1) et (2), sont séparés par une membrane dialysante.

On place de part et d'autre de la membrane une solution de chlorure de sodium de concentration massique $c_1 = 58,5 \text{ g.L}^{-1}$. On ajoute dans le compartiment (1) du protéinate de sodium à 10 mmol.L^{-1} .

Données.

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- Le faraday : $\mathcal{F} = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

La protéine porte 20 charges par molécule. À l'équilibre, les osmolarités des ions Na^+ et Cl^- en mosmol.L^{-1} sont :

a.

| $[\text{Na}^+]_1$ | $[\text{Cl}^-]_1$ | $[\text{Na}^+]_2$ | $[\text{Cl}^-]_2$ |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 100 | 100 | 133,3 | 133 |

b.

| $[\text{Na}^+]_1$ | $[\text{Cl}^-]_1$ | $[\text{Na}^+]_2$ | $[\text{Cl}^-]_2$ |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 266,7 | 66,7 | 133,3 | 133 |

Le potentiel transmembranaire à la température de 37°C est :

- c. 15,2 mV
- d. 17,9 mV
- e. 19,3 mV

18

Un récipient est séparé par une membrane dialysante en deux compartiments, notés (1) et (2), de volumes respectifs $V_1 = 2,4 \text{ L}$ et $V_2 = 4,0 \text{ L}$. Ces deux compartiments contiennent respectivement 0,6 mol d'urée et 0,8 mol de glucose.

La membrane dialysante a une surface $S = 200 \text{ cm}^2$ et une épaisseur $e = 0,10 \text{ mm}$.

Données.

- Masses molaires moléculaires en g.mol^{-1} :
Urée : 60 ; Glucose : 180
- Coefficient de diffusion de l'urée : $D_{\text{urée}} = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ m}^2.\text{s}^{-1}$.

Les flux molaires initiaux du glucose et d'urée valent :

- a. $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$ et $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$
- b. $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$ et $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$
- c. $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$ et $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.m}^{-2}.\text{s}^{-1}$

À l'équilibre, les concentrations massiques en glucose et urée dans les deux compartiments sont :

- d. $5,63 \text{ g.L}^{-1}$ et $16,9 \text{ g.L}^{-1}$
- e. $5,63 \text{ g.L}^{-1}$ et $22,5 \text{ g.L}^{-1}$

Corrigés des exercices

1. CONCENTRATIONS ET ÉQUILIBRES PHYSIQUES

EXERCICE 1

La concentration molaire C , en mol.L^{-1} , est donnée par :

$$C = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{V_{\text{sol}}} \quad \left\{ \begin{array}{l} n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} : \text{quantité de matière en mol} \\ m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) : \text{masse d'éthanol en g} \\ M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) : \text{masse molaire en g.mol}^{-1} \\ V_{\text{sol}} : \text{volume de la solution en L} \end{array} \right.$$

Application numérique :

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{9,2}{46} = 0,2 \text{ mol}$$

$$V_{\text{sol}} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

D'où :

$$C = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 2

On procède à une dilution.

Au cours d'une dilution il n'y a pas de variation de quantité de matière, alors :

$$m(\text{sucre})_{\text{initiale}} = m(\text{sucre})_{\text{finale}}$$

Comme la concentration massique est telle que :

$$c = \frac{m}{V_{\text{sol}}}$$

alors :

$$c_i \cdot V_i = c_f \cdot V_f$$

Soit :

$$c_f = c_i \frac{V_i}{V_f}, \text{ avec } V_i = 20 \text{ mL et } V_f = 20 + 80 = 100 \text{ mL}$$

Application numérique : $c_f = 80 \times \frac{20}{100} = 16 \text{ g.L}^{-1}$.

EXERCICE 3

La concentration équivalente de ce sérum est donnée par :

$$C_{\text{eq(totale)}} = \underbrace{\sum_i z_i^+ C^+}_{\text{(concentration équivalente des cations)}} + \underbrace{\sum_j |z_j^-| C_j^-}_{\text{(concentration équivalente des anions)}}$$

Comme une solution est électriquement neutre, alors $\sum_i z_i^+ C^+ = \sum_j |z_j^-| C_j^-$, de sorte que :

$$C_{\text{eq(totale)}}^+ = 2 \sum_i z_i^+ C^+$$

Déterminons la concentration équivalente des cations de ce sérum :

$$z_i^+ C_{\text{eq, cations}}^+ = 1 \times 134 + 1 \times 13 = 147 \text{ meq.L}^{-1}$$

La concentration équivalente totale est donc $C = 294 \text{ meq.L}^{-1}$.

EXERCICE 4

Soient c_1 et c_2 les concentrations massiques en soude et en glucose.

Le rapport des masses est égal au rapport des concentrations massiques, soit :

$$r = \frac{c_1}{c_2}$$

La relation entre concentration massique et concentration molaire est :

$$c = C.M \quad \left\{ \begin{array}{l} c : \text{concentration massique en g.L}^{-1} \\ C : \text{concentration molaire en mol.L}^{-1} \\ M : \text{masse molaire en g.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

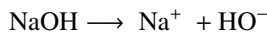
Ainsi :

$$r = \frac{C_1.M(\text{NaOH})}{C_2.M(\text{glucose})} = \frac{40 \times C_1}{180 \times C_2} = \frac{2C_1}{9C_2}$$

Comme $r = \frac{2}{9}$, alors $\frac{C_1}{C_2} = 1$, soit $C_1 = C_2$.

L'osmolarité totale ω est : $\omega = \omega_{\text{soude}} + \omega_{\text{glucose}}$.

La soude se dissocie totalement dans l'eau selon l'équation bilan :



D'où $\omega_{\text{soude}} = \omega_{\text{Na}^+} + \omega_{\text{HO}^-} = 2C_1$.

De plus $\omega_{\text{glucose}} = C_2$ (le soluté ne se dissocie pas, donc son osmolarité est égale à sa molarité), et par suite :

$$\omega = \omega_{\text{soude}} + \omega_{\text{glucose}} = 2C_1 + C_2 = 3C_1 \text{ car } C_1 = C_2$$

Application numérique :

$\omega = 0,03 \text{ mosmol.L}^{-1}$, donc $C_1 = C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE 5

1. La masse molaire de CaCl_2 est $M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \times 35,5 = 111,1 \text{ g.mol}^{-1}$.

La quantité de matière de CaCl_2 dissoute est : $n(\text{CaCl}_2) = \frac{11,11}{111,1} = 0,10 \text{ mol}$.

La concentration molaire de la solution est donc :

$$C = \frac{0,10}{1} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

L'équation-bilan de la dissolution de CaCl_2 dans l'eau s'écrit :

| | CaCl_2 | \rightarrow | Ca^{2+} | + | 2Cl^- |
|---------------------|-----------------|---------------|------------------|---|----------------|
| État initial | C | | 0 | | 0 |
| État final | 0 | | C | | 2C |

D'où :

$$\begin{cases} [\text{Ca}^{2+}] = C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \\ [\text{Cl}^-] = 2C = 0,2 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

2. L'osmolarité totale de la solution est $\omega = C + 2C = 3C$, soit numériquement $\omega = 0,3 \text{ osmol.L}^{-1}$.

Le coefficient d'ionisation est $i = \frac{\omega}{C}$, soit numériquement $i = \frac{0,3}{0,1} = 3$.

3. La concentration équivalente totale de la solution est :

$$C_{\text{eq(totale)}} = 2 \sum_i z_i^+ C_i^+ \text{ car } \sum_i z_i^+ C_i^+ = \sum_j |z_j^-| C_j^-$$

$$\begin{cases} z^+ = +2 : \text{valence de } \text{Ca}^{2+}; \\ z^- = -1 : \text{valence } \text{Cl}^- \end{cases}$$

D'où :

$$\begin{cases} C_{\text{eq}}(\text{Ca}^{2+}) = 2 \times 0,1 = 0,2 \text{ eq.L}^{-1}; \\ C_{\text{eq}}(\text{Cl}^-) = 1 \times 0,2 = 0,2 \text{ eq.L}^{-1} \end{cases}$$

Conclusion :

$$C_{\text{eq(totale)}} = 0,4 \text{ eq.L}^{-1}$$

EXERCICE 6

On rappelle que la dissolution d'une faible quantité de soluté dans un solvant entraîne une diminution de sa température de fusion à pression constante, soit :

$$\Delta\theta_c = -k_c \omega \quad \begin{cases} \Delta\theta_c : \text{l'abaissement cryoscopique en } ^\circ\text{C} \\ k_c : \text{constante cryoscopique en } ^\circ\text{C.L.mol}^{-1} \\ \omega : \text{osmolarité de la solution en osmol.L}^{-1} \end{cases}$$

Pour l'eau, $k_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C.L.mol}^{-1}$.

La concentration massique est $c = 9 \text{ g.L}^{-1}$.

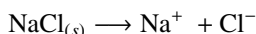
Comme la masse molaire est $M = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$, il en résulte une concentration molaire de :

$$C = \frac{9}{58,5} \approx 0,153 \text{ mol.L}^{-1}$$

De $\Delta\theta_c = -k_c\omega$, on en déduit l'osmolarité ω :

$$\omega = -\frac{\Delta\theta_c}{k_c}, \text{ soit numériquement } \omega = 0,306 \text{ osmol.L}^{-1}$$

Pour le chlorure de sodium, sa dissociation dans l'eau entraîne la formation d'ions Na^+ et Cl^- selon le bilan :



Pour une dissociation totale $C = [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$.

Par suite, l'osmolarité d'une telle solution est $\omega = 2C$, si C représente la concentration molaire de la solution.

On trouve $\omega = 0,306 \text{ osmol.L}^{-1}$ et $C = 0,153 \text{ mol.L}^{-1}$, soit $\omega = 2C$: le chlorure de sodium s'est donc complètement dissocié dans l'eau.

2. PH DES SOLUTIONS AQUEUSES

EXERCICE 7

1. a) Le produit ionique de l'eau est $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-]$

En milieu neutre, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$, et donc $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$, soit :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = \sqrt{K_e}$$

Ainsi :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \sqrt{K_e}$$

Numériquement : $\text{pH} = -\log \sqrt{1,9 \cdot 10^{-14}} = 6,86$

b) Le sang du corps humain à $37 \text{ }^\circ\text{C}$ est donc un milieu basique.

2. a) Dans l'estomac, $\text{pH} = 1,2$ et par suite $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,2} = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Comme $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-]$, alors $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

Application numérique : $[\text{HO}^-] = \frac{1,9 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-2}} = 3,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$.

b) Dans l'intestin, $\text{pH} = 8,5$.

Par suite $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,5} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

et $[\text{HO}^-] = \frac{1,9 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-9}} = 5,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE 8

1. Il s'agit d'une dilution. Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière et donc :

$$\underbrace{n_0}_{\text{(quantité de matière prélevée)}} = \underbrace{n_f}_{\text{(quantité de matière finale)}}$$

soit :

$$C_0 v_p = C_1 v_1 \left\{ \begin{array}{l} C_0 = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} : \text{concentration de la solution initiale} \\ C_1 = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} : \text{concentration de la solution finale} \\ v_p : \text{volume prélevé à déterminer} \\ v_1 = 200 \text{ mL} : \text{volume de la solution finale} \end{array} \right.$$

On définit le facteur de dilution par :

$$\mathcal{F} = \frac{v_1}{v_p} = \frac{C_0}{C_1}$$

Ainsi :

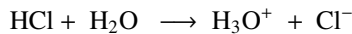
$$v_p = \frac{v_1}{\mathcal{F}}$$

Application numérique :

$$\mathcal{F} = \frac{4.10^{-2}}{2.10^{-3}} = 20 : \text{on dilue 20 fois la solution initiale (solution mère);}$$

$$v_p = \frac{200}{20} = 10 \text{ mL.}$$

2. L'acide chlorhydrique est un acide fort qui se dissocie totalement dans l'eau selon l'équation-bilan :



Ainsi, si C représente la concentration molaire de la solution, alors :

$$C = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Et par suite :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C$$

Numériquement

| Solution | S ₀ | S ₁ |
|--------------------------------------|--------------------|--------------------|
| Concentration en mol.L ⁻¹ | 4.10 ⁻² | 2.10 ⁻³ |
| pH | 1,4 | 2,7 |

3. Déterminons le facteur de dilution :

$$\mathcal{F} = \frac{500}{5} = 100$$

On dilue donc 100 fois la solution S_1 . Soit S_2 cette solution.

Si C_2 représente la concentration de la solution S_2 , alors $\mathcal{F} = \frac{C_1}{C_2}$ et par suite $C_2 = \frac{C_1}{\mathcal{F}}$.

Applications numériques :

$$C_1 = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{100} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et pH} = 4,7.$$

EXERCICE 9

1. Si l'acide est un acide fort (acide qui se dissocie totalement dans l'eau) alors :

$$C_1 = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } \text{pH} = -\log C_1$$

On a $\text{pH} = 1,3$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,3} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Conclusion :

On a $C_1 = [\text{H}_3\text{O}^+]$: l'acide est donc un acide fort.

2. On veut obtenir une solution S_2 de volume v_2 et de $\text{pH}_2 = 2,0$.

Notons par v_1 le volume initial de S_1 , soit $v_1 = 50 \text{ mL}$, et par $v_{\text{ajouté}}$ le volume qu'il faut ajouter pour obtenir la solution finale.

Ainsi :

$$v_2 = v_1 + v_{\text{ajouté}}$$

Au cours d'une dilution, il n'y a pas de variation de quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_2 = n(\text{H}_3\text{O}^+)_1, \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \cdot v_2 = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 \cdot v_1$$

Ainsi :

$$v_2 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1 \cdot v_1}{[\text{H}_3\text{O}^+]_2}$$

Application numérique : $v_2 = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 50}{10^{-2}} = 250 \text{ mL}$.

Comme $v_1 = 50 \text{ mL}$ alors $v_{\text{ajouté}} = 200 \text{ mL}$.

3. La réaction, après mélange, est une réaction entre un acide fort et une base forte dont le bilan s'écrit :



Déterminons les quantités de matière apportées par chacune des solutions :

$$\left| \begin{array}{l} \text{Par } S_1 : n_1(\text{H}_3\text{O}^+) = 3 \cdot 10^{-3} \times 5,0 \cdot 10^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ \text{Par } S_2 : n_2(\text{H}_3\text{O}^+) = 5 \cdot 10^{-3} \times 1,0 \cdot 10^{-2} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \\ \text{Par la soude : } n(\text{HO}^-) = 10 \cdot 10^{-3} \times 8,5 \cdot 10^{-3} = 8,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \end{array} \right.$$

Dans le mélange, on aura donc $n_T(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

1 • Biophysique des solutions

Dressons à présent le tableau d'avancement :

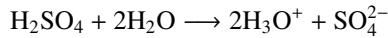
| | H_3O^+ | + | HO^- | \rightarrow | $2\text{H}_2\text{O}$ |
|--------------|----------------------------------|---|---------------------|---------------|-----------------------|
| État initial | $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ | | $8,5 \cdot 10^{-5}$ | | solvant |
| État final | $1,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ | | 0 | | solvant |

À la fin de la réaction, il reste des ions H_3O^+ dans un volume $v_T = 3 + 5 + 10 = 18 \text{ mL}$: le mélange final est donc acide.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{finale}} = \frac{1,15 \cdot 10^{-4}}{18 \cdot 10^{-3}} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, \text{ et } \text{pH} = -\log 6,4 \cdot 10^{-3} = 2,19.$$

EXERCICE 10

1. L'acide sulfurique, H_2SO_4 , se dissocie totalement dans l'eau selon l'équation-bilan :



La quantité de matière de H_2SO_4 dissoute est :

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{dissoute}} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

Comme $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g.mol}^{-1}$, alors :

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{dissoute}} = \frac{22,6}{98} \simeq 0,23 \text{ mol}$$

La concentration molaire de la solution est donc :

$$C = \frac{0,23}{5} = 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

D'après l'équation-bilan, on a :

$$\begin{cases} n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{dissoute}} \\ \text{et} \\ n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{dissoute}} \end{cases}$$

soit numériquement :

$$\begin{cases} n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,46 \text{ mol} \\ \text{et} \\ n(\text{SO}_4^{2-}) = 0,23 \text{ mol} \end{cases}$$

Le volume de la solution étant $V_{\text{sol}} = 5,0 \text{ L}$, donc :

$$\begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,46}{5} = 9,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ \text{et} \\ [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,23}{5} = 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

2. Le pH de la solution est $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, soit numériquement $\text{pH} = 1,04$.

3. Le bilan de la dissociation de H_2SO_4 dans l'eau s'écrit :

| | H_2SO_4 | + | H_2O | \rightarrow | H_3O^+ | + | HSO_4^- |
|--------------|-------------------------|---|----------------------|---------------|--------------------------------|---|--------------------------------|
| État initial | C | | excès | | $\varepsilon \approx 0$ | | 0 |
| État final | 0 | | excès | | $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = C$ | | $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = C$ |

puis

| | HSO_4^- | + | H_2O | \rightarrow | H_3O^+ | + | SO_4^{2-} |
|--------------|------------------|---|----------------------|---------------|------------------------|---|--------------------|
| État initial | C | | excès | | C | | 0 |
| État final | $C - x$ | | excès | | $x + C$ | | x |

avec $x = [\text{H}_3\text{O}^+] - C$

La constante d'acidité du deuxième équilibre donne :

$$K_{a2} = \frac{x(\text{H}_3\text{O}^+ + x)}{\text{H}_3\text{O}^+ - x}, \text{ soit } K_{a2} = \frac{([\text{H}_3\text{O}^+] - C)[\text{H}_3\text{O}^+]}{2C - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

On obtient une équation du second degré dont l'inconnue est $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - (C - K_{a2})[\text{H}_3\text{O}^+] - 2CK_{a2} = 0$$

Application numérique :

En remplaçant C et K_{a2} par leur valeur, il en résulte :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 - 3,6 \cdot 10^{-2}[\text{H}_3\text{O}^+] - 9,2 \cdot 10^{-4} = 0$$

Le discriminant de l'équation du second degré est : $\Delta = 4,98 \cdot 10^{-3} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$.

La solution positive est $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{3,6 \cdot 10^{-2} + \sqrt{4,98 \cdot 10^{-3}}}{2} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\text{pH} = 1,27$.

EXERCICE 11

1. La potasse est une base forte qui se dissocie totalement dans l'eau selon le bilan :

| | KOH | \rightarrow | K^+ | + | HO^- |
|--------------|-----|---------------|--------------|---|-------------------------|
| État initial | C | | 0 | | $\varepsilon \approx 0$ |
| État final | 0 | | C | | C |

Ainsi, $C_b = [\text{K}^+] = [\text{HO}^-]$.

Comme $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-]$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}$ et $\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}$

Application numérique :

$$\left| \begin{array}{l} [\text{K}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ; \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } \text{pH} = 12 \end{array} \right.$$

2. La réaction entre l'acide chlorhydrique et la potasse est une réaction acidobasique dont le bilan s'écrit :

