

## Partie Comprendre : Lois et modèles

### CHAP 13-ACT EXP Effets thermiques des réactions acido-basique - solution tampon et pH des milieux biologiques

# CORRIGE

#### Objectifs :

- Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée lors d'une réaction entre un acide fort et une base forte
- Extraire et exploiter des informations sur le contrôle du pH dans un milieu biologique.

## 1. EFFET THERMIQUE DE LA REACTION ACIDO-BASIQUE

Les produits ménagers qui débouchent les canalisations contiennent de la soude ou de l'acide sulfurique.

Pourquoi faut-il prendre des précautions en manipulant ces produits ?

### 1.1 introduction

Une association pour la sécurité du consommateur a reçu une plainte concernant l'utilisation de produits déboucheurs de canalisations: *«Après avoir versé le contenu du flacon dans le lavabo, j'ai été victime de projections qui ont entraîné de graves brûlures sur les mains. »*

Pour déterminer la cause de ces projections, nous allons effectuer trois expériences.

### 1.2 Expérience 1

a) Placer environ 100 mL d'eau distillée dans un bécher et mesurer la température de l'eau.

T =

b) Prélever 10 mL d'acide nitrique concentré à l'aide d'une éprouvette graduée, le verser lentement dans un bécher contenant 100 mL d'eau, agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

c) Faire de même en ajoutant une spatule d'hydroxyde de sodium dans 100 mL d'eau. Mettre sous agitation magnétique et mesurer la température une fois que la dissolution est complète.

T =

d) **Question:**

La dissolution d'un acide ou d'une base dans l'eau est-elle endothermique ou exothermique ?

**exothermique**



**Une réaction est dite exothermique si elle libère de l'énergie, endothermique si elle consomme de l'énergie.**

## 1.3 Expérience 2

### 1.3.1 Expérience 2A

a) Prélever 20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $C = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide d'une éprouvette graduée, la verser dans un bécher, agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

b) Prélever 20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $C = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide d'une éprouvette graduée, la verser dans un bécher, agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

c) Mélanger les 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique de concentration C avec les 20 mL de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C. Agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

### 1.3.2 Expérience 2B

a) Prélever 20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide d'une éprouvette graduée, la verser dans un bécher, agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

b) Prélever 20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide d'une éprouvette graduée, la verser dans un bécher, agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

c) Mélanger les 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1$  avec les 20 mL de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_1$

Agiter et noter la température à l'équilibre thermique, c'est-à-dire lorsque la température n'évolue plus.

T =

### 1.3.3 Questions

a) Que peut-on dire des proportions des réactifs dans l'expérience 2B comparées à l'expérience 2A ?

Dans l'expérience 2A :

- Calculons la quantité de matière d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$  noté  $n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})})$  présent dans les 20 mL

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C.V = 0,1.20.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol.}$$

- Calculons la quantité de matière d'ions  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$  noté  $n(\text{HO}^-_{(\text{aq})})$  présent dans les 20 mL

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C.V = 0,1.20.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol.}$$

Dans l'expérience 2B:

**Dans l'expérience 2.B. la proportion des réactifs est 10 fois plus importante que dans la 2A car la concentration est 10 fois plus importante.**

b) La quantité de matière des réactifs a-t-elle une influence sur l'élévation de température ? **OUI**

## 1.4 Expérience 3

a) A partir du matériel disponible, rédiger un protocole pour étudier... l'influence des quantités de matière d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium mélangées sur la température maximale du mélange.

**Appeler le prof pour vérification**

### Matériel disponible

- Thermomètre, béchers de 100 mL, éprouvette graduée 100 mL, agitateur magnétique, burette graduée.
- Solutions à  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium.

### INFLUENCE DE LA QUANTITE DES 2 REACTIFS

#### - 1<sup>ère</sup> expérience :

- Mélanger 20 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 20 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

#### - quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.20.10^{-3} = 2.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.20.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol.}$$

#### réactif limitant : $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

- Relever la température du mélange : T =

#### - 2<sup>ème</sup> expérience :

- Mélanger 15 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 15 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

#### - quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.15.10^{-3} = 15.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.15.10^{-3} = 1,5.10^{-3} \text{ mol.}$$

#### réactif limitant : $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

- Relever la température du mélange : T =

#### - 3<sup>ème</sup> expérience :

- Mélanger 10 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 10 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

#### - quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.10.10^{-3} = 1.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.10.10^{-3} = 1.10^{-3} \text{ mol.}$$

#### réactif limitant : $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

- Relever la température du mélange : T =

### INFLUENCE DE LA QUANTITE DU REACTIF LIMITANT

#### - 1<sup>ère</sup> expérience : (pareil que avant)

- Mélanger 20 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 20 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

#### - quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.20.10^{-3} = 2.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.20.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol.}$$

#### réactif limitant : $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

- Relever la température du mélange : T =

#### - 2<sup>ème</sup> expérience :

- Mélanger 20 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 15 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

#### - quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.20.10^{-3} = 2.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.15.10^{-3} = 1,5.10^{-3} \text{ mol.}$$

#### réactif limitant : $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

- Relever la température du mélange :  $T =$

**- 3<sup>ème</sup> expérience :**

- Mélanger 20 mL d'acide à  $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 10 mL de soude à  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

**- quantité de matière :**

$$n(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}) = C_1 \cdot V = 1.20.10^{-3} = 2.10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HO}^-_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 0,1.10.10^{-3} = 1.10^{-3} \text{ mol.}$$

**réactif limitant :  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$**

- Relever la température du mélange :  $T =$

**c) Question**

Est-ce la quantité des deux réactifs qui influe sur la température, ou celle du réactif limitant ?

**1.5 Pour conclure**

a) Pourquoi doit-on porter gants et lunettes pour manipuler des acides et des bases fortes ?

**Produits toxique et corrosif**

b) Comment expliquer les projections lors d'un accident avec un déboucheur ?

**La réaction étant très exothermique, le mélange peut entrer en ébullition**

**2. SOLUTION TAMPON**

**2.1 Principe**

La dissolution d'un cachet d'aspirine tamponnée (Fig. 1) dans l'eau conduit à une solution de pH égal à 5,8, appelée solution tampon, favorisant l'assimilation de l'acide acétylsalicylique dans l'estomac sans brûlure.

Il est possible de réaliser au laboratoire une solution tampon. Des mesures de pH permettent d'analyser les propriétés d'une telle solution.



**2.2 Protocole expérimental**

- Réaliser l'expérience en suivant le protocole donné ci-après.

- Les réactifs sont indiqués dans le tableau ci-contre

| Solution acide   | Solution basique   |
|--|--|
| acide éthanoïque<br>$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$<br>à $C_a = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ | éthanoate de sodium<br>$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$<br>à $C_b = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ |

a) Prélever un volume  $V_1 = 50,0 \text{ mL}$  de la solution d'acide éthanoïque, de concentration

$C_a = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et l'introduire dans un bécher.

b) Mesurer le pH de la solution. **pH =**

c) Prélever un volume  $V_2 = 50,0 \text{ mL}$  de la solution basique éthanoate de sodium de concentration

$C_b = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et l'introduire dans le bécher précédent.

- d) Agiter, puis mesurer le pH du mélange (noté  $\text{pH}_{\text{mélange}}$ ).  $\text{pH}_{\text{mélange}} = 4,8$
- e) Répartir ce mélange dans trois béchers A, B et C à raison de 30 mL par bécher.
- f) Introduire dans le bécher A environ 1 mL d'**acide chlorhydrique** à  $C = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  puis mesurer le pH de la solution obtenue (noté  $\text{pH}_A$ ).  $\text{pH}_A = 4,8$
- g) Introduire dans le bécher B environ 1 mL de **soude** à  $C = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  puis mesurer le pH de la solution obtenue (noté  $\text{pH}_B$ ).  $\text{pH}_B = 4,8$
- h) introduire dans le bécher C environ 30 mL d'eau distillée puis mesurer le pH de la solution obtenue (noté  $\text{pH}_C$ ).  $\text{pH}_C = 4,8$

### 2.3 Exploitation

La réaction a pour équation :  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$

- a) Identifier le couple acide-base mis en jeu.  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$

- b) Exprimer sa constante d'acidité  $K_a$ .  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]_f \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f}$

- c) La valeur de cette constante à 25 °C est  $1,58.10^{-5}$ . À partir du pH mesuré ( $\text{pH}_{\text{mélange}}$ ), en déduire que, dans le mélange final, on a  $[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f}$$

$$4,8 = 4,8 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f}$$

$$\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f} = 0$$

donc  $[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_f$

*Le mélange obtenu lors de l'expérience constitue une solution tampon.*

- d) Quelle particularité de composition présente-t-elle ?

**Même concentration en acide et en base**

- e) Quelles propriétés particulières vis-à-vis des acides, des bases ou de la dilution possède-t-elle ?

**Le pH reste constant lors d'un ajout modéré d'acide ou de base ou lors de la dilution**

## 3. REGULATION DU PH DANS L'ORGANISME

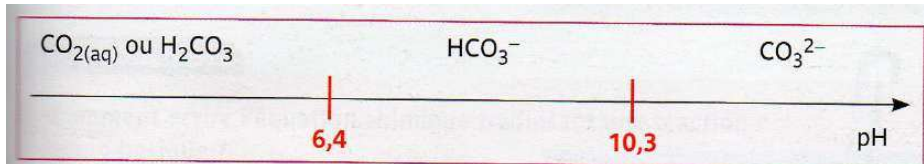
### 3.1 documents

#### Importance du pH dans l'organisme

Le corps est une incroyable usine chimique, siège d'une grande variété de réactions dont de nombreuses mettent en jeu des espèces acido-basiques. Or le sang doit avoir un pH finement régulé ( $\text{pH} = 7,40 \pm 0,04$ ), indispensable au bon fonctionnement des enzymes cellulaires. En revanche, les enzymes produites par les organes du tube digestif sont actives à des pH fort différents (Fig. 7).

| Organe           | Enzyme              | pH optimal |
|------------------|---------------------|------------|
| glande salivaire | amylase             | 6,8        |
| estomac          | enzyme gastrique    | 2,0        |
| pancréas         | enzyme pancréatique | 8,0        |

**Fig. 7** pH optimal d'activité de quelques enzymes.



**Fig. 8** Diagramme de prédominance des formes acido-basique du  $\text{CO}_2$ .

| Poumon        | Urine                     |
|---------------|---------------------------|
| $\text{CO}_2$ | $\text{NH}_3$             |
|               | $\text{NH}_4^+$           |
|               | $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ |

**Fig. 9** Exemples d'espèces chimiques acido-basiques susceptibles d'être éliminées par le corps.

#### Note

L'urine se forme à partir du plasma sanguin, c'est-à-dire à partir de la fraction liquide du sang.

Le pH de l'urine est compris entre 4,5 et 8,3.

| Soluté                         | $\text{pK}_a$        |
|--------------------------------|----------------------|
| Glucose                        | pas de $\text{pK}_a$ |
| $\text{HCO}_3^-$               | 10,3                 |
| $\text{Na}^+$ et $\text{Cl}^-$ | pas de $\text{pK}_a$ |
| urée                           | pas de $\text{pK}_a$ |
| $\text{H}_3\text{O}^+$         | 0                    |
| $\text{H}_2\text{PO}_4^-$      | 7,2                  |

**Fig. 10** Quelques solutés organiques et leur  $\text{pK}_a$ .

### 3.2 Régulation de l'acidité dans le sang

a) Pourquoi l'élimination du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  d'une solution aqueuse augmente-t-elle son pH ?

**Le  $\text{CO}_2$  est une espèce acide (c'est l'acide conjugué de l'ion hydrogénocarbonate ds le couple  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ ). Lorsqu'on élimine le  $\text{CO}_2$  d'une solution aqueuse, la solution devient moins acide donc le pH de la solution augmente.**

b) Sous quelle forme acido-basique se trouve le dioxyde de carbone dans le sang (Fig. 8) ?

**D'après le diagramme de prédominance (fig8), l'espèce qui prédomine au pH du sang ( $\text{pH sang} = 7,40$ ) est l'ion hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$ .**

c) Lors d'un effort, une grande quantité de glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) est oxydée pour produire de l'énergie.

Montrer, à l'aide d'une équation chimique, que cela contribue à diminuer le pH du sang.

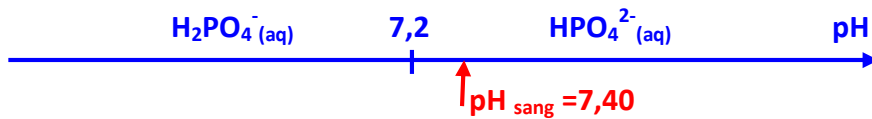
**La réaction d'oxydation du glucose selon:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  conduit à la formation de  $\text{CO}_2$  qui se dissout dans le sang et contribue à augmenter l'acidité du sang, donc le pH du sang diminue.**

d) Quelle est la réponse de l'organisme pour faire remonter le pH sanguin ?

**Le  $\text{CO}_2$  est éliminé au niveau des poumons lors de l'expiration, alors l'acidité du sang diminue et le pH remonte.**

### 3.3 Fonctionnement des reins

e) Quelle est la forme acido-basique majoritaire des ions phosphate dans le sang sachant que le pKa du couple  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (aq)/ $\text{HPO}_4^{2-}$  (aq) est 7,2 ?



D'après le diagramme de prédominance, l'espèce qui prédomine au pH du sang (pH sang = 7,40) est l'ion hydrogénophosphate  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

f) L'élimination des ions  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (aq) par les urines (Fig. 9) contribue-t-elle à augmenter le pH sanguin ou au contraire à le diminuer ?

**Les ions dihydrogénophosphate  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ont des propriétés acide. Lorsque ces ions sont éliminés par les urines, l'acidité du sang diminue donc le pH augmente.**

g) Le rein est capable de réabsorber des solutés filtrés si l'organisme en a besoin pour réguler le pH sanguin notamment. Déduire de la figure 10 les solutés dont la réabsorption peut intervenir dans la régulation du pH sanguin.

**Solutés dont la réabsorption par les reins peut influencer le pH :  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  peuvent contribuer à augmenter l'acidité et donc diminuer le pH.**