

# RECUEIL D'EXERCICES DE BIOCHIMIE

## 1. Notions de base

### 1.3. Acides, bases et tampons

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Université du Québec à  
Montréal

### 1.3. Acides, bases et tampons

1-16 : Déterminer l'acide, la base et les acides et bases conjugués dans chacune des équations suivantes.

**Rappel : acide et base**

Par définition un acide est un donneur de proton ( $H^+$ ) et une base est un accepteur de proton ( $H^+$ ).

- A)  $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$   
B)  $HCOO^- + H^+ \rightleftharpoons HCOOH$   
C)  $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$   
D)  $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$   
E)  $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$

[Réponse](#)

1-17 : Calculer la constante de dissociation de l'acide formique si à l'équilibre on obtient  $[HCOOH] = 40 \mu M$ ,  $[HCOO^-] = 4 \mu M$  et  $[H^+] = 4 \mu M$ .

**Rappel : constante de dissociation ou d'acidité ( $K_a$ ) à l'équilibre**



[Réponse](#)

1-18 : Sachant que la constante d'acidité de l'acide acétique est de  $1,82 \times 10^{-5}$ , qu'à l'équilibre  $[CH_3COO^-] = 0,3 \text{ mM}$  et  $[H^+] = 0,3 \text{ mM}$ , quelle serait la concentration de cet acide dans la solution?

[Réponse](#)

1-19 : Quel est le pH d'une solution 0,1 mM de HCl, assumant que l'acide est complètement dissocié?

**Rappel : pH**

$pH = -\log [H^+]$  où [ ] est exprimée en M

[Réponse](#)

**1-20 : Dans une solution aqueuse à pH 6,0 et à 25°C, quelle est la concentration molaire en ion OH<sup>-</sup>?**

<b>Rappel : constante d'équilibre d'ionisation (K<sub>e</sub>) à 25°C</b>
---

K <sub>e</sub> = [H <sup>+</sup> ] [OH <sup>-</sup> ] = 1 X 10 <sup>-14</sup> où [ ] sont exprimées en M
--

[Réponse](#)

**1-21 : Quel est le pK<sub>a</sub> de l'acide lactique, sachant que sa constante d'acidité est de 1,4 X 10<sup>-4</sup>?**

<b>Rappel : pK<sub>a</sub></b>
--------------------------------

pK <sub>a</sub> = -log K <sub>a</sub>
---------------------------------------

[Réponse](#)

**1-22 : Calculer le pK<sub>a</sub> de l'acide acétique dans la solution suivante à l'équilibre.**

[H<sup>+</sup>] = 0,39 mM

[CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] = 0,4 mM

[CH<sub>3</sub>COOH] = 8,6 mM

[Réponse](#)

**1-23 : Calculer le pH d'une solution (0,8 L) contenant 2 mmol d'acide lactique (HA) et 0,8 mmol de lactate (A<sup>-</sup>). Le pK<sub>a</sub> de l'acide lactique est de 3,9.**

<b>Rappel : équation de Henderson-Hasselbalch</b>
---

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

où [ ] sont exprimées en M

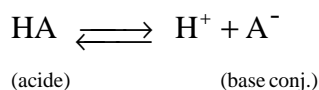
[Réponse](#)

1-24 : Connaissant le  $pK_a$  et le rapport  $[A^-]/[HA]$ , quel est le pH des solutions suivantes?

	$pK_a$	$[A^-]/[HA]$
<b>A</b>	4	1000
<b>B</b>	7	100
<b>C</b>	5	1
<b>D</b>	6	0,1
<b>E</b>	8	0,01

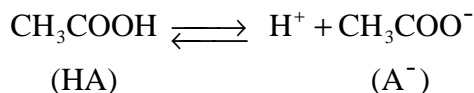
[Réponse](#)

1-25 : Un couple acide-base conjugué possède un  $pK_a$  de 6,0. Quel serait le pourcentage de  $A^-$  et de  $HA$  à pH 8,0?



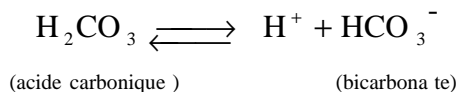
[Réponse](#)

1-26 : Déterminer le rapport  $[CH_3COO^-] / [CH_3COOH]$  à pH 3,5 pour une solution d'acide acétique 0,3 M ( $pK_a = 4,74$ ). Déterminer également la concentration molaire de  $CH_3COO^-$  et de  $CH_3COOH$  à l'équilibre.



[Réponse](#)

1-27 : La constante de dissociation primaire de l'acide carbonique  $H_2CO_3$  est de  $4,31 \times 10^{-7}$ . Sachant que le pH de l'eau d'une rivière est de 7,55, déterminer le rapport acide carbonique/bicarbonate présent.

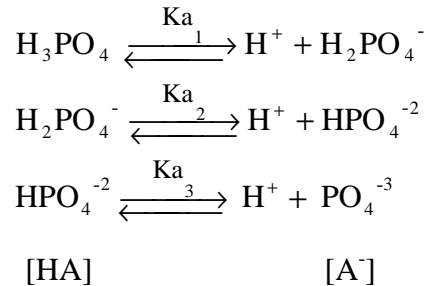


**Rappel : constante de dissociation primaire et secondaire**

La constante de dissociation primaire correspond au premier proton libéré. La seconde constante de dissociation correspond au deuxième proton libéré.

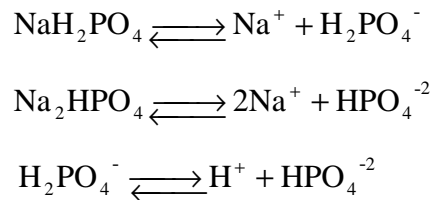
[Réponse](#)

1-28 : Le pH intracellulaire d'un organisme unicellulaire est de 6,7. Calculer le rapport  $[\text{HPO}_4^{-2}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$  dans un tel organisme. La seconde constante de dissociation ( $K_{a2}$ ) de l'acide phosphorique est de  $6,31 \times 10^{-8}$ .



[Réponse](#)

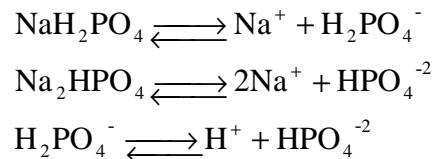
1-29 : Vous voulez préparer 500 mL d'une solution tampon phosphate à 0,5 M et à pH 6,8. Vous utilisez les sels de sodium  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  qui vous préparent en solution à 0,25 M chacun. Sachant que le pKa de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  est de 6,86, quels volumes de chacune des solutions devez vous combiner afin d'obtenir un pH de 6,8?



On assume que  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  et  $\text{HPO}_4^{-2}$  sont formés principalement à partir de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  respectivement.

[Réponse](#)

1-30 : Sachant que le pKa de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  est de 6,86, déterminez les quantités (g) de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  que vous devez dissoudre dans 1 L d'eau pour avoir une solution tampon phosphate à 0,6 M et à pH 7,2?



On assume que  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  et  $\text{HPO}_4^{-2}$  sont formés principalement à partir de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  respectivement. Le poids moléculaire de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  est de 122 g et celui de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  est de 142 g.

[Réponse](#)

**1-16 :**

A) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (acide), HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(base conjuguée)

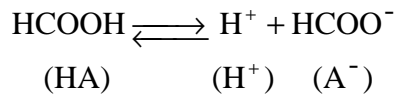
B) HCOO<sup>-</sup>(base), HCOOH(acide conjugué)

C) H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>(acide), HPO<sub>4</sub><sup>-2</sup>(base conjuguée)

D) CH<sub>3</sub>COOH(acide), H<sub>2</sub>O(base), H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(acide conjugué), CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>(base conjuguée)

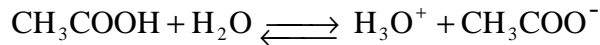
E) H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>(acide), H<sub>2</sub>O(base), H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(acide conjugué), HPO<sub>4</sub><sup>-2</sup>(base conjuguée)

**1-17 :**



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(4 \times 10^{-6} \text{ M})(4 \times 10^{-6} \text{ M})}{4 \times 10^{-5} \text{ M}} = 2,5 \times 10^{-8}$$

**1-18 :**

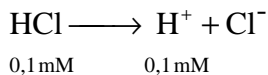


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{(3 \times 10^{-4})(3 \times 10^{-4})}{1,82 \times 10^{-5}} = 4,9 \text{ mM}$$

**1-19 :**



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

$$\text{pH} = -\log (0,1 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 4$$

**1-20 :**

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

$$6,0 = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_c = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \text{ M}$$

**1-21 :**

$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

$$\text{pK}_a = -\log (1,4 \times 10^{-4}) = 3,85$$

**1-22 :**

**1° Déterminer le  $K_a$**

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(3,9 \times 10^{-4} \text{ M})(4,0 \times 10^{-4} \text{ M})}{8,6 \times 10^{-3} \text{ M}} = 1,81 \times 10^{-5}$$

**2° Déterminer le  $\text{pK}_a$**

$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

$$\text{pK}_a = -\log (1,81 \times 10^{-5}) = 4,74$$

**1-23 :**

$$[\text{A}^-] = 0,8 \text{ mmol} / 0,8 \text{ L} = 1 \text{ mM} = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = 2 \text{ mmol} / 0,8 \text{ L} = 2,5 \text{ mM} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = 3,9 + \log \frac{1 \times 10^{-3} \text{ M}}{2,5 \times 10^{-3} \text{ M}} = 3,5$$

**1-24 :**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

A)  $\text{pH} = 4 + \log (1000) = 7$

B)  $\text{pH} = 7 + \log (100) = 9$

C)  $\text{pH} = 5 + \log (1) = 5$

D)  $\text{pH} = 6 + \log (0,1) = 5$

E)  $\text{pH} = 8 + \log (0,01) = 6$

**1-25 :**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$8,0 = 6,0 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 100$$

$$\text{HA} + \text{A}^- = 100 (\%)$$

$$\text{HA} = 100 - \text{A}^-$$

$$\frac{\text{A}^-}{\text{HA}} = \frac{\text{A}^-}{100 - \text{A}^-} = 100$$

$$\text{A}^- = 100 (100 - \text{A}^-) = 10000 - 100 \text{A}^-$$

$$101 \text{A}^- = 10000$$

$$\text{A}^- = 99,01\%$$

$$\text{HA} = 100 - \text{A}^- = 0,99\%$$



**1-26 :**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$3,5 = 4,74 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0,0575$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,3 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,3 \text{ M} - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{0,3 \text{ M} - [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,0575$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,01725 \text{ M} - 0,0575 [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,01725}{1,0575} = 0,0163 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,3 \text{ M} - 0,0163 \text{ M} = 0,2837 \text{ M}$$

**1-27 :**

$$\text{pK}_a = -\log K_a = -\log (4,31 \times 10^{-7}) = 6,3655$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = 0,065$$

$$7,55 = 6,3655 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 15,29$$

**1-28 :**

$$\text{pKa}_2 = -\log \text{Ka}_2 = -\log (6,31 \times 10^{-8}) = 7,2$$

$$\text{pH} = \text{pKa}_2 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$6,7 = 7,2 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{HPO}_4^{-2}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0,316$$

**1-29 :**

**1° Déterminer le ratio  $[\text{HPO}_4^{-2}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$  à pH 6,8**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$6,8 = 6,86 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{HPO}_4^{-2}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0,871$$

**2° Déterminer les volumes de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$**

$$\text{mL HPO}_4^{-2} + \text{mL H}_2\text{PO}_4^- = 500 \text{ mL}$$

$$\text{mL HPO}_4^{-2} = 500 \text{ mL} - \text{mL H}_2\text{PO}_4^-$$

Comme les solutions sont de concentrations égales,

$$\frac{\text{mL HPO}_4^{-2}}{\text{mL H}_2\text{PO}_4^-} = 0,871$$

$$\frac{\text{mL HPO}_4^{-2}}{500 \text{ mL} - \text{mL HPO}_4^{-2}} = 0,871$$

$$\text{mL HPO}_4^{-2} = 435,5 \text{ mL} - 0,871(\text{mL HPO}_4^{-2})$$

$$\text{mL HPO}_4^{-2} = \frac{435,5 \text{ mL}}{1,871}$$

$$\text{mL HPO}_4^{-2} = 232,8 \text{ mL}$$

$$\text{mL H}_2\text{PO}_4^- = 500 \text{ mL} - \text{mL HPO}_4^{-2} = 267,2 \text{ mL}$$

**1-30 :**

**1° Déterminer le ratio  $[\text{HPO}_4^{-2}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$  à pH 7,2**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$7,2 = 6,86 + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{HPO}_4^{-2}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 2,19$$

**2° Déterminer les quantités de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  et de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$**

Comme les solutions sont de concentrations égales,

$$\text{mol HPO}_4^{-2} + \text{mol H}_2\text{PO}_4^- = 0,6 \text{ mol}$$

$$\text{mol HPO}_4^{-2} = 0,6 \text{ mol} - \text{mol H}_2\text{PO}_4^-$$

$$\frac{\text{mol HPO}_4^{-2}}{\text{mol H}_2\text{PO}_4^-} = 2,19$$

$$\frac{\text{mol HPO}_4^{-2}}{0,6 \text{ mol} - \text{mol HPO}_4^{-2}} = 2,19$$

$$\text{mol HPO}_4^{-2} = 1,314 - 2,19 (\text{mol HPO}_4^{-2})$$

$$\text{mol HPO}_4^{-2} = \frac{1,314 \text{ mol}}{3,19}$$

$$\text{mol HPO}_4^{-2} = 0,412 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}_2\text{PO}_4^- = 0,6 \text{ mol} - \text{mol HPO}_4^{-2} = 0,188 \text{ mol}$$

Comme le volume à préparer est de 1L;

$$\text{quantité de Na}_2\text{HPO}_4 (\text{HPO}_4^{-2}) = 0,412 \text{ mol} \times 142 \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g}$$

$$\text{quantité de NaH}_2\text{PO}_4 (\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 0,188 \text{ mol} \times 122 \text{ g/mol} = 22,9 \text{ g}$$