

## CORRECTION EXERCICE C9

### n°7 p°334 Le pH sans pH-mètre

1. D'après la couleur observée :

- avec l'hélianthine, le pH est supérieur à 4,4 ;
- avec le BBT, le pH est inférieur à 6,0 ;
- avec la phénolphtaléine, le pH est inférieur à 8,2.

2. a. Un encadrement de la valeur du pH de la solution A est donc [4,4 ; 6,0].

b. L'intervalle de concentrations en ions oxonium de cette solution serait donc comme  $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$  ;  
[1,0. 10<sup>-6</sup> ; 4,0. 10<sup>-5</sup>] en mol. L<sup>-1</sup>.

3. a. Cette méthode n'est utilisable qu'avec les solutions incolores.

b. Cette méthode est plus longue qu'avec un pH-mètre, elle est moins précise et ne fonctionne pas avec des solutions colorées et elle dénature la solution. Elle est cependant moins coûteuse.

### \*n°8 p°334 Utilisation d'un pH-mètre

1. Cette solution est acide.

2. a. Le pH de la solution est compris entre 3,3 et 3,5.

b. La précision relative du pH-mètre pour ce pH mesuré vaut  $\Delta pH/pH = 0,1/3,4 = 3\%$ .

3. a. L'intervalle dans lequel se trouve la concentration en ions oxonium de cette solution est donc, en mol. L<sup>-1</sup>  
[3,2. 10<sup>-4</sup> ; 5,0. 10<sup>-4</sup>].

b. A partir de la valeur de pH mesurée, on trouve :  $[H_3O^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \cdot 10^{-4}$  mol. L<sup>-1</sup>.

La précision de la mesure de la concentration en ions oxonium de cette solution est :

$$\Delta [H_3O^+]/[H_3O^+] = (5,0 \cdot 10^{-4} - 3,2 \cdot 10^{-4}) / (2 \cdot 4,0 \cdot 10^{-4}) = 22\%$$

Un faible écart sur la mesure du pH induit donc un grand écart sur la détermination de la concentration en ions oxonium.

### \*n°11 p°335 Des ions oxonium aux ions hydroxydes

1.  $[H_3O^+] = 10^{-4,5} = 3,2 \cdot 10^{-5}$  mol. L<sup>-1</sup>

2.  $K_e = [H_3O^+].[HO^-]$ . D'où :  $[HO^-] = K_e/[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-14}/(3,2 \cdot 10^{-5}) = 3,2 \cdot 10^{-10}$  mol. L<sup>-1</sup>

3. Lorsqu'on dilue la solution, la concentration en ions oxonium diminue et celle des ions hydroxyde augmente.

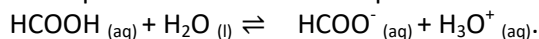
### n°13 p°335 L'acide des fourmis

13 1. Le pH d'une solution d'acide méthanoïque est inférieur à 7 car cette solution contient une espèce chimique acide.

2. a. Un acide faible est une espèce susceptible de réagir sur l'eau en libérant des protons, mais selon une réaction qui n'est pas totale.

b. La base conjuguée de l'acide méthanoïque est l'ion méthanoate HCOO<sup>-</sup>.

3. L'équation de la réaction se produisant entre l'acide méthanoïque et l'eau est :



### n°15 p°335 La vitamine C

1. L'équation de la réaction est :  $\text{AH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ .

2. a.

État	x	$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
initial	0	$c \cdot V$	solvant	0	0
en cours	x	$c \cdot V - x$	solvant	x	x
final	$x_{\max} = c \cdot V$	$c \cdot V - x_{\max}$	solvant	$x_{\max}$	$x_{\max}$

On construit un tableau d'avancement, qui fournit directement l'expression de  $x_{\max} = c \cdot V = 5,0 \cdot 10^{-3}$  mol.

La quantité maximale d'ions oxonium pouvant être formée vaut  $x_{\max}$ .

b. La concentration finale en ions oxonium vaut

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La quantité d'ions oxonium formés est obtenue en multipliant la concentration précédente par le volume  $V$  :

$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V = 10^{-2,8} \cdot 0,200 = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

c. La quantité d'ions oxonium formés est inférieure à la quantité maximale pouvant être libérée : la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau n'est pas totale donc l'acide ascorbique est un acide faible.

### n°19 p°336 Une solution d'ions nitrite

1. La forme prédominante est l'ion nitrite car le pH de la solution est supérieur au pKa du couple.

2. Le pH de la solution est lié à la valeur du rapport

2. Le pH de la solution est lié à la valeur du rapport  $\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$

ainsi qu'au pKa du couple :  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$ .

Ainsi,  $\log \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \text{pH} - \text{pK}_a$  soit :

$$\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 10^{(\text{pH} - \text{pK}_a)} = 10^{(7,7 - 3,3)} = 2,5 \times 10^4.$$

Les ions nitrite prédominent vraiment.

3. Les ions nitrite ont donc une concentration réelle égale à la concentration en soluté apportée

$c = 0,018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et la concentration réelle en acide nitreux est déterminée grâce au rapport calculé précédemment

$$\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 2,5 \times 10^4.$$

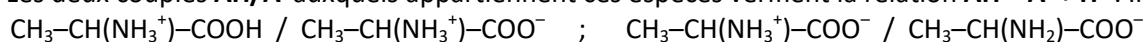
Ainsi,  $[\text{HNO}_2] = \frac{[\text{NO}_2^-]}{2,5 \times 10^4} = 7,2 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### n°20 p°336 Un acide α-aminé

1.  $-\text{COOH}$  est un groupe carboxyle (propriétés acides car capacité à céder un ion  $\text{H}^+$ )

$-\text{NH}_2$  est un groupe amine (propriétés basiques car capacité à capter un ion  $\text{H}^+$ )

2. Les deux couples  $\text{AH}/\text{A}^-$  auxquels appartient ces espèces vérifient la relation  $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$ . Il s'agit donc de :

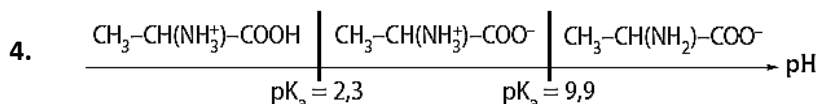


3. La forme la plus acide est celle qui peut libérer le plus de protons. Il s'agit donc de :  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COOH}$

La forme la plus acide est celle dont le pKa est le plus petit donc :

$$\text{pKa} (\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COO}^-) = 2,3$$

$$\text{pKa} (\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COO}^- / \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COO}^-) = 9,9$$



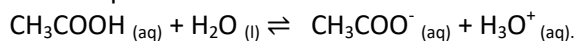
## n°21 p336 Il est frais mon poisson

1. Cette amine a des propriétés basiques en solution car le pH de la solution est supérieur à 7,0.
2. La formule de l'espèce conjuguée de cette amine est l'ion triméthylammonium  $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$  (car la forme acide du couple est telle que  $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$ ). Le couple acide-base correspondant est donc :  $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ / (\text{CH}_3)_3\text{N}$
3. De manière en générale pour un couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  :  $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{HO}^-$ . Donc ici :  $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{HO}^-$
4. Le pH (=11,5) est supérieur au pKa (=9,8) donc c'est la forme basique,  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ , qui prédomine en solution.
5. La constante d'acidité de ce couple s'écrit :

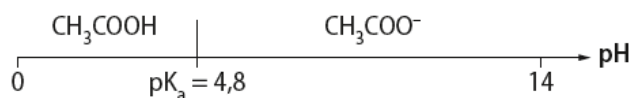
$$K_a = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]} \quad \text{Ainsi : } \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-\text{p}K_a}}{10^{-\text{pH}}} \quad \text{AN: } \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]} = 10^{-(9,8+11,5)} = 50 \Rightarrow \text{prédominance de la forme basique}$$

## n°23 p°337 L'acidité du vin

1. a. La concentration molaire en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  vaut  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,0} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- b. La concentration molaire de l'acide éthanöïque est calculée à partir de la concentration massique :  $c = \text{Cm} / \text{M} = 0,6 / 60 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  pour que le gout aigre soit perçu.
2. a. L'équation de la réaction de l'acide éthanöïque avec l'eau est :



Le diagramme de prédominance du couple acide éthanöïque/ion éthanöate est :

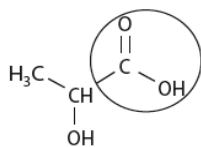


L'espèce prédominante dans la solution S est donc l'acide éthanöïque car le pH de la solution est inférieur au pKa du couple.

- b. La concentration molaire en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  est liée au pH de la solution S :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'avancement final de la réaction est :  $x = n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .
- c. Si la réaction était totale, l'acide éthanöïque se serait intégralement transformé en ion éthanöate et en ion oxonium. La concentration en ions oxonium serait donc égale à  $c = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La concentration réelle est nettement inférieure à cette valeur : la réaction n'est donc pas totale.

## n°24 p337 L'acide lactique

1. C'est le groupe carboxyle :



- 2.a.

État	x	AH + H <sub>2</sub> O	→	A <sup>-</sup> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
initial	0	c · V	excès	0    0
en cours	x	c · V - x	excès	x    x
final	x <sub>f</sub>	c · V - x <sub>f</sub>	excès	x <sub>f</sub> x <sub>f</sub>

$$3.a. \quad K_a = \frac{[\text{A}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{AH}]_f}$$

$$3.b. \quad \frac{[\text{A}^-]_f}{[\text{AH}]_f} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{K_a}{10^{-\text{pH}}} \quad \text{AN: } \frac{[\text{A}^-]_f}{[\text{AH}]_f} = \frac{1,3 \cdot 10^{-4}}{10^{-1,9}} = 1,0 \cdot 10^{-2}$$

$$2.b. \quad x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \times V$$

$$\text{AN: } x_f = 10^{-1,9} \times 0,6 = 7,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- 3.c. Ce rapport est inférieur à 1 donc l'espèce prédominante est l'acide lactique.

1.a. Un acide une espèce capable de céder un proton.

1.b. La forme acide du couple  $AH_2^+/HA$  est  $AH_2^+$   
La forme acide du couple  $HA/A^-$  est  $HA$

2.a. C'est le deuxième couple qui intervient ici :



2.b.  $K_{a_2} = \frac{[A^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$  avec  $K_{a_2} = 10^{-pK_{a_2}}$

AN:  $K_{a_2} = 10^{-7} = 1,0 \times 10^{-7}$

2.c.  $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = \frac{K_{a_2}}{[H_3O^+]_f}$  soit  $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = \frac{10^{-pK_{a_2}}}{10^{-pH}}$

AN:  $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = \frac{10^{-7}}{10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^3$

2.d. Ce rapport est très supérieur à 1 : l'espèce prédominante est donc  $A^-$ . La couleur de la solution est bleue.

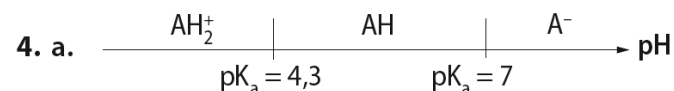
3. a. C'est le premier couple qui est mis en jeu ici :



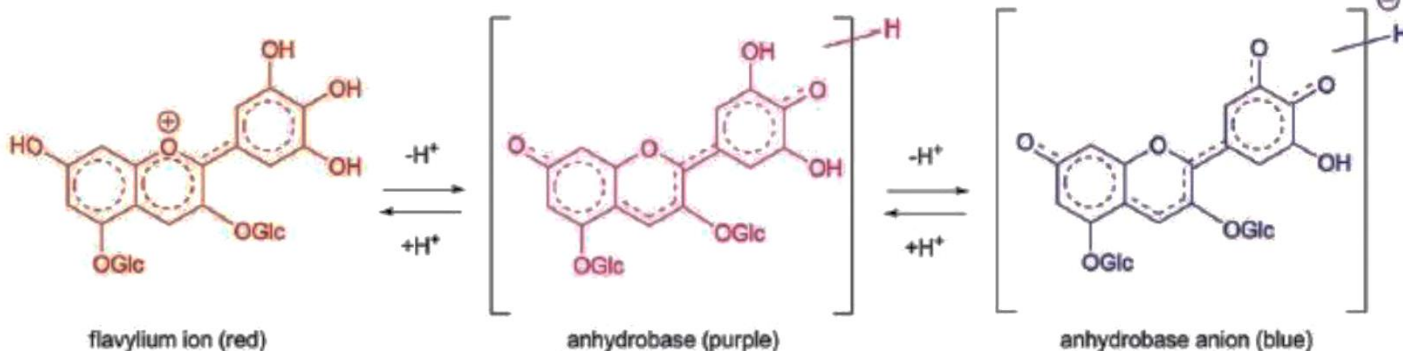
3. b. La constante d'acidité du premier couple est :

$$K_{a_1} = \frac{[AH]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[AH_2^+]_f} \quad \text{avec } K_{a_1} = 10^{-pK_{a_1}}$$

AN:  $K_{a_1} = 10^{-4,3} = 5,0 \cdot 10^{-5}$



b. Le sol peut avoir des caractéristiques acide, neutre ou basique selon sa composition ou les apports effectués. Les fleurs d'hortensias peuvent donc avoir des couleurs différentes suivant la nature du sol puisque les différentes espèces conjuguées ont des couleurs variées. **+ voir liaisons conjuguées avec prof**



## n°26 p°338 L'aspirine

2.a. Pour obtenir une solution limpide, il faut filtrer la solution saturée.

2.b. Pour calculer la concentration molaire maximale, on part de la solubilité



3.

4. a. Le pH de l'estomac est inférieur au pKa du couple : la forme prédominante est donc AH.

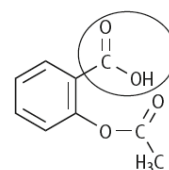
b. On trouve le rapport  $\frac{[A^-]}{[AH]}$  grâce à l'expression de la

constante d'acidité :  $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$

Le rapport  $\frac{[A^-]}{[AH]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = \frac{K_a}{10^{-pH}} = 1,6 \times 10^3$ .

L'espèce conjuguée prédominante est donc la forme basique.

1.



donnée dans l'énoncé en concentration massique et on la divise par la masse molaire de l'aspirine :  $c = C_m / M$

AN:  $c = 3,3 / 180 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

**n°27 p°338 Une bonne amine**

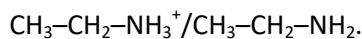
1. Ce gaz comprime est :

- inflammable, il faut le maintenir à l'écart de toute flamme ou point chaud ;
- irritant pour les yeux et les voies respiratoires, il faut donc porter un masque, des lunettes de protection et il faut réaliser la manipulation sous la hotte.

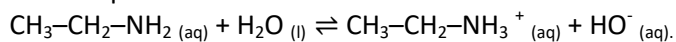
2. La quantité de matière de gaz est obtenue en divisant le volume de gaz par le volume occupé par une mole de gaz :  $n = V_{\text{gaz}} / V = 3,6 / 24,4 = 0,15 \text{ mol}$ . La concentration en amine vaut  $c = n / V = 0,15 / 0,300 = 0,49 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3. Une base selon Bronsted est une espèce chimique capable de capter un proton.

4. La formule développée de l'acide conjugué de l'éthanamine est donc  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+$  et le couple auquel appartient l'éthanamine est :



5. a. L'équation de la réaction est :



b. Le tableau d'avancement associé à cette réaction est :

État	x	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq})$			
initial	0	$c \cdot V$	Solvant	0	0
en cours	x	$c \cdot V - x$	Solvant	x	x
final	$x_{\text{max}}$	$c \cdot V - x_{\text{max}}$	Solvant	$x_{\text{max}}$	$x_{\text{max}}$

Ainsi  $x_{\text{max}} = c \cdot V = 0,49 \cdot 0,300 = 0,15 \text{ mol}$ .

6. a. La concentration en ions hydroxyde :

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{10^{-12,2}} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et quantité de matière  $n_{\text{HO}^-} = [\text{HO}^-] \cdot V = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

b. Cette quantité est inférieure à l'avancement maximal, donc la réaction n'est pas totale.

c. Les quantités de matière sont obtenues à partir du tableau d'avancement, puisque :

$$x = n(\text{HO}^-) = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{ainsi } n(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+) = x = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2) = c \cdot V - x = 0,15 \text{ mol}$$

Les concentrations molaires sont calculées en divisant les quantités de matière précédentes par le volume de la solution :  $[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+] = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2] = 0,48 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

d. La constante d'acidité du couple est :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+]} = \frac{0,48 \times 10^{-12,2}}{1,6 \times 10^{-2}} = 1,9 \times 10^{-11}$$

le  $\text{pK}_a$  du couple acide/base de l'amine vaut :

$$\text{pK}_a = -\log K_a = 10,7$$

et le  $\text{pK}_a$  du couple acide/base de l'amine vaut :  $\text{pK}_a = -\log K_a = 10,7$ .

**n°28 p°338 Votez pour les conservateurs**

1. a. L'équation de la réaction de l'acide  $\text{A}_1\text{H}$  avec l'eau est  $\text{A}_1\text{H} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}_1^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ .

b. Le tableau d'avancement associé à cette réaction est :

État	x	$\text{A}_1\text{H} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}_1^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$			
initial	0	$c \cdot V$	Solvant	0	0
en cours	x	$c \cdot V - x$	Solvant	x	x
final	$x_f$	$c \cdot V - x_f$	Solvant	$x_f$	$x_f$

c. L'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  vaut  $c \cdot V = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

d. La quantité d'ions oxonium formes réellement est donnée par :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V = 10^{-2,9} \cdot 0,100 = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

e. La quantité d'ions oxonium formes réellement est inférieure à l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de cette réaction, donc cette réaction n'est pas totale.

f.  $\tau_1 = x_f / x_{\text{max}} = 84 \%$ . La réaction n'est pas totale, mais elle est fortement avancée.

2. a. L'équation de la réaction de l'acide  $A_2H$  avec l'eau est  $A_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ .
- b. En procédant de la même manière, on trouve  $\tau_2 = 0,11 = 11 \%$ .
3. a. Les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  ne réagissent pas totalement avec l'eau puisque l'avancement est inférieur à 1.
- b. L'acide citrique  $A_1H$  réagit le plus avec l'eau pour une même concentration.
- c. Entre deux acides, celui qui réagit le plus avec l'eau pour une concentration donnée est celui dont le pKa du couple acide-base a la plus faible valeur et une constante d'acidité  $K_a$  la plus forte.
4. La solution d'acide citrique va le plus acidifier les crudités.  
C'est le conservateur le plus approprié à la maison car on dispose facilement de citron.
5. a. Le pH d'une solution aqueuse dont la concentration en ions oxonium serait :  $[H_3O^+] = c = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  vaudrait  $pH = -\log [H_3O^+] = 2,8$ .
- b. Ce pH est proche de celui de la solution  $S_1$  d'acide citrique : la réaction avec l'eau est fortement avancée, ce n'est pas évident de dire qu'il s'agit d'un acide faible car la différence de pH est très limitée. Par contre, cette différence est plus nette pour la solution  $S_2$ , donc l'acide  $A_2H$  est faible dans l'eau.

### n°10 p°353 Précautions

1. Quand on manipule l'acide sulfurique il faut toujours porter des lunettes de protection, une blouse et des gants.
2. Il faut verser l'acide sulfurique concentré dans l'eau. La dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau est très exothermique. Si l'on versait l'eau sur l'acide, on risquerait des projections d'acide.
3. On ne doit surtout pas chauffer, mais au contraire refroidir la solution lorsqu'on fait la dilution.
4. Dans un erlenmeyer, mettre environ 100 mL d'eau.  
Plonger l'erlenmeyer dans un bain d'eau glacée. Rajouter alors, après avoir chaussé des lunettes de protection, 1 mL d'acide sulfurique concentré. Agiter. Lorsque la solution est bien refroidie, la verser dans une fiole de 1 L. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et agiter correctement avant utilisation.

### n°16 p°354 Acides et base conjugués

1.  $pH = pKa + \log \left( \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} \right) = pKa = 4,8$ .
2. C'est une solution tampon car elle renferme un acide faible AH et sa base conjuguée  $A^-$  en quantités égales.
3.  $n = m/M = 0,4/40 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  et  $[HO^-] = n/V = 1 \cdot 10^{-2}/1 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  d'où  $[H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et  $pH = 12$ .

### n°22 p°355 Base forte ?

1. Sa réaction avec l'eau est quasi totale.
2. L'hydroxyde de sodium.
3.  $pH = 14 + \log c = 14 + \log 2 \cdot 10^{-2} = 12,3$ .
4. Si on dilue 100 fois une base forte, le pH diminue de 2 unités : la base est une base forte.

### n°24 p355 Solutions biologiques

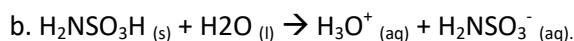
1.  $pH = pKa + \log \left( \frac{[(CH_3)_2AsO_2^-]_f}{[(CH_3)_2AsO_2H]_f} \right)$  AN:  $pH = 6,2 + \log (2,4 \cdot 10^{-2} / (2,0 \cdot 10^{-2})) = 6,3$  (pH proche du pKa)
2. Le pH est proche du pKa donc c'est une solution tampon : elle modère les variations de pH lors de la libération d'acide ou de base par les réactions biologiques.
3. Dans 1,0 L de solution :  $n(As) = n((CH_3)_2AsO_2^-) + n((CH_3)_2AsO_2H)$  AN:  $n(As) = 2,4 \cdot 10^{-2} + 2,0 \cdot 10^{-2} = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$   
D'où :  $m(As) = n \cdot M(As)$  AN:  $m(As) = 4,4 \cdot 10^{-2} \cdot 75 = 3,3 \text{ g}$

### n°26 p356 Dilution et pH

1.  $c_0 = n/V = m/(M \cdot V)$  AN:  $m(HNO_3) = 1,26/2 = 0,63 \text{ g} \Rightarrow c_0 = 0,63/63 \cdot 1,0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
2. C'est un acide fort donc :  $[H_3O^+] = c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
3.  $pH = -\log [H_3O^+]$  AN:  $pH = -\log (1,0 \cdot 10^{-2}) = 2$
4. a. "dilution au dixième" donc le facteur de dilution  $F = 10$ . Ainsi :  $V_{\text{mere}} = V_{\text{fille}} / 10 = 20 \text{ mL}$
- 4.b. Prélever 20 mL de solution mère avec une pipette jaugée, les verser dans la fiole jaugée de 200 mL et compléter avec de l'eau distillée (cf Fiche pratique n°14 p 591).
5. De même que pour Q3 :  $pH = -\log c_1 = -\log 1,0 \cdot 10^{-3} = 3$

**n°27 p°356 Acide sulfamique**

1. a. C'est un acide fort.

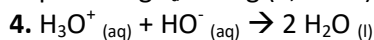


2. D'après l'équation, les quantités de matière d'acide  $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$  introduit et d'ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$  formés sont égales, d'où  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = m/M(\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H})$ .

3. a.  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,8/97 = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

D'où  $c_a = n(\text{H}_3\text{O}^+)/V = 3,9 \cdot 10^{-2}/0,5 = 7,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

b.  $\text{pH} = -\log c_a = -\log(7,8 \cdot 10^{-2}) = 1,1$ .



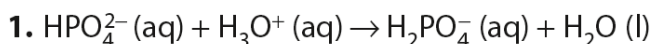
5. a. On observe une augmentation de la température.

b. Ne pas tenir à la main le récipient dans lequel le mélange est effectué, mais toujours le poser sur une table ; s'assurer que le matériau du récipient résiste aux variations brutales de température ; effectuer le mélange lentement, en agitant continuellement.

6.  $n_a = c_a \cdot V_1 = 7,8 \cdot 10^{-2} \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

$n_b = c_b \cdot V_2 = 0,10 \cdot 15,6 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

7. La solution est neutre.

**n°29 p356 Réaction dans le plasma sanguin**

2.  $[\text{HPO}_4^{2-}]_f = 0,28 - 0,05 = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$[\text{H}_2\text{PO}_4^-]_f = 0,17 + 0,05 = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. a.  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]_f}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]_f} \right)$   
 $= 7,2 + \log 0,23/0,22 = 7,2$

3. b. Dans l'eau pure, on aurait  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_f$   
 $= -\log 0,05 = 1,3$

4. Le pH du plasma varie très peu par ajout d'acide (variation = 7,4-7,2 = 0,2) donc il se comporte comme une solution tampon.

**n°31 p 357 Acide lactique**

1. C'est un milieu tampon.

2. a.  $K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

b.  $\text{pK}_a = -\log K_a = -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

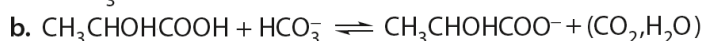
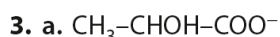
$= -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} - \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

$= -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} + \text{pH}$

D'où :  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

c. D'après 2.b) :  $\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = \text{pH} - \text{pK}_a$

Ainsi :  $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_a}$  **AN:**  $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 10^{7,4 - 6,1} = 20$



4. a. Il y a formation de  $\text{CO}_2$  d'après la réaction précédente.

b. Si  $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$  augmente, alors le rapport  $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$  diminue donc  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$  diminue.

c. C'est bien ce qu'indique le texte : « diminution locale du pH ».

5. a.  $\text{pH} = 6,1 + \log \frac{2,4 \times 10^{-2}}{4,4 \times 10^{-3}} = 6,8$

b. Avant effort  $\text{pH} = 7,4$  : on vérifie bien que le pH a diminué.