

QCM

**1** La proposition A n'est pas une bonne réponse car le produit ionique de l'eau correspond à l'auto-protolyse de l'eau (et non la réaction inverse). La proposition **B** est une bonne réponse. La proposition C n'est pas une bonne réponse car  $K_e = 10^{-pK_e} = 10^{-14} \neq 1,0 \times 10^{14}$ .

**2** La proposition A n'est pas une bonne réponse car la constante d'acidité d'un couple acide-base  $AH(aq) / A^-(aq)$  correspond à la réaction de l'acide avec l'eau.

La proposition **B** est une bonne réponse. La proposition C est une bonne réponse.

**3** La proposition **A** est une bonne réponse. La proposition **B** est une bonne réponse. La proposition C n'est pas une bonne réponse car la réaction d'un acide fort avec l'eau est totale.

**4** La proposition A n'est pas une bonne réponse car l'acide nitrique est un acide fort et réagit totalement avec l'eau :  $[HNO_3(l)]_f = 0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . La proposition B est une bonne réponse. La proposition **C** est une bonne réponse.

**5** La proposition A n'est pas une bonne réponse car une partie de l'acide éthanoïque initial a réagi. La proposition B n'est pas une bonne réponse car cette relation n'est pas valable pour un acide faible comme l'acide éthanoïque.

La proposition **C** est une bonne réponse.

**6** La proposition A est une bonne réponse. La proposition B est une bonne réponse. La proposition C est une bonne réponse.

**7** La proposition A n'est pas une bonne réponse car l'axe vertical donne le pourcentage de base et d'acide conjugués.

La proposition **B** est une bonne réponse. La proposition **C** est une bonne réponse.

**8** La proposition **A** est une bonne réponse. La proposition B n'est pas une bonne réponse car l'acide prédomine si  $pH < pK_A$  et la base prédomine si  $pH > pK_A$ .

La proposition **C** est une bonne réponse.

**11** • Pour le jus de pomme :

$$[H_3O^+(aq)] = 10^{-pH} = 10^{-3,2} = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HO^-(aq)] = \frac{K_e}{[H_3O^+(aq)]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,3 \times 10^{-4}} = 1,6 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

• Pour le lait :

$$pH = -\log[H_3O^+(aq)] = -\log(2,0 \times 10^{-7}) = 6,7$$

$$[HO^-(aq)] = \frac{K_e}{[H_3O^+(aq)]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,0 \times 10^{-7}} = 5,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

• Pour l'eau minérale :

$$[H_3O^+(aq)] = \frac{K_e}{[HO^-(aq)]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,1 \times 10^{-7}} = 3,2 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+(aq)] = -\log(3,2 \times 10^{-8}) = 7,5$$

• Pour le soda au cola :

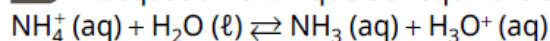
$$[H_3O^+(aq)] = 10^{-pH} = 10^{-2,5} = 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HO^-(aq)] = \frac{K_e}{[H_3O^+(aq)]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,2 \times 10^{-3}} = 3,1 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

D'où le tableau suivant (les valeurs des concentrations sont données en  $\text{mol} \cdot L^{-1}$ ) :

Boisson	Jus de pomme	Lait	Eau minérale	Soda au cola
pH	3,2	6,7	7,5	2,5
$[H_3O^+(aq)]$	$6,3 \times 10^{-4}$	$2,0 \times 10^{-7}$	$3,2 \times 10^{-8}$	$3,2 \times 10^{-3}$
$[HO^-(aq)]$	$1,6 \times 10^{-11}$	$5,0 \times 10^{-8}$	$3,1 \times 10^{-7}$	$3,1 \times 10^{-12}$

**10** 1. L'équation chimique de l'équilibre est :



2. L'expression de la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$  est :

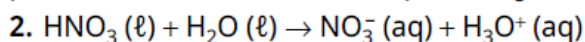
$$K_A = \frac{[NH_3(aq)]_f \cdot [H_3O^+(aq)]_f}{[NH_4^+(aq)]_f}$$

3. On réalise le calcul en appliquant la formule :

$$pK_A = -\log K_A \text{ soit } K_A = 10^{-pK_A}$$

$$K_A = 10^{-9,2} = 6,3 \times 10^{-10}$$

**15** 1. La transformation avec l'eau étant totale, une solution aqueuse d'acide nitrique ne contient pas de molécules d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$ .



Alors :  $[\text{NO}_3^- (\text{aq})]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f$   
 $= c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

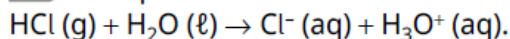
3. On réalise le calcul en appliquant la relation :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0} \right).$$

On sait que  $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , donc :

$$\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log (5,0 \times 10^{-3}) = 2,3.$$

**16** 1. L'équation de la réaction est :



2. Il s'agit d'acide chlorhydrique.

3.  $c = \frac{n}{V} = \frac{8,3 \times 10^{-2}}{5,0} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

4. La transformation étant totale,

$$[\text{HCl} (\text{g})]_f = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f = [\text{Cl}^- (\text{aq})]_f = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5.  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = -\log (1,7 \times 10^{-2}) = 1,8$

**17** 1. Cette solution est notée  $(\text{Na}^+ (\text{aq}), \text{HO}^- (\text{aq}))$  car les ions  $\text{Na}^+ (\text{aq})$  et  $\text{HO}^- (\text{aq})$  sont les seules espèces dissoutes (hormis les ions oxonium, présents dans toute solution aqueuse).

2. La soude est une base forte, donc :

$$[\text{HO}^- (\text{aq})]_f = [\text{Na}^+ (\text{aq})]_f = c = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**18** 1. Si un acide est fort, sa transformation avec l'eau est totale.  $[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = c$  et :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] = -\log (1,0 \times 10^{-2}) = 2,0.$$

L'acide sulfamique  $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$  est donc un acide fort.

2. Sachant que la concentration  $c$  est la même pour chacun des acides, moins un acide est faible, plus il réagit avec l'eau, plus  $[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]$  est grand et plus le

pH est petit (se rapproche de 2,0, valeur de pH pour un acide fort calculée à la question 1). On en déduit le classement selon l'ordre croissant de leur force :

$\text{HClO}$  ;  $\text{HF}$  ;  $\text{HClO}_2$  ;  $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$ .

3. Plus le  $\text{pK}_A$  d'un couple est petit, plus l'acide est fort.

**19** 1.  $c = \frac{n}{V}$

$$c = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,250} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^- (\text{aq})]_f$

$$\begin{aligned} [\text{HO}^- (\text{aq})]_f &= \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f} \\ &= \frac{1,0 \times 10^{-14}}{10^{-10,6}} \\ &= 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

### 3. Le tableau d'avancement

État	$\text{NH}_3 (\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ (\text{aq})$	+	$\text{HO}^- (\text{aq})$
initial	$c \cdot V$		solvant		0		0
en cours	$c \cdot V - x$		solvant		$x$		$x$
final	$c \cdot V - x_f$		solvant		$x_f$		$x_f$

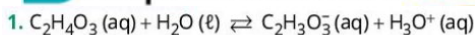
$$x_f = [\text{HO}^- (\text{aq})]_f \cdot V$$

$$\text{Or } \tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{[\text{HO}^- (\text{aq})]_f \cdot V}{c \cdot V} = \frac{[\text{HO}^- (\text{aq})]_f}{c}.$$

$$4. \tau = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{1,0 \times 10^{-2}} = 0,04 = 4 \%$$

L'ammoniac est donc une base faible.

### 25 Composition d'une solution d'acide glycolique



L'avancement maximal est  $x_{\max} = c \cdot V$ , donc  $c = \frac{x_{\max}}{V}$ .

Le taux d'avancement final est  $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ , donc  $x_f = x_{\max} \cdot \tau$ .

$$\bullet [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3^- (\text{aq})]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{x_{\max} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau$$

$$\bullet [\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3 (\text{aq})]_f = \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\max} - x_{\max} \cdot \tau}{V} = \frac{x_{\max} \cdot (1 - \tau)}{V} = c \cdot (1 - \tau)$$

2. La constante d'acidité  $K_A$  du couple s'écrit :  $K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1 - \tau)}$ , on en déduit l'équation du second degré :  $c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$ .

3. On calcule :

• la valeur de  $K_A = 10^{-\text{pK}_A} = 10^{-3,8} = 1,58 \times 10^{-4}$  ;

• le discriminant  $\Delta = K_A^2 + 4 \cdot c \cdot K_A = (1,58 \times 10^{-4})^2 + 4 \times 1,0 \times 10^{-3} \times 1,58 \times 10^{-4}$ ,

$$\Delta = 6,6 \times 10^{-6}, \text{ d'où la seule solution positive } \tau = \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2c} = 0,33 \text{ soit } \tau = 33 \%.$$

4.  $\bullet [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3^- (\text{aq})]_f = c \cdot \tau = 1,0 \times 10^{-3} \times 0,33 = 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$\bullet [\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3 (\text{aq})]_f = c \cdot (1 - \tau) = 1,0 \times 10^{-3} \times (1 - 0,33) = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### 27 L'eau de Javel

#### QUELQUES CONSEILS

1. Écrire l'expression de  $K_A$  lorsque acide et base conjuguée sont en proportions égales.

2. Exploiter le diagramme de distribution ; les proportions d'acide et de base conjuguée ne dépendent que du pH.

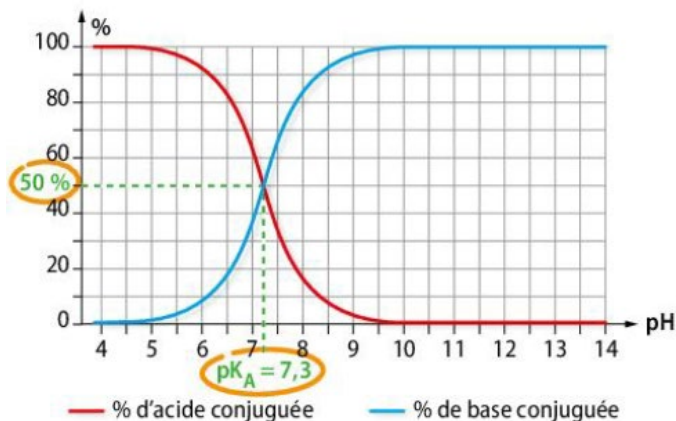


La constante d'acidité s'écrit :

$$K_A = \frac{[\text{ClO}^- (\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f}{[\text{HClO} (\text{aq})]_f}$$

Lorsque  $[\text{HClO} (\text{aq})]_f = [\text{ClO}^- (\text{aq})]_f$ ,  $K_A = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f$ , donc  $\text{pK}_A = \text{pH}$ .

On lit graphiquement  $\text{pK}_A = 7,3$ .



2. a. Par lecture graphique, le pourcentage de HClO vaut 8 % et celui de ClO<sup>-</sup> 92 %.

b. La concentration effective de chaque espèce conjuguée s'obtient en multipliant la concentration  $c$  par le pourcentage de chaque espèce.

D'où :

$$\bullet [\text{HClO}(\text{aq})]_f = 0,08 \times 6,0 \times 10^{-5} = 4,8 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\bullet [\text{ClO}^{-}(\text{aq})]_f = 0,92 \times 6,0 \times 10^{-5} = 5,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### 33 La composition d'un détartrant

#### > Démarche avancée

##### 1. a. Le tableau d'avancement

État	Avancement	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H (aq) +	H <sub>2</sub> O (l) ⇌	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq) +	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
initial	0	$c \cdot V$	excès	0	0
en cours	$x$	$c \cdot V - x$	excès	$x$	$x$
final	$x_f$	$c \cdot V - x_f$	excès	$x_f$	$x_f$

L'avancement maximal est :  $x_{\text{max}} = c \cdot V$  donc  $c = \frac{x_{\text{max}}}{V}$

Le taux d'avancement final est  $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$  donc :

$$x_f = x_{\text{max}} \cdot \tau.$$

La concentration effective de chacune des espèces dissoutes est :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2^{-}(\text{aq})]_f &= [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]_f = \frac{x_f}{V} \\ &= \frac{x_{\text{max}} \cdot \tau}{V} = c \cdot \tau \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})]_f &= \frac{c \cdot V - x_f}{V} = \frac{x_{\text{max}} - x_{\text{max}} \cdot \tau}{V} \\ &= \frac{x_{\text{max}} \cdot (1 - \tau)}{V} = c \cdot (1 - \tau) \end{aligned}$$

b. La constante d'acidité  $K_A$  du couple s'écrit donc :

$$K_A = \frac{(c \cdot \tau)^2}{c \cdot (1 - \tau)}$$

On en déduit l'équation du second degré :

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0.$$

2. a. On résout l'équation précédente.

Le discriminant vaut :

$$\begin{aligned} \Delta &= K_A^2 + 4 K_A \cdot c \\ &= (1,58 \times 10^{-5})^2 + 4 \times 1,58 \times 10^{-5} \times 8,0 \times 10^{-2} \\ &= 5,06 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

D'où la seule solution positive :

$$\tau = \frac{-K_A + \sqrt{\Delta}}{2 \cdot c} = 0,014 \text{ soit } 1,4 \%$$

On calcule ensuite les concentrations avec les relations de la question 1. a. :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2^{-}(\text{aq})] &= [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})] = c \cdot \tau \\ &= 8,0 \times 10^{-2} \times 0,014 \\ &= 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})] &= c \cdot (1 - \tau) \\ &= 8,0 \times 10^{-2} \times (1 - 0,014) \\ &= 7,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{b. } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})] = -\log (1,1 \times 10^{-3}) = 3,0$$

Le pH calculé correspond bien à la valeur mesurée.

$$34 \quad 1. \text{pH} = \text{p}K_A + \log \left( \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})]_f} \right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log 1$$

$$\text{p}K_A = \text{pH} = 4,8$$

2. Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

$$3. M_{\text{soude}} = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,40}{40,0} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} ;$$

$$[\text{HO}^{-}(\text{aq})] = \frac{n}{V} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ d'où :}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ;$$

$$\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]) = -\log (1,0 \times 10^{-12}), \text{ donc } \text{pH} = 12,0.$$

Tandis que le pH de la solution contenant le mélange d'acide éthanóïque et d'ion éthanóate varie peu, le pH de l'eau varie beaucoup (de 7,0 à 12,0) : l'eau pure n'est pas une solution tampon.

$$35 \quad 1. \text{HInd}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Ind}^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$$

$$K_A = \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}$$

$$2. K_A = \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}, \text{ donc :}$$

$$-\log K_A = -\log \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}$$

$$= -\log \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f} - \log [\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})]_f$$

$$\text{D'où } \text{p}K_A = -\log \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f} + \text{pH}, \text{ soit :}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}$$

$$3. \text{ Lorsque } \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f} < 0,1, \text{ pH} < \text{p}K_A + \log 0,1.$$

Soit  $\text{pH} < \text{p}K_A - 1,0$ .

Donc  $\text{pH} < 3,9$ .

$$\text{Lorsque } \frac{[\text{Ind}^{-}(\text{aq})]_f}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f} > 10, \text{ pH} > \text{p}K_A + \log 10.$$

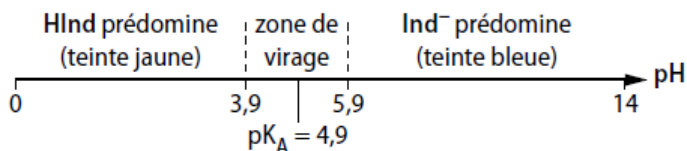
Soit  $\text{pH} > \text{p}K_A + 1,0$ .

Donc  $\text{pH} > 5,9$ .

Sa zone de virage est donc 3,9 - 5,9.



4.



5. Le vert de bromocrésol ne peut pas être utilisé pour repérer l'équivalence d'un titrage acido-basique dont le pH à l'équivalence est égal à 6,3 car cette valeur n'est pas contenue dans sa zone de virage.

**36** 1. L'objectif de la ligne 4 est de demander à l'opérateur la valeur du  $pK_A$  du couple.

2. La grandeur tracée en abscisse est le pH (ligne 12 : `plt.xlabel(« pH »)`).

3. a.  $\alpha(pH)$  correspond au pourcentage d'acide (ligne 10 :

`plt.plot(pH, alpha(pH), « r », label=« % de AH »)`.

b. La courbe correspondante est rouge, c'est la signification du « r » de la ligne 10 :

`plt.plot(pH, alpha(pH), « r », label=« % de AH »)`.

c. Considérons la relation de la ligne 6 :

$$100 \times \frac{10^{-pH}}{10^{-pH} + 10^{-pK_A}} = 100 \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+] + K_A}$$

$$= 100 \times \frac{1}{1 + \frac{K_A}{[H_3O^+]}}$$

$$\text{Or } K_A = \frac{[A^-(aq)]_f \cdot [H_3O^+(aq)]_f}{[AH(aq)]_f} \text{ d'où :}$$

$$\frac{K_A}{[H_3O^+(aq)]_f} = \frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}$$

Donc la relation devient :

$$100 \times \frac{1}{1 + \frac{[A^-(aq)]_f}{[AH(aq)]_f}} = 100 \times \frac{[AH(aq)]_f}{[AH(aq)]_f + [A^-(aq)]_f},$$

qui correspond bien au pourcentage d'acide conjugué.

**37** 1. Un indicateur coloré convient pour un titrage acide-base si le pH à l'équivalence est inclus dans sa zone de virage. D'après l'allure de la courbe, la valeur du pH à l'équivalence est environ égale à 8,5. On choisira donc le rouge du crésol (qui passera du jaune au rouge à l'équivalence).

2. a. La méthode des tangentes donne  $V_E = 8,4$  mL. À l'équivalence, le réactif titré  $AH_2$  et le réactif titrant  $HO^-$  ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage. On en déduit qu'à l'équivalence :

$$\frac{n(AH_2)_{titrée}}{1} = \frac{n(HO^-)_{versée}}{2}$$

$$\frac{m(AH_2)_{titrée}}{M(AH_2)} = \frac{c_B \cdot V_E}{2}$$

$$\text{donc } m(AH_2)_{titrée} = \frac{c_B \cdot V_E \cdot M(AH_2)}{2}$$

$$m(AH_2)_{titrée} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,4 \times 10^{-3} \times 116}{2}$$

$$\text{soit } m(AH_2)_{titrée} = 4,9 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

Cependant, on a titré une prise d'essai de 10,0 mL issue d'une solution de 100,0 mL dans laquelle la gélule avait été dissoute : une gélule contient donc 10 fois plus d'acide fumarique, donc :

$$m_{\text{exp}} = 10 \times m(AH_2)_{titrée} \text{ soit } m_{\text{exp}} = 0,49 \text{ g.}$$

$$\frac{u_{m_{\text{exp}}}}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{u_{V_E}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u_{V_A}}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{u_{c_B}}{c_B}\right)^2}$$

$$u_{m_{\text{exp}}} = m_{\text{exp}} \cdot \sqrt{\left(\frac{u_{V_E}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u_{V_A}}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{u_{c_B}}{c_B}\right)^2}$$

$$u_{m_{\text{exp}}} = 0,4872 \times \sqrt{\left(\frac{0,1}{8,4}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{10,0}\right)^2 + \left(\frac{0,3 \times 10^{-2}}{1,0 \times 10^{-1}}\right)^2}$$

$$= 0,017 \text{ g} \approx 0,02 \text{ g}$$

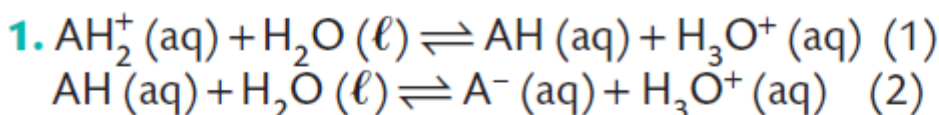
$$m_{\text{exp}} = (0,49 \pm 0,02) \text{ g}$$

$$\text{b. Calculons le quotient : } \frac{|m_{\text{exp}} - m_{\text{fab}}|}{u_{m_{\text{exp}}}}$$

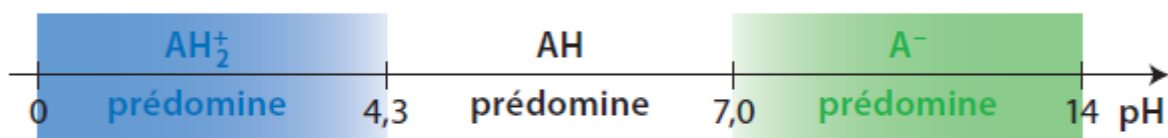
$$\frac{|0,49 - 0,500|}{0,02} = 0,50 : \text{valeur inférieure à 1 donc la}$$

valeur déterminée expérimentalement correspond aux incertitudes près à la valeur donnée par le fabricant.

## 20 Les couleurs des hortensias



2. Diagramme de prédominance :



3.  $\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}}$  constante d'acidité associée à l'équation (2)

et  $\frac{[\text{AH}]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}_2^+]_{\text{éq}}}$  constante d'acidité associée à l'équation (1).

4. À concentration apportée égale, l'acide le plus fort dans l'eau est celui qui a la plus petite valeur de  $\text{p}K_{\text{A}}$ .

Or  $\text{p}K_{\text{A}1} < \text{p}K_{\text{A}2}$ , donc l'acide  $\text{AH}_2^+(\text{aq})$  est plus fort que l'acide  $\text{AH}(\text{aq})$ .

5.  $K_{\text{A}2} = 10^{-\text{p}K_{\text{A}2}} = 10^{-7,0}$ .

6. a.  $\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}} = \frac{K_{\text{A}2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{1,0 \times 10^{-7,0}}{1,0 \times 10^{-10,0}} = 1,0 \times 10^3$ .

b. L'espèce  $\text{A}^-(\text{aq})$  est donc prédominante dans la solution, la solution S est donc bleue.

7. Pour faire passer de rose à bleu les pétales d'un hortensia, il faut que le pH de la solution contenue dans les pétales augmente. Ce pH variant en sens inverse de celui du sol, il faut donc diminuer le pH du sol.