

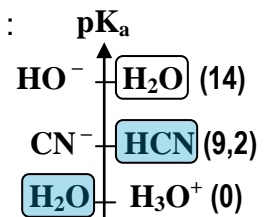
## EXERCICE 1 : LES IONS CYANURE

1- L'équation de la réaction de l'acide cyanhydrique  $\text{HCN}_{(aq)}$  avec l'eau s'écrit :



La constante d'équilibre vaut :  $K = 10^{(\text{p}K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) - \text{p}K_{a1}(\text{HCN}/\text{CN}^-))}$

$$\underline{\text{AN}} \rightarrow K = 10^{0-9,2} = 10^{-9,2} (= 6,3 \cdot 10^{-10})$$



*Remarque* : on peut constater que la réaction (R) est la réaction d'un acide faible sur l'eau. Par définition, sa constante d'équilibre est la constante d'acidité du couple  $\text{HCN}/\text{CN}^-$ . On peut donc aussi écrire que  $K = K_{a1} = 10^{-\text{p}K_{a1}} = 10^{-9,2}$ .

2- On dresse le tableau d'avancement volumique ci-dessous :

(mol.L <sup>-1</sup> )	HCN <sub>(aq)</sub> +	H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub> ⇌	CN <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> +	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub>
Etat INITIAL (x = 0)	C <sub>a</sub>	solvant	0	0
Etat FINAL (x <sub>F</sub> )	C <sub>a</sub> - x <sub>F</sub>	solvant	x <sub>F</sub>	x <sub>F</sub>

D'après la question 1-, la constante d'équilibre de cette réaction étant inférieure à  $10^{-3}$ , cette réaction est très limitée.

A l'équilibre, d'après la relation de Guldberg-Waage, le quotient réactionnel est égal à la constante d'équilibre  $K$  de cette réaction. On a donc la relation :

$$K = \frac{[\text{CN}^-]_F \times [\text{H}_3\text{O}^+]_F}{[\text{HCN}]_F \times C^\circ} \quad \text{soit :} \quad K = \frac{x_F \times x_F}{(C_a - x_F) \times C^\circ}$$

avec  $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  (= concentration standard).

Or, cette réaction étant a priori très limitée, on fait l'approximation que  $x_F \ll C_a$ .

L'expression de  $K$  se simplifie alors :  $K \approx \frac{x_F^2}{C_a \times C^\circ}$  soit  $x_F = \sqrt{K \times C_a \times C^\circ}$

$$\underline{\text{AN}} \rightarrow x_F = \sqrt{10^{-9,2} \times 1,75 \times 1} \quad \text{soit } x_F = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

On constate donc que le rapport  $\frac{C_a}{x_F} = \frac{1,75}{3,3 \cdot 10^{-5}} = 5,3 \cdot 10^4 > 10$ , ce qui confirme que  $x_F \ll C_a$ .

→ Concentration molaire finale en  $\text{CN}^-$  :  $[\text{CN}^-]_F = x_F = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

→ pH du mélange réactionnel : par définition,  $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_F}{C^\circ}$  avec  $[\text{H}_3\text{O}^+]_F = x_F$

$$\text{On a donc : } \text{pH} = -\log \frac{x_F}{C^\circ}$$

$$\underline{\text{AN}} \rightarrow \text{pH} = -\log \frac{3,3 \cdot 10^{-5}}{1} \quad \text{soit } \text{pH} = 4,5$$

*Remarque* : on peut calculer le pH à l'aide de la relation de Henderson :

$$\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log \frac{[\text{CN}^-]_F}{[\text{HCN}]_F} \quad \text{avec } [\text{CN}^-]_F = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{HCN}]_F = C_a = 1,75 \text{ mol.L}^{-1}$$

et  $\text{p}K_{a1} = 9,2$ . On obtient de nouveau  $\text{pH} = 4,5$ .

3- Pour la réaction (1), la constante d'équilibre vaut :  $K' = 10^{(\text{p}K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) - \text{p}K_{a1}(\text{HCN}/\text{CN}^-))}$

$$\underline{\text{AN}} \rightarrow K' = 10^{14-9,2} \quad \text{soit } K' = 10^{4,8} (= 6,3 \cdot 10^4)$$

Cette constante d'équilibre étant supérieure à  $10^3$ , on peut considérer la réaction comme totale, ce qui permettra de former des ions cyanure en quantité bien plus importante qu'à pH plus bas (réaction (R)).

- 4- Pour réaliser la réaction (1), on travaille dans une solution tampon, c'est-à-dire dans une solution dont le pH reste constant par addition modérée d'eau, d'acide ou de base.

$$\text{Or, } K_e = \frac{[\text{HO}^-]_F \times [\text{H}_3\text{O}^+]_F}{(\text{C}^\circ)^2}. \text{ On en déduit donc que : } [\text{HO}^-]_F = \frac{K_e \times (\text{C}^\circ)^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]_F} = \frac{K_e \times (\text{C}^\circ)^2}{\text{C}^\circ \times 10^{-\text{pH}}}$$

$$\text{Finalement : } [\text{HO}^-]_F = 10^{\text{pH}} \times K_e \times \text{C}^\circ$$

→ pH,  $K_e$  et  $\text{C}^\circ$  étant des constantes, on en déduit que  $[\text{HO}^-]$  est constante.

$$\text{AN} \rightarrow [\text{HO}^-]_F = 10^{12} \times 10^{-14} \times 1 \quad \text{soit } [\text{HO}^-]_F = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 5- On dresse le tableau d'avancement ci-dessous :

(mol)	H <sub>3</sub> CN <sub>2</sub> <sup>+</sup> (aq)	+ HO <sup>-</sup> (aq)	⇌	CN <sup>-</sup> (aq)	+ H <sub>2</sub> O (l)
<b>Etat INITIAL (ξ = 0)</b>	$C_a \cdot V_a$	<b>Constante</b>		<b>0</b>	<b>solvant</b>
<b>Etat FINAL (ξ<sub>F</sub>)</b>	$C_a \cdot V_a - \xi_F$	<b>Constante</b>		$\xi_F$	<b>solvant</b>

La réaction étant considérée comme totale et la quantité de matière finale en ions HO<sup>-</sup> ne pouvant pas être nulle, on en déduit que H<sub>3</sub>CN<sub>2</sub><sup>+</sup> constitue le réactif limitant. On a donc :

$$C_a \cdot V_a - \xi_F = 0 \quad \text{soit } \xi_F = C_a \cdot V_a.$$

D'après le tableau d'avancement, la réaction (1) forme  $n(\text{CN}^-)_F = \xi_F$  d'ions CN<sup>-</sup>. On a donc :

$$n(\text{CN}^-)_F = C_a \cdot V_a.$$

Or, on souhaite synthétiser une masse  $m_{\text{KCN}} = 1,00 \text{ kg de KCN}_{(s)}$ . Notons  $n_{\text{KCN}}$  la quantité de matière correspondante ; celle-ci peut se calculer par la relation :  $n_{\text{KCN}} = \frac{m_{\text{KCN}}}{M_{\text{KCN}}}$ .

KCN<sub>(s)</sub> est un solide ionique constitué d'autant d'ions K<sup>+</sup> que d'ions CN<sup>-</sup> ; par conséquent la quantité de matière  $n_{\text{KCN}}$  de KCN<sub>(s)</sub> contient une quantité de matière  $n_{\text{KCN}}$  d'ions K<sup>+</sup> et une quantité de matière  $n_{\text{KCN}}$  d'ions CN<sup>-</sup>. On en déduit donc que :

$$n(\text{CN}^-)_F = n_{\text{KCN}} \quad \leftrightarrow \quad C_a \cdot V_a = \frac{m_{\text{KCN}}}{M_{\text{KCN}}} \quad \leftrightarrow \quad V_a = \frac{m_{\text{KCN}}}{M_{\text{KCN}} \times C_a}$$

$$\text{AN} \rightarrow V_a = \frac{1,00 \cdot 10^3}{(39,1 + 12 + 14) \times 1,75} \quad \text{soit } V_a = 8,78 \text{ L}$$

- 6- Diagramme de prédominance des trois couples acido-basiques des espèces phosphatées :

Domaine de prédominance de H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Domaine de prédominance de H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Domaine de prédominance de HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Domaine de prédominance de PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	pH
	2,1	7,2	12,4	→

Une solution tampon est constituée d'un acide faible et d'une base faible formant un couple acide / base dont le pK<sub>a</sub> est proche du pH souhaité. Or, on souhaite fabriquer une solution tampon de pH = 12,0 ; par conséquent, la solution tampon devra être constituée d'un mélange des ions HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> et PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> formant le couple HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> / PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> tel que pK<sub>a4</sub> = 12,4.

- 7- On souhaite que la concentration totale en quantité de matière d'espèces dissoutes phosphorées vaille  $C_T = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ . On a donc :  $[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{PO}_4^{3-}] = C_T$  **(A)**

De plus, d'après la relation de Henderson appliquée au couple HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> / PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, on a :

$$\text{pH} = \text{pK}_{a4} + \log \frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \quad \leftrightarrow \quad [\text{PO}_4^{3-}] = [\text{HPO}_4^{2-}] \times 10^{\text{pH} - \text{pK}_{a4}} \quad \text{(B)}$$

En injectant (B) dans (A), on obtient :  $[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{HPO}_4^{2-}] \times 10^{\text{pH} - \text{pK}_{a4}} = C_T$   
 $[\text{HPO}_4^{2-}] \times (1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_{a4}}) = C_T$

$$\text{Finalement : } [\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{C_T}{1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_{a4}}} \quad \text{et} \quad [\text{PO}_4^{3-}] = C_T - [\text{HPO}_4^{2-}]$$

$$\underline{AN} \rightarrow [\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{1,00}{1 + 10^{12-12,4}} \quad \text{soit } [\text{HPO}_4^{2-}] = \underline{0,715 \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$\rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = 1,00 - 0,715 \quad \text{soit } [\text{PO}_4^{3-}] = \underline{0,285 \text{ mol.L}^{-1}}$$

- 8- • Le solide qui apportera les ions  $\text{HPO}_4^{2-}$  après dissolution est  $\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{s})$ . D'après la formule de ce solide ionique, et en supposant la dissolution totale, la concentration apportée en  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  sera égale à la concentration des ions  $\text{HPO}_4^{2-}$  recherchée.

La masse  $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$  de solide à dissoudre pour fabriquer  $V_T = 1,00 \text{ L}$  de solution tampon avec  $[\text{HPO}_4^{2-}] = 0,715 \text{ mol.L}^{-1}$  vaut donc :  $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = [\text{HPO}_4^{2-}] \times V_T \times M(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$ .

$$\underline{AN} \rightarrow m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,715 \times 1,00 \times (2 \times 23,0 + 1,0 + 31,0 + 4 \times 16,0) \quad \text{soit } m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \underline{102 \text{ g}}$$

- De même, le solide qui apportera les ions  $\text{PO}_4^{3-}$  après dissolution est  $\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{s})$ . D'après la formule de ce solide ionique, et en supposant la dissolution totale, la concentration apportée en  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  sera égale à la concentration des ions  $\text{PO}_4^{3-}$  recherchée.

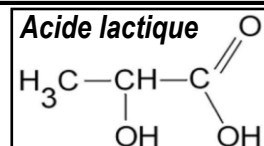
La masse  $m(\text{Na}_3\text{PO}_4)$  de solide à dissoudre pour fabriquer  $V_T = 1,00 \text{ L}$  de solution tampon avec  $[\text{PO}_4^{3-}] = 0,285 \text{ mol.L}^{-1}$  vaut donc :  $m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = [\text{PO}_4^{3-}] \times V_T \times M(\text{Na}_3\text{PO}_4)$ .

$$\underline{AN} \rightarrow m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,285 \times 1,00 \times (3 \times 23,0 + 31,0 + 4 \times 16,0) \quad \text{soit } m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \underline{46,7 \text{ g}}$$

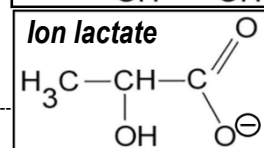
- 9- • A l'aide d'une **balance**, peser les deux espèces solides dans un **sabot de pesée**.  
• A l'aide d'un **entonnoir à solide**, introduire ces solides dans une **fiolle jaugée de 1,00 L** préalablement conditionnée (rincée à l'eau distillée).  
• Rincer l'entonnoir et le sabot avec de l'eau distillée et verser cette eau dans la fiolle.  
• Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux deux-tiers du volume de la fiolle puis agiter pour dissoudre les solides.  
• Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge puis agiter par retournements successifs pour homogénéiser la solution.

## EXERCICE 2 : ACIDITE D'UN LAIT

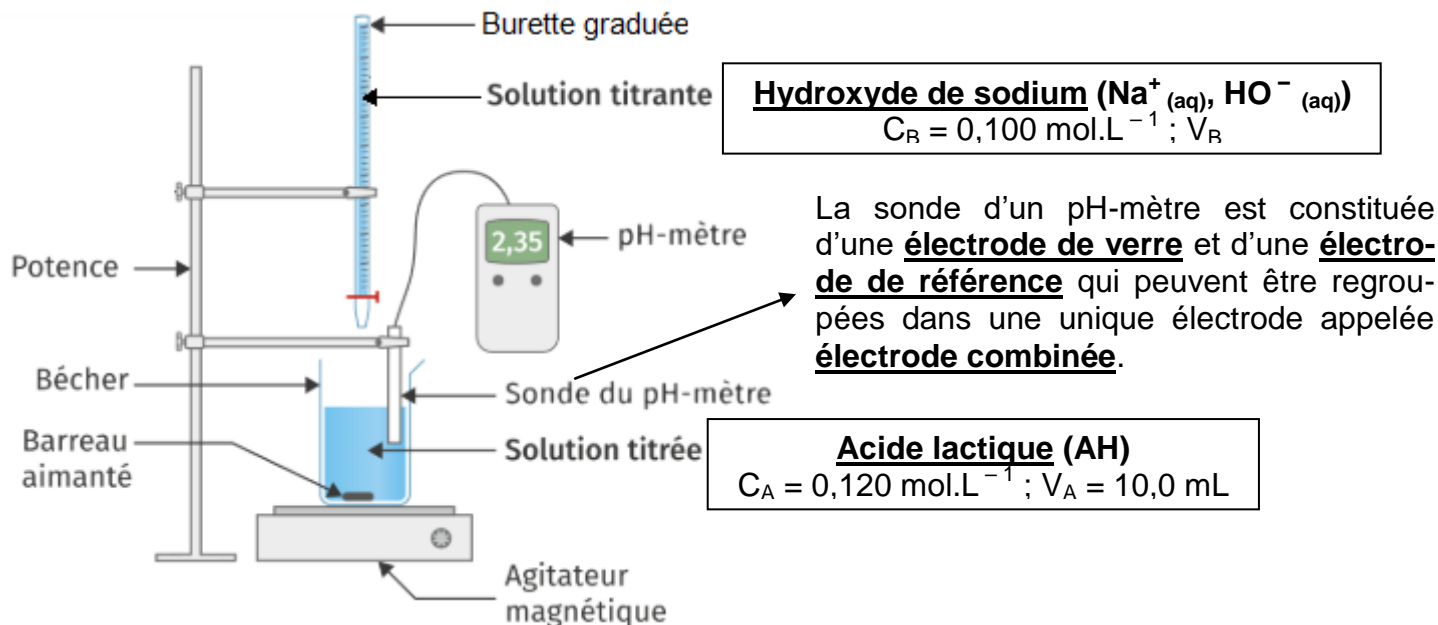
- 1- L'acide lactique s'appelant l'acide 2 hydroxypropanoïque, il s'agit d'un acide carboxylique linéaire avec 3 atomes de carbones portant un groupe hydroxyle sur le carbone n°2.



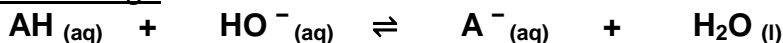
On obtient la formule de sa base conjuguée (l'ion lactate) en retirant un proton au groupe carboxyle, celui-ci se transformant en groupe carboxylate.



- 2- Schéma du dispositif de titrage :



- 3- On dose l'acide lactique AH du couple AH / A<sup>-</sup> par les ions hydroxyde HO<sup>-</sup> du couple H<sub>2</sub>O / HO<sup>-</sup>. L'équation support du titrage est donc :



La constante d'équilibre vaut :  $K' = 10^{(\text{p}K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) - \text{p}K_a(\text{AH}/\text{A}^-))}$

**AN** →  $K' = 10^{14-3,9}$  soit  $K' = 10^{10,1} (= 1,3 \cdot 10^{10})$

Cette constante d'équilibre étant supérieure à 10<sup>3</sup>, on peut considérer la réaction comme totale, ce qui est une des caractéristiques attendues pour une réaction de titrage.

- 4- A l'équivalence, le réactif titrant HO<sup>-</sup> et le réactif titré AH sont introduits dans les proportions stœchiométriques. On a donc la relation :

$$\frac{n(\text{AH})_{\text{dosé}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1} \quad \Leftrightarrow \quad C_A \times V_A = C_B \times V_E \quad \Leftrightarrow \quad V_E = \frac{C_A}{C_B} \times V_A$$

**AN** →  $V_E = \frac{0,120}{0,100} \times 10,0$  soit  $V_E = 12,0 \text{ mL}$

- 5- A la demi-équivalence, le volume de solution titrante versé est égal à la moitié du volume équivalent.

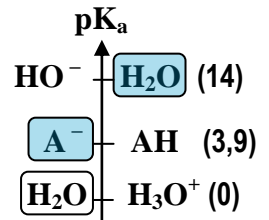
A ce moment particulier du titrage, la moitié de l'acide lactique a été détruit : le mélange réactionnel contient donc une quantité égale d'acide lactique AH et d'ions lactate A<sup>-</sup> (formés par la réaction de titrage). On a donc : [AH] = [A<sup>-</sup>].

Or, d'après la relation de Henderson :  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{F}}}{[\text{AH}]_{\text{F}}} = \text{p}K_a + \log (1)$  soit  $\text{pH} = \text{p}K_a$

On en conclue qu'à la demi-équivalence, le pH du mélange réactionnel est égal au pK<sub>a</sub> du couple acido-basique auquel appartient l'acide lactique

Dans le cas étudié, on est à la demi-équivalence lorsque V<sub>B</sub> = ½ V<sub>E</sub> = 6,0 mL et on aura **pH(½ équivalence) = pK<sub>a</sub> (AH / A<sup>-</sup>) = 3,9**.

6- Réalisons un bilan de matière des espèces présentes dans le mélange réactionnel à l'issue de l'équivalence. Le réactif titrant ( $\text{HO}^-$ ) et le réactif titré (AH) ayant été introduits en proportions stœchiométriques et la réaction de titrage étant totale, ces deux espèces ne sont plus présentes.



D'autre part, la totalité de l'acide lactique AH ( $n_A = C_A \cdot V_A$ ) a été transformé en la même quantité d'ions lactate  $\text{A}^-$  : le mélange réactionnel contient donc de l'eau et une quantité de matière  $n_{\text{A}^-} = C_A \cdot V_A$  d'ions  $\text{A}^-$  dans un volume total  $V_A + V_E$ .

D'après l'axe des  $\text{pK}_a$ , la réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte est :

(mol)	$\text{A}^-$ (aq)	+	$\text{H}_2\text{O}$ (l)	$\rightleftharpoons$	$\text{AH}$ (aq)	+	$\text{HO}^-$ (aq)
Etat INITIAL ( $\xi = 0$ )	$C_A \cdot V_A$		solvant		0		0
Etat FINAL ( $\xi_F$ )	$C_A \cdot V_A - \xi_F$		solvant		$\xi_F$		$\xi_F$

La constante d'équilibre vaut :  $K'' = 10^{(\text{pK}_a(\text{AH}/\text{A}^-) - \text{pK}_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-))}$

**AN**  $\rightarrow K'' = 10^{3,9-14}$  soit  $K'' = 10^{-10,1} (= 7,9 \cdot 10^{-11})$

Cette constante d'équilibre étant inférieure à  $10^{-3}$ , on peut considérer la réaction comme très limitée.

A l'équilibre, d'après la relation de Guldberg-Waage, le quotient réactionnel est égal à la constante d'équilibre  $K''$  de cette réaction. On a donc la relation :

$$K'' = \frac{[\text{AH}]_F \times [\text{HO}^-]_F}{[\text{A}^-]_F \times C^\circ} \leftrightarrow K'' = \frac{\xi_F}{\frac{C_A \cdot V_A - \xi_F}{V_A + V_E}} \times \frac{\xi_F}{C^\circ} \leftrightarrow K'' = \frac{\xi_F^2}{(V_A + V_E) \times (C_A \cdot V_A - \xi_F) \times C^\circ}$$

Or, cette réaction étant a priori très limitée, on fait l'approximation que  $\xi_F \ll C_A \cdot V_A$ .

L'expression de  $K''$  se simplifie alors :  $K'' \approx \frac{\xi_F^2}{(V_A + V_E) \times C_A \cdot V_A \times C^\circ}$

soit  $\xi_F = \sqrt{K'' \times (V_A + V_E) \times C_A \cdot V_A \times C^\circ}$

**AN**  $\rightarrow \xi_F = \sqrt{10^{-10,1} \times (10,0 \cdot 10^{-3} + 12,0 \cdot 10^{-3}) \times 0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3} \times 1}$   
 soit  $\xi_F = 4,6 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$

On constate donc que le rapport  $\frac{C_A \cdot V_A}{\xi_F} = \frac{0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3}}{4,6 \cdot 10^{-8}} = 2,6 \cdot 10^5 > 10$ , ce qui confirme que  $\xi_F \ll C_A \cdot V_A$ .

Finalement, d'après la relation de Henderson appliquée au couple AH /  $\text{A}^-$ , on a :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]_F}{[\text{AH}]_F} \leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{\frac{C_A \cdot V_A - \xi_F}{V_A + V_E}}{\frac{\xi_F}{V_A + V_E}} \leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_A \cdot V_A - \xi_F}{\xi_F}$$

**AN**  $\rightarrow \text{pH} = 3,9 + \log \frac{0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3} - 4,6 \cdot 10^{-8}}{4,6 \cdot 10^{-8}}$  soit **pH = 8,3**

**Remarque :** Le raisonnement peut aussi se faire avec un tableau d'avancement volumique dans lequel la concentration initiale en ions  $\text{A}^-$  vaudrait  $C_i = \frac{C_A \times V_A}{V_A + V_E}$ .

(mol.L <sup>-1</sup> )	$\text{A}^-$ (aq)	+	$\text{H}_2\text{O}$ (l)	$\rightleftharpoons$	$\text{AH}$ (aq)	+	$\text{HO}^-$ (aq)
Etat INITIAL ( $x = 0$ )	$C_i$		Solvant		0		0
Etat FINAL ( $x_F$ )	$C_i - x_F$		Solvant		$x_F$		$x_F$

On aboutit alors à  $K'' = \frac{x_F^2}{(C_i - x_F) \times C^\circ}$  qu'on simplifie en  $K'' = \frac{x_F^2}{C_i \times C^\circ}$  en supposant  $x_F \ll C_i$ .

$$\text{soit } x_F = \sqrt{K'' \times C_i \times C^0}$$

$$\underline{AN} \rightarrow x_F = \sqrt{10^{-10,1} \times \frac{0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3}}{10,0 \cdot 10^{-3} + 12,0 \cdot 10^{-3}}} \times 1 \quad \text{soit } \underline{x_F = 2,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}}$$

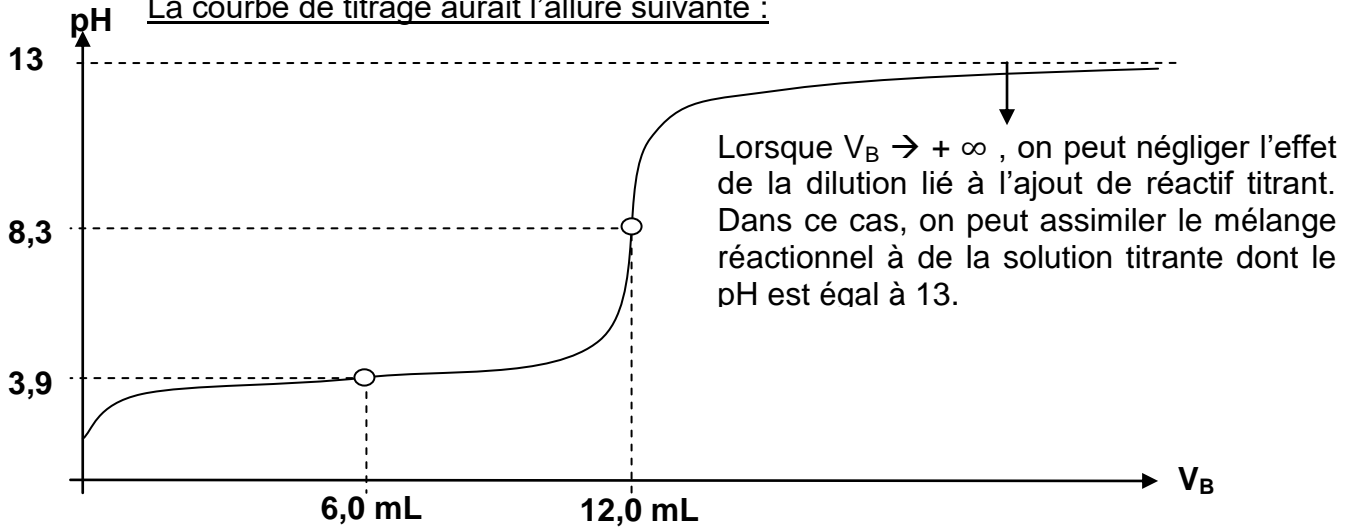
$$\text{Le rapport } \frac{C_i}{x_F} = \frac{0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3}}{(10,0 \cdot 10^{-3} + 12,0 \cdot 10^{-3}) \times 2,1 \cdot 10^{-6}} = 2,6 \cdot 10^4 > 10 \text{ confirme que } x_F \ll C_i.$$

Finalement, d'après la relation de Henderson appliquée au couple AH / A<sup>-</sup>, on a :

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[A^-]_F}{[AH]_F} \quad \leftrightarrow \quad \boxed{\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_i - x_F}{x_F}}$$

$$\underline{AN} \rightarrow \text{pH} = 3,9 + \log \frac{0,120 \times 10,0 \cdot 10^{-3} - 2,1 \cdot 10^{-6}}{2,1 \cdot 10^{-6}} \quad \text{soit } \underline{\text{pH} = 8,3}$$

7- La courbe de titrage aurait l'allure suivante :



8- Le pH du mélange réactionnel à l'équivalence est égal à 8,3. **Il est compris dans la zone de virage [8,2 ; 10,0] de la phénolphtaléine** : c'est pourquoi cet indicateur coloré est adapté pour réaliser le titrage pH-métrique de l'acide lactique.

Avant l'équivalence, le pH du mélange réactionnel est largement inférieur à 8,3 : la phénolphthaléine aura donc sa teinte acide incolore. Après l'équivalence, le pH du mélange réactionnel est largement supérieur à 8,3 : la phénolphthaléine aura donc sa teinte basique rose. Par conséquent, **on atteint l'équivalence dès que le mélange réactionnel prend une teinte rose.**

9- Un indicateur coloré est une espèce acido-basique ; or, la réaction de titrage fait intervenir des acides et des bases. Il ne faut donc mettre que quelques gouttes d'indicateur coloré afin que **celui-ci n'interfère pas trop avec les réactifs titrant et titré et ne fausse donc pas le résultat du titrage.**

10- Pour savoir si le lait est frais ou non, on cherche le degré Dornic du lait, qui est relié à la concentration en masse d'acide lactique dans le lait. Notons C<sub>m</sub> cette concentration en masse et relier la à la concentration C<sub>AH</sub> en quantité de matière en acide lactique : C<sub>m</sub> = C<sub>AH</sub> × M<sub>a</sub>.

$$\text{De même qu'à la question 4-, à l'équivalence : } C_{AH} \times V_{\text{lait}} = C_D \times V_{E'} \quad \text{soit } C_{AH} = \frac{V_{E'}}{V_{\text{lait}}} \times C_D.$$

$$\text{Finalement, } \boxed{C_m = \frac{V_{E'}}{V_{\text{lait}}} \times C_D \times M_a.}$$

$$\underline{AN} \rightarrow C_m = \frac{3,2}{10,0} \times \frac{1}{9} \times 90 \quad \text{soit } \underline{C_m = 3,2 \text{ g.L}^{-1}}.$$

Ce lait contient donc **3,2 g d'acide lactique par litre de lait.**

Or, 1°D correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. Par proportionnalité, on en déduit donc que **le degré Dornic de ce lait est 32 °D.** Etant supérieur à 18 °D, on en conclut que **ce lait n'est pas frais.**