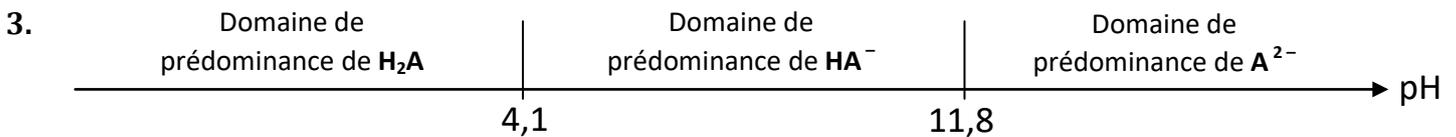


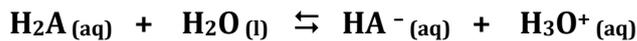
**EXERCICE 1 : L'ACIDE ASCORBIQUE**

1. **Plus une espèce possède d'atomes d'hydrogène, plus elle prédomine à un pH faible.** On en déduit donc que :
- # La courbe (1) correspond à l'espèce  $C_6H_8O_6$ , aussi notée  $H_2A$  ;
  - # La courbe (2) correspond à l'espèce  $C_6H_7O_6^-$ , aussi notée  $HA^-$  ;
  - # La courbe (3) correspond à l'espèce  $C_6H_6O_6^{2-}$ , aussi notée  $A^{2-}$  ;

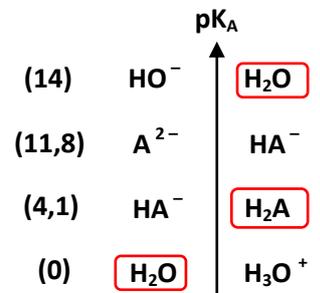
2. D'après la relation d'Henderson, **lorsque la concentration d'un acide faible et de sa base faible conjuguée sont égales**, alors le rapport de ces deux concentrations vaut 1, le logarithme s'annule et on en déduit que **le pH de la solution est égale au  $pK_A$  du couple mis en jeu**. On retrouve donc :
- # la valeur de  $pK_{A1}(H_2A / HA^-) = 4,1$  à l'**abscisse du croisement des courbes (1) et (2)**.
  - # la valeur de  $pK_{A2}(HA^- / A^{2-}) = 11,8$  à l'**abscisse du croisement des courbes (2) et (3)**.



4. La réaction prépondérante est celle entre l'acide le plus fort (ici  $H_2A$ ) et la base la plus forte (ici  $H_2O$ ) :



**Constante d'équilibre :  $K = 10^{0-4,1} = 10^{-4,1}$**



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

$$K = \frac{[HA^-]_F \times [H_3O^+]_F}{[H_2A]_F \times C^\circ} \quad \text{avec } C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (= concentration standard).}$$

On construit un tableau d'avancement volumique, avec  $\xi_{V,F}$  l'avancement volumique final (en  $\text{mol.L}^{-1}$ ) :

	$H_2A_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$HA^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
<b>EI</b>	$C_a$		solvant		0		0
<b>EF</b>	$C_a - \xi_{V,F}$		solvant		$\xi_{V,F}$		$\xi_{V,F}$

On en déduit donc :  $K = \frac{\xi_{V,F} \times \xi_{V,F}}{(C_a - \xi_{V,F}) \times C^\circ} \Leftrightarrow K \times (C_a - \xi_{V,F}) \times C^\circ = \xi_{V,F}^2$

$$\Leftrightarrow \xi_{V,F}^2 + K \cdot C^\circ \cdot \xi_{V,F} - K \cdot C_a \cdot C^\circ = 0$$

$$\Leftrightarrow \boxed{\xi_{V,F}^2 + 10^{-4,1} \xi_{V,F} - 10^{-6,1} = 0}$$

Ce polynôme admet 2 racines :  $\xi_{V,F1} = -9,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  (impossible car négatif) ;  
 $\xi_{V,F2} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  (possible car positif) ;

**Conclusion** : l'avancement volumique final vaut donc  $\xi_{V,F2} = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  et les concentrations des espèces chimiques dans l'état d'équilibre valent :

#  $[H_2A]_F = C_a - \xi_{V,F} = 1,00 \cdot 10^{-2} - 8,5 \cdot 10^{-4}$

soit  $[H_2A]_F = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

#  $[HA^-]_F = [H_3O^+]_F = \xi_{V,F} = 8,5 \cdot 10^{-4}$

soit  $[HA^-]_F = [H_3O^+]_F = 8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

**Remarque** : La constante d'équilibre étant inférieure à  $10^{-3}$ , cette réaction est **très limitée**. On pourrait donc faire l'hypothèse que  $\xi_{V,F} \ll C_a$ , ce qui permettrait d'écrire :

$$K = \frac{\xi_{V,F} \times \xi_{V,F}}{(C_a - \xi_{V,F}) \times C^\circ} \approx \frac{\xi_{V,F} \times \xi_{V,F}}{C_a \times C^\circ} \Leftrightarrow K \times C_a \times C^\circ = \xi_{V,F}^2 \Leftrightarrow \boxed{\xi_{V,F} = \sqrt{K \cdot C_a \cdot C^\circ}}$$

$$AN \rightarrow \xi_{V,F} = \sqrt{10^{-4,1} \times 1,00 \cdot 10^{-2} \times 1}, \text{ soit } \xi_{V,F} = \underline{8,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}.$$

On constate alors que :  $\frac{C_a}{\xi_{V,F}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-2}}{8,9 \cdot 10^{-4}} = 11$ . Ce rapport étant supérieur à 10, cela valide l'hypothèse  $\xi_{V,F} \ll C_a$ .

**Conclusion** : l'avancement volumique final vaut donc  $\xi_{V,F} = \underline{8,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}$  et les concentrations des espèces chimiques dans l'état d'équilibre valent :

$$\begin{aligned} \# [\text{H}_2\text{A}]_F &= C_a - \xi_{V,F} = 1,00 \cdot 10^{-2} - 8,9 \cdot 10^{-4} & \text{soit } [\text{H}_2\text{A}]_F &= \underline{9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}} \\ \# [\text{HA}^-]_F &= [\text{H}_3\text{O}^+]_F = \xi_{V,F} = 8,9 \cdot 10^{-4} & \text{soit } [\text{HA}^-]_F &= [\text{H}_3\text{O}^+]_F = \underline{8,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}} \end{aligned}$$

6. On peut calculer le pH de deux manières différentes :

$$\# \text{ Via la formule : } \boxed{\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_F}{C^\circ}\right)} \quad AN \rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{8,5 \cdot 10^{-4}}{1}\right) \quad \text{soit } \underline{\text{pH} = 3,1}.$$

$$\# \text{ Via la relation d'Henderson : } \boxed{\text{pH} = \text{pK}_{A1} + \log\left(\frac{[\text{HA}^-]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F}\right)}$$

$$AN \rightarrow \text{pH} = 4,1 + \log\left(\frac{8,5 \cdot 10^{-4}}{9,2 \cdot 10^{-3}}\right) \quad \text{soit } \underline{\text{pH} = 3,1}.$$

On remarque que le pH obtenu est inférieur au  $\text{pK}_{A1}$  du couple  $\text{H}_2\text{A} / \text{HA}^-$  : on est donc dans le domaine de prédominance de  $\text{H}_2\text{A}$ , ce qui est en accord avec le fait que  $[\text{H}_2\text{A}]_F > [\text{HA}^-]_F$ .

7. # La ligne (1) importe la **bibliothèque numpy** qui permet de **faire calculs, des tableaux ...**  
 # La ligne (2) importe la **bibliothèque matplotlib.pyplot** qui permet de **tracer des graphiques**  
 # La ligne (5) crée **100 valeurs de pH** comprises **entre 0 et 14**.

8. Pour obtenir la fraction molaire  $x(\text{H}_2\text{A})$  en  $\text{H}_2\text{A}$ , on rapporte la concentration de cette espèce sur l'ensemble des concentrations des espèces  $\text{H}_2\text{A}$ ,  $\text{HA}^-$  et  $\text{A}^{2-}$  susceptibles d'être présentes en solution. On cherche donc l'expression du rapport :

$$x(\text{H}_2\text{A}) = \frac{[\text{H}_2\text{A}]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F + [\text{HA}^-]_F + [\text{A}^{2-}]_F} \quad \text{soit} \quad x(\text{H}_2\text{A}) = \frac{1}{1 + \frac{[\text{HA}^-]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F} + \frac{[\text{A}^{2-}]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F}}$$

*On divise numérateur et dénominateur par  $[\text{H}_2\text{A}]_F$*

Or, d'après la relation de Henderson appliquée au couple  $\text{H}_2\text{A} / \text{HA}^-$  :

$$\text{pH} = \text{pK}_{A1} + \log\left(\frac{[\text{HA}^-]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F}\right) \quad \text{soit} \quad \boxed{\frac{[\text{HA}^-]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_{A1}}} \quad \text{relation (1)}$$

De même, d'après la relation de Henderson appliquée au couple  $\text{HA}^- / \text{A}^{2-}$  :

$$\text{pH} = \text{pK}_{A2} + \log\left(\frac{[\text{A}^{2-}]_F}{[\text{HA}^-]_F}\right) \quad \text{soit} \quad \boxed{\frac{[\text{A}^{2-}]_F}{[\text{HA}^-]_F} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_{A2}}} \quad \text{relation (2)}$$

Le produit des relations (1) et (2) conduit au rapport :  $\boxed{\frac{[\text{A}^{2-}]_F}{[\text{H}_2\text{A}]_F} = 10^{2 \text{pH} - \text{pK}_{A1} - \text{pK}_{A2}}} \quad \text{relation (3)}$

Finalement, 
$$x(\text{H}_2\text{A}) = \frac{1}{1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_{A1}} + 10^{2 \text{pH} - \text{pK}_{A1} - \text{pK}_{A2}}}$$

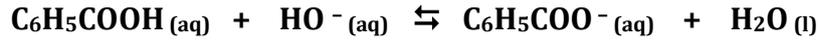
L'expression de  $x(\text{H}_2\text{A})$  s'identifiant à celle renseignée pour  $x_1$  à la ligne(6) du programme, c'est donc cette **ligne (6)** qui permettra de calculer la fraction molaire de l'espèce  $\text{H}_2\text{A}$  et la **ligne (9)** qui permettra d'en faire la représentation graphique.

9. L'expression de la fraction molaire en  $\text{H}_2\text{A}$  a été renseignée en fonction du pH et des  $\text{pK}_a$  en ligne (8) et il en est de même pour celle de la fraction molaire d'une deuxième espèce issue de l'acide ascorbique ( $\text{HA}^-$ ) en ligne (9).

Pour la 3<sup>ème</sup> espèce issue de l'acide ascorbique ( $\text{A}^{2-}$ ), il est inutile de renseigner une telle expression : on se contente de se servir du fait que la somme des fractions molaires de toutes les espèces acido-basiques issues de l'acide ascorbique doit être égale à 1.

## EXERCICE 2 : L'ACIDE BENZOÏQUE

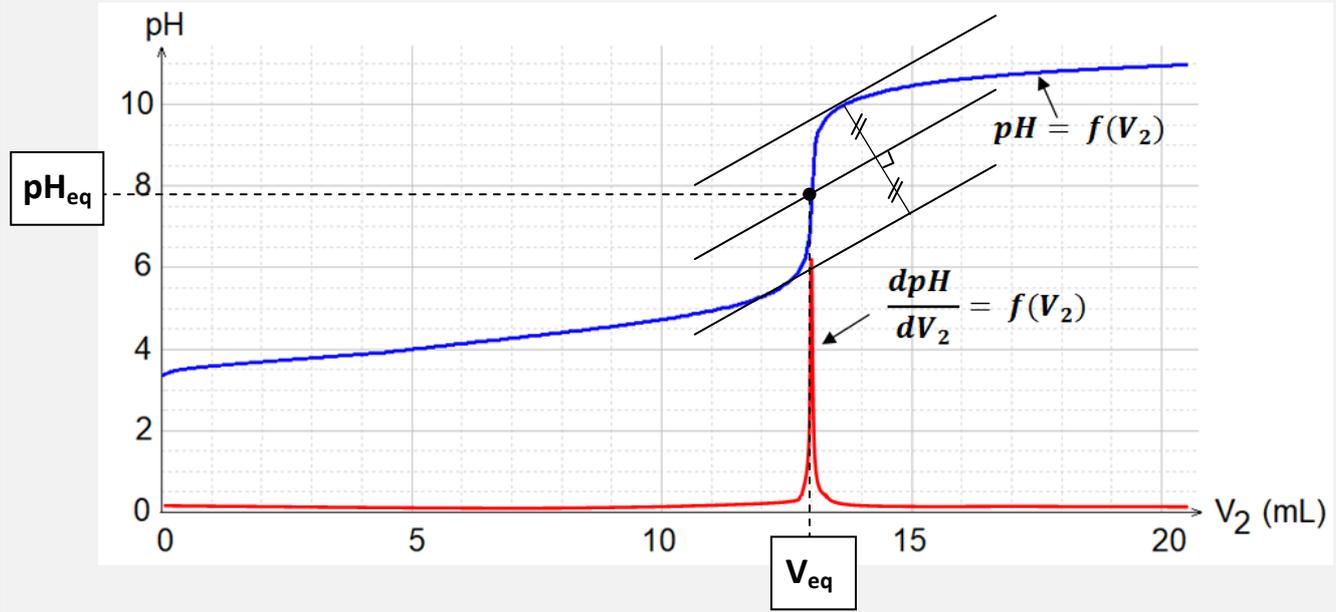
1. On titre l'acide benzoïque par les ions hydroxyde présents dans la soude. L'équation chimique associée s'écrit donc :



Pour être adaptée au titrage, cette réaction doit être **unique, rapide** et **totale**.

2. Le volume équivalent s'identifie à l'abscisse du pic de la courbe dérivée. On lit  $V_{\text{eq}} = 13 \text{ mL}$ .

**Remarque :** On peut aussi appliquer la méthode des tangentes sur la courbe  $\text{pH} = f(V_2)$  et repérer l'abscisse du point équivalent. On obtient le même résultat  $V_{\text{eq}} = 13 \text{ mL}$ .



3. A l'équivalence, le réactif titrant ( $\text{HO}^-$ ) et le réactif titré ( $\text{H}_2\text{A}$ ) sont mélangés dans les proportions stœchiométriques. On a donc la relation :

$$\frac{n(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH})_{\text{dosé}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1} \leftrightarrow \frac{C_1 \times V_1}{1} = \frac{C_2 \times V_E}{1} \leftrightarrow \boxed{C_1 = C_2 \times \frac{V_E}{V_1}}$$

**AN**  $\rightarrow C_1 = 5,00 \cdot 10^{-3} \times \frac{13}{20,0}$  soit  $C_1 = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ( $3,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  sans arrondi)

4. La première étape de la manipulation consiste à diluer la solution commerciale :

# Solution mère :  $\rightarrow$  Volume prélevé :  $V_0 = 5,00 \text{ mL}$  ;  
 $\rightarrow$  Concentration molaire en acide benzoïque :  $C_0$ .  
 # Solution fille ( $S_1$ ) :  $\rightarrow$  Volume préparé :  $V_f = 1,000 \text{ L}$  ;  
 $\rightarrow$  Concentration molaire en acide benzoïque :  $C_1$ .

Or, **lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve**. On en déduit :

$$n_{\text{mère}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = n_{\text{fille}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}), \text{ soit } C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_f \text{ et donc, } \boxed{C_0 = \frac{V_f}{V_0} \times C_1}$$

**Remarque :** on peut aussi tout de suite constater que le volume de solution fille  $S_1$  préparé est 200 fois plus grand que le volume de solution mère prélevé. On en déduit donc que la solution mère de MENNO FLORADES a été diluée 200 fois, donc  $C_0 = 200 C_1$ .

**AN**  $\rightarrow C_0 = 3,25 \cdot 10^{-3} \times \frac{1,000}{5,00 \cdot 10^{-3}}$  soit  $C_0 = 6,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

5. L'étiquette indique « 80 grammes d'acide benzoïque par litre de solution » : il s'agit donc d'une **concentration massique** en acide benzoïque qui est fournie.

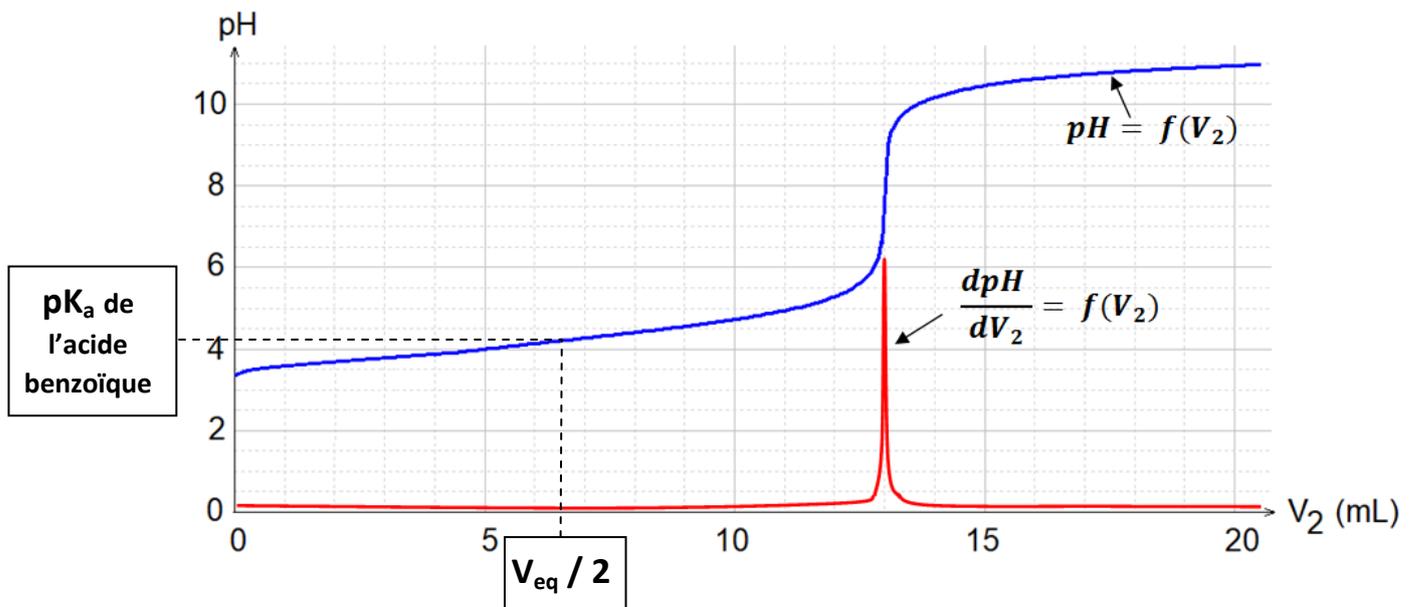
On peut convertir la concentration molaire  $C_0$  obtenue expérimentalement en une concentration massique  $c$ . Par définition,  $\boxed{c = C_0 \cdot M_{\text{ab}}}$ .

$$AN \rightarrow c = 6,5 \cdot 10^{-1} \times 122 \quad \text{soit } c = 79 \text{ g.L}^{-1}$$

On constate donc que la concentration massique en acide benzoïque obtenue expérimentalement est **très proche de ce qui est annoncé sur l'étiquette** (seulement 1,3 % d'écart).

6. A **à la demi-équivalence**, c'est-à-dire pour  $V_2 = \frac{V_{eq}}{2} = 6,5 \text{ mL}$ , **il y a autant d'acide benzoïque que d'ions benzoate dans le mélange réactionnel**. Par conséquent, **le mélange réactionnel a un pH égal au  $pK_A$**  du couple  $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$ .

On se place donc à l'abscisse  $V_2 = 6,5 \text{ mL}$  puis on projette sur la courbe de pH et enfin sur l'axe des ordonnées, ce qui permet de lire  **$pK_A(C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-) = 4,2$**  (voir tracé ci-dessous).



7. L'étude du graphique précédent montre qu'**à l'équivalence, le pH vaut 7,7**. Or, la zone de virage de l'indicateur coloré qu'on choisit doit encadrer cette valeur de pH. C'est le cas du **rouge de crésol** dont la zone de virage est 7,1 – 8,8. C'est donc cet indicateur coloré qu'il convient de choisir.

Le pH du mélange réactionnel variant de 3,3 à 11, **la couleur de la solution sera JAUNE avant l'équivalence** (couleur de la forme acide du rouge de crésol), **ROUGE après l'équivalence** (couleur de la forme basique du rouge de crésol) **et ORANGE à l'équivalence** (teinte sensible du rouge de crésol).

8. \* **AVANT l'équivalence :**

- #  $[HO^-] = 0$  car le réactif titrant est le réactif limitant ;
- #  $[Na^+]$  **augmente** car ces ions sont spectateurs et s'accumulent dans le mélange réactionnel à chaque ajout de réactif titrant ;
- #  $[C_6H_5COO^-]$  **augmente** car ces ions sont formés à chaque ajout de réactif titrant.

Finalement, avant l'équivalence, les seuls ions dont les concentrations varient sont les ions  $Na^+$  et  $C_6H_5COO^-$  dont les concentrations **augmentent**. Donc, d'après la loi de Kohlrausch, **avant l'équivalence, la conductivité du mélange réactionnel ne peut qu'augmenter**.

\* **APRES l'équivalence :**

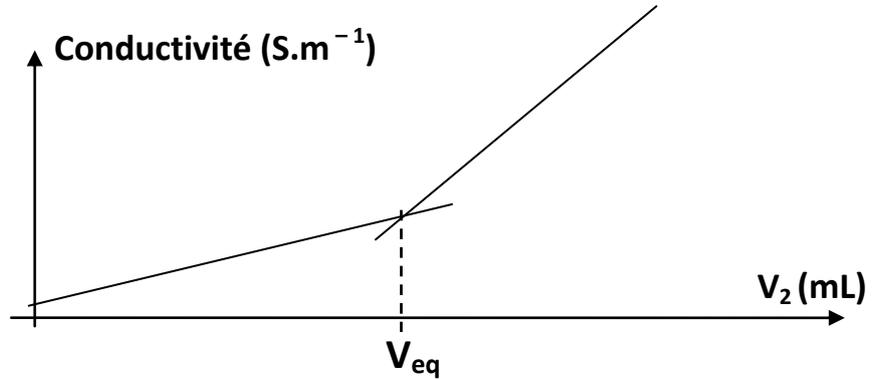
- #  $[HO^-]$  **augmente** car le réactif titrant est en excès ;
- #  $[Na^+]$  **augmente** (même raison qu'avant l'équivalence) ;
- #  $[C_6H_5COO^-]$  **est constant** car ces ions ne se forment plus à partir de l'équivalence.

Finalement, avant l'équivalence, les seuls ions dont les concentrations varient sont les ions  $Na^+$  et  $HO^-$  dont les concentrations **augmentent**. Donc, d'après la loi de Kohlrausch, **après l'équivalence, la conductivité du mélange réactionnel ne peut qu'augmenter**.

\* Comparaison AVANT/APRES l'équivalence :

La conductivité molaire ionique  $\lambda(\text{HO}^-)$  de l'ion hydroxyde étant supérieure à celle  $\lambda(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-)$  de l'ion benzoate, on en déduit que les ions responsables de l'évolution de la conductivité du mélange réactionnel APRES l'équivalence sont globalement **plus conducteurs** que les ions responsables de l'évolution de la conductivité du mélange réactionnel AVANT l'équivalence. Par conséquent, l'augmentation de conductivité observée APRES l'équivalence est donc **plus** importante qu'AVANT l'équivalence, les deux augmentations étant modélisables par des droites si on a pris les précautions expérimentales nécessaires (grand volume d'eau rajouté dans le bécher de titrage avant de commencer le titrage).

D'où l'allure du graphique :



9. Par définition,  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_F}{C^\circ}\right)$ .

Or, le produit ionique de l'eau s'écrit :  $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_F \times [\text{HO}^-]_F}{(C^\circ)^2}$  avec  $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$   
(= concentration standard)

On en déduit donc que :  $[\text{H}_3\text{O}^+]_F = \frac{K_e \times (C^\circ)^2}{[\text{HO}^-]_F}$  et donc,  $\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e \times (C^\circ)^2}{[\text{HO}^-]_F \times C^\circ}\right)$  avec  $[\text{HO}^-]_F = C_2$

Finalement,  $\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e \times C^\circ}{C_2}\right)$ .

AN  $\rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{1,00 \cdot 10^{-14} \times 1}{5,00 \cdot 10^{-3}}\right)$  soit **pH = 11,7**

10. ■ Notons  $n_1$  la quantité de matière d'acide benzoïque dans le volume  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  de la solution d'acide benzoïque à la concentration  $C_1 = 3,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Par définition,  $n_1 = C_1 \cdot V_1$ .

En mélangeant les volumes  $V_1$  et  $V_{eq}$ , cette quantité de matière se retrouve dans le volume  $V_1 + V_{eq}$  et la concentration molaire initiale en acide benzoïque dans le mélange vaut donc :  $C_1' = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_{eq}}$ .

■ Notons  $n_2$  la quantité de matière d'ions hydroxyde dans le volume  $V_{eq} = 13,0 \text{ mL}$  de la solution d'hydroxyde de sodium à la concentration  $C_2 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Par définition,  $n_2 = C_2 \cdot V_{eq}$ .

En mélangeant les volumes  $V_1$  et  $V_{eq}$ , cette quantité de matière se retrouve dans le volume  $V_1 + V_{eq}$  et la concentration molaire initiale en ions hydroxyde dans le mélange vaut donc :  $C_2' = \frac{C_2 \times V_{eq}}{V_1 + V_{eq}}$ .

Or, comme  $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_{eq}$ , on en déduit que  $C_1' = C_2' = C' = 1,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Tableau d'avancement volumique (en $\text{mol.L}^{-1}$ )	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(aq)}$	+ $\text{HO}^-_{(aq)}$	$\rightarrow$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-_{(aq)}$	+ $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<b>Etat INITIAL</b>	<b>C'</b>	<b>C'</b>		0	Solvant
<b>Etat FINAL</b>	<b>0 (ε)</b>	<b>0 (ε)</b>		<b>C'</b>	Solvant

■ Du fait du caractère total de la réaction de titrage, la concentration molaire finale en ions benzoate est égale à la concentration molaire initiale en acide benzoïque, donc  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_F = C'$ .

soit  **$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_F = 1,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$**

▪ Les concentrations molaires finales des réactifs ne sont en réalité pas nulles (sinon, la constante d'équilibre serait infinie) : il en reste une quantité infime (notée  $\varepsilon$ ) qu'on peut déterminer en utilisant l'expression théorique de la constante d'équilibre :

$$\text{Ainsi, } K^\circ = \frac{[C_6H_5COO^-]_F \times C^\circ}{[C_6H_5COOH]_F \times [HO^-]_F} \leftrightarrow K^\circ = \frac{[C_6H_5COO^-]_F \times C^\circ}{\varepsilon \times \varepsilon} \leftrightarrow K^\circ = \frac{[C_6H_5COO^-]_F \times C^\circ}{\varepsilon^2}$$

Et finalement, 
$$\varepsilon = \sqrt{\frac{[C_6H_5COO^-]_F \times C^\circ}{K^\circ}}$$

$$\underline{AN} \rightarrow \varepsilon = \sqrt{\frac{1,97 \cdot 10^{-3} \times 1}{10^{14-4,2}}} \text{ soit } \underline{\varepsilon = 5,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} = [C_6H_5COOH]_F}$$

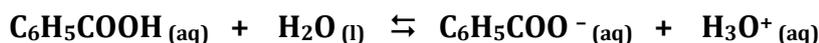
*Remarque* : on note que  $[C_6H_5COOH]_F \ll C'$ , ce qui valide le caractère total de la réaction.

▪ Par définition, 
$$\underline{pH} = pK_a(C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-) + \log\left(\frac{[C_6H_5COO^-]_F}{[C_6H_5COOH]_F}\right)$$

$$\underline{AN} \rightarrow \underline{pH} = 4,2 + \log\left(\frac{1,97 \cdot 10^{-3}}{5,6 \cdot 10^{-7}}\right) \text{ soit } \underline{pH = 7,7}$$

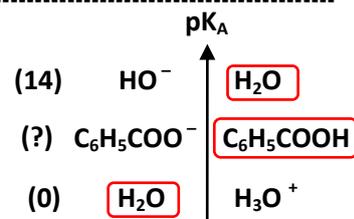
**On retrouve bien la valeur de  $pH_E$  identifiée sur la courbe de titrage pH-métrique.**

11. La réaction prépondérante est celle entre l'acide le plus fort (ici  $C_6H_5COOH$ ) et la base la plus forte (ici  $H_2O$ ) :

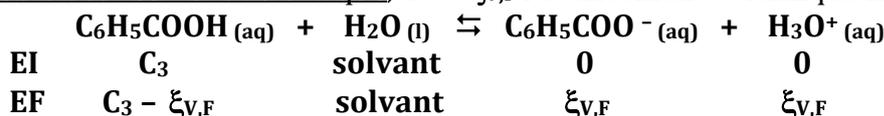


A l'équilibre, d'après la relation de Guldberg-Waage, le quotient réactionnel est égal à la constante d'équilibre de cette réaction. On a donc la relation :

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]_F \times [H_3O^+]_F}{[C_6H_5COOH]_F \times C^\circ} \text{ avec } C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (= concentration standard).}$$



On construit un tableau d'avancement volumique, avec  $\xi_{v,F}$  l'avancement volumique final (en  $\text{mol.L}^{-1}$ ) :



On constate donc que : #  $\xi_{v,F} = [H_3O^+]_F = \underline{C^\circ \cdot 10^{-pH}}$

$$\# [C_6H_5COO^-]_F = \xi_{v,F} = \underline{C^\circ \cdot 10^{-pH}}$$

$$\# [C_6H_5COOH]_F = C_3 - \xi_{v,F} = \underline{C_3 - C^\circ \cdot 10^{-pH}}$$

La constante d'acidité devient donc : 
$$K_a = \frac{C^\circ \cdot 10^{-pH} \times C^\circ \cdot 10^{-pH}}{(C_3 - C^\circ \cdot 10^{-pH}) \times C^\circ} \text{ soit } \boxed{K_a = \frac{C^\circ \cdot 10^{-2pH}}{C_3 - C^\circ \cdot 10^{-pH}}}$$

$$\underline{AN} \rightarrow K_a = \frac{1 \times 10^{-2 \times 3,10}}{1,00 \cdot 10^{-2} - 1 \times 10^{-3 \cdot 10}} \text{ soit } \underline{K_a = 6,85 \cdot 10^{-5}}$$

Puis 
$$\underline{pK_a(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-)} = -\log K_a \text{ soit } \underline{pK_a(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-)} = 4,16$$