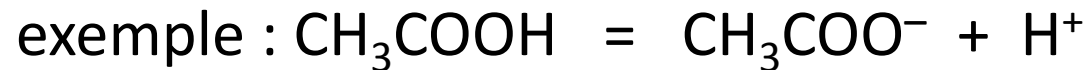


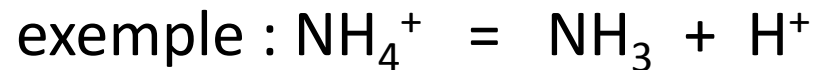
pH

# définition

- On peut écrire deux types d'équation décrivant l'équilibre entre l'acide et la base transfert d'un proton  $H^+$  :



ou



- L'acide et la base sont dit **conjugués**. Ils constituent un **couple acide/base** noté  $AH/A^-$  ou  $BH^+/B$ .

# pH : formule

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

- Si  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$       soit       $\text{pH} = 7$  (à 25°C)  
     $\Rightarrow$  la solution est **neutre**
- Si  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$        $\text{pH} < 7$   
     $\Rightarrow$  la solution est **acide**
- Si  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$        $\text{pH} > 7$   
     $\Rightarrow$  la solution est **basique**

# Prédominance des espèces

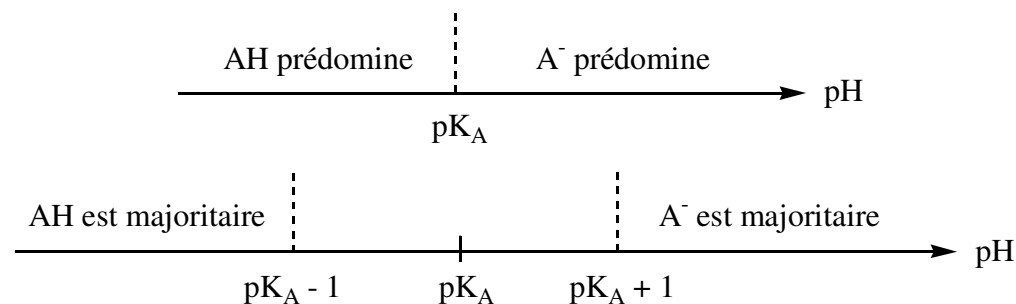
- Dans un solution A/B :
- une espèce A prédomine sur une espèce B lorsque :  $[A] > [B]$
- une espèce A est majoritaire devant une espèce B lorsque :  $[A] > 10 [B]$

# Distribution des espèces selon le pH

- Pour un couple acide base  $AH/A^-$ , on peut écrire :

$$\frac{[A^-]}{[AH]} = \frac{K_A}{[H_3O^+]}$$

- $AH$  prédomine devant  $A^-$  lorsque  $[AH] > [A^-]$  soit  $pH < pK_A$
- $A^-$  prédomine devant  $AH$  lorsque  $[A^-] > [AH]$  soit  $pH > pK_A$
- 
- $AH$  est majoritaire devant  $A^-$  si  $[AH] > 10 [A^-]$  soit  $pH < pK_A - 1$
- $A^-$  est majoritaire devant  $AH$  si  $[A^-] > 10 [AH]$  soit  $pH > pK_A + 1$



# Le dosage acido-basique

- Un **dosage** permet de déterminer la quantité d'une espèce chimique présente dans un échantillon
- Au cours d'un **titrage acido-basique**, on verse un volume de réactif (acide ou base) de concentration connue (le titre) dans un volume connu de la solution à titrer jusqu'à achèvement de la *réaction acide-base caractéristique*.

# Dosage : mise en oeuvre

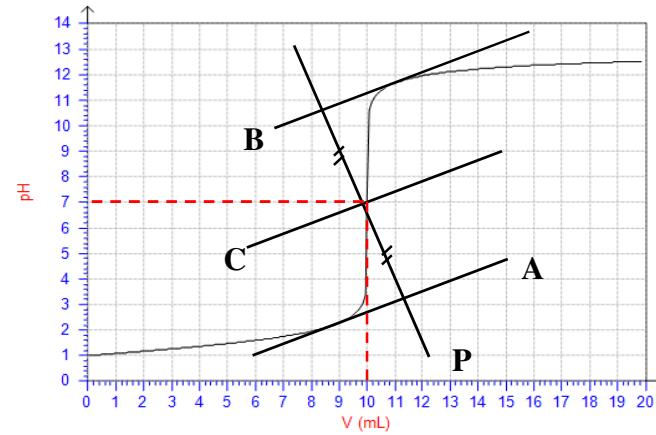
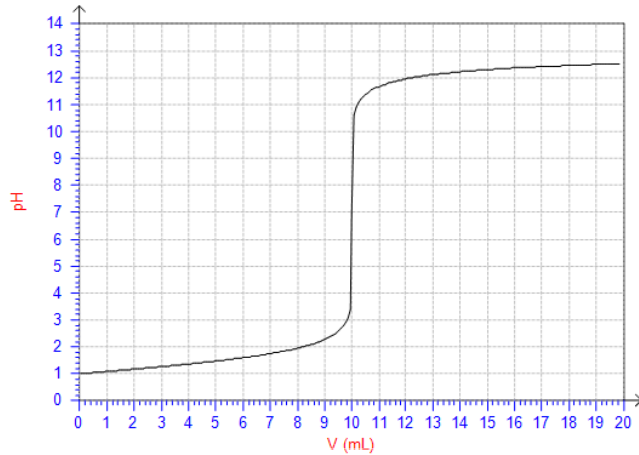
- suivi **pH-métrique** : mesure du pH de la solution à chaque instant de l'ajout du réactif titrant. Le **volume équivalent** correspond au volume pour lequel on observe un saut de pH
- Exemple :
- 
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
- 
- L'acide fort et la base forte étant totalement dissociés en solution, la réaction de titrage peut se réécrire :
- 
- $\text{H}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
- 
- A l'**équivalence acido-basique**, le nombre de mole de base ajouté à l'aide de la burette est égal au nombre de mole d'acide initialement présent dans le bécher. On dit que **l'acide et la base ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques**.

$$n(\text{H}^+)_{\text{initial}} = n(\text{HO}^-)_{\text{ajouté}}$$

$$C_a V_a = C_b V_b$$

# Aspect pratique

- Objectif : obtenir le volume équivalent précisément



La concentration en acide chlorhydrique dans l'échantillon titré se calcule à l'aide de la formule :

$$C_a = \frac{V_b \cdot C_b}{V_a} = \frac{V_{eq} \cdot C_b}{V_a}$$

$$\text{avec } V_{eq} = 10\text{mL}, V_a = 10\text{mL}$$

$$C_b = 0,1$$

$$= \frac{10 * 0,1}{10} = 0,1$$

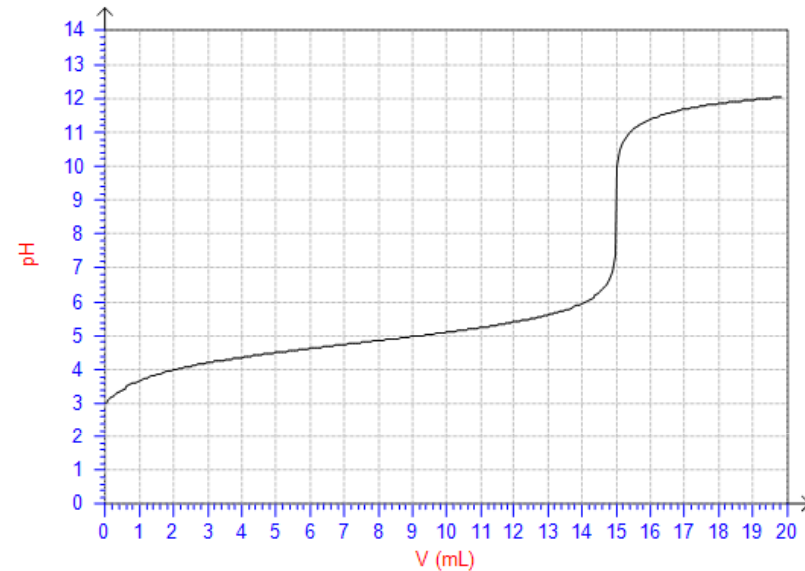
# Titrage acide faible - base FORTE

- $V_a = 25$  mL d'une solution d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (monoacide faible) de concentration à déterminer  $C_a \text{ mol.L}^{-1}$  par une solution de soude  $\text{NaOH}$  (monobase forte) de concentration connue  $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COONa}$
- Cette réaction peut se réécrire :
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$

# Courbe de dosage

- volume équivalent  $V_{eq} = 15 \text{ mL}$ .
- A l'équivalence, on peut donc écrire  $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

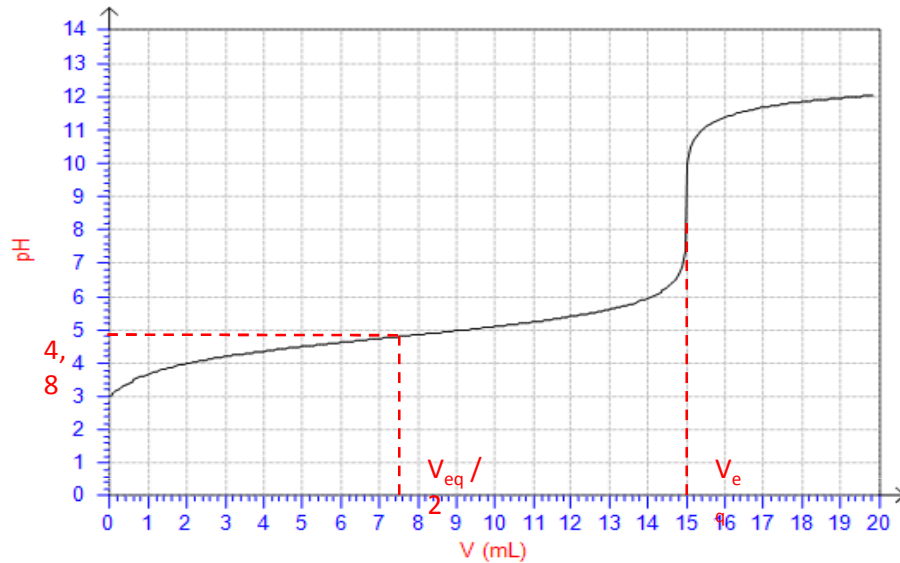
$$C_a = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{C_b \cdot V_{eq}}{V_a} = \frac{0,1 * 15}{25} = 0,06$$



# point demi-équivalent

- A la demi-équivalence, la moitié de l'acide faible a réagit. La quantité d'acide faible restant est la même que la quantité de base faible conjuguée formée. La constante d'acidité appliquée au couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  s'écrit : 
$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$
- Comme  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$  à la demi-équivalence  
$$K_A = [\text{H}_3\text{O}^+]$$
- $\text{pH} = \text{pKa}$

# Bilan a. faible / B. Forte : $\frac{1}{2}$ eq.



$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{V_{\text{eq}}}{2} = 7,5 \text{ mL} \\ \text{pH} = 4,8 \end{array} \right.$$

- Le  $\text{pK}_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  vaut donc 4,8.