

### *Calcul du pH d'un mélange d'acides et de bases*

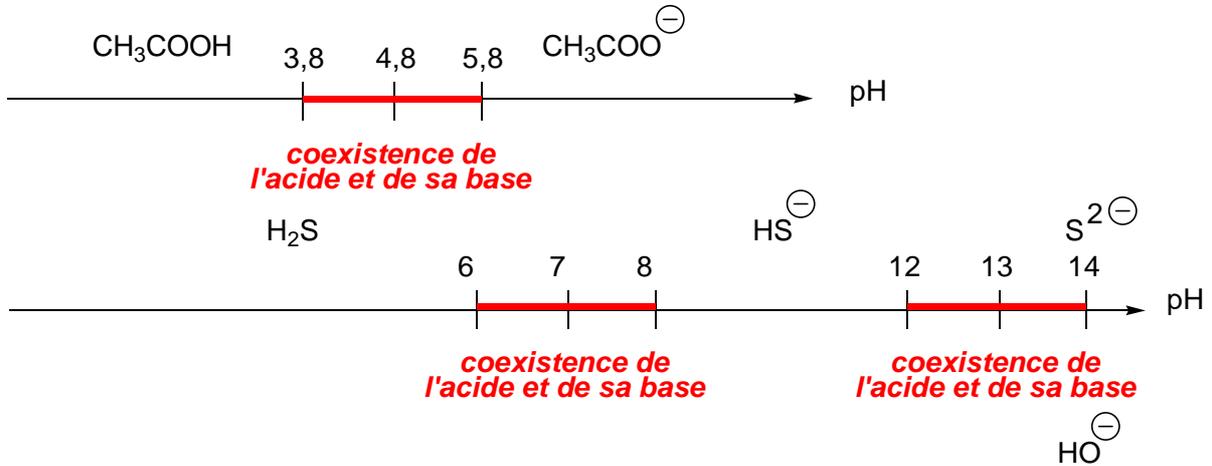
- 1- Donner le diagramme de prédominance de l'acide éthanoïque en fonction du pH de la solution. Même question pour le sulfure d'hydrogène,  $\text{H}_2\text{S}$ .
- 2- Déterminer le pH d'un litre de solution  $S$ , obtenue en dissolvant dans la quantité nécessaire d'eau à 0,30 mol d'acide éthanoïque, 0,20 mol de soude  $\text{NaOH}$  et 0,10 mol d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$ . Calculer la constante d'équilibre de chacune des réaction envisagées.
- 3- Déterminer le pH d'une solution  $S'$ , obtenue en mélange 20 mL de soude à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , 30 mL de sulfure de sodium  $\text{Na}_2\text{S}$  à  $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$  et 50 mL de sulfure d'hydrogène à  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer la constante d'équilibre de chacune des réaction envisagées.

#### **Données :**

- $\text{pK}_A (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$  ;
- pour  $\text{H}_2\text{S}$  :  $\text{pK}_{A1} = 7,0$  ;  $\text{pK}_{A2} = 13,0$  ;

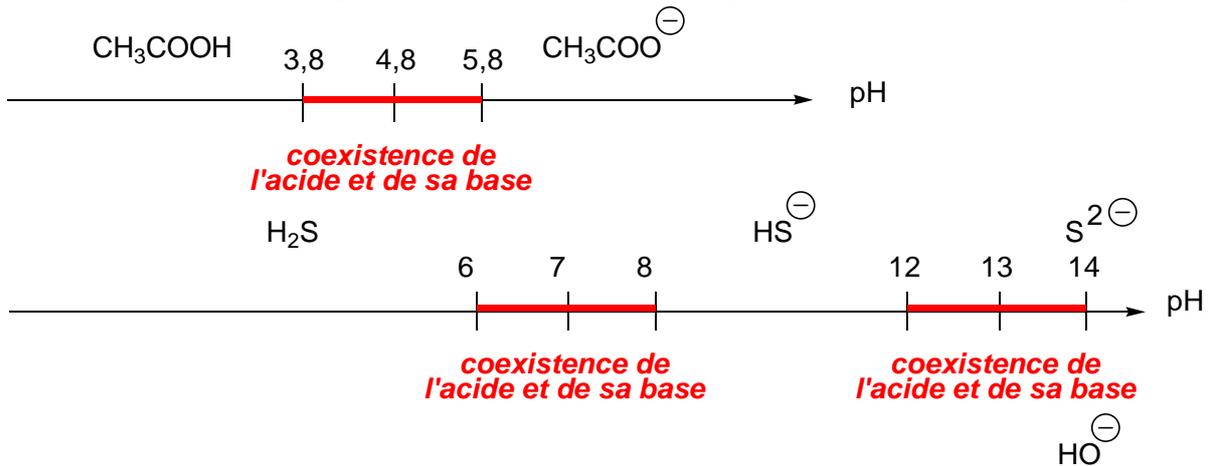
**Correction**

1- Le diagramme de prédominance de l'acide éthanoïque et du sulfure d'hydrogène en fonction du pH de la solution est :



**Domaine de prédominance**

2- On classe la force des couples des acides et des bases en présence selon une échelle de pKa :



4- D'après les pKa représentés ci-dessus, la première réaction prépondérante qui se produit met en jeu l'acide le plus fort et la base la plus forte introduits :

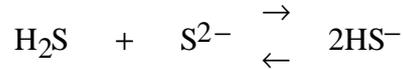


Elle est quantitative. Déterminons la nouvelle composition du système après la réaction en tenant compte de la dilution :

|                                     |                      |   |                     |                      |                     |   |                      |
|-------------------------------------|----------------------|---|---------------------|----------------------|---------------------|---|----------------------|
|                                     | $\text{H}_2\text{S}$ | + | $\text{OH}^-$       | $\rightleftharpoons$ | $\text{HS}^-$       | + | $\text{H}_2\text{O}$ |
| c « apportées » (mol/L)             | $10,0 \cdot 10^{-2}$ |   | $2,0 \cdot 10^{-2}$ |                      | -                   |   | -                    |
| c après 1 <sup>ère</sup> RP (mol/L) | $8,0 \cdot 10^{-2}$  |   | $\epsilon$          |                      | $2,0 \cdot 10^{-2}$ |   |                      |

## Exercice

Une deuxième réaction prépondérante (RP2) se produit entre  $\text{H}_2\text{S}$  et  $\text{s}^{2-}$ , de constante  $K_2^\circ = 1,0 \cdot 10^6$ . Elle est quantitative :



|                                     |                     |                      |                      |
|-------------------------------------|---------------------|----------------------|----------------------|
| c après 1 <sup>ère</sup> RP (mol/L) | $8,0 \cdot 10^{-2}$ | $12,0 \cdot 10^{-2}$ | $2,0 \cdot 10^{-2}$  |
| c après 2 <sup>ème</sup> RP (mol/L) | $\epsilon'$         | $4,0 \cdot 10^{-2}$  | $18,0 \cdot 10^{-2}$ |

L'ion sulfure est une base relativement forte ( $\text{p}K_{\text{B}2} = \text{p}K_{\text{e}} - \text{p}K_{\text{A}2} = 1,0$ ) ; sa réaction avec l'eau n'est pas négligeable. Elle constitue la troisième réaction prépondérante de constante  $K_3^\circ = K_{\text{B}2} = 1,0 \cdot 10^{-1}$



|                                     |                              |                               |          |
|-------------------------------------|------------------------------|-------------------------------|----------|
| c après 2 <sup>ème</sup> RP (mol/L) | $4,0 \cdot 10^{-2}$          | $18,0 \cdot 10^{-2}$          |          |
| c après 3 <sup>ème</sup> RP (mol/L) | $4,0 \cdot 10^{-2} - \omega$ | $18,0 \cdot 10^{-2} + \omega$ | $\omega$ |

Les concentrations des espèces sont telles que :

$$K_{\text{B}2} = \frac{(1,8 \cdot 10^{-1} + \omega) \times \omega}{(4,0 \cdot 10^{-2} - \omega)} = 1,0 \cdot 10^{-1}$$

soit  $\omega = 1,4 \cdot 10^{-2}$  mol/L

d'où **pH = 12.1**