

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

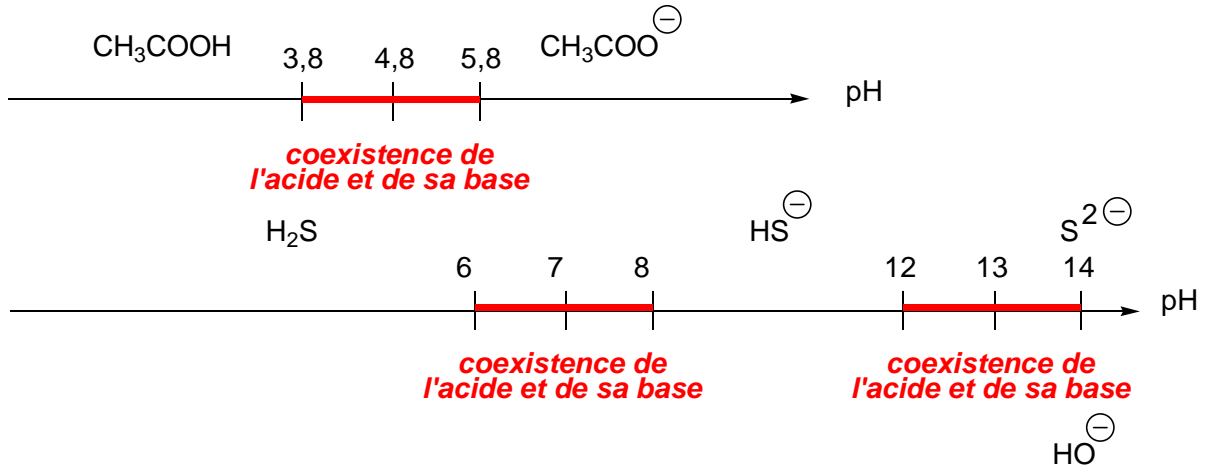
- 1- Donner le diagramme de prédominance de l'acide éthanoïque en fonction du pH de la solution. Même question pour le sulfure d'hydrogène, H_2S .
- 2- Déterminer le pH d'un litre de solution S , obtenue en dissolvant dans la quantité nécessaire d'eau à 0,30 mol d'acide éthanoïque, 0,20 mol de soude NaOH et 0,10 mol d'acide chlorhydrique 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 Na_2S 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 H_2S : $\text{pK}_{A1} = 7,0$; $\text{pK}_{A2} = 13,0$;

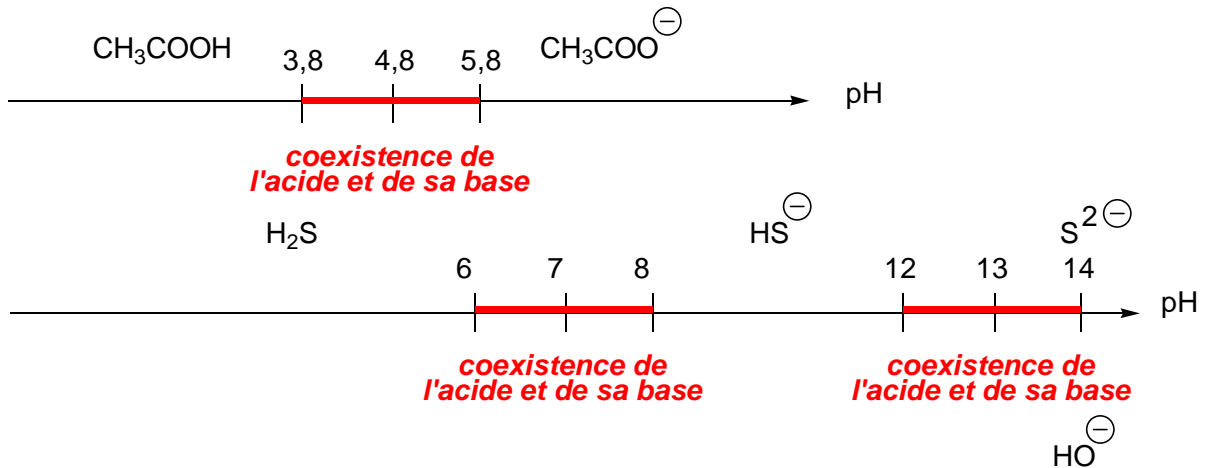
Correction

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 :

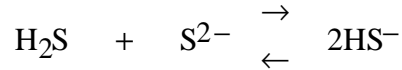


Elle est quantitative. Déterminons la nouvelle composition du système après la réaction en tenant compte de la dilution :

	H_2S	+	OH^-	\rightleftharpoons	HS^-	+	H_2O
c « apportées » (mol/L)	$10,0 \cdot 10^{-2}$		$2,0 \cdot 10^{-2}$		-		-
c après 1 ^{ère} RP (mol/L)	$8,0 \cdot 10^{-2}$		ε		$2,0 \cdot 10^{-2}$		

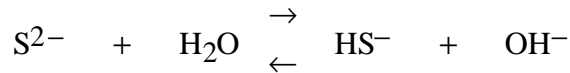
Exercice

Une deuxième réaction prépondérante (RP2) se produit entre H_2S et s^{2-} , de constante $K_2^\circ = 1,0 \cdot 10^6$. Elle est quantitative :



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

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

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**