

Exercice 3 :

1) À bas pH, ce sera l'espèce la plus acide qui sera majoritaire, donc la courbe (a) correspond à H_2SO_3 .

Ensuite (b) correspond à HSO_3^- .

Puis (c) correspond à l'espèce la plus basique : SO_3^{2-} .

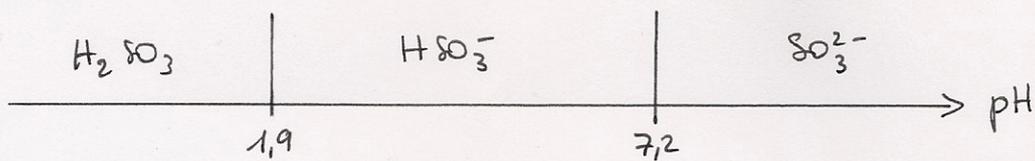
2) D'après la formule $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$, lorsque

$[\text{base}] = [\text{acide}]$, le pH est égal au pK_a . Il suffit donc de lire la valeur du pH aux intersections des courbes.

On obtient $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-) \approx 1,9$

et $\text{pK}_a(\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}) \approx 7,2$

3) Diagramme de prédominance :



4) D'après le diagramme de distribution, à $\text{pH} = 3$, on a environ 5% de H_2SO_3 , 95% de HSO_3^- , et quasiment pas de SO_3^{2-} .

D'où $[\text{H}_2\text{SO}_3] = 0,05 \times c_t = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$[\text{HSO}_3^-] = 0,95 \times c_t = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Pour SO_3^{2-} , on ne peut pas dire que la concentration est nulle, même si elle est négligeable devant celles de H_2SO_3 et HSO_3^- .

Il vaut mieux utiliser l'équilibre : $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

de constante $K_a = 10^{-7,2} = \frac{[\text{SO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_3^-]}$

D'où $[\text{SO}_3^{2-}] = 10^{-7,2} \cdot \frac{[\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-7,2} \cdot \frac{1,9 \cdot 10^{-3}}{10^{-3}} = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ car $\text{pH} = 3$