

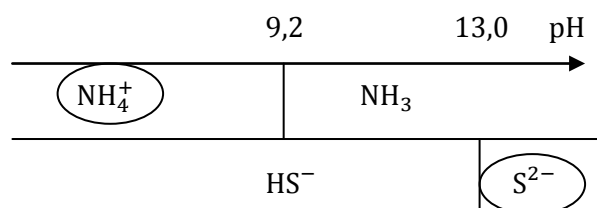
## Corrigé exercice 11

### PRÉVISION D'UNE RÉACTION

La dissolution du sulfure d'ammonium peut être modélisée par la réaction rigoureusement totale d'équation :  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_{(s)} \rightarrow 2\text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)}$  (on omettra les indices « aq » pour les solutés par la suite).

**La solution réalisée consiste donc en un apport de 2,00 mmol d'ions ammonium  $\text{NH}_4^+$  et de 1,00 mmol d'ions sulfure  $\text{S}^{2-}$ .**

On trace les diagrammes de prédominance des deux couples acido-basiques sur une même échelle de pH :



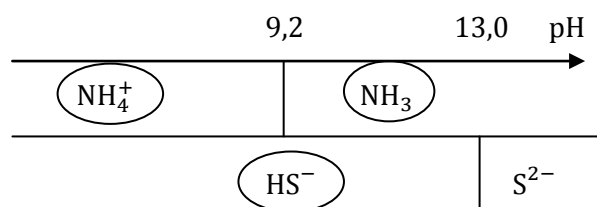
On constate que les ions apportés par la dissolution du sel sont dans des domaines de prédominance disjoints : ils vont donc réagir l'un avec l'autre selon une réaction acido-basique **quasi-totale** (tous les réactifs étant des solutés, la réaction conduit nécessairement à un état d'équilibre chimique) :

	$\text{NH}_4^+$	+	$\text{S}^{2-}$	=	$\text{NH}_3$	+	$\text{HS}^-$	
quantités apportées	2,00		1,00		0		0	
bilan à l'équilibre chimique	1,00		0 (traces)		1,00		1,00	(quantités de matière en mmol)

On obtient donc une solution aqueuse contenant trois espèces en concentration non négligeable :

$$\boxed{[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3] = [\text{HS}^-] = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

La visualisation de cette situation sur le diagramme de prédominance montre que ces espèces sont maintenant compatibles, il n'y a plus de domaines disjoints :



On vérifie que toutes les autres espèces sont en concentration négligeable.

Tout d'abord, le fait que l'on ait  $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$  indique qu'on est à la frontière de prédominance de  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ , donc  $\text{pH} = 9,2$ , soit  $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

On en déduit immédiatement  $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \approx 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

À  $\text{pH} = 9,2$ , on se situe à environ 4 unités de pH de la frontière de prédominance de  $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$  : ceci est bien cohérent avec une concentration négligeable de  $[\text{S}^{2-}]$ . On peut calculer cette concentration résiduelle numériquement en appliquant la constante d'équilibre  $K_2 = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]} = \frac{[\text{S}^{2-}] \times 6 \cdot 10^{-10}}{1 \cdot 10^{-2}}$ , dont on tire  $[\text{S}^{2-}] \approx 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Toutes ces concentrations sont bien négligeables. Le résultat est valide :

$$\begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 6 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{HO}^-] \approx 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{S}^{2-}] \approx 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{array}$$

Quel que soit le volume de la fiole jaugée, le bilan de matière en moles de la réaction quasi-totale aurait été le même, on aurait donc abouti à des **concentrations égales en  $\text{NH}_3$  et  $\text{NH}_4^+$** , c'est-à-dire qu'on se situerait toujours à la frontière de prédominance de  $\text{NH}_4^+$  et de  $\text{NH}_3$  donc à  $\text{pH} = 9,2$ .

On a réalisé une **solution tampon** basée sur le couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ . Le fait que le volume de la fiole jaugée n'influe pas sur le pH illustre le fait que **le pH d'une solution tampon est invariant par dilution**.

*Remarque* : La dilution doit tout de même être modérée. Il faut conserver le fait que les espèces  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HO}^-$  et  $\text{S}^{2-}$  sont négligeables. Si on dilue trop et que les concentrations des espèces  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{NH}_3$  deviennent de l'ordre de grandeur de  $[\text{HO}^-]$ , alors on ne peut plus négliger la réaction  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$  et le problème est plus complexe.