

On donne : à 25°C. $K_a = 10^{-14}$

Exercice N°1

On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

On considère deux solutions basiques (S_1) et (S_2), de même concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$:

- (S_1), solution d'hydroxyde de sodium NaOH,
- (S_2), solution d'ammoniac NH_3 .

La mesure du pH de ces deux solutions est consignée dans le tableau suivant :

	Solution (S_1)	Solution (S_2)
pH	12	10,6
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L^{-1})
$[\text{OH}^-]$ (mol.L^{-1})

1) a- Définir une base selon Brönsted.

b- Reproduire et compléter le tableau ci-dessus.

c- En déduire que l'hydroxyde de sodium est une base forte, alors que l'ammoniac est une base faible.

2) a- Ecrire l'équation modélisant la réaction qui a lieu entre l'ammoniac (NH_3) et l'eau.

b- Indiquer les couples acide-base mis en jeu au cours de cette réaction.

c- On désigne par K_a la constante d'acidité du couple acide-base correspondant à la base NH_3 .

Exprimer K_a en fonction de K_e , C et $[\text{OH}^-]$. Trouver la valeur de $\text{p}K_a$.

3) On dilue modérément la solution (S_2) d'ammoniac. Dire, en le justifiant, si chacune des propositions ci-dessous est vraie ou fausse.

- Proposition 1 : suite à la dilution de la solution (S_2), le $\text{p}K_a$ ne change pas.
- Proposition 2 : suite à la dilution de la solution (S_2), le pH augmente.