

On donne : à 25°C.  $K_e = 10^{-14}$

Exercice

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  $C = 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> :

- ( $S_1$ ), solution d'hydroxyde de sodium NaOH,
- ( $S_2$ ), solution d'ammoniac NH<sub>3</sub>.

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

	Solution ( $S_1$ )	Solution ( $S_2$ )
pH	12	10,6
[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	.....	.....
[OH <sup>-</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	.....	.....

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<sub>3</sub>) 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<sub>3</sub>.

Exprimer  $K_a$  en fonction de  $K_e$ , C et [OH<sup>-</sup>]. Trouver la valeur de  $pK_a$ .

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  $pK_a$  ne change pas.

- Proposition 2 : suite à la dilution de la solution ( $S_2$ ), le pH augmente.