

Corrigé de l'épreuve de chimie du BTS 88

1° question :

□ Définitions :

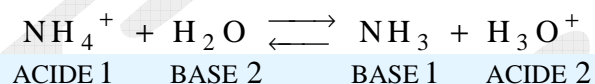
Un acide est une espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton(s) H^+ .

Une base est une espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) proton(s) H^+ .

□ L'ammoniac (formule brute NH_3) peut capter un proton H^+ pour donner un ion ammonium (formule NH_4^+) : l'ammoniac est une base.

□ L'ion ammonium (NH_4^+) peut libérer un proton H^+ pour donner de l'ammoniac : c'est un acide.

□ Réaction entre l'ion ammonium et l'eau :



La réaction précédente est une réaction entre deux couples acide / base :

- NH_4^+ / NH_3 (ACIDE 1 / BASE 1)
- H_3O^+ / H_2O (ACIDE 2 / BASE 2)

Remarque : L'eau réagit sur l'ion ammonium (acide) en se comportant comme une base.

2° question :

➤ Calcul de la concentration C de la solution :

$$C = \frac{m}{M_{NH_3}} \times \frac{1}{V}$$

V : volume de la solution ; $V = 1 \text{ L}$

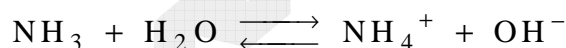
M_{NH_3} : masse molaire de l'ammoniac : $M_{NH_3} = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{A.N. : } C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

m : masse d'ammoniac mise en solution : $m = 1,7 \text{ g}$

➤ Réactions mises en jeu :

La dissolution de l'ammoniac dans l'eau est une réaction limitée par la réaction inverse :



L'autoprotolyse de l'eau existe toujours en milieu aqueux : $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

➤ Espèces chimiques (autres que l'eau) présentes en solution : NH_3 , NH_4^+ , OH^- ; H_3O^+

➤ Équations :

- d'électroneutralité : $[H_3O^+] + [NH_4^+] = [OH^-]$ (A)
- de conservation de l'ammoniac : $[NH_3] + [NH_4^+] = C$ (B)

- définition de la constante d'acidité du couple ion ammonium / ammoniac :

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad (\text{C})$$

Résolution :

Hypothèse 1 : On admet que l'on a une nette prédominance des ions hydroxyde (OH^- ou HO^-) sur les ions hydronium (H_3O^+) (on suppose la solution franchement basique).

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$, l'équation (A) donne : $[\text{NH}_4^+] \cong [\text{OH}^-]$.

Hypothèse 2 : On admet que l'on a une nette prédominance de l'espèce ammoniac sur les ions ammonium.

Si $[\text{NH}_4^+] \ll [\text{NH}_3]$, l'équation de conservation donne : $[\text{NH}_3] \cong C$.

Dans ces conditions, la relation (C) s'écrit, successivement :

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \cong \frac{C [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} \cong \frac{C [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

soit :

$$K_A \cong \frac{C [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_e}$$

Cette dernière relation nous permet de calculer le pH de la solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong \sqrt{\frac{K_e K_A}{C}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \text{p}K_e - \text{p}C)$$

$$\text{A.N. : pH} = 11,1$$

Remarque : En introduisant la constante de basicité du couple ion ammonium / ammoniac $K_B = \frac{K_e}{K_A}$

et $\text{pOH} = \text{p}K_e - \text{pH}$, on retrouve la relation « bien connue » :

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B + \text{p}C)$$

➤ Vérification des hypothèses :

- Le pH nous permet de calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 7,9 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] \approx 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

L'hypothèse 1 est bien vérifiée !

- $[\text{NH}_4^+] \cong 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et, par conséquent, en utilisant l'équation de conservation : $[\text{NH}_3] \cong 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'hypothèse 2 est bien vérifiée !

Le calcul du pH est valide.

Remarque importante : Ce type d'exercice est, à l'heure actuelle, hors programme ! Cependant, la première partie de l'exercice permet une bonne révision du cours de chimie