

## Corrigé de l'épreuve de chimie du BTS 88

### 1° question :

#### □ Définitions :

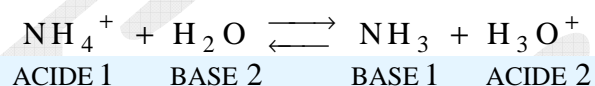
Un acide est une espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton(s)  $H^+$ .

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 ;  $V = 1 \text{ L}$

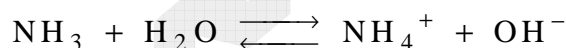
$M_{NH_3}$  : masse molaire de l'ammoniac :  $M_{NH_3} = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

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 ( $\text{OH}^-$  ou  $\text{HO}^-$ ) sur les ions hydronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) (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 ....