



11 bis quai de Turenne  
44000 Nantes  
02 40 20 33 20

Site internet : [www.cours-galien.fr](http://www.cours-galien.fr)



*"Le hasard ne favorise que les esprits préparés" Louis Pasteur*

NOM :

VILLE :

Prénom :

Note sur : / 40

# INTERNAT PHARMACIE

## EXERCICE N°1

# 40 POINTS

Date : Samedi 22 Juillet 2006 & Dimanche 23 Juillet 2006



Exercice n°1

- 1 -



### Énoncé

On donne :  $\text{pK}_a \text{NH}_4^+ / \text{NH}_3 = 9,25$

$\text{pK}_a \text{benzylamine} : \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+ / \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2 = 9,33$

1- Quel est le pH d'une solution d'ammoniaque 0.1 M ?

2- Quel est le pH d'une solution de benzylamine 0.1 M ?

3- Quelle concentration devrait t'on donner à une solution de  $\text{NH}_3$  pour obtenir le même pH (on suppose  $\text{NH}_3$  peu dissocié) ?

4- On mélange 50 ml de solution de  $\text{NH}_3$  0.2 M et 50 ml de solution de benzylamine 0.2 M. Que devient le pH ?





*Exercice n°1*  
- 4 -





11 bis quai de Turenne  
44000 Nantes  
02 40 20 33 20

Site internet : [www.cours-galien.fr](http://www.cours-galien.fr)



*"Le hasard ne favorise que les esprits préparés" Louis Pasteur*

# CORRECTION

# INTERNAT PHARMACIE

# EXERCICE N°1

# pH

Date : Samedi 22 Juillet 2006 & Dimanche 23 Juillet 2006



Exercice n°1

- 1 -

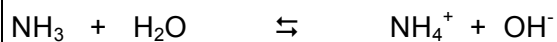


## Enoncé

On donne :  $pK_a \text{ NH}_4^+ / \text{NH}_3 = 9,25$

$pK_a$  benzylamine :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+ / \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2 = 9,33$

1- Quel est le pH d'une solution d'ammoniaque 0.1 M ?



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times C}$$

avec  $K_b = 1,78 \times 10^{-5}$  et  $[C] = 0.1 \text{ M}$

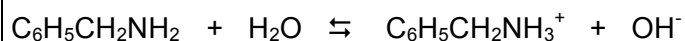
$$[\text{OH}^-] = 1,33 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

ou  $\text{pH}$  d'une base faible =  $7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$

$$\text{pH} = \underline{\underline{11.12}}$$

2- Quel est le pH d'une solution de benzylamine 0.1 M ?



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times C}$$

avec  $K_b = 2,14 \times 10^{-5}$  et  $[C] = 0.1 \text{ M}$

$$[\text{OH}^-] = 1,46 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

ou  $\text{pH}$  d'une base faible =  $7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$

$$\text{pH} = \underline{\underline{11.16}}$$



- 3- Quelle concentration devrait t'on donner à une solution de  $\text{NH}_3$  pour obtenir le même pH (on suppose  $\text{NH}_3$  peu dissocié) ?

Si on néglige l'hydrolyse de la base  $\rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times C}$

$$p\text{OH} = \frac{pK_b - \log C}{2}$$

2

$$\log C = pK_b - 2(p\text{OH})$$

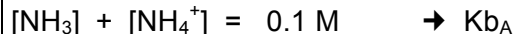
$$\log C = 4.75 - 2(2.84)$$

ou avec pH d'une base faible =  $7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$

$$\log C = 2\text{pH} - 14 - pK_a$$

$$C = \underline{\underline{0.12 \text{ M}}}$$

- 4- On mélange 50 ml de solution de  $\text{NH}_3$  0.2 M et 50 ml de solution de benzylamine 0.2 M. Que devient le pH ?



$$K_{b_A} = \frac{[\text{NH}_4^+] + [\text{OH}^-]}{0.1} \rightarrow [\text{NH}_4^+] = \frac{K_{b_A} \times 0.1}{[\text{OH}^-]}$$

$$K_{b_B} = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+] + [\text{OH}^-]}{0.1} \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+] = \frac{K_{b_B} \times 0.1}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{b_A} \times 0.1 + K_{b_B} \times 0.1}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 0.1 \times (K_{b_A} + K_{b_B})$$

$$[\text{OH}^-] = 1.98 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \underline{\underline{11.30}}$$





*Exercice n°1*  
- 4 -

