

# TEST23 - Chimie

⚠ → Encadrer les résultats

---

1. Exprimer puis calculer le  $pH$  d'une solution d'hydroxyde de sodium à la concentration  $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2. Établir la valeur du  $pH$  d'une solution d'acide acétique à la concentration initiale  $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . On rappelle que :

$$pK_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$$

3. Établir la valeur du  $pH$  d'une solution d'ammoniac  $\text{NH}_3$  à la concentration initiale  $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . On rappelle que :

$$pK_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$$

4. Exprimer la solubilité  $s$  en fonction de  $K_s$  pour le solide  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

5. On verse de la soude dans une solution de sulfate de fer (II) à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Exprimer puis calculer le  $pH$  qui correspond au début de précipitation de l'hydroxyde  $\text{Fe}(\text{OH})_2(s)$  ( $pK_s \approx 14$ ).

## Corrigé

- 1.** L'hydroxyde de sodium (ou soude) de formule chimique  $NaOH_{(s)}$  est une base forte qui se dissocie donc totalement dans l'eau pour donner des ions sodium  $Na^+$  et des ions hydroxydes  $HO^-$ . Ainsi, on est en présence à l'état final d'une solution contenant  $[HO^-] = C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Par définition :

$$pH = -\log([H_3O^+])$$

soit via l'autoprotolyse de l'eau :

$$pH = -\log\left(\frac{K_e}{[HO^-]}\right)$$

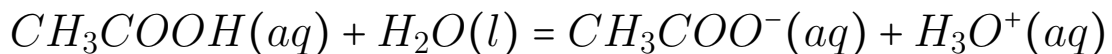
il vient :

$$pH = -\log\left(\frac{10^{-14}}{10^{-3}}\right)$$

finalement :

$$pH = 11$$

- 2.** L'équation de réaction est :



dont la constante vaut :

$$K = K_A = 10^{-4,8}$$

un tableau d'avancement amène à :

$$x^2 + K_A C^o x - K_A C^o C = 0$$

dont la résolution donne pour la seule valeur positive :

$$x = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

le tableau d'avancement nous montre que :

$$[H_3O^+] = x$$

soit :

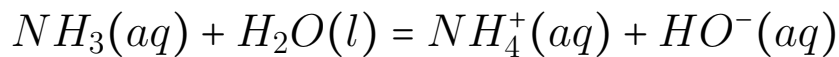
$$[H_3O^+] = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

finalemeent :

$$pH = 3,4$$

On remarque que ce  $pH$  est acide, ce qui est cohérent avec le fait d'ajouter un acide faible dans l'eau.

**3.** L'équation de réaction est :



dont la constante vaut :

$$K = \frac{K_e}{K_A} = \frac{10^{-14}}{10^{-9,2}} = 10^{-4,8}$$

un tableau d'avancement amène à :

$$x^2 + KC^o x - KC^o C = 0$$

dont la résolution donne pour la seule valeur positive :

$$x = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

le tableau d'avancement nous montre que :

$$[HO^-] = x$$

or l'autoprotolyse de l'eau donne :

$$[H_3O^+][HO^-] = K_e$$

soit :

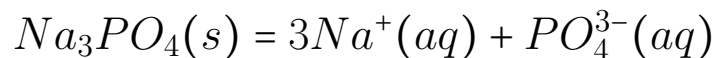
$$[H_3O^+] = 2,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

finalement :

$$pH = 10,6$$

On remarque que ce  $pH$  est basique, ce qui est cohérent avec le fait d'ajouter une base faible dans l'eau.

**4.** L'équation de dissolution de  $Na_3PO_4$  est :



soit à l'équilibre :

$$(3s)^3 s = K_s$$

il vient :

$$27s^4 = K_s$$

ou encore :

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

**5.** ATTENTION : ici on ne considère pas l'ajout de  $Fe(OH)_2(s)$  dans une solution qui contient  $Fe^{2+}$ , qui reviendrait à l'étude de l'effet d'ions communs mais fait apparaître une équation du degré 3. Il s'agit simplement du calcul du  $pH$  de l'hydroxyde dans une solution d'ions  $Fe^{2+}$  dans laquelle on introduit une base forte, à savoir les ions  $HO^-$ .

En présence d'ions ferreux, on considère que la précipitation débute lors de l'apparition du premier grain de solide, qui ne modifie donc pas (quasiment pas) la concentration en ions ferreux présents initialement, on peut écrire :

$$[Fe^{2+}][HO^-]^2 = K_s$$

soit alors :

$$[HO^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[Fe^{2+}]}}$$

avec  $[Fe^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et via l'autoprotolyse de l'eau, on trouve alors :

$$pH = 7,5$$

On remarque que ce  $pH$  est inférieur au  $pH$  de début de précipitation dans l'eau pure. On a besoin de rajouter moins de  $HO^-$  si  $Fe^{2+}$  sont déjà présents.