

TD12 : Acides-bases, précipitation – corrigé

Exercice 1 : ACIDE ÉTHANOÏQUE

- L'acide éthanoïque est un acide faible car il n'est pas totalement dissocié dans l'eau, s'il l'était on aurait  $[\text{H}_3\text{O}^+] = c = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$  et dans ce cas on aurait  $pH = -\log(c) \simeq 2.7 < 3.9$ .
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Comme le pH est très inférieur à 7, on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau et on a le tableau d'avancement suivant :

	$\text{CH}_3\text{COOH}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
init.	$c \times V$		$\infty$		0		0
fin.	$c \times V - \xi_f$		$\infty$		$\xi_f$		$\xi_f$

La valeur du  $pH$  mesurée donne la concentration de  $\text{H}_3\text{O}^+$  à l'équilibre et donc  $\xi_f$  :  $-\log(\xi_f/V) = 3.9$ . L'avancement volumique final de la réaction est  $\xi_f/V = 10^{-3.9} \simeq 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$ . La constante d'acidité de l'acide éthanoïque est

$$K_A = \frac{1}{c^\circ} \frac{(\xi_f/V)^2}{c - \xi_f/V} \simeq 9 \times 10^{-6}$$

Exercice 2 : INFLUENCE DE LA DILLUTION

- $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- On établit le tableau d'avancement volumique associé à la réaction ci-dessus (en négligeant l'autoprotolyse de l'eau) :

	$\text{HF}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\longrightarrow$	$\text{F}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
init.	$c_1$		$\infty$		0		0
fin.	$c_1 - \xi_{vf}$		$\infty$		$\xi_{vf}$		$\xi_{vf}$

Pour déterminer le pH il faut trouver  $\xi_{vf}$  et donc résoudre l'équation :  $\frac{\xi_{vf}^2}{c_1 - \xi_{vf}} = 10^{-3.2}$ . On trouve  $\xi_{vf} \simeq 7,6 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$ . Soit  $pH = -\log(7,6 \times 10^{-3}) \simeq 2.1$

- La concentration devient  $c_2 = c_1/10 = 0,01 \text{ mol/l}$ . On résout la même équation que dans la question précédente et on trouve  $\xi_{vf} \simeq 2,2 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$  et  $pH \simeq 2.7$
- Si la dilution n'avait pas d'effet sur l'avancement de la réaction, diviser la concentration en acide par 10 reviendrait à augmenter le pH de 1. Or on remarque que le pH n'augmente que de 0.6, ce qui signifie que lors de la dilution des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  sont créés et donc la dilution a tendance à augmenter l'avancement final de la réaction.

Exercice 3 : DISSOLUTION DE L'ACIDE PROPANOÏQUE

C'est presque le même exercice que le précédent !

- On établit le tableau d'avancement de la réaction de l'acide avec l'eau :

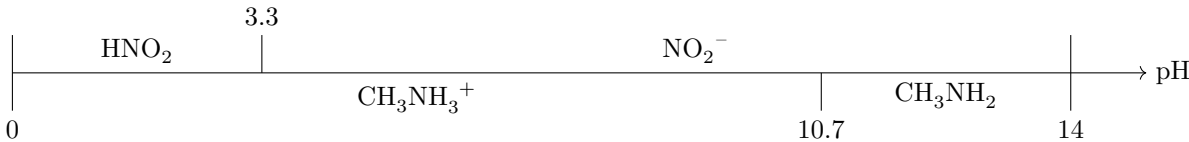
	$\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\longrightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{COO}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
init.	$C$		$\infty$		0		0
fin.	$C - \xi_{vf}$		$\infty$		$\xi_{vf}$		$\xi_{vf}$

Pour déterminer  $\xi_{vf}$  on doit résoudre l'équation :  $\frac{\xi_{vf}^2}{c_1 - \xi_{vf}} = 10^{-4.87}$ . On trouve  $\xi_{vf} \simeq 3,6 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$ . Le taux de dissociation est  $x = \xi_{vf}/C = 3.6\%$ , il est faiblement dissocié.

- Le pH de la solution est  $pH = -\log(\xi_{vf}) \simeq 3,44$

Exercice 4 : DIAGRAMME DE PRÉDOMINANCE

- Diagrammes de prédominance :



- (a) Les deux espèces chimiques mises en solution ont des domaines de prédominance disjoints. Elles ne peuvent pas être simultanément prédominantes.

- Le système va se transformer suivant la réaction :  $\text{HNO}_2 + \text{CH}_3\text{NH}_2 \longrightarrow \text{NO}_2^- + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$
  - La constante d'équilibre de cette réaction est  $K = 10^{10.7-3.3} = 10^{7.4} \simeq 2,51 \times 10^7$
3. Tableau d'avancement :

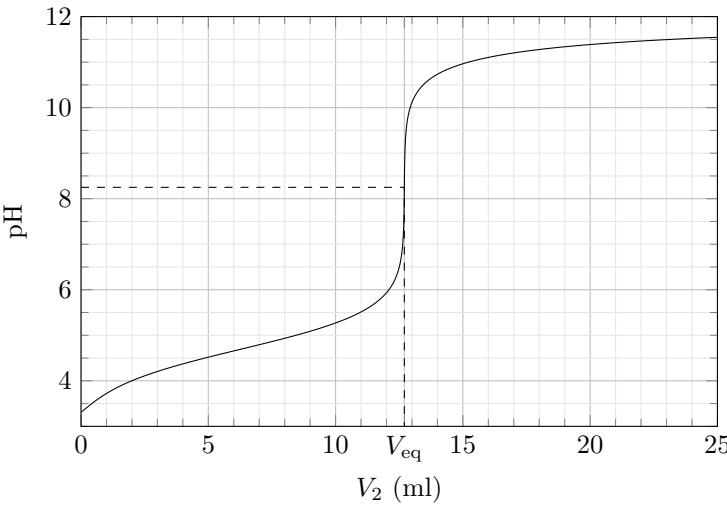
	$\text{HNO}_2$	+	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$\longrightarrow$	$\text{NO}_2^-$	+	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+$
init.	$C_1V_1$		$C_2V_2$		0		0
fin.	$C_1V_1 - \xi_f$		$C_2V_2 - \xi_f$		$\xi_f$		$\xi_f$

Comme  $C_1V_1 = C_2V_2 = CV$ , on peut écrire à l'équilibre :  $\frac{\xi_f^2}{(CV - \xi_f)^2} = K$  d'où  $\frac{\xi_f}{CV - \xi_f} = \sqrt{K}$ . Soit enfin

$$\xi_f = CV \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}} = 0,9998 \times CV \simeq CV = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

La réaction peut donc être considérée comme totale (on aurait pu le deviner car  $K > 10^4$ )

Exercice 5 : DOSAGE DU VINAIGRE



- L'équation de la transformation chimique étudiée est :  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- Le quotient de cette réaction est  $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]c_0}{[\text{HO}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}$ . Dans l'état d'équilibre on a  $Q_r = K$  où  $K$  est la constante d'équilibre du système. À l'équilibre, on a également  $\frac{1}{c_0}[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = K_e$ , on en déduit qu'à l'équilibre  $[\text{HO}^-]/c_0 = K_e c_0/[\text{H}_3\text{O}^+]$ . La constante d'équilibre de la réaction étudiée est donc :

$$K = \frac{1}{K_e} \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{K_A}{K_e} = 10^{-pK_a + pK_e} = 10^{9.2} \quad (1)$$

La valeur de  $K$  ne dépend évidemment pas de la composition initiale du système.

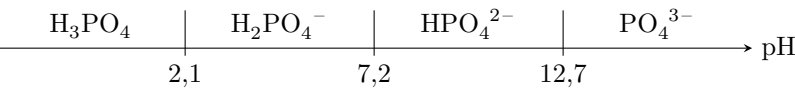
- Le point d'équivalence est caractérisé par un saut de pH, on le détermine graphiquement (par exemple par la *méthode des tangentes*) on trouve  $V_{eq} \simeq 12,7 \text{ ml}$ . En notant  $c$  la concentrations en acide éthanoïque du vinaigre, on a la relation

$$\frac{c}{10} V_1 = c_2 V_{eq} \quad \text{d'où} \quad c = 10 \frac{c_2 V_{eq}}{V_1} \simeq 1,3 \times 10^{-1} \text{ mol/l} \quad (2)$$

- Si on se place à  $V_2 = V_{eq}/2$ . On a introduit une quantité d'ions  $\text{HO}^-$  suffisante pour consommer la moitié de l'acide éthanoïque initialement présent. On aura donc dans ce cas  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$  et  $pH = pK_a = 4.8$ . Cela correspond plutôt bien à la valeur lue sur la courbe de dosage à la demi-équivalence ( $pH \simeq 5$ ).

Exercice 6 : DOSAGE DE L'ACIDE ORTHOPHOSPHORIQUE

- Diagramme de prédominance :



2. On n’observe que deux sauts de pH car la troisième acidité de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  est trop faible et la réaction de titrage n’est pas totale. Calculons sa constante d’équilibre. La réaction de titrage est



Sa constante d’équilibre est

$$K = \frac{K_{a3}}{K_e} = \frac{10^{-12.7}}{10^{-14}} = 10^{1.3} \ll 10^4 \quad (2)$$

3. L’équivalence correspond au moment où l’on a introduit les réactifs en proportions stœchiométriques.  
4. Le premier saut de pH intervient à l’équivalence de la réaction de dosage de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  par la soude



à l’équivalence la quantité  $c_1V_e$  d’ions  $\text{HO}^-$  versée est égale à la quantité  $cV_0$  de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  initialement présente en solution. On a donc

$$cV_0 = c_1V_e \Leftrightarrow c = c_1 \frac{V_e}{V_0} \quad (4)$$

On voit sur les graphiques que la première équivalence intervient à  $V_e = 6\text{ mL}$ , ce qui donne une concentration  $c = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$

5. On a les correspondances suivantes :  $1 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$  ;  $2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$  ;  $3 \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$  ;  $4 \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$ .

**Exercice 7 : DISSOLUTION DU PHOSPHATE DE CALCIUM**

1. L’équation de dissolution du phosphate de calcium dans l’eau est :  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \longrightarrow 3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$   
2. À saturation, on peut dissoudre  $m = 7,30\text{ g}$  de phosphate de calcium ce qui correspond à  $n = \frac{m-m'}{M} \simeq 2,35 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .  
À l’équilibre on a donc  $n_{\text{Ca}^{2+}} = 3n$  et  $n_{\text{PO}_4^{3-}} = 2n$ . Donc finalement la constante d’équilibre est  
 $K = \frac{1}{c_0^3} [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 \simeq 2,50$

**Exercice 8 : DISSOLUTION DU SEL DE CUISINE**

L’équation de dissolution du sel de cuisine est  $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  à saturation, on a  $\frac{1}{c_0^2} [Na^+] [Cl^-] = x^2 = K_s$ . Donc la quantité de matière de NaCl que l’on peut dissoudre dans l’eau est  $x = 6,24 \text{ mol}$  soit  $m \simeq 365,3\text{ g}$

**Exercice 9 : SOLUBILITÉ DU FLUORURE DE CALCIUM**

1. On fait un tableau d’avancement pour la dissolution de  $\text{CaF}_2$  dans l’eau pure :

$\text{CaF}_2(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	+	$2\text{F}^-(\text{aq})$
$n$		0		0
$n - \xi$		$\xi$		$2\xi$

On alors par définition  $s = \frac{\xi}{V}$  et on peut écrire

$$K_S = \frac{1}{c_0^3} \left( \frac{\xi}{V} \right) \left( \frac{2\xi}{V} \right)^2 = \frac{4}{c_0^3} \left( \frac{\xi}{V} \right)^3 = \frac{4}{c_0^3} s^3 \Leftrightarrow s = c^\circ \left( \frac{K_S}{4} \right)^{\frac{1}{3}} \approx 2,17 \times 10^{-4} \text{ mol } \ell^{-1} \quad (1)$$

2. On écrit l’expression de la constante d’acidité

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ [\text{HF}]} \quad (2)$$

3. La solubilité de  $\text{CaF}_2$  correspond à la quantité de matière dissoute à l’équilibre. Or pour une mole de  $\text{CaF}_2$  dissoute, il y a 2 moles d’atomes de fluor en solution. On obtient donc

$$s = \frac{n_F}{2V} = \frac{1}{2} ([\text{F}^-] + [\text{HF}]) \quad (3)$$

où  $n_F$  est le nombre total de moles de fluor dissout dans l’eau.

4. À l’équilibre, on a aussi  $[\text{Ca}^{2+}] = s$ . On peut donc écrire l’expression du produit de solubilité

$$K_S = \frac{1}{c_0^3} [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 \Leftrightarrow s = \frac{K_S c_0^3}{[\text{F}^-]^2} \quad (4)$$

On injecte cette expression de  $s$  dans l’équation (3) et on remplace  $[\text{HF}]$  en utilisant l’équation (2) pour obtenir

$$2c_0^3 K_S = [\text{F}^-]^3 \left( 1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a c^\circ} \right) \quad (5)$$

En remplaçant  $[\text{F}^-]$  par son expression en fonction de  $s$  en utilisant (4), on obtient finalement

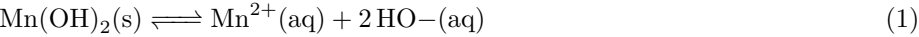
$$s = c^\circ \left( \frac{K_S}{4} \left( 1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ K_a} \right)^2 \right)^{\frac{1}{3}} = c^\circ \left( \frac{K_S}{4} (1 + 10^{\text{p}K_a - \text{pH}})^2 \right)^{\frac{1}{3}} \quad (6)$$

Si le pH est élevé ( $\text{pH} > \text{p}K_a$ ), les ions  $\text{F}^-$  sont prédominants et on retrouve l’expression trouvée à la question 1. Car les  $\text{F}^-$  ne se transforment pas en HF et tout se passe comme si la dilution se faisait dans l’eau pure.

5. Avec les données de l’énoncé, on trouve  $s = 1,42 \times 10^{-3} \text{ mol } \ell^{-1} > s_0$

**Exercice 10 : PRÉCIPITATION SÉLECTIVE DES IONS MANGANÈSE**

1. L’équation de dissolution de  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  s’écrit



Le produit de solubilité est

$$K_S = \frac{1}{c_0^3} [\text{Mn}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 \quad \text{soit} \quad [\text{HO}^-] = c^\circ \sqrt{\frac{K_S c_0^3}{[\text{Mn}^{2+}]}} \approx 4,5 \times 10^{-6} \text{ mol } \ell^{-1} \quad (2)$$

On détermine le pH avec l’équilibre d’autoprotolyse de l’eau :  $[\text{HO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = c_0^2 \times 10^{-14}$ . Donc

$$\text{pH} = 14 + \log \left( \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \right) \approx 8,7 \quad (3)$$

2. Le principe est strictement le même qu’à la question précédente, on trouve

$$[\text{HO}^-] = c^\circ \sqrt[3]{\frac{K'_S c_0^3}{[\text{Mn}^{3+}]}} \approx 6,0 \times 10^{-12} \text{ mol } \ell^{-1} \quad \text{et} \quad \text{pH} = 14 + \log \left( \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \right) \approx 2,8 \quad (4)$$

3. Pour ne pas précipiter les  $\text{Mn}^{2+}$ , il faut se placer à  $\text{pH} < 8,7$ . On veut précipiter 99,99 % des ions  $\text{Mn}^{3+}$ , donc on veut que la concentration à l’équilibre des  $\text{Mn}^{3+}$  soit inférieure à  $c_\ell = c \times 0,01\%$  =  $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol } \ell^{-1}$ . À la limite, on a

$$[\text{HO}^-] = c^\circ \sqrt[3]{\frac{K'_S c_0^3}{c_\ell}} \approx 1,3 \times 10^{-10} \text{ mol } \ell^{-1} \quad \text{et} \quad \text{pH} = 14 + \log \left( \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \right) \approx 4,1 \quad (5)$$

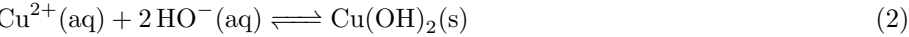
Il faut donc que le pH soit compris entre 8,7 et 4,1

**Exercice 11 : TITRAGE D’UN MÉLANGE D’ACIDE NITRIQUE ET DE NITRATE DE CUIVRE**

1. Les deux réactions qui ont lieu sont



et



2. On remarque sur la courbe de titrage un point anguleux à  $V_1 = 10\text{ mL}$ . C’est le signe de l’apparition d’un précipité solide. La réaction de précipitation (2) a donc lieu après la réaction (1).  
3. Lorsque la réaction de précipitation commence, on a épuisé les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  initialement présents en solution, le volume équivalent de la réaction (1) est donc  $V_1 = 10\text{ mL}$ . On a alors

$$c_1V_0 = cV_1 \Leftrightarrow c_1 = c \frac{V_1}{V_0} \approx 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol } \ell^{-1} \quad (3)$$

Une fois la première équivalence atteinte, les ions  $\text{HO}^-$  supplémentaires versés servent à précipiter les ions  $\text{Cu}^{2+}$ . On trouve donc la concentration initiale  $c_2$  par :

$$c_2V_0 = \frac{1}{2} c(V_2 - V_1) \Leftrightarrow c_2 = c \frac{V_2 - V_1}{2V_0} \approx 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1} \quad (4)$$

4. Pour déterminer le produit de solubilité  $K_S$ , on utilise le pH de précipitation donné par le pH du point anguleux de la courbe ( $\text{pH} \approx 5,7$ ). On en déduit la concentration en  $\text{HO}^-$  puis le produit de solubilité.

$$K_S = \frac{c_2}{c^\circ} \left( \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \right)^2 = \frac{c_2}{c^\circ} (10^{-14+\text{pH}})^2 \approx 6 \times 10^{-19} \quad (5)$$

5. La réaction (1) est totale car sa constante d’équilibre est  $\frac{1}{K_e} = 10^{14}$ . La constante d’équilibre de la réaction (2) est l’inverse du produit de solubilité, soit  $K \approx 2 \times 10^{18} \gg 10^4$ . Cette réaction est donc également totale.