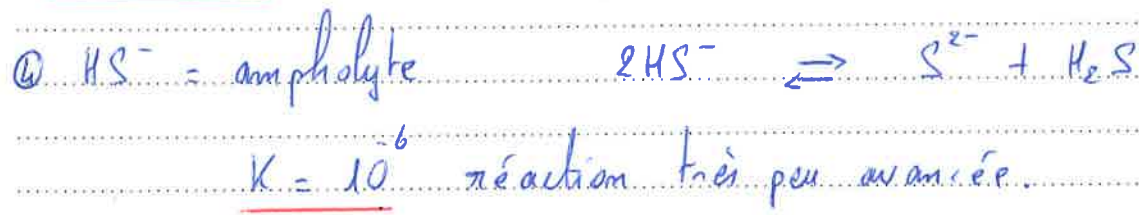
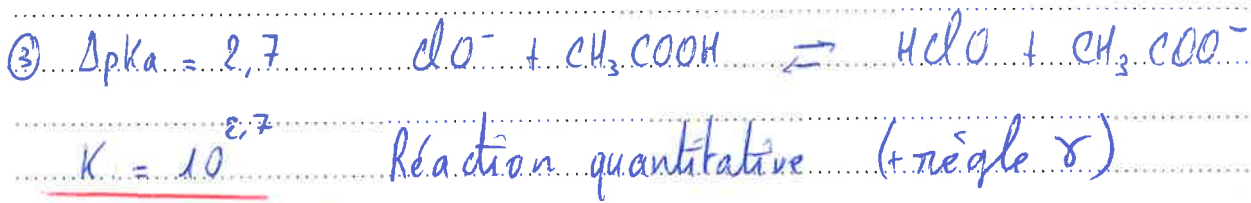
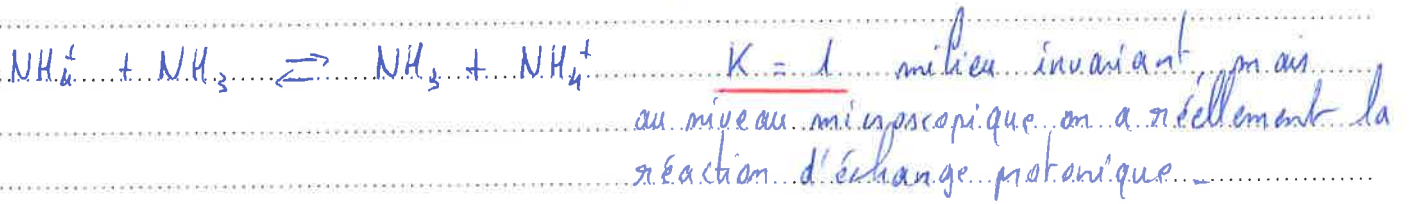
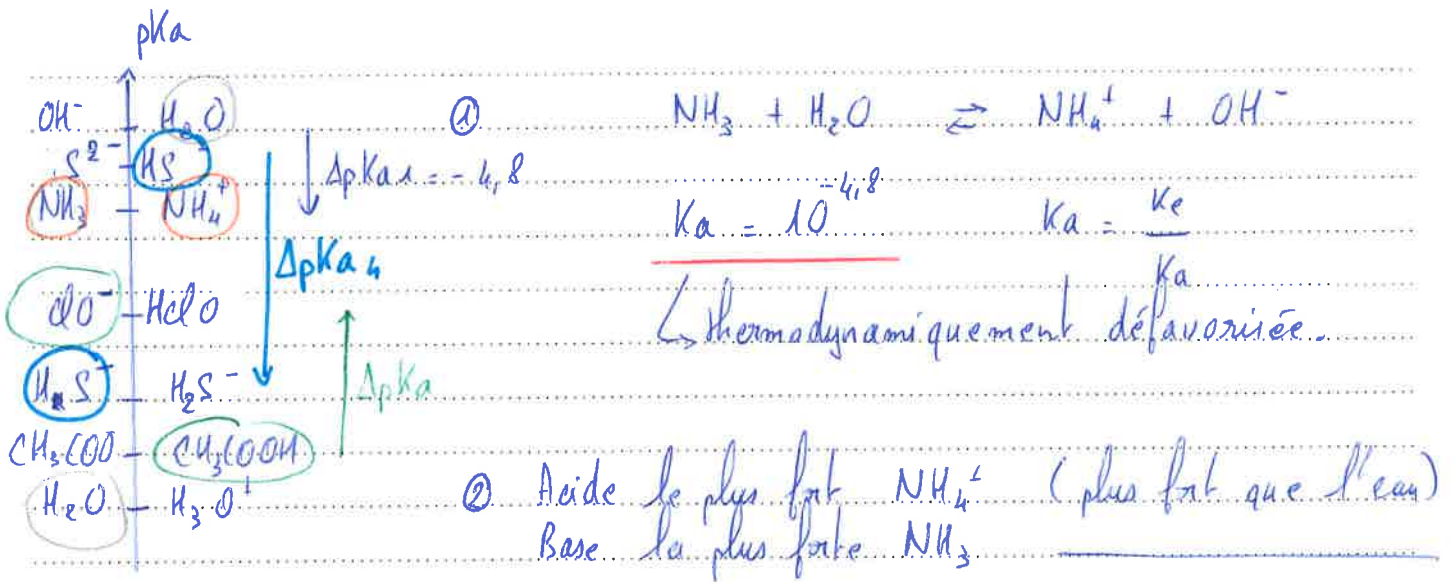


Ex 2 Constantes d'équilibre

Ecrire dans chaque cas, la réaction acido-basique possible de plus forte constante d'équilibre et la calculer.

- $[\text{NH}_3]_0 = 0.1 \text{ mol/L}$.
- $[\text{NH}_3]_0 = [\text{NH}_4^+]_0 = 0.1 \text{ mol/L}$.
- $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = [\text{ClO}^-]_0 = 0.1 \text{ mol/L}$
- $[\text{HS}^-]_0 = [\text{Na}^+]_0 = 0.1 \text{ mol/L}$.

Couple	pK_A
$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	9,2
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	4,8
HClO/ClO^-	7,5
$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$	7
$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$	13

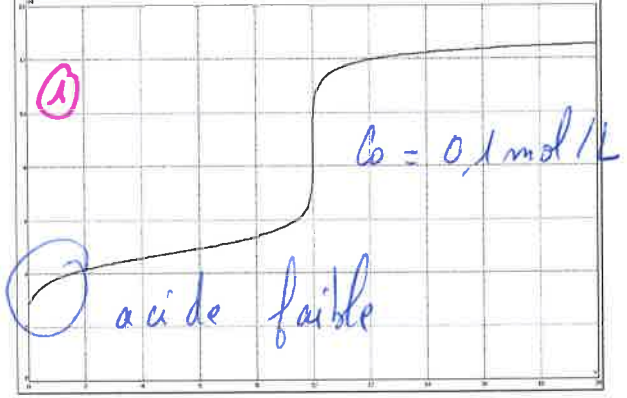
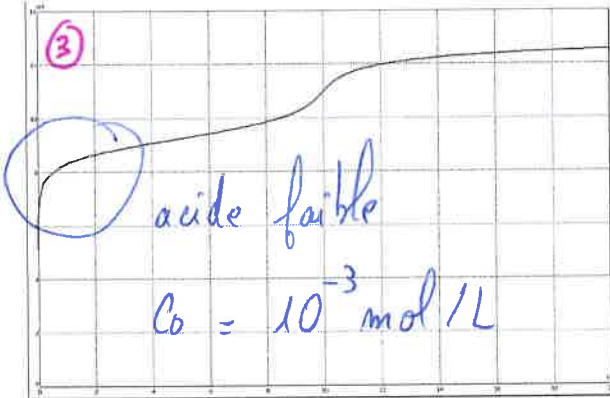
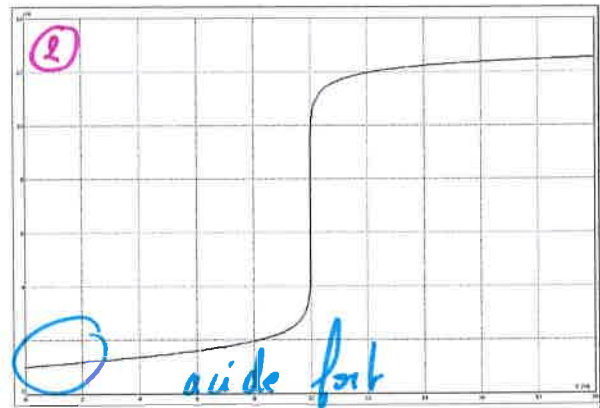
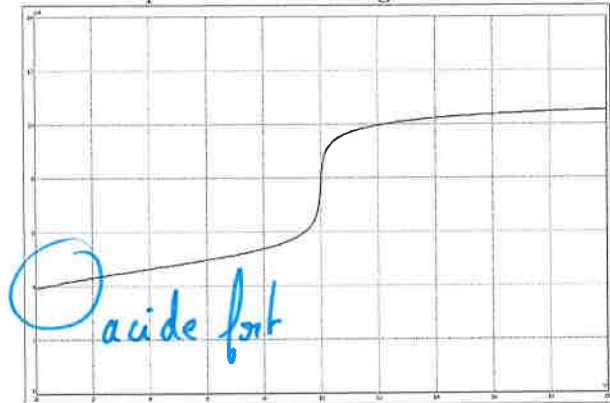


TLB_{NLE} 3 Reconnaissance de titrage

On donne ci-dessous plusieurs courbes de titrage parmi lesquelles :

- ① \diamond le tirage de CH_3COOH ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) par NaOH ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$);
- ② \diamond le tirage d' HCl ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) par NaOH ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$);
- ③ \diamond le tirage de CH_3COOH ($10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) par NaOH ($10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$);
- ④ \diamond le tirage de NH_4Cl ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) par NaOH ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

Attribuer chaque courbe au titrage associé.



Ex | Equilibre acido-basique

Une solution d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration $C = 10^{-2}$ mol/L a un pH de 3,1.

1. Montrer que cet acide est faible.
2. Déterminer le pK_a du couple acide-base.

① Si cet acide était fort alors sa réaction avec l'eau serait totale.
dans ce cas on aurait $pH = pC_0 = 2$ (avec ici $pH < 6,5$)
ici $pH \neq pC_0$ Il s'agit d'un acide faible.

② On écrit la réaction de l'acide avec l'eau =



$pH = 3,1 < 6,5$ on néglige l'autoprotolyse de l'eau =

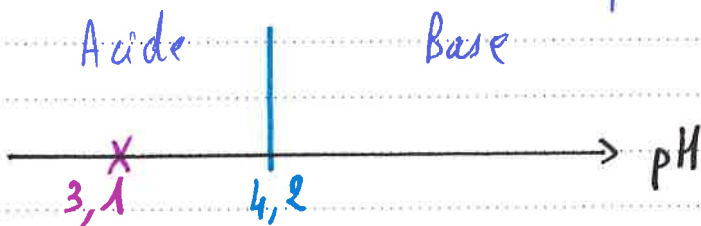
$$\Rightarrow pH = -\log x$$

$$K_a = \frac{x^2}{C-x} \Rightarrow \text{on peut faire l'AN} = \begin{cases} K_a = 6,8 \cdot 10^{-5} \\ pK_a = 4,2 \end{cases}$$

\Rightarrow on suppose que la réaction est peu avancée = $C-x \approx C$

$$\text{d'où } K_a = \frac{x^2}{C}$$

$$K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$$
$$pK_a = 4,2$$



On a $pH < pK_a - 1$

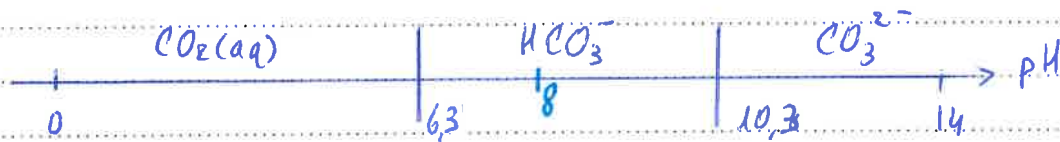
Hypothèse $C-x \approx C$ OK.

Ex 5 Composition d'une solution

On dissout du carbonate de sodium solide à saturation (concentration totale dissoute notée C_0) dans une litre d'eau. On mesure le pH . On obtient $pH \simeq 8$. Quelle est la composition de la solution ?

- * $CO_2, H_2O/HCO_3^-$ $pK_{A1} = 6,3$.
- * HCO_3^-/CO_3^{2-} $pK_{A2} = 10,3$.

diagramme de prédominance



HCO_3^- est majoritaire

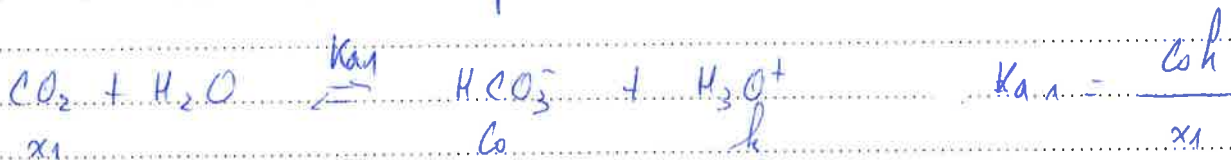
$$pH = 8 > pK_{A1} + 1 \quad \text{et} \quad pK_{A2} - 1 > pH = 8$$

$$\begin{aligned} [HCO_3^-] &> 10 \times [CO_2] \\ &> 10 \times [CO_3^{2-}] \end{aligned}$$

d'où $[HCO_3^-] \simeq C_0$

Il y a équilibre, les concentrations des différentes espèces sont telles que les constantes d'équilibre des couples sont vérifiées.

Les réactions sont peu avancées.



$$\begin{aligned} x_1 &= \frac{C_0 h}{K_{A1}} \\ [CO_2] &= 10^{-1,7} C_0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x_2 &= \frac{K_2 C_0}{h} \\ [CO_3^{2-}] &= 10^{-2,3} C_0 \end{aligned}$$

On a bien $[CO_2] \ll [HCO_3^-]$

$[CO_3^{2-}] \ll [HCO_3^-]$

Ex 3 Prédiction d'un sens d'évolution

On mélange :

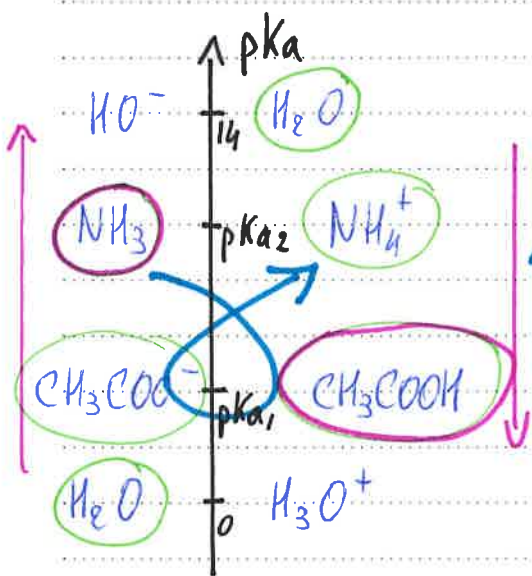
- ◇ $v_1 = 10,0$ mL d'acide éthanóique
 $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L,
- ◇ $v_2 = 15,0$ mL d'éthanoate de sodium
 $c_2 = 2,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L,
- ◇ $v_3 = 15,0$ mL de chlorure d'ammonium
 $c_3 = 1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L,
- ◇ $v_4 = 10,0$ mL d'ammoniaque
 $c_4 = 1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

1. Faire la liste des espèces initialement présentes.
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui peut se produire dans le sens de la règle du gamma et donner sa constante d'équilibre.
3. Calculer le quotient réactionnel Q à l'état initial et prévoir le sens spontané d'évolution.
4. Quel volume v_5 supplémentaire de CH_3COOH ($c_1 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L) faut-il ajouter pour inverser le sens d'évolution ?

$pK_{A1}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$, $pK_{A2}(\text{NH}_4^+) = 9,2$.

ions spectateurs ici

① Espèces présentes = CH_3COOH , CH_3COO^- , Na^+ , Cl^- , NH_4^+ , NH_3



② La réaction prépondérante est quantifiée (règle du gamma).



$$K = 10^{\Delta pKa}$$

$$K = 10^{4,4}$$

$$K = 2,5 \cdot 10^4$$

③ Quotient réactionnel = on doit exprimer la concentration de chaque espèce.

On note σ_T le volume total $\sigma_T = \sigma_1 + \sigma_2 + \sigma_3 + \sigma_4$

$$Q_{T0} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 [\text{NH}_4^+]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 [\text{NH}_3]_0} = \frac{c_2 \sigma_2 / \sigma_T \times c_3 \sigma_3 / \sigma_T}{c_1 \sigma_1 / \sigma_T \times c_4 \sigma_4 / \sigma_T} = \frac{c_2 \sigma_2 \times c_3 \sigma_3}{c_1 \sigma_1 \times c_4 \sigma_4}$$

$$Q_{T0} = \frac{2 \times 15 \times 1 \times 15 \cdot 10^{-1}}{10^{-2} \times 10 \times 1,5 \cdot 10^{-2} \times 10}$$

$$Q_{T0} = 30 \times 10 \times 10^2$$

$$Q_{T0} = 3 \cdot 10^4 > K$$

Réaction dans le sens 2

④ L'ajout d'acide modifie toutes les concentrations et le volume total =

$$Q_{T0} = \frac{c_2 \sigma_2 \times c_3 \sigma_3}{c_1 (\sigma_1 + \sigma_5) \times c_4 \sigma_4} \leq K$$

$$\sigma_5 \geq \frac{c_2 \sigma_2 \times c_3 \sigma_3}{K c_1 c_4 \sigma_4} - \sigma_1$$

$$\sigma_5 \geq 1,95 \text{ mL}$$

Ex 6 Domaine de prédominance

A quelle condition sur le pH des solutions suivantes, l'espèce chimique citée est-elle prépondérante devant son acide ou sa base conjuguée (selon le cas) ?

1. Solution de diméthylammonium : $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$
2. Solution contenant l'ion hypochlorite : ClO^-
3. Solution contenant l'ion éthanoate : CH_3COO^-
4. Solution contenant du phénol : $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.
5. Solution contenant des ions fluorure : F^- .

- * $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ / (\text{CH}_3)_2\text{NH}$ $pK_A = 11$
- * $\text{ClOH} / \text{ClO}^-$ $pK_A = 7.5$
- * $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ $pK_A = 4.8$
- * $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ $pK_A = 10$
- * HF / F^- $pK_A = 3.2$

① Couple $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ / (\text{CH}_3)_2\text{NH}$ $pK_A = 11$

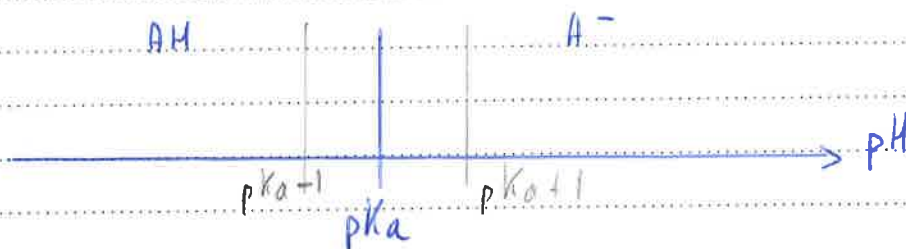
$$\begin{aligned} \text{si } \text{pH} < 11 = pK_A & \quad [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+] > [(\text{CH}_3)_2\text{NH}] \\ \text{si } \text{pH} < pK_A - 1 = 10 & \quad [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+] > 10 [(\text{CH}_3)_2\text{NH}] \end{aligned}$$

② $\text{HClO} / \text{ClO}^-$: $\text{si } \text{pH} > pK_A = 7,5$ $[\text{ClO}^-] > [\text{HClO}]$
 $\text{pH} > 8,5$ $[\text{ClO}^-] > 10 [\text{HClO}]$

③ $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: $\text{si } \text{pH} > 4,8$ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] > [\text{CH}_3\text{COOH}]$
 $\text{si } \text{pH} > 5,8$ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] > 10 [\text{CH}_3\text{COOH}]$

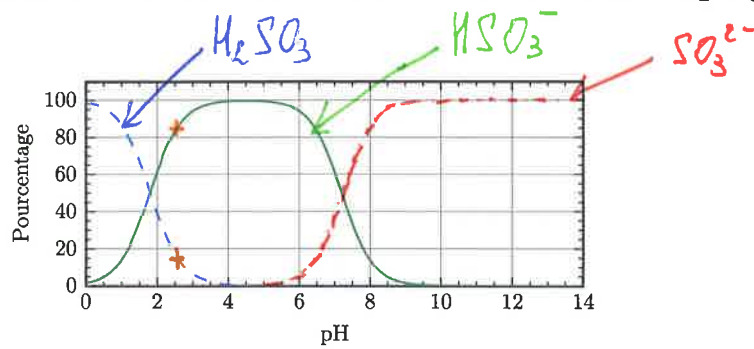
④ phénol $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ $\text{pH} < 10$ $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] < [\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]$
 $\text{pH} < 9$ $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] < 10 [\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]$

⑤ HF / F^- $\text{pH} > 3,2$ $[\text{F}^-] > [\text{HF}]$
 $\text{pH} > 4,2$ $[\text{F}^-] > 10 [\text{HF}]$



Ex 5 Courbes de distribution

Les courbes de distribution des différentes formes acido-basiques du diacide sulfureux H_2SO_3 sont représentées ci-dessous :

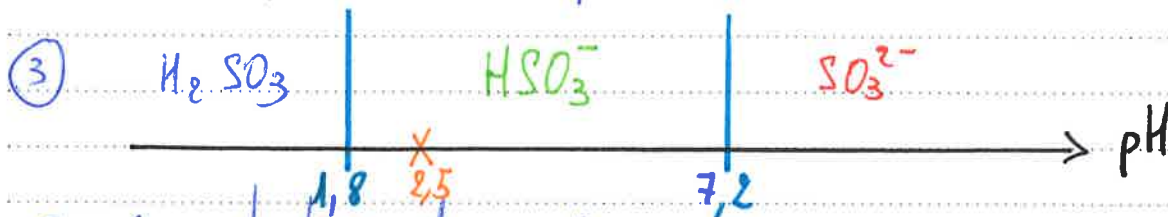


1. Attribuer les courbes aux différentes espèces.
2. Déterminer les pK_a des couples successifs du diacide sulfureux.
3. Construire le diagramme de prédominance associé.
4. On considère une solution de $\text{pH} = 2,5$ telle que la concentration totale en espèces sulfurées soit égale à $c_0 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Déterminer les concentrations des différentes espèces présentes.

② relation d'Henderson = $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

Quand l'acide et la base d'un couple existent dans les mêmes proportions = $\text{pH} = \text{pK}_a$

d'où $\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-$ $\text{pK}_{a1} = 1,8$ $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-} = \text{pK}_{a2} = 7,2$



④ Concentration des espèces

On lit sur le diag. de distribution = $\frac{[\text{H}_2\text{SO}_3]}{c_0} = 15\%$
 $\frac{[\text{HSO}_3^-]}{c_0} = 85\%$

d'où $[\text{H}_2\text{SO}_3] = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ $[\text{HSO}_3^-] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

de plus $[\text{SO}_3^{2-}] \ll [\text{HSO}_3^-]$

$$K_{a2} = \frac{[\text{SO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_3^-]}$$

$$[\text{SO}_3^{2-}] = \frac{K_{a2} \times [\text{HSO}_3^-]}{h}$$

$$[\text{SO}_3^{2-}] = 3,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} \ll [\text{HSO}_3^-] \text{ et } [\text{H}_2\text{SO}_3]$$

Ex 7 Acide Fort- Base forte

1. Calculer le pH et les concentrations des espèces présentes dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_a = 10^{-2}$ mol/L.

2. Calculer le pH et les concentrations des espèces présentes dans une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_b = 10^{-1}$ mol/L.

3. A $V_a = 50$ mL de la solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_a = 10^{-2}$ mol/L, on ajoute un volume V_b de base forte NaOH de concentration $c_b = 10^{-1}$ mol/L. Calculer le pH et les différentes concentrations des diverses espèces en solution pour $V_b = 1.5$ mL, 2.5 mL, 3.5 mL, 5 mL, 7.5 mL et 10 mL.

① Acide chlorhydrique = acide fort $c_a = 10^{-2}$

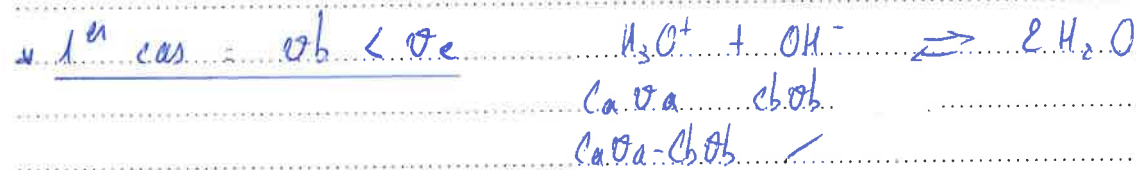
$pH = 2$ et $pH < 6,5$ on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau.

$$[Cl^-] = [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} \quad | \quad [OH^-] = \frac{K_e}{c_a} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

② Hydroxyde de sodium $\Rightarrow OH^-, Na^+, H_2O, H_3O^+$

$pH = 13$ $[Na^+] = [OH^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$ $[H_3O^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$

③ On réalise un dosage $V_e = \frac{c_a V_a}{c_b} = 5 \text{ mL}$

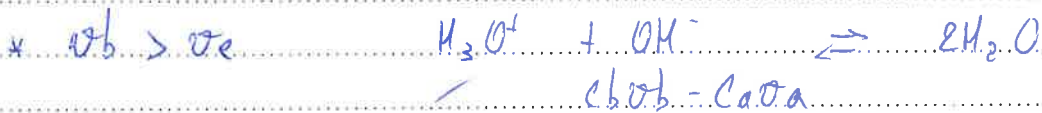


$pH = -\log \frac{c_a V_a - c_b V_b}{V_a + V_b}$ et $[OH^-] \ll [H_3O^+]$
 c'est à dire $pH < 6,5$.

$[OH^-] = \frac{K_e}{h}$	$[Na^+] = \frac{c_b V_b}{V_a + V_b}$	V_b (mL)	1,5	2,5	3,5
		pH	2,2	2,3	2,6
		h	6,3	5	2,8 $\times 10^{-3}$
$[Cl^-] = \frac{c_a V_a}{V_a + V_b}$		$[OH^-]$	1,6	2	3,6 $\times 10^{-12}$
		$[Na^+]$	2,9	4,8	6,5 $\times 10^{-3}$
		$[Cl^-]$	9,7	9,5	9,3 $\times 10^{-3}$

* $V_b = 5 \text{ mL}$ Equivalence $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$\text{pH} = 7$ $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$



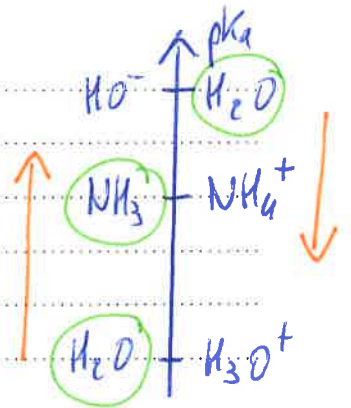
$[\text{OH}^-] = \frac{c_b V_b - c_a V_a}{V_a + V_b}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$

$[\text{Cl}^-] = \frac{c_a V_a}{V_a + V_b}$ $[\text{Na}^+] = \frac{c_b V_b}{V_a + V_b}$

mL	7,5	10
pH	11,7	12
h	8,3	1,2 $\times 10^{-12}$
$[\text{OH}^-]$	4,3 $\times 10^{-3}$	8,3 $\times 10^{-3}$
$[\text{Na}^+]$	13 $\times 10^{-3}$	16,7 $\times 10^{-3}$
$[\text{Cl}^-]$	8,7 $\times 10^{-3}$	8,3 $\times 10^{-3}$

Ex 9 Base faible

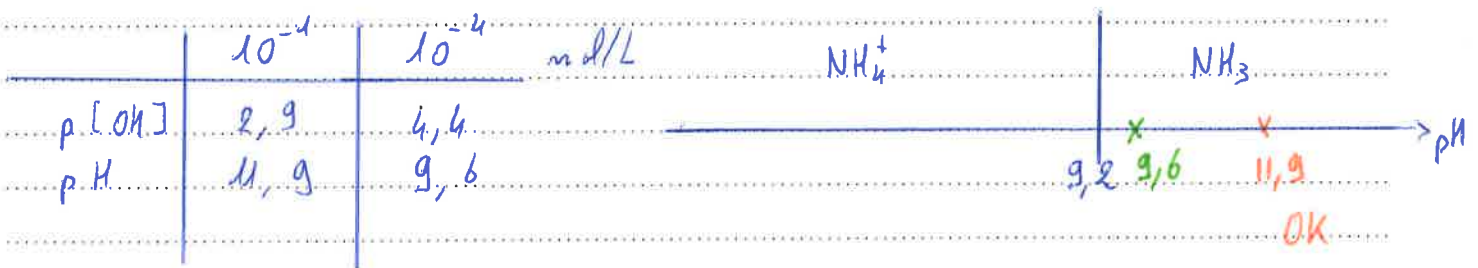
Calculer le pH et les concentrations des espèces présentes dans une solution d'ammoniaque pour les concentrations suivantes : $c_d = 10^{-1} \text{ mol/L}$ et $c_e = 10^{-4} \text{ mol/L}$. On donne $pK_B = 4,8$.



- Hyp ① on néglige RC
 ② $[\text{NH}_3] \gg [\text{NH}_4^+]$

$$K = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{K_e}{K_a} = K_B = \frac{\omega^2}{C_0}$$

$$p[\text{OH}^-] = \frac{1}{2} (pK_B + pC_0)$$



c_e : ② non vérifiée.

$$K_B = \frac{\omega^2}{C_0 - \omega}$$

$$\omega^2 + K_B \omega - K_B C_0 = 0$$

$$\Delta = K_B^2 + 4K_B C_0$$

$$\omega = \frac{1}{2} \left(-K_B + \sqrt{K_B^2 + 4K_B C_0} \right)$$

d'où $pH = 9,5 > 7,5$ ① OK.

Ex 7 Calcul de pH

On dissout $n = 1, 0 \cdot 10^{-2}$ mol de H_2S dans $V = 1$ L d'eau. Pour les couples H_2S/HS^- et HS^-/S^{2-} les pK_a dans l'eau à $25^\circ C$ sont respectivement de 7 et 13. Calculer le pH de la solution

RP mon quantitative $K = 10^{-7}$

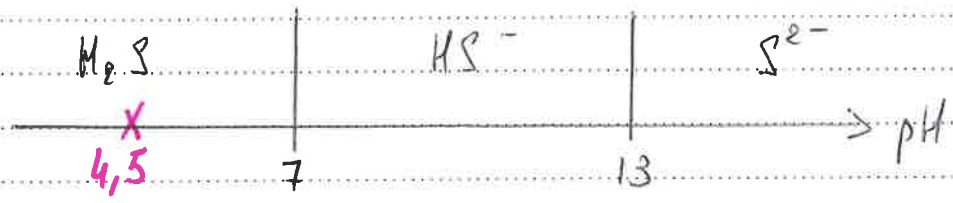
$$H_2O + H_2S \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$$

E.I Co
E.F $Co - x$ x x

réaction très peu avancée $x \ll Co$

$$K_a = \frac{[HS^-][H_3O^+]}{[H_2S]} = \frac{x^2}{Co} \quad pK_a = \frac{1}{2} (pK_a + pCo)$$

pH = 4,5



Hyp ① OK $[H_2S] \gg [HS^-]$

Hyp ② $pH < 6,5$ autoprotolyse de l'eau négligeable.

Ex 9 Diagramme de distribution

On souhaite tracer le diagramme de distribution du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

1. Tracer le diagramme de prédominance de ce couple.

2. Exprimer le pourcentage x_1 d'acide éthanóique et x_2 d'ion éthanóate en fonction de la constante d'acidité et de la concentration $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$. Le pourcentage est défini par $x_1 = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{c_0}$ où $c_0 = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$.

3. Tracer l'allure du digramme de distribution.



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] h}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Conservation de la matière :
 $c_0 = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

$$x_1 = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{c_0} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = x_1 c_0 \quad \text{de même} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x_2 c_0$$

d'où $K_a = \frac{x_2 h}{x_1}$ et $x_1 + x_2 = 1$

$$x_1 K_a = (1 - x_1) h$$

$$x_2 = 1 - x_1$$

$$x_1 = \frac{h}{K_a + h}$$

$$x_2 = \frac{K_a}{K_a + h}$$

③ Diagramme = $x_1 = f(\text{pH})$ et $x_2 = f(\text{pH})$

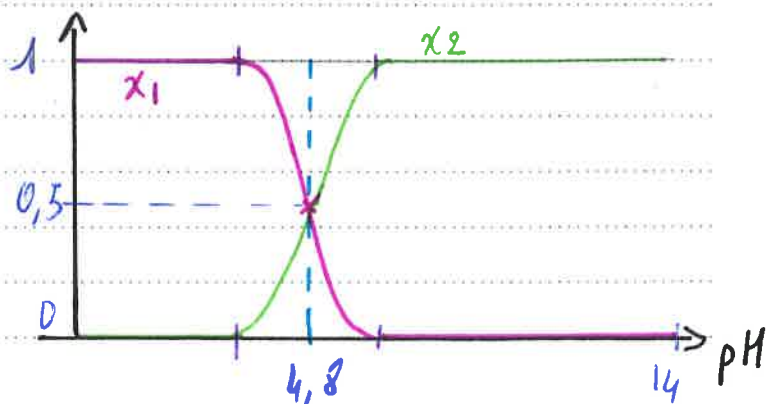
On a toujours $\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{x_2}{x_1}\right)$

⇒ on peut utiliser python pour le diagramme!
 (Fichiers)

• $\text{pH} < \text{pKa} - 1 = h \gg K_a$
 $x_1 \approx 1 \quad x_2 \approx 0$

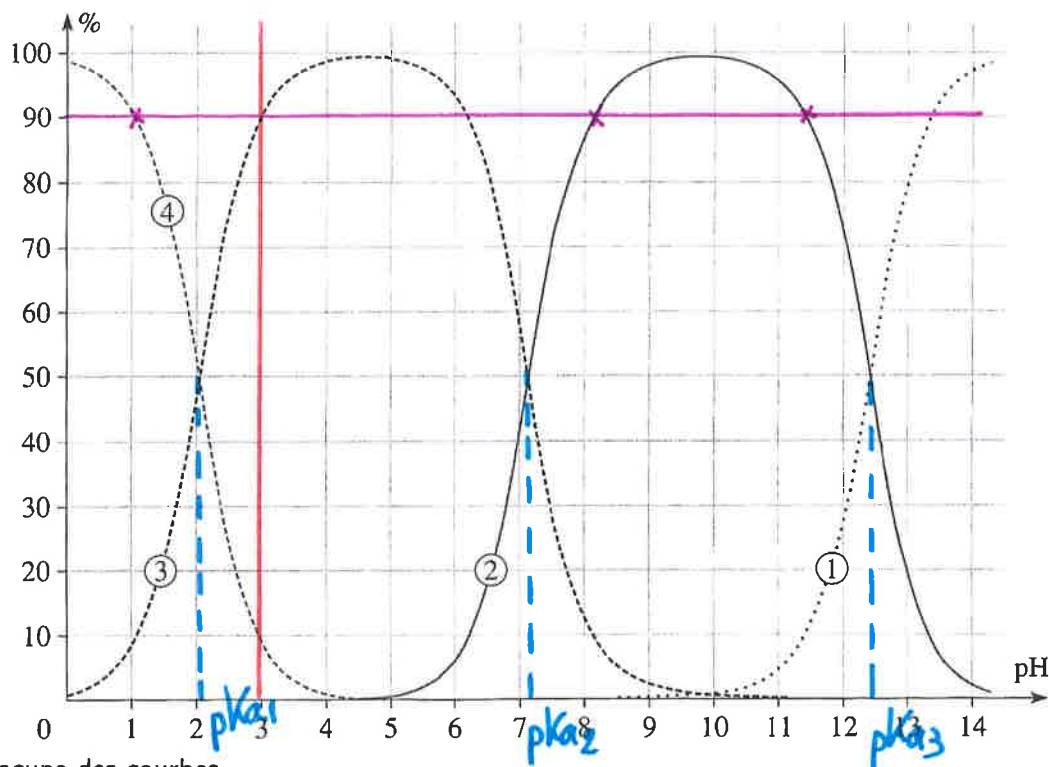
• $\text{pH} > \text{pKa} + 1 = K_a \gg h$
 $x_1 \rightarrow 0 \quad x_2 = 1$

• $\text{pH} = \text{pKa} \quad x_1 = x_2 = 0,5$



Ex 10 Triacide

L'acide orthophosphorique H_3PO_4 est un triacide que l'on notera H_3A . Son diagramme de distribution en fonction du pH est donné ci-dessous. Les courbes tracées représentent le pourcentage de chacune des espèces lorsque le pH varie.



1. Identifier chacune des courbes.
2. En déduire les constantes pK_{ai} et K_{ai} des couples.
3. Déterminer les domaines de pH pour lesquels le fraction d'acide H_3PO_4 est supérieure à 90%, puis la fraction de HPO_4^{2-} est supérieure à 90%.
4. Quelle est la composition d'un mélange obtenu par addition d'un volume $V_0 = 10$ mL d'une solution commerciale d'acide orthophosphorique dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume de 2 L à $pH = 3$. La solution commerciale a une densité $d = 1,71$ et contient $P = 85$ % en masse d'acide orthophosphorique.

On donne $M(H_3PO_4) = 98,0$ g/mol

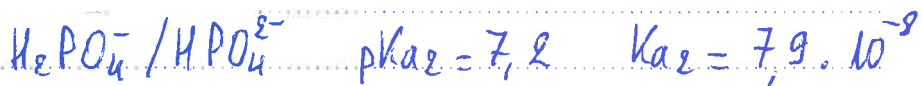
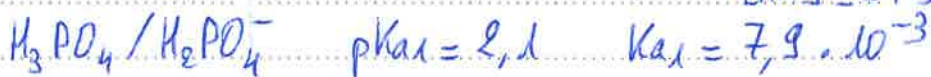
① Identification = plus le pH est faible, moins l'acide est dissocié.

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

quand on diminue le pH , $[AH]$ augmente et $[A^-]$ diminue.

	molécule
①	PO_4^{3-}
②	HPO_4^{2-}
③	$H_2PO_4^-$
④	H_3PO_4

② pK_a et K_a = On a $pH = pK_a$ quand $[AH] = [A^-]$



③ • H_3PO_4 $x > 90\%$ si $pH < 1$ (Lecture graphique).

• $H_2PO_4^-$ $x > 90\%$ si $8,2 \leq pH \leq 11,5$

④ Composition d'un mélange

On note C_0 la concentration en acide orthophosphorique (avant dissociation) dans le volume $V = 2L$.

On détermine la proportion des espèces présentes quantitativement grâce au diag de distribution à $pH = 3$.

$$[H_3PO_4] = 0,1 C_0 \quad \text{et} \quad [H_2PO_4^-] = 0,9 C_0$$

Les autres espèces sont présentes en quantité infinitésimale - on utilise les constantes d'acidité =

$$K_{a2} = \frac{[HPO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} \quad [HPO_4^{2-}] = \frac{K_{a2}}{h} [H_2PO_4^-]$$

$$[HPO_4^{2-}] = 10^{pH - pK_{a2}} \times 0,9 C_0$$

$[HPO_4^{2-}] < 10^{-4} C_0$
cphérent avec le diagramme plus de 4 unités entre pH et pK_{a2} .

$$K_{a3} = \frac{[PO_4^{3-}]h}{[HPO_4^{2-}]} \quad [PO_4^{3-}] = \frac{K_{a3}}{h} [HPO_4^{2-}]$$

$$[PO_4^{3-}] = 10^{pH - pK_{a3} - pK_{a2}} \times 0,9 C_0$$

* Détermination de $C_0 = C_0 = \frac{m_0}{V}$ et $V = 2L$

densité $d = \frac{\rho_{com}}{\rho_{eau}} \rightarrow$ masse volumique de la solution comm. masse de solution commerciale
 $m = \rho_{com} \times V_0 = d \times \rho_{eau} \times V_0$

masse d'acide = $m_0 = 0,85 \cdot d \cdot \rho_{eau} \cdot V_0$

$$d'où $m_0 = \frac{m_0}{d}$$$

$$C_0 = 7,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$C_0 = \frac{0,85 \cdot d \cdot \rho_{eau} \cdot V}{d \cdot V_0}$$

$$\begin{aligned} [H_3PO_4] &= 7,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ [H_2PO_4^-] &= 6,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ [HPO_4^{2-}] &= 4,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \\ [PO_4^{3-}] &= 1,7 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L} \end{aligned}$$