

CHIMIE DES SOLUTIONS AQUEUSES

2020-2021

TD n°4 : Réactions de précipitation/dissolution

Exercice 1 : Produit de solubilité et condition de précipitation.

1. Calculons d'abord la masse molaire de l'arséniate de cuivre (II) $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$:

$$M(\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2) = 3M(\text{Cu}) + 2M(\text{As}) + 8M(\text{O}) = 3 \times 63,5 + 2 \times 75,0 + 8 \times 16,0 = 468,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Soient s la solubilité molaire (en mol.L^{-1}) et s_m la solubilité massique (en g.L^{-1}) de l'arséniate de cuivre :

$$s = \frac{s_m}{M(\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2)} = \frac{1,74}{468,5} = \boxed{3,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = s}$$

Considérons la dissolution de n moles de $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$ dans l'eau pure pour 1,0 L de solution :

$\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2(s) = 3\text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{AsO}_4^{3-}(aq)$			
E.I.	n	0	0
E.F.	$n-s$	$3s$	$2s$

$$K_s = [\text{Cu}^{2+}(aq)]^3 [\text{AsO}_4^{3-}(aq)]^2 = (3s)^3 (2s)^2 = s^3 \times 4s^2 = 108 s^5$$

$$\text{puis } K_s = 108 \times (3,71 \cdot 10^{-3})^5 = 7,59 \cdot 10^{-11} \text{ d'où } \boxed{pK_s = -\log(K_s) = 10,1}$$

$$2.a. [\text{Cu}^{2+}]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{1,6 \cdot 10^{-2} \times 10}{10 + 40} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{AsO}_4^{3-}]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} \times 40}{10 + 40} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{D'où le quotient réactionnel } Q = [\text{Cu}^{2+}]_0^3 [\text{AsO}_4^{3-}]_0^2 = (3,2 \cdot 10^{-3})^3 \times (1,6 \cdot 10^{-2})^2 = 8,4 \cdot 10^{-12}$$

$$\boxed{Q < K_s \text{ donc il n'y a pas de précipitation}}$$

$$2.b. [\text{Cu}^{2+}]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{8,0 \cdot 10^{-2} \times 10}{10 + 40} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

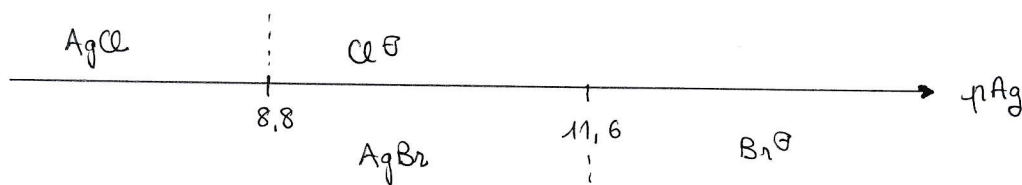
$$\text{Puis } Q' = [\text{Cu}^{2+}]_0^3 [\text{AsO}_4^{3-}]_0^2 = (1,6 \cdot 10^{-2})^3 (1,6 \cdot 10^{-2})^2 = (1,6 \cdot 10^{-2})^5 = 1,0 \cdot 10^{-9}$$

$$\boxed{Q' > K_s \text{ donc il y a précipitation}}$$

Exercice 2: Mélange d'halogénures d'argent

1. Pour $\text{AgCl} / \text{Cl}^\ominus$, la frontière d'existence du solide est donnée par $K_s(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^\oplus][\text{Cl}^\ominus]$
 $K_s(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^\oplus] C_1$ d'où $\log K_s(\text{AgCl}) = \log [\text{Ag}^\oplus] + \log C_1$ i.e. $\boxed{p\text{Ag} = pK_s(\text{AgCl}) + \log C_1}$.
 A.N. : $p\text{Ag} = 9,8 + \log(0,100) = \underline{8,8}$

Pour $\text{AgBr} / \text{Br}^\ominus$, la frontière d'existence du solide est donnée par $K_s(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^\oplus][\text{Br}^\ominus]$
 $K_s = [\text{Ag}^\oplus] C_2$ soit $pK_s = p\text{Ag} - \log C_2$ puis $\boxed{p\text{Ag} = pK_s(\text{AgBr}) + \log C_2}$.
 A.N. : $p\text{Ag} = 12,3 + \log(0,200) = \underline{11,6}$



Quand $p\text{Ag}$ diminue, i.e. $[\text{Ag}^\oplus]$ augmente, AgBr se forme puis AgCl .

2. • À $V=0$, $p\text{Ag}$ n'est pas défini
 • À la première goutte de nitrate d'argent versée, $V = \frac{1}{20} = 0,05 \text{ mL}$
 $[\text{Ag}^\oplus]_0 = \frac{C \cdot V}{V_0 + V} = \frac{1,00 \times 0,05}{100 + 0,05} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
 $Q = [\text{Ag}^\oplus]_0 [\text{Br}^\ominus]_0 = 5,0 \cdot 10^{-4} \times 0,200 = 1,0 \cdot 10^{-4} > K_s(\text{AgBr}) = 10^{-12,3}$
 donc dès la première goutte de nitrate d'argent ajoutée, AgBr précipite. Calculons $p\text{Ag}_0$.
 $[\text{Ag}^\oplus]_{\text{eq}} = \frac{K_s(\text{AgBr})}{C_2} = \frac{10^{-12,3}}{0,200} = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ d'où $\boxed{p\text{Ag}_0 = 11,6}$.
 • $V < V_{E1}$: dosage de Br^\ominus selon l'équation $\text{Ag}^\oplus(\text{aq}) + \text{Br}^\ominus(\text{aq}) = \text{AgBr}(s)$
 $[\text{Ag}^\oplus] = \frac{K_s(\text{AgBr})}{[\text{Br}^\ominus]}$ car l'équilibre est atteint après chaque ajout d'ions Ag^\oplus .
 $[\text{Br}^\ominus] = [\text{Br}^\ominus]_0 - [\text{Br}^\ominus]_{\text{consommé}} = \frac{C_2 V_0 - C V}{V_0 + V}$
 puis $p\text{Ag} = -\log K_s(\text{AgBr}) + \log [\text{Br}^\ominus] = \boxed{pK_s(\text{AgBr}) + \log \frac{C_2 V_0 - C V}{V_0 + V} = p\text{Ag}}$.
 On peut reformuler en tenant compte de la relation à l'équivalence $C V_{E1} = C_2 V_0$ pour faire apparaître V_{E1} :
 $\boxed{p\text{Ag} = pK_s(\text{AgBr}) + \log \frac{C(V_{E1} - V)}{V_0 + V}}$.
 • $V = V_{E1}$ La relation à l'équivalence $C_2 V_0 = C V_{E1}$ donne $\boxed{V_{E1} = \frac{C_2 V_0}{C} = \frac{0,200 \times 100}{1,00} = 20,0 \text{ mL}}$.
 Tous les ions Br^\ominus ayant été consommés, on utilise $K_s(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^\oplus][\text{Cl}^\ominus]$ pour calculer $p\text{Ag}$.

$$pAg = pK_s(AgCl) + \log [Cl^{\ominus}] = pK_s(AgCl) + \log \frac{C_1 V_0}{V_0 + V_{E1}}$$

$$\text{A.N.: } pAg = 9,8 + \log \frac{0,100 \times 100}{100 + 20,0} = \boxed{8,7 = pAg}$$

- $V_{E1} < V < V_{E2}$: dosage de Cl^{\ominus} selon l'équation $Ag^{\oplus}(aq) + Cl^{\ominus}(aq) = AgCl(s)$

$$[Ag^{\oplus}] = \frac{K_s(AgCl)}{[Cl^{\ominus}]} \text{ car l'équilibre est atteint après chaque ajout d'ions } Ag^{\oplus}.$$

$$[Cl^{\ominus}] = [Cl^{\ominus}]_0 - [Cl^{\ominus}]_{\text{consommé}} = \frac{C_1 V_0 - C(V - V_{E1})}{V_0 + V}$$

$$\text{d'où } pAg = pK_s(AgCl) + \log [Cl^{\ominus}] = \boxed{pK_s(AgCl) + \log \frac{C_1 V_0 - C(V - V_{E1})}{V_0 + V} = pAg}$$

Reformulons pour faire apparaître V_{E2} en tenant compte de la relation à l'équivalence $C(V_{E2} - V_{E1}) = C_1 V_0$:

$$\boxed{pAg = pK_s(AgCl) + \log \frac{C(V_{E2} - V)}{V_0 + V}}$$

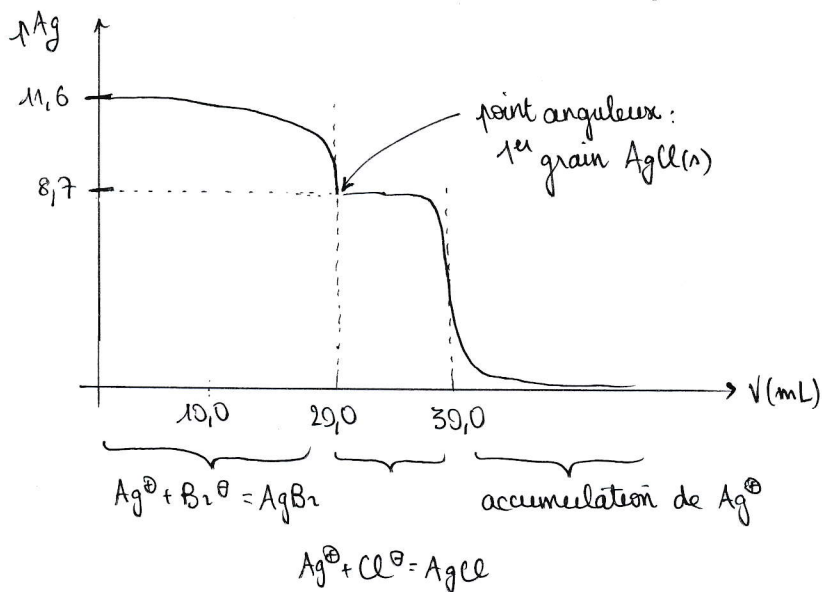
- $V = V_{E2}$ La relation à l'équivalence $C(V_{E2} - V_{E1}) = C_1 V_0$ d'où $V_{E2} = V_{E1} + \frac{C_1 V_0}{C}$

$$\text{A.N.: } V_{E2} = 20,0 + \frac{0,100 \times 100}{1,00} = \boxed{30,0 \text{ mL} = V_{E2}}$$

Quand tous les Cl^{\ominus} sont consommés, Ag^{\oplus} s'accumule dans le bécher

$$[Ag^{\oplus}] \xrightarrow{V \rightarrow +\infty} C = 1,00 \text{ mol.L}^{-1} \text{ d'où } \boxed{pAg \xrightarrow{V \rightarrow +\infty} 0}$$

Rassemblons les données calculées sur un graphe :



Si C_1 et C_2 étaient inconnues, on les déterminerait en lisant les volumes équivalents sur la courbe de titrage et on exploiterait les relations aux équivalence :

$$C_2 V_0 = C V_{E1} \Rightarrow C_2 = \frac{C V_{E1}}{V_0}$$

$$C(V_{E2} - V_{E1}) = C_1 V_0 \Rightarrow C_1 = \frac{C(V_{E2} - V_{E1})}{V_0}$$

3. Pour obtenir un précipité absolument pur, il faut cesser d'ajouter les ions Ag^{\oplus} avant la première équivalence. Le bécher contient alors AgBr pur.

À la limite (au maximum) : $V = V_{E1}$

$$p\text{Ag} = 8,7 \text{ d'où } [\text{Ag}^{\oplus}] = 10^{-8,7} \text{ mol.L}^{-1}$$

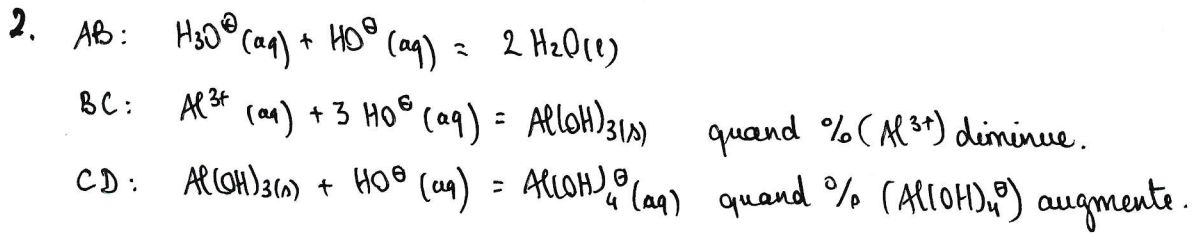
$$[\text{Br}^{\ominus}] = \frac{K_s(\text{AgBr})}{[\text{Ag}^{\oplus}]} = \frac{10^{-12,3}}{10^{-8,7}} = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1} \text{ d'où } n(\text{Br}^{\ominus})_{\text{restant}} = [\text{Br}^{\ominus}] (V_0 + V_{E1}) = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n(\text{AgBr}) = n(\text{Br}^{\ominus})_0 - n(\text{Br}^{\ominus})_{\text{restant}} = C_2 V_0 - n(\text{Br}^{\ominus})_{\text{restant}}$$

$$p = \frac{n(\text{AgBr})}{n(\text{AgBr})_{\text{max}}} = \frac{C_2 V_0 - n(\text{Br}^{\ominus})_{\text{restant}}}{C_2 V_0} = 1 - \frac{n(\text{Br}^{\ominus})_{\text{restant}}}{C_2 V_0} = 1 - \frac{3,0 \cdot 10^{-5}}{0,200 \times 0,100} = \boxed{99,85 \% = p}$$

Exercice 3 : Titrage d'aluminium en solution

1. ① est la courbe de titrage $pH = f(V)$
② est la courbe de répartition de Al^{3+} (majoritaire en milieu acide).
③ est la courbe de répartition de $Al(OH)_4^-$ (majoritaire en milieu basique).



3. A la 1^{re} équivalence (en B), on a titré tout l'acide chlorhydrique:

$$C_1 V_0 = C_2 V_{E1} \text{ d'où } C_1 = C_2 \cdot \frac{V_{E1}}{V_0} = 0,100 \times \frac{2,0}{10,0} = \boxed{2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} = C_1}$$

A la 2^e équivalence (en C), on a titré les ions Al^{3+} depuis la 1^{re} équivalence:

$$3 C_2 V_0 = C_2 (V_{E2} - V_{E1}) \text{ d'où } C_2 = C_1 \cdot \frac{V_{E2} - V_{E1}}{3 V_0} = 0,100 \times \frac{11,0 - 2,0}{3 \times 10,0} = \boxed{3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} = C_2}$$

4. Plaçons nous au point B. Il s'agit d'un point anguleux qui caractérise ici l'apparition du 1^{er} grain de solide $Al(OH)_3(s)$.

$$[Al^{3+}] = \frac{C_2 V_0}{V_0 + V_{E1}} = \frac{3,0 \cdot 10^{-2} \times 10,0}{10,0 + 2,0} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH_B = 3,8 \text{ d'où } [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-pH_B}} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,8}} = 10^{-10,2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\text{Puis } K_s = \frac{[Al^{3+}][HO^-]^3}{(C^0)^4} = 6,3 \cdot 10^{-33} \text{ puis } pK_s = 32$$

Plaçons nous au point D. Ce point anguleux correspond à la disparition de $Al(OH)_3(s)$ et à la fin de la formation du complexe $Al(OH)_4^-$.

$$K_s = [Al^{3+}][HO^-]^3 \text{ en omettant } C^0 = 1,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\beta = \frac{[Al(OH)_4^-]}{[Al^{3+}][HO^-]^4} = \frac{[Al(OH)_4^-]}{K_s [HO^-]}$$

$$\text{Or } [Al(OH)_4^-] = \frac{C_2 V_0}{V_0 + V_D} = \frac{3,0 \cdot 10^{-2} \times 10,0}{10,0 + 14,0} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

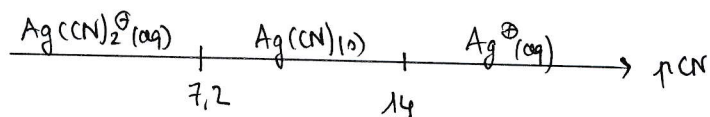
$$\text{et } [HO^-] = \frac{K_e}{10^{-pH_D}} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\text{puis } \beta = \frac{1,3 \cdot 10^{-2}}{6,3 \cdot 10^{-33} \times 10^{-3}} = 2,1 \cdot 10^{33}$$

Exercice 4: Cyanure d'argent

1. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq}) = \text{AgCN}(\text{s})$ Le solide se forme quand la solubilité diminue i.e. $p_s = -\log(s)$ augmente donc du point C vers le point M sachant que les valeurs élevées de $p\text{CN}$ correspondent à une faible concentration en CN^- donc à l'ion libre Ag^+ .

$\text{AgCN}(\text{s}) + \text{CN}^-(\text{aq}) = \text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$ Le solide se redissout quand la solubilité augmente i.e. p_s diminue, du point M au point A.



2. $\text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$ apparaît pour $p(\text{CN})=14$ et $p_s=2$ en ajoutant les ions CN^- à une solution d'ions Ag^+ , ce qui correspond à $[\text{CN}^-] = 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

$K_s = [\text{Ag}^+][\text{CN}^-]$ pour l'équation $\text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq}) = \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

A.N: $K_s = 10^{-2} \times 10^{-14} = 10^{-16}$ d'où $\boxed{pK_s = 16}$.

3. Par définition de la solubilité, $s = [\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]$

Les constantes thermodynamiques du problème sont $K_s = [\text{Ag}^+][\text{CN}^-]$ et $\beta = \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}$

Pour AB, $s \approx [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = \beta [\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2 = \beta K_s [\text{CN}^-] = 10^{-5} [\text{CN}^-]$

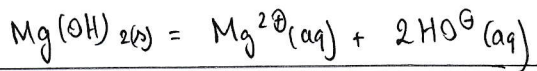
puis $\boxed{p_s = 5 + p\text{CN}}$ soit une pente de +1.

Pour CD, $s \approx [\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{CN}^-]}$ puis $\boxed{p_s = pK_s - p\text{CN} = 16 - p\text{CN}}$ soit une pente de -1.

4. Si on ajoute des ions CN^- à une solution d'ions Ag^+ , $p\text{CN}$ diminue et $\text{AgCN}(\text{s})$ se forme (perte de limpidité, apparition d'un précipité) avant de se redissoudre quand $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ se forme à son tour.

Exercice 5: Précipitation sélective

1. Dans 1,0L d'eau pure, n moles de $Mg(OH)_2(s)$ sont dissoutes pour atteindre la saturation.



E.I.	n	0	0
E.F.	$n-s$	s	$2s$

$$K_{s1} = [Mg^{2+}][HO^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$\text{Or } pH = 10,5 \text{ d'où } [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-10,5}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,5}} = 10^{-3,5} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Comme } [HO^-] = 2s, \text{ on en déduit } s = \frac{[HO^-]}{2} = \frac{3,2 \cdot 10^{-4}}{2} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Puis } K_{s2} = 4s^3 = 4 \times (1,6 \cdot 10^{-4})^3 = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ puis } \boxed{pK_{s2} = 10,8}.$$

2. Si 99 % du cobalt est sous forme de précipité $Co(OH)_2$, alors 1% est sous forme libre Co^{2+} d'où $[Co^{2+}] = 0,01 \times C_0 = 0,01 \times 10^{-2} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_{s1} = [Co^{2+}][HO^-]^2 = [Co^{2+}] \frac{K_e^2}{[H_3O^+]^2} \text{ puis } [H_3O^+] = K_e \sqrt{\frac{[Co^{2+}]}{K_{s1}}}$$

$$\text{A.N. : } [H_3O^+] = 10^{-14} \sqrt{\frac{10^{-4}}{10^{-10,8}}} = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } \boxed{[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$\boxed{pH = 8,6}.$$

3. Si 1% du magnésium est sous forme $Mg(OH)_2$, alors 99 % est sous forme libre Mg^{2+} d'où $[Mg^{2+}] = 0,99 C_0 = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_{s2} = [Mg^{2+}][HO^-]^2 = [Mg^{2+}] \frac{K_e^2}{[H_3O^+]^2} \text{ puis } [H_3O^+] = K_e \sqrt{\frac{[Mg^{2+}]}{K_{s2}}}$$

$$\text{A.N. : } [H_3O^+] = 10^{-14} \sqrt{\frac{9,9 \cdot 10^{-3}}{10^{-10,8}}} = 2,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } \boxed{[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$\boxed{pH = 9,6}.$$

4. Pour $8,6 < pH < 9,6$ les conditions sont réunies pour précipiter 99% du cobalt sans précipiter plus de 1% du magnésium.

Exercice 6: Solubilité du $\text{CO}_2(\text{g})$

1. La solubilité du dioxyde de carbone est définie par :

$$s = [\text{CO}_2(\text{aq})] + [\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})] + [\text{HCO}_3^\ominus(\text{aq})] + [\text{CO}_3^{2\ominus}(\text{aq})]$$

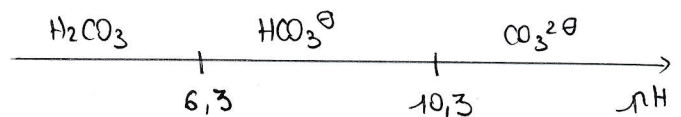
Les constantes thermodynamiques associées aux équilibres impliquant le dioxyde de carbone sont définies par :

$$K_1^\circ = \frac{[\text{CO}_2(\text{aq})]}{P_{\text{CO}_2}} \quad ; \quad K_2^\circ = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2(\text{aq})]} \quad ; \quad K_3^\circ = \frac{[\text{HCO}_3^\ominus][\text{H}_3\text{O}^\oplus]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad ; \quad K_4^\circ = \frac{[\text{CO}_3^{2\ominus}][\text{H}_3\text{O}^\oplus]}{[\text{HCO}_3^\ominus]}$$

$$s = K_1^\circ P_{\text{CO}_2} + K_1^\circ P_{\text{CO}_2} K_2^\circ + K_1^\circ P_{\text{CO}_2} K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]} + K_1^\circ P_{\text{CO}_2} K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]^2} K_4^\circ$$

$$s = K_1^\circ P_{\text{CO}_2} \left[1 + K_2^\circ + K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]} + K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]^2} K_4^\circ \right] \quad (1)$$

2. Pour $6,4 < \text{pH} < 10,3$, HCO_3^\ominus prédomine



$$\text{D'où } s \approx K_1^\circ P_{\text{CO}_2} K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]}$$

$$\text{p}s = -\text{p}K_1^\circ - \log P_{\text{CO}_2} + \text{p}K_2^\circ + \text{p}K_3^\circ - \text{pH} = -\log (K_1^\circ P_{\text{CO}_2} K_2^\circ K_3^\circ) - \text{pH}$$

$$\text{A.N. } \text{p}s = -\log (3,39 \cdot 10^{-2} \times 3,8 \cdot 10^4 \times 2,54 \cdot 10^{-3} \times 4,27 \cdot 10^{-7}) - \text{pH}$$

$$\boxed{\text{p}s = 13,9 - \text{pH}}$$

$$3. s = \frac{7}{44} = 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{H}_3\text{O}^\oplus] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

En inversant la formule de la question 1 :

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{s}{\left(1 + K_2^\circ + K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]} + K_2^\circ \frac{K_3^\circ}{[\text{H}_3\text{O}^\oplus]^2} K_4^\circ \right) K_1^\circ}$$

$$\text{A.N. : } P_{\text{CO}_2} = \frac{0,16}{\left(1 + 2,51 \cdot 10^{-3} + 2,51 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{4,27 \cdot 10^{-7}}{10^{-5,5}} + 2,51 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{4,27 \cdot 10^{-7}}{10^{-5,5}} \cdot 5,01 \cdot 10^{-11} \right) \cdot 3,39 \cdot 10^{-2}}$$

$$\boxed{P_{\text{CO}_2} = 4,7 \text{ bar}}$$

$$4. \text{ Pour } P_{\text{CO}_2} = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ bar et } [\text{H}_3\text{O}^\oplus] = 10^{-5,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, (1) \text{ donne } s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$