

Acides et Bases : problèmes supplémentaires 1/2

Problème 1 :

300 ml HCl 1M $\Rightarrow [] = \frac{m}{V} \Rightarrow m = [] \cdot V \Rightarrow m = 1 \cdot 0,3 = 0,3 \text{ mol HCl}$
 500 ml NaOH 0,5M $\Rightarrow m = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25 \text{ mol NaOH}$

a)

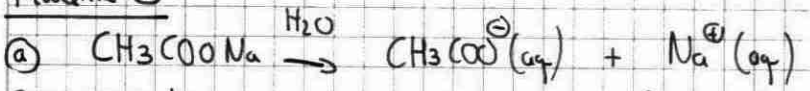
	HCl	+ NaOH	\rightarrow	Na ⁺ (aq)	+ Cl ⁻ (aq)	+ H ₂ O
Stoechiométrie	1	1		1	1	1
m avant	0,3	0,25		(0)	(0)	(5,55M)
variation	-0,25	-0,25				
m après	0,05	0		0,25	0,25	()

b) 0,3 > 0,25
 C'est HCl qui est en excès ! C'est le seul qui influence le pH, car les produits sont neutres (pH = 7)

$[HCl] = \frac{m}{V} = \frac{0,05}{2} = 0,025 \text{ M}$ HCl acide fort! $pH = -\log [HCl]$
 $\Rightarrow pH = -\log 0,025 \Rightarrow \underline{pH = 1,60}$

c) C'est Na⁺(aq), Cl⁻(aq) et HCl

Problème 2



b) On est en présence de CH₃COOH (acide faible) et de sa base conjuguée CH₃COO⁻
 \Rightarrow mélange tampon

c) 100 g CH₃COONa \rightarrow ? mol $M(CH_3COONa) \approx 82,0 \text{ g/mol}$
 $m = \frac{m}{M} = \frac{100}{82} = 1,22 \text{ mol } CH_3COONa = 1,22 \text{ mol } CH_3COO^- = 1,22 \text{ mol } Na^+$
 (stoechiométrie : 1 CH₃COONa \rightarrow 1 CH₃COO⁻ + 1 Na⁺!)

100 ml CH₃COOH 2M \rightarrow ? mol $\Rightarrow [] = \frac{m}{V} \Rightarrow m = [] \cdot V$
 $\Rightarrow m = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ mol } CH_3COOH \Rightarrow [CH_3COOH] = \frac{m}{V} = \frac{0,2}{1} = 0,2 \text{ M}$

mélange tampon: $pH = pK_a(CH_3COOH) + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,76 + \log \frac{1,22}{0,2}$

on a 1,22 mol CH₃COO⁻ dans 1 litre de solution $\Rightarrow [CH_3COO^-] = \frac{1,22}{1} = 1,22 \text{ M}$

$pH = 4,76 + 0,79 = \underline{5,55}$

Problème 3

• 10g $C_6H_8O_7 \Rightarrow ? \text{ ml}$ $m = \frac{m}{M}$ et $M(C_6H_8O_7) = 192,1 \text{ g/mol}$

$m = \frac{10}{192,1} = 0,0521 \text{ mol acide citrique}$

• 100 ml $LiOH \text{ 1M} \Rightarrow m = [] \cdot V \Rightarrow m = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ mol LiOH}$

a)

	$C_6H_8O_7$	+	$LiOH$	\rightarrow	$C_6H_7O_7^-$	+	Li^+	+	H_2O
Stoechiométrie	1		1		1		1		1
m avant	0,0521		0,1		(0)		0		()
variation m	-0,0521		-0,0521		0,0521		(0,0521)		()
m après	0		<u>0,0479</u> excès		<u>0,0521</u>		(0,0521)		()

influence pH! pas d'influence sur le pH

suite...

	$C_6H_7O_7^-$	+	$LiOH$	\rightarrow	$C_6H_6O_7^{2-}$	+	Li^+	+	H_2O
Stoechiométrie	1		1		1		1		1
m avant	0,0521		0,0479		(0)		(0,0521)		()
variation m	-0,0479		-0,0479		0,0479		0,0479		()
m après	<u>$4,2 \cdot 10^{-3}$</u>		0		<u>0,0479</u>		(0,1)		()

Les espèces $C_6H_7O_7^-$ (acide faible, $pK_a = 5,7$) et $C_6H_6O_7^{2-}$ (sa base conjuguée) influencent le pH \Rightarrow mélange tampon!

b) $[C_6H_7O_7^-] = \frac{m}{V} = \frac{4,2 \cdot 10^{-3}}{0,21} = 0,02 \text{ M}$

$[C_6H_6O_7^{2-}] = \frac{m}{V} = \frac{0,0479}{0,21} = 0,228 \text{ M}$

$\Rightarrow pH = pK_a(C_6H_7O_7^-) + \log \frac{[C_6H_6O_7^{2-}]}{[C_6H_7O_7^-]} \Rightarrow pH = 5,7 + \log \frac{0,228}{0,02} = \underline{\underline{6,76}}$

c) $C_6H_7O_7^-$, $C_6H_6O_7^{2-}$ et Li^+ prédominent

Problème 4

$[H_3PO_4] = \frac{m}{V} \Rightarrow [H_3PO_4] = ?$ $m H_3PO_4 = \frac{m}{M}$ et $M(H_3PO_4) \approx 98 \text{ g/mol}$

$m = \frac{10}{98} = 0,102 \text{ mol}$ $[H_3PO_4] = \frac{0,102}{2} = \underline{\underline{0,051 \text{ M}}}$

H_3PO_4 triacide, peut être considéré comme acide faible même si $pK_{a1} = 2,11$

Acide et Bases : problèmes supplémentaires 2/2

Problème 4 (suite)



Comme H3PO4 acide beaucoup plus fort que H2PO4- (ampholyte) on considère H3PO4 acide faible seul pour le calcul du pH!

pH = 1/2 pKa1(H3PO4) - 1/2 log [H3PO4] = 1,2

C'est H3PO4 qui prédomine (pas peu dissocié, car acide faible!)

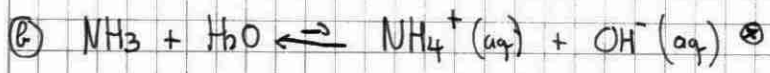
Problème 5

100g NH3 -> ? ml m = m/M et M(NH3) = 17,0 g/mol

m = 100/17 = 5,88 ml NH3

[NH3] = m/V = 5,88/10 = 0,588 M et NH3 base faible car pKa(NH4+) < 10

NH3 base faible seule => pH = 7 + 1/2 pKa(NH4+) + 1/2 log 0,588 = 11,49



[NH3] = 5,88/100 = 0,0588 M

pH = 7 + 1/2 (9,22) + 1/2 log 0,0588 = 11,04 => > 7 (ok!)

[NH3] = 5,88/10^15 = 5,88 · 10^-15 M

=> pH = 7 + 9,22/2 + log 5,88 · 10^-15/2 = 4,54 !! impossible pour une base même

diluée à l'infini! Le pH devrait tendre vers 7!! On a négligé [OH-] dû à l'autoprotolyse de H2O qui est >> [OH-] due à la réaction de NH3 avec H2O!

Problème 6

500g Na2CO3 -> ? ml m = m/M et M(Na2CO3) = 105,99 g/mol

m = 500/105,99 = 4,717 ml Na2CO3

[Na2CO3] = m/V = 4,717/2 = 2,36 M

a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Stoechi	1	indifférent 2	base faible 1
m avant	4,717	0	0
variation m	-4,717	+4,717	+4,717
m après	0	4,717	4,717
[] après	0	2,36M	2,36M

b) CO_3^{2-} base faible con $\text{pKa}(\text{HCO}_3^-) \approx 10$

$$\text{pH} = 7 + \underbrace{\frac{1}{2} \text{pKa}(\text{HCO}_3^-)}_{5,16} + \underbrace{\frac{1}{2} \text{pOg}[\text{CO}_3^{2-}]}_{0,186} = \underline{\underline{12,35}}$$

c) Réaction chimique de HCl avec CO_3^{2-} $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{Cl}^-$
ac. faible indifférent

Le pH = 2 doit être dû à H_2CO_3 seul (acide faible) $\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa}(\text{H}_2\text{CO}_3) - \frac{1}{2} \text{pOg}[\text{H}_2\text{CO}_3]$

$$\frac{1}{2} \text{pOg}[\text{H}_2\text{CO}_3] = \frac{1}{2} \text{pKa}(\text{H}_2\text{CO}_3) - \text{pH} \Rightarrow \text{pOg}[\text{H}_2\text{CO}_3] = \underbrace{3,19}_{\text{pKa}} - \underbrace{4}_{\text{pH}} = -1,62$$

$$\Rightarrow [\text{H}_2\text{CO}_3] = 10^{-1,62} = 0,024 \text{ mol/l}$$

	CO_3^{2-}	$+ 2\text{HCl}$	\rightarrow	H_2CO_3	$+ 2\text{Cl}^-$
Stoechiométrie	1	2		1	2
[] départ	2,36M	X		0	()
Variation []	-0,024M	-0,048		+0,024M	
[] finale	0	0		0,024M	

• au départ CO_3^{2-} seule donc pas de H_2CO_3 avant ajout de HCl!

$X - 0,048 = 0 \Rightarrow$ il faut une $[\text{HCl}]$ ajoutée de 0,048 mol/l

Comme $V_{\text{solution}} = 2\text{L}$, il faut ajouter $[\text{HCl}] \cdot V = 0,048 \cdot 2 = \underline{\underline{0,096 \text{ mol HCl}}}$

On utilise HCl 1M donc le volume à ajouter est de : 0,096L HCl 1M

avec 96 ml HCl 1M, le pH s'abaisse à 4!

fin!