

Exercices solutions aqueux

(1)

Exercice 1:

1-a- HCl est un acide fort



C grande, on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$

$$\text{pH} = -\log C = 1$$

b- $C = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1} \ll 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$
on peut négliger les H_3O^+ apportés par la dissociation de l'acide dans l'eau.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 7$$

puisque l'autoprotolyse de l'eau est le cas ou on compare.

c- $C = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$

on ne peut pas négliger l'autoprotolyse de l'eau.



exos

$C+x$

x

$$\text{Cl}^- = x \text{ (} C+x \text{)}$$

$$x = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,62 \cdot 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 6,78$$

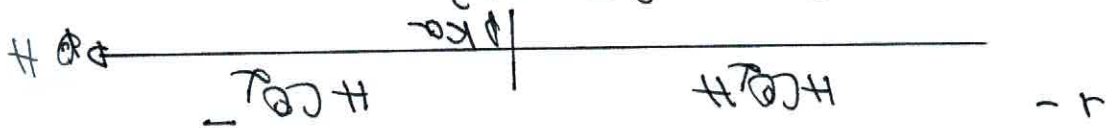
(2)

⇒ Δ Ne pas appeler "béton" une formule sans réfléchir.

Si on écrit pour $C < 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$
 $\text{pH} = -\log C = 9$ on obtient une solution acide de $\text{pH} > 7$ ce qui est totalement incohérent.

Ex: Dissociation d'un acide faible.

$$pH ([HCO_3^-] + [CO_3^{2-}]) = 3,8$$



$$K_a = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} \quad \text{constante des de la réaction}$$

$$HCO_3^- + H_2O = HCO_3^- + H_2O$$

$$Pour pH > pK_a \quad [HCO_3^-] > [CO_3^{2-}]$$

$$Pour pH < pK_a \quad [HCO_3^-] < [CO_3^{2-}]$$



la réaction est peu déplacée vers la droite

$$K_a = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 10^{-3,8}$$

$$pH = -\log x = \frac{1}{2}(pK_a + pC_0) = 2,9$$

$$x = \frac{C_0}{2} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} \ll C_0 \text{ hyp vérifiée}$$

on peut de la même hypothèse

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

$$x = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1} \text{ hypothèse}$$

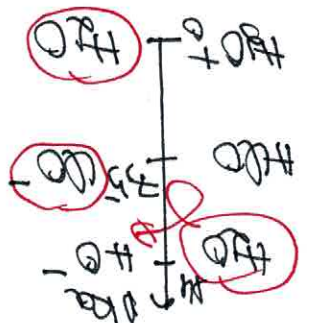
$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} \quad \text{d'où } x = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = 3,5$$

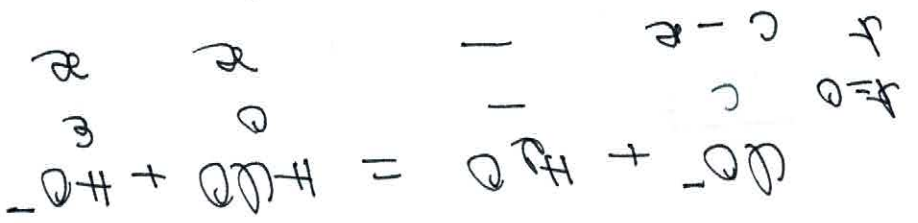
$\alpha = 0,33$: molarité des acide faible est concentré

Ex 3 pH solution d'hydrogénosulfate de sodium.

Solution (Na^+ , HSO_4^-) à $c = 0,4 \text{ mol.l}^{-1}$
 $\text{pKa} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 7,5$
 Aidez des experts pour trouver en solution



Aidez des experts pour trouver en solution la réaction prépondérante correspondant à la réaction de l'acide le plus fort vers la base la plus forte.



La constante d'équilibre vaut :

$$K^0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{K_a}{K_e} = 10^{-6,5}$$

$K^0 \ll 1$ et c étant relativement grande, on peut faire l'approximation d'une réaction peu avancée vers la droite d'où $c \gg x$

$$K^0 = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a} = \sqrt{10^{-7,5}} = 10^{-3,75} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$x = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{H}_3\text{O}^+] = 14 + \log x = 10,3$$

pH > 7,5, l'approximation de l'eau est négligeable de plus on vérifie bien l'approximation $x \ll c$

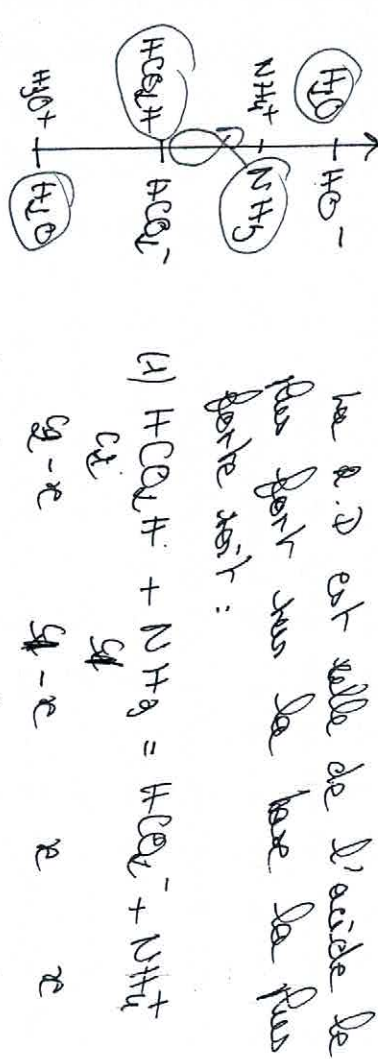
Ex 9: mélange acide - base.

$$V = 250 \text{ mL}$$

$$n_1 = 10^{-2} \text{ mol NH}_3 \rightarrow n_1 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

$$n_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol HCl} \rightarrow n_2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

1 - Sur un axe de pH vertical, représentons les couples considérés.



La R.D est celle de l'acide le plus fort sur la base la plus forte soit :



Pour calculer la constante d'équilibre de la réaction ci-dessus, écrivons les expressions de K_{A1} et K_{A2} .

$$K_{A2} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{A1} = \frac{[\text{HCl}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCl}]}$$

$$K_1^0 = \frac{[\text{HCl}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{HCl}][\text{NH}_3]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = \frac{10^{-3.8}}{10^{-9.2}} = 10^{5.4} \approx 1$$

La réaction peut être considérée comme totale. On peut donc en déduire $x = n_1 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$

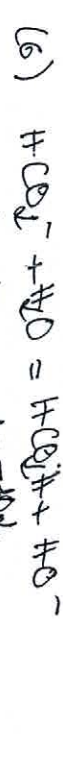
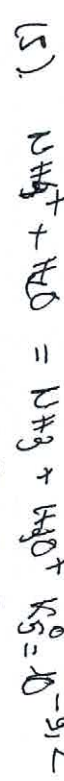
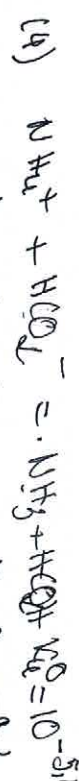
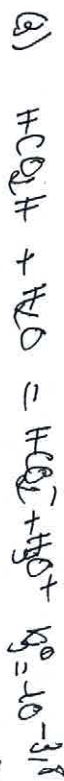
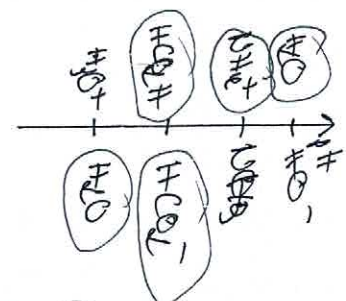
4 - Pour savoir de quel côté la réaction, on observe sur

la solution : HCl^- avec une conc $n_1 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$

(2)

et $\text{HCl} +$ avec une concentration $n_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$

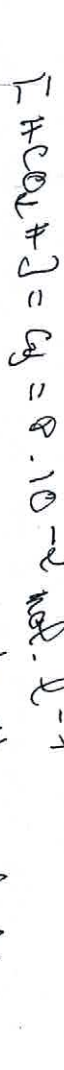
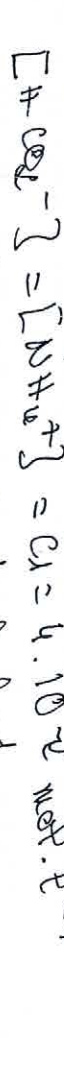
les réactions envisageables plaçant intervenir les espèces en solution sont :



La réaction (2) est sans effet sur la compétition des espèces.

Les réactions (3) et (6) ont des constantes d'équilibre faibles et ne modifient pas notablement les concentrations observées à l'issue de la réaction.

Il y a la compétition finale est :



La concentration de NH_3 peut être calculée à partir de $K_3^0 \rightarrow [\text{NH}_3}] = \frac{[\text{HCl}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{HCl}]} K_3^0$

$$[\text{NH}_3}] = 8 \cdot 10^{-8} \text{ mol. l}^{-1}$$

2 - Le calcul du pH peut être fait à partir de $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log \frac{[\text{HCl}^-]}{[\text{HCl}]} = 3,5$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{A2} + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 3,5$$