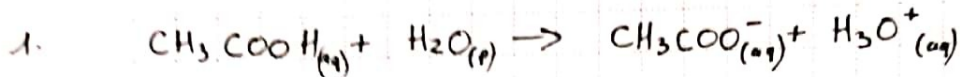


TSTL - CR3 - réactions acide-base - Activités - corrigé

\* Uniquement s'il s'agit d'un examen.

Activité c: Le vinaigre

2. Le vinaigre est à 14°  $\Rightarrow$  14 g dans 100 mL soit 140 g dans 1 L

$$C = \frac{m}{V} = \frac{m}{M \times V} = \frac{140}{60 \times 1} = 2,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Pour obtenir 50, on a dilué 10 fois le vinaigre donc  $C_0 = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

4. Si l'acide se dissocie totalement, la quantité de  $\text{H}_3\text{O}^+$  à l'équilibre est égale à la quantité de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  au début donc on doit avoir  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\text{Pog}([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\text{Pog}(0,23) = 0,6$$

5. Non, le pH mesuré est de 2,4. On en déduit que l'acide éthanóique ne se dissocie pas totalement.

6. En utilisant le pH,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

7. Les coefficients stoechiométriques des 2 produits sont égaux à 1, on produit donc autant de l'un que de l'autre donc  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_i} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_0} = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{0,23} = 0,017$$

$$8. K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f} \quad \text{on a } [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \alpha \times C_0$$

$$\text{et } [\text{CH}_3\text{COOH}]_f = [\text{CH}_3\text{COOH}]_i - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$= C_0 - \alpha C_0 = C_0(1 - \alpha)$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{\alpha C_0 \times \alpha C_0}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 C_0}{(1 - \alpha)}$$

$$9. K_a = \frac{0,017^2 \times 0,23}{(1 - 0,017)} = 6,8 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{p}K_a = -\text{Pog}(6,8 \times 10^{-5}) = 4,17$$

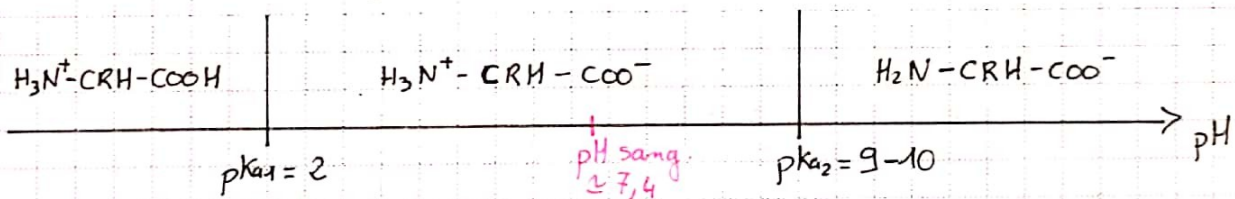
N°  
.../...

10.  $\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{C_0}$  donc si  $C_0$  diminue,  $\alpha$  augmente

11. Cette affirmation est vraie, si  $C_0$  diminue,  $\alpha$  augmente et se rapproche de 1, ce qui signifie que l'acide se dissocie de plus en plus et son comportement se rapproche de celui d'un acide fort.

### Activité 3: Le sang.

1. Ce sont les reins et les poumons qui régulent le pH du corps humain
2. S'il n'y a pas de régulation de pH, la formation d'acide lactique va faire chuter le pH.
3.  $CH_3CH(OH)COOH + HCO_3^- \rightarrow CH_3CH(OH)COO^- + CO_2 + H_2O$
4. Le  $CO_2$  dissout dans le sang influe sur son pH. La respiration permet d'évacuer ce  $CO_2$ , elle permet donc de contrôler le pH indirectement
5. Réalisons le diagramme de prédominances des acides  $\alpha$ -aminés



Plaçons en rose le pH sanguin

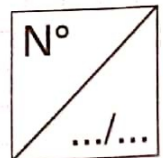
Une modification importante du pH changera la forme de l'acide  $\alpha$ -aminé, autant une forte baisse qu'une forte hausse. Au pH du sang, on voit que c'est  $H_3N^+-CRH-COO^-$  qui prédomine.

6. Prenons le  $K_a$  du couple  $CO_2, H_2O / HCO_3^-$

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}\right)$$

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{\alpha \times P_{CO_2}}}\right) = 6,1 + \log\left(\frac{24}{0,03 \times 40}\right) = 7,4$$

$\Rightarrow$  le pH est compris entre 7,35 et 7,45 donc il est viable





7.  $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

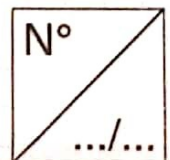
8. Le couple  $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$  est le couple du tampon plasmatique. Or il produit un  $pH \in [7,3; 7,4]$ , viable pour le sang, ce couple semble donc bien adapté.

9.  $pH = pK_a + \log \left( \frac{[HPO_4^{2-}]_f}{[H_2PO_4^-]_f} \right)$

$$\Rightarrow \log \left( \frac{[HPO_4^{2-}]_f}{[H_2PO_4^-]_f} \right) = pH - pK_a = 7,4 - 6,8 = 0,6$$

$$\Rightarrow \frac{[HPO_4^{2-}]_f}{[H_2PO_4^-]_f} = 10^{0,6} = 4$$

Il y a 4 x plus de forme basique que de forme acide



# Activité 1: pKa du BBT

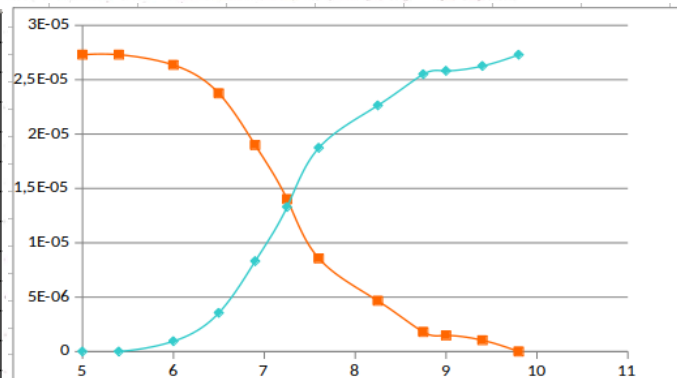
ne rien écrire dans

la partie barrée

1. Selon le pH, le BBT n'a pas la même forme donc la même couleur
2. La grandeur limite est le pKa. Ici, on voit la limite avec le changement de couleur
3. On voit un changement de couleur entre les bechers 3 et 6 donc entre les pH 6 et 7,25 donc pKa est compris entre ces valeurs.
4. Comme les 2 EC sont colorées, on utilise la spectrophotométrie
5. On fait une dilution en mettant 2,00 mL de BBT à  $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  dans 22 mL de solution au total  $\Rightarrow C_0 = \frac{C_{\text{init}} \times V_{\text{init}}}{V_{\text{finale}}} = \frac{3,0 \times 10^{-4} \times 2,00}{22,0} = 2,7 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
6. La forme acide absorbe à 470 nm environ, soit la couleur bleue donc elle apparaît de la couleur complémentaire du bleu soit le jaune.  $\hat{M}$  raisonnement à l'envers pour la forme basique.
7. On va se mettre à 630 nm environ, on voit que la forme acide n'absorbe pas à ce  $\lambda$ .
9. De S8 à S12, le BBT est uniquement sous forme basique car A ne varie plus.
10. Loi de Beer-Lambert  $A = R \times C$ , vraie pour toutes les valeurs:  $A_{\text{max}} = R \times C_0$   
 $\Rightarrow R = \frac{A}{C} = \frac{A_{\text{max}}}{C_0}$  donc  $C = \frac{C_0 \times A}{A_{\text{max}}}$
11. La quantité totale de BBT ne varie pas donc  $C_0 = [\text{IndH}^-] + [\text{Ind}^{2-}]$   
 donc  $[\text{IndH}^-] = C_0 - [\text{Ind}^{2-}]$

12.13

Solution Si	$V_i$	$pH_i$	$A_i(630 \text{ nm})$	$C_{\text{basique}}$	$C_{\text{acide}}$
S1	4	5	0	0,0E+00	2,7E-05
S2	4,5	5,4	0	0,0E+00	2,7E-05
S3	5	6	0,03	9,4E-07	2,6E-05
S4	5,5	6,5	0,113	3,6E-06	2,4E-05
S5	6	6,9	0,264	8,3E-06	1,9E-05
S6	6,5	7,25	0,422	1,3E-05	1,4E-05
S7	7	7,6	0,595	1,9E-05	8,6E-06
S8	7,5	8,25	0,719	2,3E-05	4,7E-06
S9	8	8,75	0,81	2,6E-05	1,8E-06
S10	8,5	9	0,82	2,6E-05	1,5E-06
S11	9	9,4	0,834	2,6E-05	1,0E-06
S12	9,5	9,8	0,867	2,7E-05	0,0E+00



14. Quand  $pH = pKa$ , aucune espèce ne prédomine donc on trouve pKa en lisant le pH où les courbes se croisent, ici  $pKa \approx 7,25$

N°  
.../...