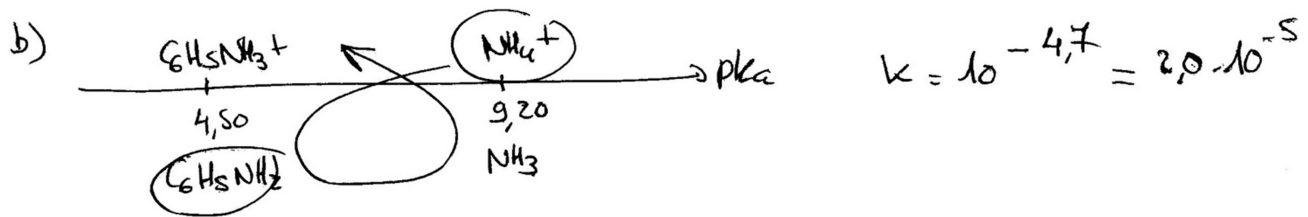
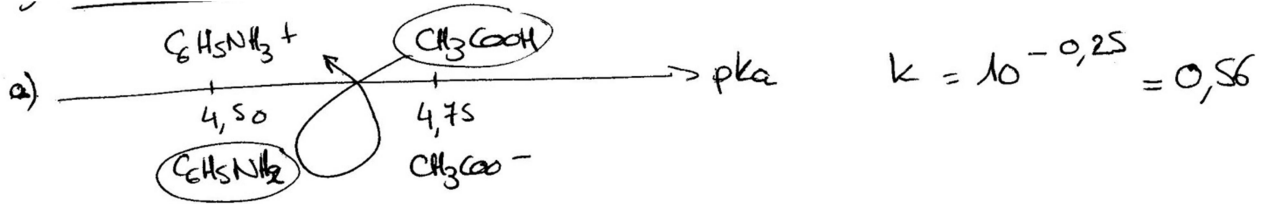


Exercices Chapitre 8 : Equilibres acido-basiques

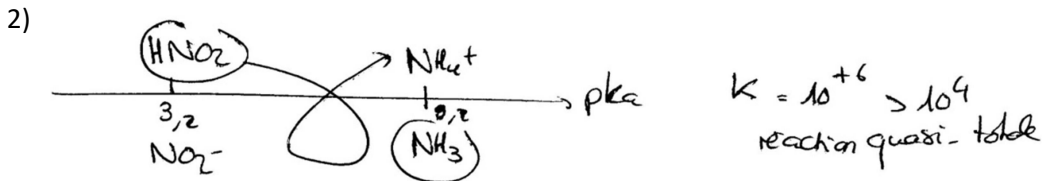
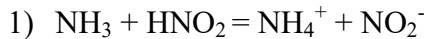
CORRIGE des premiers exercices

EXERCICES D'ENTRAINEMENT sur les CONSTANTES d'EQUILIBRE

Exercice 1 : Calculer la constante d'équilibre de ces réactions:



Exercice 2 : Constantes d'équilibre et pH final



3)

	$\text{NH}_3 + \text{HNO}_2 = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^-$			
EI	$6 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	0	0
EF	$4 \cdot 10^{-3}$	0	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$

$x_f = x_{\text{max}}$

$$\text{pH} = \text{pKa}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 9,2 + \log \left(\frac{4}{2} \right) = 9,5$$

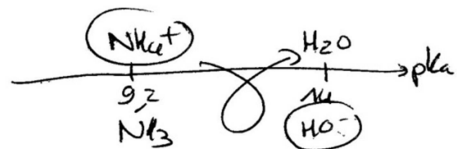
Exercice 3 : Réaction d'un acide faible et d'une base forte

NaOH est une base forte représentée par la base HO^- dans l'eau:

	$\text{NH}_4^+ + \text{HO}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
EI	0,10	0,15	0	excès
EF	0	0,05	0,10	excès

$x_f = x_{\text{max}}$ V = 1L

On cherche $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{HO}^-]} = 2 \cdot 10^{-13}$
donc $\text{pH} = 12,7$.



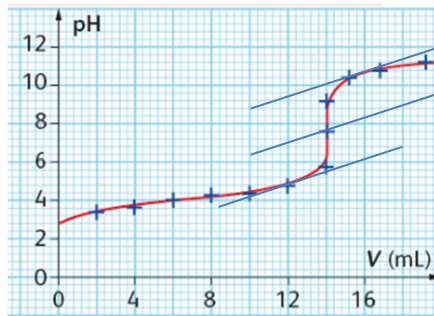
$$K = 10^{+4,8} > 10^4$$

quasi-totale

EXERCICES D'ENTRAÎNEMENT sur les TITRAGES ACIDO-BASIQUES

Exercice 4 : Titration pH-métrique de la vitamine C

- 1) $C_6H_8O_6 + HO^- = C_6H_7O_6^- + H_2O$
- 2) $V_e = 14 \text{ mL}$ par méthode des tangentes

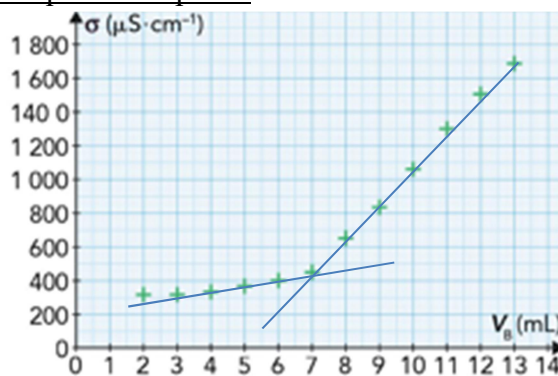


- 3) A l'équivalence, $n_{\text{acide}} = n_{\text{hydroxyde}}$ donc $V_e \cdot c = V_s \cdot c_S$
- 4) $c_S = 28 \text{ mmol.L}^{-1}$ donc dans 100 mL donc a $n = 2,8 \text{ mmol}$. La masse $m = n \cdot M = 493 \text{ mg} \approx 500 \text{ mg}$ d'où l'appellation « vitamine C 500 ».

Exercice 5 : Titration de l'ammoniac par suivi conductimétrique

- 1) $NH_3 + H_3O^+ = NH_4^+ + H_2O$
- 2) Le croisement des droites modélisant la courbe de titrage a lieu à $V_e = 10 \text{ mL}$.
- 3) A l'équivalence, $n_{\text{acide,versé}} = n_{\text{ammoniac}}$ donc $V_e \cdot c = V_s \cdot c_S$ donc $c_S = V_e \cdot c / V_s = 1,0 \text{ mmol.L}^{-1}$

Exercice 6 : Titration conductimétrique de l'aspirine



- 1) $C_9H_8O_4 + HO^- = C_9H_7O_4^- + H_2O$
- 2) $V_E = 7 \text{ mL}$
- 3) A l'équivalence, $n_{\text{aspirine}} = n_{\text{hydroxyde}}$ donc $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_E$ donc $C_A = C_B \cdot V_E / V_A = 7,0 \text{ mmol.L}^{-1}$
Dans le comprimé, $n = C_A \cdot V_A = 0,70 \text{ mmol}$ donc $m_A = M \cdot n = 126 \text{ mg}$

Exercice 7 : Chauffeurette chimique

- 1) $V_E = 9 \text{ mL}$ par méthode de dérivée
- 2) A l'équivalence, $n_i(CH_3CO_2^-) = n_E(H_3O^+)$
- 3) $C_1 V_1 = c_A \cdot V_E$ donc $C_1 = c_A \cdot V_E / V_1 = 0,072 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions éthanoate de la solution dosée.
- 4) $C_0 = 100 \cdot C_1 = 7,2 \text{ mol.L}^{-1}$
- 5) Quantité de matière $n = C_0 \cdot V_0 = 0,72 \text{ mol}$ donc masse $m = M \cdot n = 59 \text{ g}$
- 6) $59/130 = 45\% > 20\%$ comme indiqué sur la notice de la chauffeurette

EXERCICES D'ENTRAÎNEMENT sur la PREVISION DES TITRAGES CONDUCTIMÉTRIQUES

Exercice 8: Dosage pH-métrique et conductimétrique de la méthylamine

- 1) Acide chlorhydrique représenté dans l'eau par H_3O^+ donc la réaction de dosage est $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{NH}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$
- 2) $V_e = 8 \text{ mL}$ donc comme $C_1V_0 = C_2.V_e$ on a $C_1 = 0,16 \text{ mol.L}^{-1}$
- 3) Lecture à la demi-équivalence : $\text{pK}_a = 10,3$. Gamma à l'endroit: $K = 10^{+(10,3 - 0)} = 10^{10,3} > 10^4$: réaction totale.
- 4) Avant l'équivalence, $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$ augmente, $[\text{Cl}^-]$ augmente donc la conductivité augmente. Après l'équivalence, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ augmente donc la conductivité augmente plus.

Exercice 9: Dosage d'une base faible par un acide fort

- a) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$. Gamma à l'endroit: $K = 10^{+(9,2-0)} > 10^4$: réaction totale
- b) Avant l'équivalence, $[\text{NH}_4^+]$ augmente, $[\text{Cl}^-]$ augmente donc la conductivité augmente. Après l'équivalence, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ augmente donc la conductivité augmente plus.
- c) $V_e = 8 \text{ mL}$ donc $C_bV_b = C_aV_e$ donne $C_b = 0,080 \text{ mol.L}^{-1}$
- d) Avant l'équivalence le milieu est basique. A la demi-équivalence, $\text{pH} = \text{pK}_a = 9,2$
Après l'équivalence le milieu devient acide donc le pH diminue fortement .