

THIERRY BRIERE

<http://personnel.univ-reunion.fr/briere>



Cette page (et tous les documents qui y sont attachés) est mise à disposition sous un [contrat Creative Commons](#)

Vous pouvez l'utiliser à des fins pédagogiques et NON COMMERCIALES, sous certaines réserves dont la citation obligatoire du nom de son auteur et l'adresse

<http://personnel.univ-reunion.fr/briere> de son site d'origine pour que vos étudiants puissent y accéder. Merci par avance de respecter ces consignes. Voir contrat...

P.C.E.M.1

TEST N°9 : Acides-bases - CORRIGE

Dans tous les cas on considérera que la réaction d'auto-protolyse de l'eau est négligeable devant les autres réactions chimiques.

On prendra $R = 10 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Sauf indications particulières la température est de 300 K.

Couples acido-basiques (à 300K)

$\text{RCOOH} / \text{RCOO}^- : \text{pK}_a = 5$

$\text{RNH}_3^+ / \text{RNH}_2 : \text{pK}_a = 9$

	x	0,02	0,2	0,5	2	3	20	200
Log Népérien	ln x	-3,9	-1,6	-0,7	0,7	1,1	3,0	5,3
Log Décimal	log x	-1,7	-0,7	-0,3	0,3	0,5	1,3	2,3

Soit une solution A de RCOO^-Na^+ à $10^{-2} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$.

Soit une solution B de $\text{RNH}_3^+\text{Cl}^-$ à $10^{-3} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$.

Soit une solution C obtenue par mélange de 100 mL de la solution A et de 250 mL de la solution B .

Question 1 : Le pH de la solution A est de :

Réponse A : pH = 6,5

Réponse B : pH = 7,0

Réponse C : pH = 8,0

Réponse D : pH = 8,5

Réponse E : pH = 9,0

RCOO^- est une base faible, il faut donc calculer le pH d'une solution de base faible à 10^{-2} mole.L⁻¹ de $\text{pK}_a = 5$.

$$\text{pC} = -\log C = 2$$

$$\text{pK}_b = 14 - \text{pK}_a = 14 - 5 = 9$$

$$\text{pK}_b - 1 = 8$$

$$\text{pC} < \text{pK}_b - 1$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_b + \text{pC}) = \frac{1}{2} (9 + 2) = 5,5$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,5 = 8,5$$

Réponse D : pH = 8,5

Question 2 : Le pH de la solution B est de :

Réponse A : pH = 6,5

Réponse B : pH = 6,0

Réponse C : pH = 5,5

Réponse D : pH = 5,0

Réponse E : pH = 4,5

RNH_3^+ est un acide faible, il faut donc calculer le pH d'une solution d'acide faible à 10^{-3} mole.L⁻¹ de $\text{pK}_a = 9$.

$$\text{pC} = -\log C = 3$$

$$\text{pK}_a - 1 = 8$$

$$\text{pC} < \text{pK}_a - 1$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pC}) = \frac{1}{2} (9 + 3) = 6$$

Réponse B : pH = 6,0

Question 3 : La constante d'équilibre de la réaction qui se produit lors du mélange des solutions A et B est :

Réponse A : $K_R = 10^{-4}$

Réponse B : $K_R = 10^{-2}$

Réponse C : $K_R = 10^2$

Réponse D : $K_R = 10^4$

Réponse E : $K_R = 10^5$



$$K_R = \frac{[\text{RCOOH}] [\text{RNH}_2]}{[\text{RCOO}^-] [\text{RNH}_3^+]}$$

$$K_R = \frac{[\text{RCOOH}]}{([\text{RCOO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+])} * \frac{([\text{RNH}_2] [\text{H}_3\text{O}^+])}{([\text{RNH}_3^+])}$$

$$K_R = \frac{1}{K_a_{\text{RCOOH/RCOO}^-}} * K_a_{\text{RNH}_3^+/\text{RNH}_2}$$

$$K_R = 10^5 * 10^{-9} = 10^{-4}$$

Réponse A : $K_R = 10^{-4}$

Question 4 : Le pH de la solution C est de :

Réponse A : pH = 4,3

Réponse B : pH = 5,3

Réponse C : pH = 6,3

Réponse D : pH = 7,3

Réponse E : pH = 8,3



Cette réaction peut être considérée comme quasiment négligeable, la réaction inverse peut être considérée comme quasiment totale.

Etat initial :

100 mL RCOO^- à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ soit $100 * 10^{-2} / 1000 = 10^{-3}$ mole de RCOO^-

250 mL RNH_3^+ à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ soit $250 * 10^{-3} / 1000 = 0,25 * 10^{-3}$ mole de RNH_3^+

	RCOO^-	RNH_3^+	RCOOH	RNH_2
Etat initial	10^{-3}	$0,25 * 10^{-3}$	0	0
Etat final	$10^{-3} - \varepsilon$	$0,25 * 10^{-3} - \varepsilon$	ε	ε
C finales	$10^{-3} / V$	$0,25 * 10^{-3} / V$	ε / V	ε / V

La quantité ε de RCOOH et RNH_2 formée est très petite et donc négligeable devant 10^{-3} et devant $0,25 * 10^{-3}$.

Calcul de ε :

$$K_R = \frac{[\text{RCOOH}] [\text{RNH}_2]}{[\text{RCOO}^-] [\text{RNH}_3^+]}$$

$$K_R = \varepsilon^2 / 0,25 * 10^{-6} = 10^{-4}$$

$$\varepsilon^2 = 0,25 * 10^{-10}$$

$$\varepsilon = 0,5 * 10^{-5}$$

Calcul du pH de la solution :

On peut utiliser indifféremment un couple ou l'autre.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left\{ \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right\}$$

$$\text{pH} = 5 + \log \left\{ \frac{10^{-3}}{0,5 * 10^{-5}} \right\} = 5 + \log \left\{ 2 * 10^2 \right\} = 5 + 2 + \log 2 = 7,3$$

$$\text{pH} = 9 + \log \left\{ \frac{0,5 * 10^{-5}}{0,25 * 10^{-3}} \right\} = 9 + \log \left\{ 2 * 10^{-2} \right\} = 9 - 2 + \log 2 = 7,3$$

Réponse D : pH = 7,3

Question 5 : On prendra $R = 10 \text{ J.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

La vitesse d'une réaction chimique est multipliée par 20 quand la température passe de $T_1 = 300 \text{ K}$ à $T_2 = 400 \text{ K}$. L'énergie d'activation de cette réaction est de :

Réponse A : $E_A = 72 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Réponse B : $E_A = 36 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Réponse C : $E_A = 18 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Réponse D : $E_A = 6 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Réponse E : $E_A = 0,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Loi d'Arrhénius :

$$k = A \exp (- E_a / (RT))$$

$$\ln k = \ln A - E_a / (RT)$$

$$\ln k_1 = \ln A - E_a / (RT_1)$$

$$\ln k_2 = \ln A - E_a / (RT_2)$$

$$\ln (k_2 / k_1) = [E_a / R] * \{ (1 / T_1) - (1 / T_2) \}$$

$$\ln (k_2 / k_1) = [E_a / R] * \{ (T_2 - T_1) / (T_1 * T_2) \}$$

$$[E_a / R] = \ln (k_2 / k_1) * \{ (T_1 * T_2) / (T_2 - T_1) \}$$

$$E_a = R * \ln (k_2 / k_1) * \{ (T_1 * T_2) / (T_2 - T_1) \}$$

$$E_a = 10 * \ln (20) * \{ (400 * 300) / (400 - 300) \}$$

$$E_a = 10 * 3 * \{ 120000 / 100 \}$$

$$E_a = 10 * 3 * 1200$$

$$E_a = 36000 \text{ J.mol}^{-1}$$

$$E_a = 36 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Réponse B : $E_A = 36 \text{ kJ.mol}^{-1}$