

Correction du contrôle n°8 – 2015

Exercice 1 : Réaction totale

1. L'acide nitrique est un acide fort car son pK_A est inférieur à zéro.
2. La masse volumique de l'acide se déduit de sa densité :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} \Leftrightarrow \rho = d \times \rho_{eau}$$

On sait aussi que :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$\Leftrightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{n_0 \times M}{d \times \rho_{eau}}$$

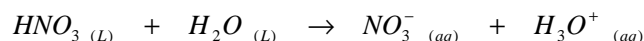
$$\Leftrightarrow V = \frac{50,0 \cdot 10^{-3} \times 63}{1,4 \times 1000} = 2,3 \text{ mL}$$

3. Calcul de la concentration :

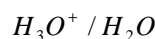
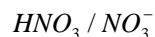
$$C_0 = \frac{n_0}{V_0}$$

$$\Leftrightarrow C_0 = \frac{50,0 \cdot 10^{-3}}{0,200} = 0,250 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

4. Equation de la réaction :



Les deux couples acido-basiques mis en jeu sont :



5. Comme la réaction est totale, la concentration finale des ions oxonium et celle des ions nitrate sont toutes deux égales à la concentration en soluté apporté C_0 .

$$\text{Ainsi : } [H_3O^+]_f = [NO_3^-]_f = 0,250 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

6. D'après le cours on a :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$\Leftrightarrow pH = -\log(0,250) = 0,602$$

La concentration des ions hydroxyde se calcule à l'aide du produit ionique de l'eau :

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$\Leftrightarrow [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

$$\Leftrightarrow [HO^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,250} = 4,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Exercice 2 : Réaction partielle

1. Si l'acide avait été fort, le pH final aurait du être de :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$\Leftrightarrow pH = -\log[\text{soluté apporté}]$$

$$\Leftrightarrow pH = -\log \frac{3,2 \cdot 10^{-5}}{0,050} = 3,2$$

2. Tableau d'avancement :

<i>Etat système</i>	<i>avancement</i>	AH + H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺ + A ⁻
<i>Initial</i>	$x = 0$	$n_0 = 3,2 \cdot 10^{-5}$		0
<i>Intermédiaire</i>	x	$3,2 \cdot 10^{-5} - x$		x
<i>Final</i>	x_F	$3,2 \cdot 10^{-5} - x_f$		x_f

3. On sait que $C = \frac{n}{V}$

Donc, à l'état final, on aura :

$$[A^-]_f = [H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V}$$

4. De même, pour l'acide AH, on aura :

$$[AH]_f = \frac{3,2 \cdot 10^{-5} - x_f}{V}$$

5. Calcul du pK_A :

$$K_A = \frac{[A^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$$

Or : $[A^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-3,3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Et : $x_f = [H_3O^+]_f \times V$

$$\Leftrightarrow x_f = 10^{-3,3} \times 0,050 = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

D'où : $[AH]_f = \frac{3,2 \cdot 10^{-5} - 2,5 \cdot 10^{-5}}{0,050} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Ainsi : $pK_A = -\log\left(\frac{(5,0 \cdot 10^{-4})^2}{1,4 \cdot 10^{-4}}\right) = 2,7$

6. Comme $pH > pK_A$, c'est l'espèce basique A⁻ qui prédomine.

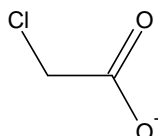
7. On sait que $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

$$\Leftrightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = 10^{pH - pK_A}$$

$$\Leftrightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = 10^{3,3 - 2,8} = 10^{0,50} = 3,2$$

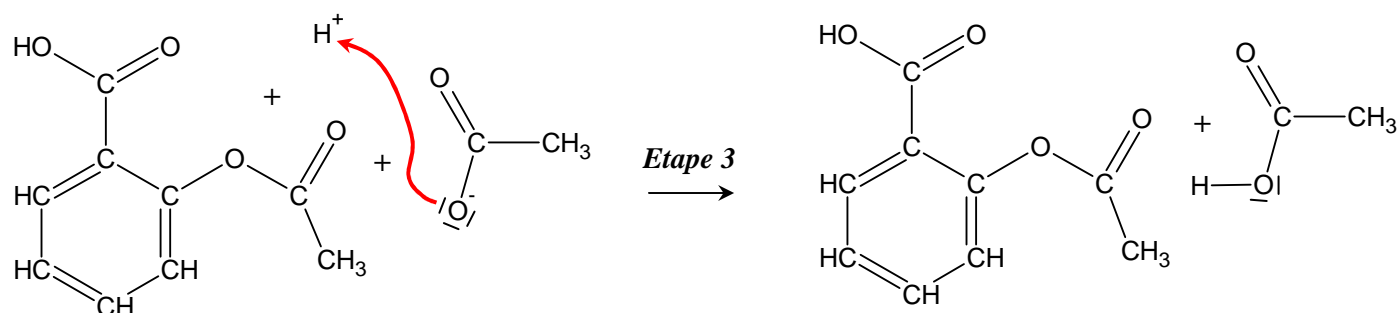
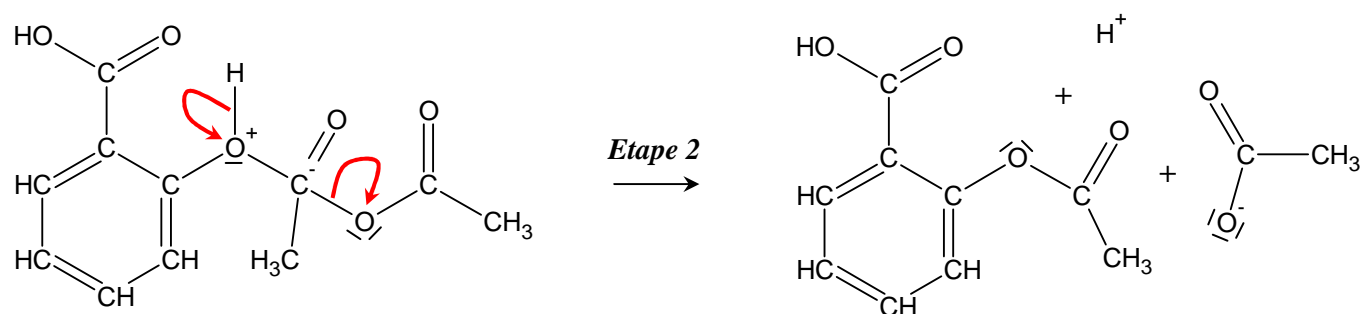
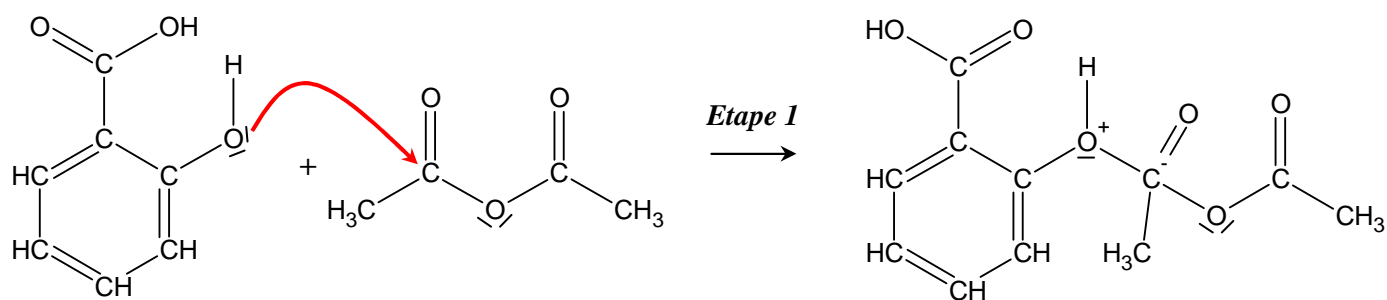
8. D'après le cours, si les espèces conjuguées d'un couple sont présentes en concentrations voisines, la solution est tampon. C'est bien le cas ici, puisque ces concentrations sont du même ordre.

9. La base conjuguée se nomme l'ion chloroéthanoate.
Sa formule topologique est :

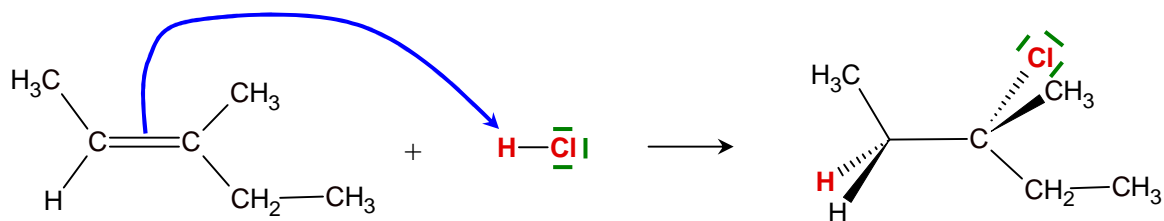


Exercice 3 : Mécanisme réactionnel

1. Mécanisme réactionnel :



2. a. Il ne manque que les 3 doublets non liants de l'atome de chlore.



b. Il s'agit d'une réaction d'addition.

c. Il n'y a aucun carbone asymétrique.

d. Premier mouvement d'électrons (début du mécanisme rationnel) : voir flèche bleue.