



Correction des exercices du chapitre 5

Exercice n° 11 p 107 :

On dispose une solution de pH 2.6 donc dont la concentration en ions H_3O^+ est $10^{-\text{pH}} = 10^{-2.6} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 On veut obtenir une solution de pH 3.0 donc dont la concentration en ions H_3O^+ est $10^{-\text{pH}} = 10^{-3.0} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 On va utiliser la formule de dilution : $c_m \times V_m = c_f \times V_f$ avec $c_m = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $c_f = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $V_f = 100 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

On doit trouver : $V_m = \frac{c_f \times V_f}{c_m} = \frac{1.0 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}}{2.5 \cdot 10^{-3}} = 0.04 \text{ L}$

Protocole expérimental :

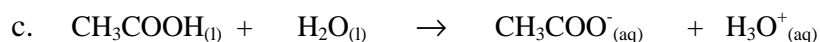
On prélève 40 mL de solution mère en deux fois avec la pipette jaugée de 20mL, on les place dans la fiole jaugée de volume 100 mL, on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge puis on agite. La solution de pH 3 est prête.

Exercice n°20 p 108 :

a. On utilise la relation $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, et on trouve :

c (mol/L)	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)
$5.0 \cdot 10^{-3}$	3.5	$3.2 \cdot 10^{-4}$
$1.0 \cdot 10^{-3}$	3.9	$1.3 \cdot 10^{-4}$
$1.0 \cdot 10^{-4}$	4.4	$4.0 \cdot 10^{-5}$

b. L'acide éthanóïque est un acide dit faible car il n'est pas totalement dissocié. Si il était, une concentration de solution de $5.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ donnerait une concentration en ion oxonium de $5.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.



d. Le taux d'avancement final est défini par : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$

Si on raisonne sur un litre de solution, on sait que l'avancement maximal correspond à la concentration de la solution (nombre de mole d'ions oxonium que l'on aurait si la réaction était totale) :

$x_{\text{max}} = c \times V = c \text{ mol}$.

De plus, on sait que l'avancement final correspond au nombre de mol d'ions oxonium présents dans la solution ; donc pour 1 litre de solution : $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ mol}$

Donc pour la première solution : $\tau = \frac{3.2 \cdot 10^{-4}}{5.0 \cdot 10^{-3}} = 6.4 \cdot 10^{-2} = 6.4\%$

Pour la deuxième solution, on trouve $\tau = 0.13 = 13\%$

Pour la troisième solution, on a $\tau = 0.40 = 40\%$

e. Le taux d'avancement final de la réaction augmente lorsque l'on dilue la solution d'acide éthanóïque.

f. Pour que le taux d'avancement final de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau tende vers 1, il faut que le pH de la solution tende vers 7, c'est à dire que la solution d'acide éthanóïque soit très diluée.



Exercice n°25 p 109 :

a. On calcul tout d'abord la quantité de matière d'acide benzoïque :

$$n = c \times V = 1.0 * 10^{-2} \times 500 * 10^{-3} = 5.0 * 10^{-3} \text{ mol}$$

Puis la masse d'acide benzoïque à prélever :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M = 5.0 * 10^{-3} \times (7 * 12.0 + 6 * 1.00 + 2 * 16.0) = 0.61g$$

b. Un acide de Bronsted est une espèce capable de céder un proton H⁺. Une base de Bronsted est une espèce susceptible de capter un proton H⁺.

La formule de l'ion benzoate est obtenue en faisant perdre un proton H⁺ à l'acide benzoïque :



c. Ecrivons l'équation de réaction de l'acide benzoïque avec l'eau et établissons le tableau d'avancement de cette transformation :

Equation de la réaction		C ₆ H ₅ COOH _(aq) +	H ₂ O _(aq) →	C ₆ H ₅ COO ⁻ _(aq) +	H ₃ O ⁺ _(aq)
Etat	Avancement (mol)	n(C ₆ H ₅ COOH)	n(H ₂ O)	n(C ₆ H ₅ COO ⁻)	n(H ₃ O ⁺)
Initial	0	c×V	excès	0	0
En cours	x	cV - x	excès	x	x
Final	x _f	cV - x _f	excès	x _f	x _f

Si la réaction est totale, on a $[H_3O^+] = c = \frac{x_f}{V} = 1.0 * 10^{-2} \text{ mol/L}$

Or $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.1} = 7.9 * 10^{-4} \text{ mol/L}$. Donc la transformation mettant en jeu la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau n'est pas totale.

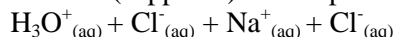
Le taux d'avancement final de cette réaction est : $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{7.9 * 10^{-4}}{1.0 * 10^{-2}} = 7.9 * 10^{-2} = 7.9\%$

Exercice n°27 p 110 :

1) La solution d'acide chlorhydrique est constitué d'ions Cl⁻_(aq) et d'ions H₃O⁺_(aq) tous deux à la même concentration : $c_1 = 10^{-pH} = 10^{-1.7} = 2.0 * 10^{-2} \text{ mol/L}$

2) Mélange de solutions :

a. Ecrivons la formule chimique des réactifs (supposés) mis en présence :



Dans ces 4 espèces, il n'y en a qu'une qui a une propriété acido-basique, c'est H₃O⁺_(aq). Donc il ne peut y avoir de réaction et le pH a augmenté du fait de l'augmentation du volume de la solution, ce qui a diminué la concentration en ions oxonium.

Vérifions : calculons tout d'abord la quantité de matière d'ions oxonium mis en solution :

$$n = c_1 \times V = 2.0 * 10^{-2} \times 15 * 10^{-3} = 3.0 * 10^{-4} \text{ mol}$$

Puis leur concentration dans le volume du mélange :

$$[H_3O^+_{(aq)}]' = \frac{3.0 * 10^{-4}}{30 * 10^{-3}} = 0.010 \text{ mol/L}$$

Et enfin le pH du mélange : $pH = -\log [H_3O^+_{(aq)}]' = -\log 0.01 = 2.0$

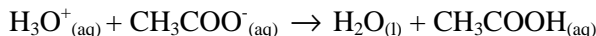
On obtient le pH du mélange qui été donné dans l'énoncé.

b. Ecrivons la formule chimique des réactifs (supposés) mis en présence :



Ici les ions oxonium ont un fort caractère acide, alors que les ions CH₃COO⁻_(aq) ont un caractère basique.

Donc la réaction qui se produit est la suivante :



Le pH a augmenté de façon significative, preuve qu'il y a eu consommation d'ions oxonium. On sait qu'il y en avait 3.0 * 10⁻⁴ mol au départ, à la fin de la réaction il y en a : $n(H_3O^+)_f = 10^{-pH} \times V = 10^{-3.4} \times 30 * 10^{-3} = 1.2 * 10^{-5} \text{ mol}$