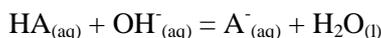




## Correction des exercices du chapitre 8

### Exercice n° 9 p 164 :

- a. On parle d'un acide faible ce qui veut dire qu'il n'est pas totalement dissocié dans l'eau, ou que sa réaction avec l'eau n'est pas totale. Ainsi :



- b. Une réaction de titrage est forcément totale sinon elle ne peut servir de support à un titrage.  
c. Etudions le tableau d'avancement de la transformation :

Equation de la réaction		HA <sub>(aq)</sub>	+	OH <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	=	A <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	+	H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>
Etat	Avancement (mol)							
Initial	0	ca×Va		cb×Vb		0		Excès
En cours	x	ca×Va - x		cb×Vb - x		x		Excès
Equivalence	x <sub>E</sub>	ca×Va - x <sub>E</sub> = 0		cb×Vb <sub>E</sub> - x <sub>E</sub> = 0		x <sub>E</sub>		Excès

A l'équivalence :  $x_E = ca \times Va = cb \times Vb_E$  d'où  $Vb_E = \frac{ca \times Va}{cb} = \frac{2.0 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3}}{1.0 \times 10^{-2}} = 20 \times 10^{-3} L = 20 mL$

- d. A l'équivalence on a dans le milieu réactionnel une solution de A<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> qui est une base. Donc le pH du mélange sera basique : pH = 8.3  
e. La quantité d'ions hydroxyde à l'équivalence est égale à la quantité de molécules HA<sub>(aq)</sub> contenue dans la solution initiale, car à l'équivalence les quantités de matière des réactifs sont nulles. Les réactifs de la réaction étant HA<sub>(aq)</sub> et OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>.  
f. On a pH<sub>E</sub> = 8.3, et pour réaliser un titrage colorimétriques il faut que le pH à l'équivalence soit contenu dans la zone de virage de l'indicateur.

Or : Pour l'hélianthine : zone de virage 3.1 – 4.4

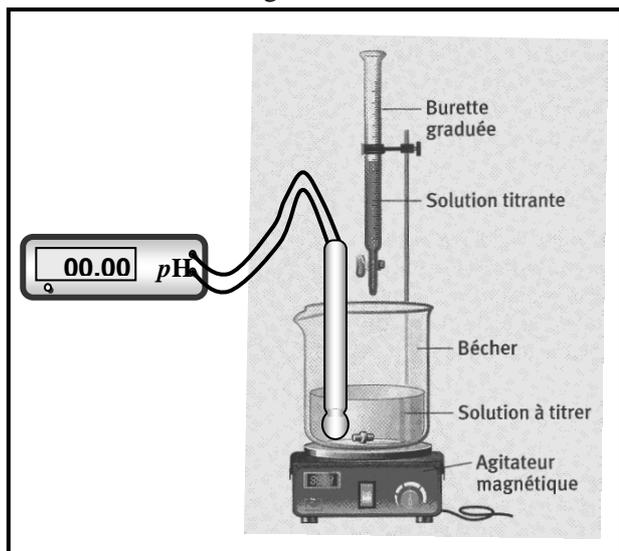
Pour la phénolphthaléine : zone de virage : 8.2 – 10

Ainsi il faut choisir la phénolphthaléine comme indicateur coloré pour ce titrage.

### Exercice n° 19 p 166 :

#### 1-Courbe de titrage :

- a. Schéma du montage :



Pour prélever la solution à titrer, on utilise une pipette jaugée.

- e. Un acide est « faible » lorsque sa réaction avec l'eau n'est pas totale, quand il n'est pas totalement dissocié dans l'eau.

Le pH à l'équivalence est supérieur à 7 lors de ce titrage ce qui est caractéristique du titrage d'un acide « faible » par de l'hydroxyde de sodium.

- b. Etalonnage du pH-mètre :

On règle tout d'abord la température ambiante.

On plonge l'électrode de mesure dans une solution tampon de pH 7 on règle la valeur du pH à 7.00 grâce au potentiomètre tarage.

On plonge l'électrode de mesure dans une solution tampon de pH 4 puis on règle le potentiomètre échelle.

- c. Le point d'équivalence correspond au pic de la courbe dpH/dVb, c'est à dire au maximum de cette courbe :

$$E (vb_E = 8.5 \text{ mL} ; pH_E = 8)$$

- d. On dose un acide faible, on peut reprendre le tableau d'évolution de l'exercice précédent, on a à l'équivalence :  $x_E = ca \times Va = cb \times Vb_E$   
d'où :

$$ca = \frac{cb \times Vb_E}{va} = \frac{0.10 \times 8.5 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 8.5 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$$



## 2-Titrage précis sans pH-mètre :

- a. L'indicateur coloré à utiliser est la phénolphtaléine puisque le pH à l'équivalence du dosage est contenu dans sa zone de virage.
- b. On trouvera une concentration de  $8.3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- c. Si on utilise une trop grande quantité d'indicateur colorée, on va perturber le titrage puisque l'indicateur coloré est un mélange des deux espèces d'un couple acido-basique, on ajouterait alors une quantité non négligeable d'acide et de base qui serait alors également titrés par les ions hydroxyde.  
Si nous ne mettions pas assez d'indicateur alors on ne pourrait pas observer le changement de couleur correspondant à l'équivalence.
- d. A l'équivalence, nous avons une solution de  $A^-(\text{aq})$ . Si on ajoute un volume de solution (S), on ajoute  $HA(\text{aq})$ . Il pourrait s'effectuer la réaction :



La réaction est très peu avancée. Le pH du mélange reste le même que celui à l'équivalence :  $\text{pH} = 8$

### Exercice n° 21 p 167 :

1. a.  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
b. L'équivalence est le moment du titrage où les deux réactifs sont totalement consommés.  
c. On obtient le même type de relation que dans les deux exercices précédent (pas de coefficients stoechiométriques supplémentaires) :  $x_E = c_a \times V_a = c_b \times V_{bE}$

$$\text{d'où : } c_a = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{0.010 \times 20 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2. a. La courbe 2 est la courbe relative à l'acide éthanóique qui est prédominant lorsque la valeur du pH est faible. La courbe 3 est donc la courbe relative à l'ion éthanóate.

- b. On a en ce point  $[\text{acide}] = [\text{base}]$

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \quad \text{d'où } \text{pH} = \text{pK}_A \text{ et d'après la courbe : } \text{pK}_A = 5$$

### Exercice n°4 p 169 :

#### 1-pH de l'eau minérale :

- a. Domaine de prédominance :
- |                                   |                  |                    |
|-----------------------------------|------------------|--------------------|
| $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ | $\text{HCO}_3^-$ | $\text{CO}_3^{2-}$ |
|                                   |                  |                    |

- b. A un pH de 7.3, c'est donc l'espèce  $\text{HCO}_3^-$  qui prédomine.

#### 2-Titrage pH-métrique de l'eau minérale :

- a.  $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b. D'après les courbes tracées, le pH à l'équivalence se situe entre un pH de 4.5 et un pH de 5. On doit choisir un indicateur coloré dont la zone de virage contient ce pH à l'équivalence :  
Le vert de bromocrésol semble donc être un bon choix.
- c. L'abscisse de l'extremum de la courbe  $\text{dpH/dV} = g(v_a)$  correspond au volume équivalent. On peut donc lire :  $v_{aE} = 13 \text{ mL}$ .

D'après les coefficients stoechiométriques des réactifs, dans l'équation de dosage, on peut écrire qu'à l'équivalence :  $x_E = c_2 \times v_{aE} = [\text{HCO}_3^-(\text{aq})] \times v_1$  (revenez sur le tableau d'avancement si vous avez des problèmes pour comprendre cette relation)

$$\text{d'où : } [\text{HCO}_3^-(\text{aq})] = \frac{c_2 \times v_{aE}}{v_1} = \frac{0.010 \times 13 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 6.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

On nous donne la concentration massique donc :  $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{étiquette}} = \frac{430 \cdot 10^{-3}}{61} = 7.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$\text{L'expérience donne une erreur de : } \% \text{ erreur} = \frac{|6.5 \cdot 10^{-3} - 7.0 \cdot 10^{-3}|}{7.0 \cdot 10^{-3}} \cdot 100 = 7\%$$

Le résultats de l'expérience est acceptable ( $< 10\%$ )