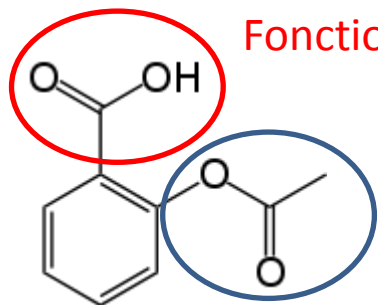


EXERCICE III : mal de tête (5 pts)

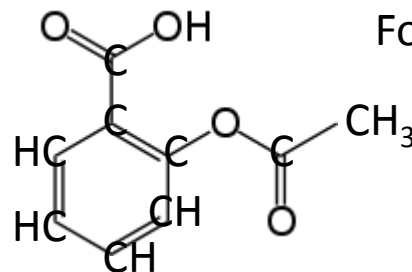
Partie 1 : molécule d'aspirine

1-Recopier la formule topologique de l'aspirine. Entourer et nommer les fonctions chimiques présentes sur cette molécule. Donner la formule brute de l'aspirine



Fonction acide (carboxylique)

Fonction ester

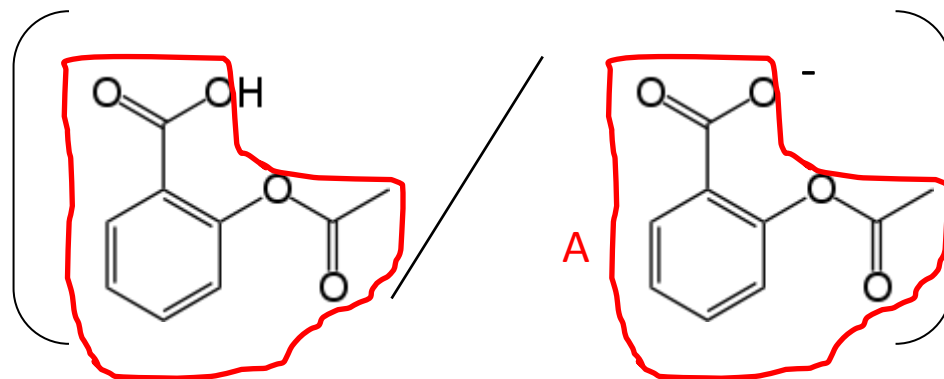


Formule brute : $C_9H_8O_4$

0.75pt

2-L'aspirine fait partie d'un couple acide-base que l'on peut noter (AH/A⁻). Donner le nom, la formule topologique et brute de A⁻.

Couple (AH/A⁻)



A

A

ion acétylsalicylate

Formule brute : $(C_9H_7O_4)^-$

0.25pt

Partie 2 : Préparation d'un dosage de l'aspirine

On désire faire un dosage de l'aspirine pour vérifier qu'un comprimé d'aspirine 500 contient bien 500 mg d'aspirine. Pour cela on broie soigneusement un comprimé dans un mortier puis on introduit la poudre obtenue dans une fiole jaugée puis on rajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. A l'aide d'un agitateur magnétique on agite une dizaine de minutes pour être sûr que tout soit dissout.

1.1- Pourquoi doit-on faire cette dissolution dans une fiole de 500 mL et pas dans une fiole de 100 mL ?

$$\text{Concentration théorique obtenue dans une fiole de 500 mL : } c_a = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} = \frac{0.5}{0.5} = 1 \text{ g/L}$$

$$\text{Concentration théorique obtenue dans une fiole de 100 mL : } c_a = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} = \frac{0.5}{0.1} = 5 \text{ g/L}$$

Document 1 : Solubilité à 25°C : $s = 3.2 \text{ g/L}$

0.5pt

On ne peut pas dissoudre plus de 3.2 g d'aspirine dans 1 L d'eau donc il sera impossible de dissoudre toute l'aspirine si on choisit la fiole de 100 mL.

1.2- Montrer que la concentration molaire de la solution obtenue est théoriquement de $c_a = 5.56 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

$$m = 500 \text{ mg} = 0.500 \text{ g}$$

$$M = 180 \text{ g/mol}$$

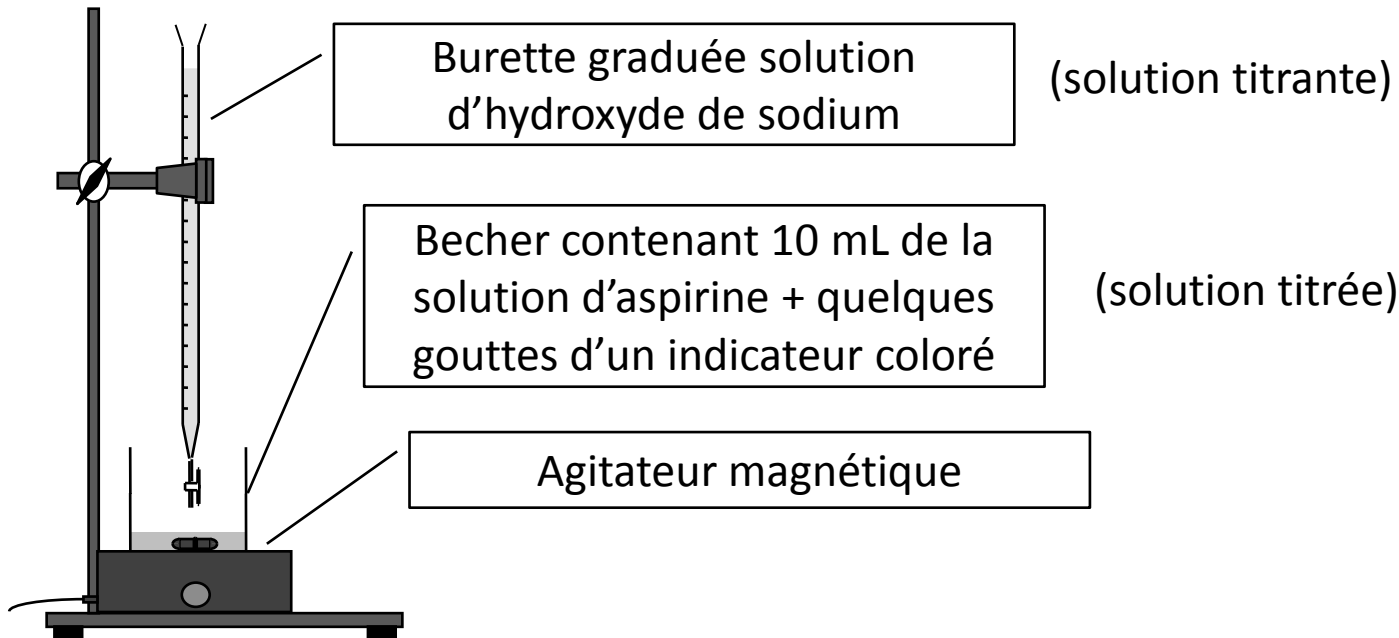
$$n = \frac{m}{M} = \frac{0.500}{180} = 2.78 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad c_a = \frac{n}{V} = \frac{2.78 \times 10^{-3}}{0.5} = 5.56 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{ou } C \text{ (mol/L)} = \frac{C \text{ (g/L)}}{M} \quad c_a = \frac{1}{180} = 5.56 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

0.25pt

2- On se propose d'effectuer un dosage colorimétrique d'un échantillon $V_a = 10 \text{ mL}$ de la solution précédente. Pour cela on dispose du matériel suivant : une burette graduée de 25 mL montée sur son support, d'un agitateur magnétique, de bechers de 50 mL, d'une pipette jaugée de 10 mL . On dispose aussi de solutions d'hydroxyde de sodium .

Faire un schéma annoté du montage à réaliser. Que manque-t-il dans la liste ci-dessus pour faire ce dosage ?



1.5pts

Il manque donc un indicateur coloré pour faire ce dosage colorimétrique.

Il manque aussi une poire à pipeter pour prélever à l'aide de la pipette 10 mL de la solution d'aspirine

(un papier filtre blanc à poser sous le becher peut aussi être utile pour mieux voir le changement de couleur de l'indicateur coloré)

3- On dispose de 3 solutions d'hydroxyde de sodium de concentrations c_b :
 $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$, $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ et $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Quelle solution d'hydroxyde de sodium va-t-il falloir choisir pour faire ce dosage sachant que pour que ce dosage soit suffisamment précis il faut que la chute de burette prévue (volume versé) soit comprise entre 10 mL et 20 mL.

Équation-bilan du dosage : $\text{AH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$

Ou tableau d'avancement :

A l'équivalence les réactifs sont dans les proportions de l'équation-bilan :

Donc n_a (aspirine) = n_b (hydroxyde)

$$C_a \times V_a = C_b \times V_{b_{eq}}$$

Volume versé à l'équivalence $V_{b_{eq}} = \frac{C_a \times V_a}{C_b}$

(avec $V_a = 10 \text{ mL}$; C_a prévu = $5,56 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

et $C_b = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ ou $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ou $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

AH	+OH ⁻	→ A ⁻	+ H ₂ O
n_a	n_b	0	0
$n_a - x$	$n_b - x$	x	x
$n_a - x_f = 0$	$n_b - x_f = 0$	0	0

1.75pts

Si $C_b = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$: $V_{b_{eq}} = \frac{5,56 \times 10^{-3} \times 10}{1,0 \times 10^{-1}} = \mathbf{0,6 \text{ mL}}$ (volume versé prévu trop petit)

Si $C_b = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$: $V_{b_{eq}} = \frac{5,56 \times 10^{-3} \times 10}{5,0 \times 10^{-3}} = \mathbf{11,1 \text{ mL}}$ (volume versé prévu correct)

Si $C_b = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$: $V_{b_{eq}} = \frac{5,56 \times 10^{-3} \times 10}{1,0 \times 10^{-3}} = \mathbf{55,6 \text{ mL}}$ (volume versé prévu trop grand)

Il faudra donc choisir la solution de concentration $C_b = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$