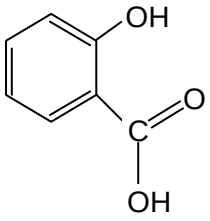
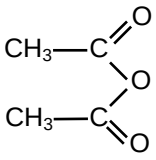
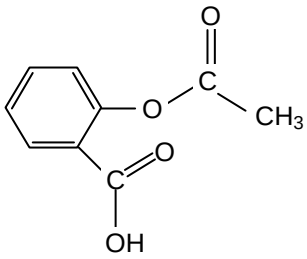
EXERCICE 1 - L'aspirine ne soigne pas que la douleur (6 points)

En 1829, le pharmacien français Henri Leroux isole le principe actif de l'écorce de saule, la «salicine». Il faudra encore près de trois quarts de siècle pour passer de la salicine à l'acide acétylsalicylique que la firme allemande «Bayer» commercialise finalement en 1899 sous le nom d'aspirine. Pendant plus de cent ans, ce médicament a permis de soulager les douleurs et la fièvre. Récemment, de nouvelles indications thérapeutiques sont apparues, comme la prévention de certains cancers. Sa synthèse au laboratoire est relativement aisée.

Données :

	Acide salicylique	Anhydride éthanoïque	Aspirine
Formule			
Masse molaire (en g.mol^{-1})	138		180
Solubilité dans l'eau	peu soluble	réagit vivement	peu soluble
Solubilité dans l'éthanol	très soluble		soluble
État physique à 20℃	solide	liquide	solide
Masse volumique (en g.cm^{-3})		1,08	

- masses molaires atomiques : M(H) = 1 g.mol^{-1} ; M(C) = 12 g.mol^{-1} ; M(O) = 16 g.mol^{-1}.
- pictogrammes relevés sur le flacon d'anhydride éthanoïque



1. Présentation des réactifs.

1.1. La molécule d'aspirine est une molécule qui comprend deux fonctions organiques. Recopier sur la copie la formule semi-développée de l'aspirine, entourer et nommer les deux groupes fonctionnels caractéristiques.

1.2. Déterminer la masse molaire de l'anhydride éthanoïque en g.mol^{-1}.

1.3. L'anhydride éthanoïque réagit vivement et totalement avec l'eau en donnant de l'acide éthanoïque. Écrire l'équation associée à la réaction.

2. Synthèse de l'aspirine.

2.1. *On peut obtenir l'aspirine à partir d'anhydride éthanoïque et d'acide salicylique ou d'acide éthanoïque et d'acide salicylique*.

2.1.1. Écrire les équations chimiques associées à ces réactions.

2.1.2. Quelle est la transformation qui permet d'atteindre l'avancement maximal ? Pourquoi ?

2.1.3. Quelles précautions doit-on prendre pour l'utilisation de l'un au moins des réactifs ?

2.2. *Dans un ballon bien sec de 250 mL, on introduit 13,8 g d'acide salicylique, 25 mL d'anhydride éthanoïque ainsi que quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.*
Après chauffage à reflux, traitement et purification, on obtient une masse de cristaux $m = 9,0$ *g.*

2.2.1. Choisir parmi les montages ***SUR LA FEUILLE ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE*** celui qui est utilisé pour la synthèse de l'aspirine au laboratoire.
Indiquer le sens de circulation de l'eau de refroidissement dans le réfrigérant.

2.2.2. Pourquoi a-t-on choisi un ballon initialement bien sec ?

2.2.3. Définir et calculer le rendement de la synthèse effectuée. Un tableau d'avancement peut être utile.

3. Contrôle de la qualité de l'aspirine obtenue.

3.1. *On introduit la totalité des cristaux obtenus (m = 9,0 g) dans une fiole jaugée de 100,0 mL. On ajoute un peu d'éthanol afin de dissoudre l'aspirine, on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on agite. On prélève* $V_A = 10,0$ *mL de cette solution que l'on dose à froid avec une solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration molaire apportée* $c_B = 2,5 \times 10^{-1}$ *mol.L*$^{-1}$.

3.1.1. En notant AH l'aspirine, écrire l'équation de la réaction de titrage.

3.1.2. Pourquoi dose-t-on l'aspirine à froid et avec de la soude diluée plutôt qu'à chaud et en présence d'hydroxyde de sodium concentré ?

3.1.3. Sachant que le volume équivalent de solution d'hydroxyde de sodium nécessaire au titrage est égal à 20,0 mL, peut-on considérer que l'aspirine obtenue est pure ?

3.2. Donner le principe d'une autre méthode permettant de vérifier la pureté de l'aspirine obtenue.

ANNEXE – À RENDRE AVEC LA COPIE.

Question 2-4

