EXERCICE 1. À PROPOS DE L'ASPIRINE... (4 points)

L'aspirine reste le médicament le plus consommé au monde.

L'aspirine peut se présenter sous de multiples formes (comprimés simples ou effervescents, poudre soluble...), chacune renfermant de l'acide acétylsalicylique, principe actif. Par la suite, cet acide est noté AH et l'ion acétylsalicylate A^- .

L'exercice qui suit a pour but d'étudier le comportement de la molécule AH en solution aqueuse. La réaction entre la molécule AH et l'eau modélise la transformation étudiée.

Les parties 1. et 2. ont en commun le calcul de l'avancement final de cette réaction par deux techniques différentes dont la précision sera discutée dans la partie 3.

Données:
Conductivités molaires ioniques à 25 °C

Espèces chimiques	H_3O^+	HO^-	A^-
λ *en* $mS.m^2.mol^{-1}$	*35,0*	*19,9*	*3,6*

pK_A *à 25 °C* $\quad$ AH / A^- : *3,5* $\quad$ H_2O / HO^- : *14*

Masse molaire moléculaire de l'acide acétylsalicylique AH : $M = 180\ g.mol^{-1}$

Par dissolution d'une masse précise d'acide acétylsalicylique pur, on prépare un volume $V_S = 500{,}0\ mL$ *d'une solution aqueuse d'acide acétylsalicylique, notée* S, *de concentration molaire en soluté apporté* $c_S = 5{,}55 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$.

1. Étude de la transformation chimique par une mesure de pH

À 25 °C, la mesure du pH de la solution S à l'équilibre donne 2,9.

1.1. Déterminer, à l'équilibre, la concentration $[H_3O^+]_{éq}$ en ions oxonium dans la solution S préparée.
1.2. L'acide acétylsalicylique AH réagit avec l'eau.
Écrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation chimique.
1.3. Déterminer l'avancement final x_f de la réaction (on pourra s'aider d'un tableau descriptif de l'évolution du système).
1.4. Déterminer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.
1.5. Déterminer le taux d'avancement final τ de la réaction.
La transformation étudiée est-elle totale?

2. Détermination de la constante d'équilibre de la réaction par conductimétrie

À 25 °C, on mesure la conductivité σ de la solution S à l'aide d'un conductimètre.
On obtient $\sigma = 44\ mS.m^{-1}$.
La conductivité de la solution est liée à la concentration des ions qu'elle contient et à leur conductivité molaire ionique par la relation :

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} . [H_3O^+] + \lambda_{A^-} . [A^-] + \lambda_{HO^-} . [HO^-]$$

Dans les conditions de l'expérience, on peut négliger la contribution des ions HO^- *à la conductivité de la solution. La relation précédente devient:*

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} . [H_3O^+]_{éq} + \lambda_{A^-} . [A^-]_{éq} \qquad \text{relation (1)}$$

2.1. Exprimer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide AH et l'eau en fonction de σ, des conductivités molaires ioniques utiles et du volume V_S (on pourra s'aider du tableau descriptif de l'évolution du système comme à la question 1.3.).
2.2. En déduire la valeur de x_f.
2.3. Calculer les concentrations molaires à l'équilibre des espèces AH, A^- et H_3O^+.
2.4. Donner l'expression de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction entre l'acide AH et l'eau, puis la calculer.

3. Précision des deux techniques utilisées: pH-métrie et conductimétrie.

Le pH-mètre utilisé donne une valeur de pH précise à 0,1 unité de pH près, et le conductimètre donne une valeur de conductivité précise à 1 mS. m^{-1} *près.*
La valeur du pH est donc comprise entre 2,8 et 3,0 et celle de la conductivité entre 43 mS. m^{-1} *et 45 mS.* m^{-1} .

Le tableau ci-dessous indique les valeurs de l'avancement final de la réaction calculées pour ces différentes valeurs de pH et de conductivité:

	$pH = 2,8$	$pH = 3,0$	$\sigma = 43\ mS.\ m^{-1}$	$\sigma = 45\ mS.\ m^{-1}$
x_f (en mol)	$7,9 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$5,6 \times 10^{-4}$	$5,8 \times 10^{-4}$

Conclure brièvement sur la précision des deux techniques, sans procéder à un calcul d'erreur relative.