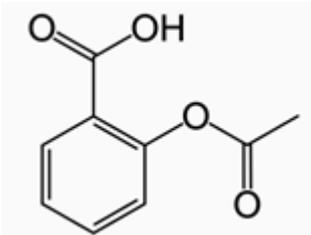
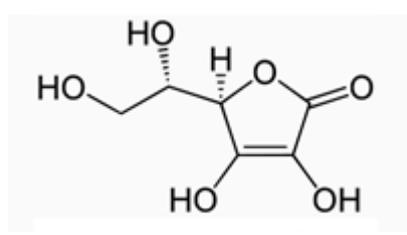
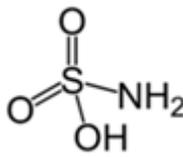


But du TP : Etudier les différents comportements des acides.

Il existe une grande variété d'acides qui partagent des propriétés communes : dans leur structure (qui fait généralement apparaître un atome d'hydrogène adjacent d'un atome électronégatif) ou dans leur propriétés chimiques (capacité à diminuer le pH de l'eau pure dans laquelle ils sont solubilisés).

Nous allons ici d'étudier si dans la grande famille des substances qualifiées « d'acides » il existe des différences de comportement et si oui lesquelles.

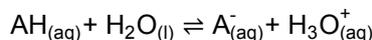
Document 1 : Informations sur les acides étudiés

Acide acétylsalicylique (= aspirine)		Acide ascorbique (= vitamine C)		Acide sulfamique	
Formule brute	Masse molaire	Formule brute	Masse molaire	Formule brute	Masse molaire
$C_9H_8O_4$	180,2 g.mol ⁻¹	$C_6H_8O_6$	176,1 g.mol ⁻¹	H_3NSO_3	97,0 g.mol ⁻¹
pK_a du couple acide/base associé		pK_a du couple acide/base associé		pK_a du couple acide/base associé	
$pK_a(C_9H_8O_4 / C_9H_7O_4^-) = 3,5$		$pK_a(C_6H_8O_6 / C_6H_7O_6^-) = 4,7$		$pK_a(H_3NSO_3 / H_2NSO_3^-) = 0$	
					

Document 2 : Constante d'acidité d'un couple acido-basique

Un couple acide faible/base faible est caractérisé par une constante sans dimension, appelée constante d'acidité et notée K_a , dont la valeur ne dépend que de la température.

Cette constante est définie par rapport à la réaction entre l'acide faible et l'eau :



Lorsque le système chimique n'évolue plus, les concentrations des espèces acide HA et basique A⁻ (en mol.L⁻¹) vérifient la relation suivante :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} [A^-]_{eq}}{[HA]_{eq}}$$

(Rappel : la concentration molaire d'un solvant, à l'équilibre, est $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, et c^0 est donc ignoré par convention dans l'écriture des constantes d'équilibre chimique)

Le pK_a d'un couple acide/base est défini par $pK_a = -\log(K_a)$

Partie I : Etude préliminaire

1. Pour chaque acide présenté dans le document 1, calculer la masse m à introduire dans une fiole jaugée de 250,0 mL pour préparer, par dissolution, une solution S_0 de l'acide considéré de concentration molaire apportée en acide $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2. Proposer un protocole pour préparer, à partir de la solution S_0 , 100,0 mL d'une solution S_1 dix fois moins concentrée que S_0 et 100,0 mL d'une solution S_2 cent fois moins concentrée que S_0 . Indiquer les valeurs des concentrations c_1 et c_2 .

Appeler le professeur pour vérifier et évaluer les protocoles

3. Construire le tableau d'avancement de la réaction de l'acide AH avec l'eau.

Le tableau doit comporter les lignes suivantes : Etat initial, Etat final, Avancement maximal.

On utilisera les notations suivantes : m pour la masse d'acide introduite, M pour la masse molaire, x_f pour l'avancement à l'état final, x_{max} pour l'avancement maximal.

4. Montrer que $\tau = \frac{10^{-pH}}{c}$ où c est la concentration apportée de l'acide et τ le taux d'avancement final. Expliquer ce que représente τ par rapport à la quantité d'ions H⁺ transférée.

5. Établir, en utilisant le tableau d'avancement, qu'à l'état final on a :

$$[AH] = c \cdot (1 - \tau) \quad \text{et} \quad [A^-] = [H_3O^+] = c \cdot \tau$$

6. En déduire l'expression de la constante d'acidité K_a en fonction de c et τ .

Appeler le professeur pour évaluer les résultats

Partie II : Mesures et exploitation

Le professeur vous indique les solutions de quel acide vous devez préparer - vous partagerez ensuite les solutions entre groupes.

7. Procéder à la préparation des différentes solutions S_0 , S_1 et S_2 pour l'acide qui vous a été attribué.

8. Pour chacune des 9 solutions, mesurer le pH puis compléter le tableau ci-dessous.

NOTE : $u(\text{pH}) = 0,1$ unité : **ARRONDIR TOUS LES CALCULS (2 CHIFFRES SIGNIFICATIFS)**

Acide	Concentration	pH	τ	$\frac{c \tau^2}{1 - \tau}$	$-\log\left(\frac{c \tau^2}{1 - \tau}\right)$
Aspirine	C_0				
	C_1				
	C_2				
Vitamine C	C_0				
	C_1				
	C_2				
Acide sulfamique	C_0				
	C_1				
	C_2				

Appeler le professeur pour évaluer les résultats

9. Comparer l'acide sulfamique à l'aspirine et à la vitamine C. L'acide sulfamique est un acide dit « FORT », donner la définition d'un acide fort.

10. L'aspirine et la vitamine C sont des acides dits « FAIBLES », donner la définition d'un acide faible.

11. Entre deux acides faibles, proposer 2 critères déterminant celui qui est le plus fort ?