

# NOMBRE D'HYDROGÈNES IONISABLES D'UN ACIDE

## Introduction

Une application importante des réactions de dosage acido-basique est la détermination du nombre d'hydrogènes ionisables d'un acide.

Soit le composé acide de formule générale  $H_{\alpha}X$ . Les  $\alpha$  atomes d'hydrogène, étant ionisables en ions  $H^+$ , ils peuvent être dosés par une base forte telle que la soude ( $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ ).

Le point équivalent sera repéré à l'aide d'un indicateur coloré convenable.

Équation-bilan générale de l'ionisation (dissolution dans l'eau) :  $H_{\alpha}X \xrightarrow{H_2O} \alpha H^+_{(aq)} + X^{\alpha-}_{(aq)}$

Équation-bilan générale de la réaction de dosage :  $\alpha H^+_{(aq)} + \alpha HO^-_{(aq)} \rightarrow \alpha H_2O$

En combinant les 2 équations, on obtient de manière générale :



Pour calculer  $\alpha$ , il suffit alors de déterminer le nombre de moles de base (= nombre de moles d'ions  $HO^-$ ) nécessaire pour neutraliser une mole de l'acide ( $H_{\alpha}X$ ) en question.

**Rappel** : lors d'un dosage, au point d'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

On a donc :  $\frac{n_{H_{\alpha}X}}{1} = \frac{n_{HO^-}}{\alpha}$  d'où :  $\alpha = \frac{n_{HO^-}}{n_{H_{\alpha}X}}$

$$\left. \begin{array}{l} \bullet n_{HO^-} = c_{HO^-} \times V_{B \text{ éq.}} = c_B \times V_{B \text{ éq.}} \\ \bullet n_{H_{\alpha}X} = c_{H_{\alpha}X} \times V_A = c_A \times V_A \end{array} \right\} \Rightarrow \boxed{\alpha = \frac{c_B \times V_{B \text{ éq.}}}{c_A \times V_A}}$$

$c_A$  : concentration molaire de l'acide étudié

$c_B$  : concentration molaire de la soude utilisée pour le dosage

$V_A$  : volume de la prise d'essai de l'acide étudié

$V_{B \text{ éq.}}$  : volume de soude versé pour obtenir l'équivalence

$\alpha$  : nombre d'atomes d'hydrogène ionisables dans l'acide étudié

## Objectif

Le but de ce TP est de déterminer le nombre d'atomes d'hydrogène ionisables de 4 acides différents par dosage avec de la soude.

## Mode Opératoire

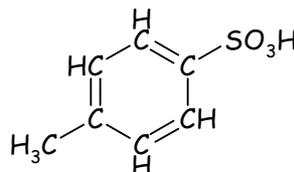
Tous les dosages sont réalisés avec de la soude de concentration :  $c_B = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'indicateur coloré utilisé est une solution de phénolphtaléine ( $\varphi\varphi$ ) : incolore en milieu acide et rose en milieu basique.

- Préparer la burette avec cette solution.

### A. Dosage de l'acide paratoluène sulfonique (APTS)

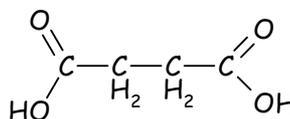
Formule chimique :



- Verser  $V_A = 10,0 \text{ mL}$  de solution acide dans un erlenmeyer de  $250 \text{ mL}$  muni d'un barreau aimanté.
- Ajouter 4 gouttes de solution de phénolphtaléine.
- Rajouter de l'eau distillée jusqu'au trait  $100 \text{ mL}$ .
- Mettre l'agitation en marche.
- Couler la soude jusqu'à développement d'une teinte rose persistante ; noter le volume équivalent.
- Refaire un essai précis, noter le volume équivalent  $V_{B1 \text{ éq.}}$  et le reporter dans le tableau de résultats.

B. Dosage de l'acide succinique

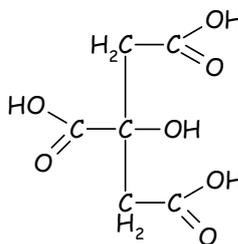
Formule chimique :



Même mode opératoire, reporter le volume équivalent  $V_{B2 \text{ éq.}}$  dans le tableau de résultats.

C. Dosage de l'acide citrique

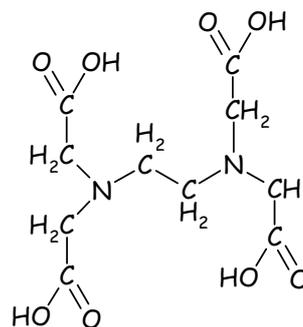
Formule chimique :



Même mode opératoire, reporter le volume équivalent  $V_{B3 \text{ éq.}}$  dans le tableau de résultats.

D. Dosage de l'acide éthylènediaminetétraacétique (EDTA /  $\text{Ba}^{2+}$ )

Formule chimique :



Même mode opératoire, reporter le volume équivalent  $V_{B4 \text{ éq.}}$  dans le tableau de résultats.

Résultats

Acide	$C_A$ (mol.L <sup>-1</sup> )	$V_B$ éq. (L)	$\alpha = \frac{C_B \times V_B \text{ éq.}}{C_A \times V_A}$	Formule chimique	
				Formes : $\text{H}_\alpha\text{X}$ et $\alpha \text{H}^+ + \text{X}^{\alpha-}$	Formule brute
APTS	0,1	$5,1 \cdot 10^{-3}$	$\alpha = 1,02$ $\alpha \approx 1$	$\text{HX}$ $\text{H C}_7\text{H}_7\text{SO}_3$ $\text{H}^+ + \text{C}_7\text{H}_7\text{SO}_3^-$	$\text{C}_7\text{H}_8\text{SO}_3$
Succinique		$10,1 \cdot 10^{-3}$	$\alpha = 2,02$ $\alpha \approx 2$	$\text{H}_2\text{X}$ $\text{H}_2 \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$ $2 \text{H}^+ + \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4^{2-}$	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$
Citrique		$15,0 \cdot 10^{-3}$	$\alpha = 3$	$\text{H}_3\text{X}$ $\text{H}_3 \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ $3 \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$
EDTA		$19,6 \cdot 10^{-3}$	$\alpha = 3,92$ $\alpha \approx 4$	$\text{H}_4\text{X}$ $\text{H}_4 \text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_8\text{N}_2$ $4\text{H}^+ + \text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_8\text{N}_2^{4-}$	$\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}_8\text{N}_2$