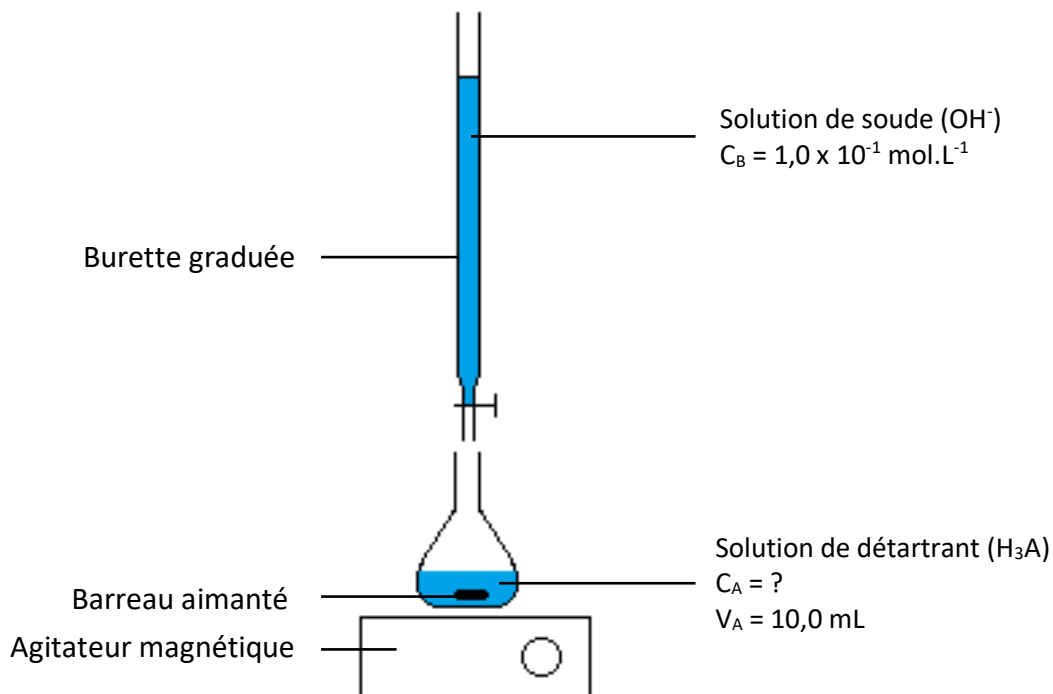
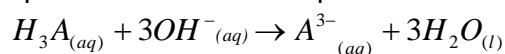


TP : Dosage d'un détartrant par de la soude

Réaction de l'acide citrique avec les ions hydroxyde :

On fait réagir l'acide citrique avec les ions hydroxyde (OH⁻) présents dans une solution de soude. L'acide citrique est noté H₃A dans l'équation de la réaction qui a lieu :



Equivalence d'un dosage

L'équivalence est le moment où les **réactifs** ont été **introduits dans les proportions stœchiométriques**.

Repérage de l'équivalence : utilisation d'un indicateur coloré : la phénolphtaléine

Un indicateur coloré est une substance chimique qui change de couleur selon le milieu dans lequel il se trouve.

La phénophtaléine est un indicateur coloré :

	Milieu acide (présence d'un acide dans la solution)	Milieu basique (présence d'ions hydroxyde dans la solution)
Couleur de la phénolphthaléine	Incolore	Rose

	Avant l'équivalence	Après l'équivalence
Réactif en excès dans l'erlenmeyer	H ₃ A	OH ⁻
Caractère de la solution	Acide	Basique
Couleur de la solution dans l'erlemeyer	incolore	rose

On repère le passage à l'équivalence, lorsque la solution passe de incolore à rose, soit pour le volume

$$V_{eq} = 14,2 \text{ mL}$$

1. Calculer la quantité d'ions hydroxyde n_{h} qui a réagi lorsqu'on a atteint l'équivalence du dosage.

$$n_{\text{OH}^-} = C_B \cdot V_{\text{eq}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{OH}^-} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,4 \text{ mmol}$$

2. En utilisant un tableau d'avancement, calculer la quantité n_a d'acide citrique qui a alors réagi.

	$H_3A_{(aq)} +$	$3 OH^-_{(aq)} \rightarrow$	$A^{3-}_{(aq)} + 3H_2O_{(l)}$
x=0	n_a	1,4	/
x	$n_a - x$	$1,4 - 3x$	
x_{max}	$n_a - x_{\text{max}} = 0$	$1,4 - 3x_{\text{max}} = 0$	

Détermination de x_{max} : $x_{\text{max}} = \frac{1,4}{3} = 0,47 \text{ mmol}$

Détermination de n_a : $n_a = x_{\text{max}} = 0,47 \text{ mmol}$

On peut aussi obtenir le résultat par proportionnalité :

$H_3A_{(aq)} +$	$3 OH^-_{(aq)} \rightarrow$	$A^{3-}_{(aq)} + 3H_2O_{(l)}$
1	3	
n_a	1,4	

$$n_a = \frac{1 \times 1,4}{3} = 0,47 \text{ mmol}$$

3. Calcul de la concentration en acide de la solution de détartrant :

$$C_A = \frac{n_a}{V_A} \quad \text{A.N.} \quad C_A = \frac{0,47}{10,0} = 4,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Déduire de la masse d'acide présente dans 100,0mL de solution de détartrant.

On donne la masse molaire de l'acide citrique : $M = 192,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$m_a = C_A \cdot V_{\text{Solution}} \cdot M \quad \text{A.N.} \quad m_a = 0,90 \text{ g}$$

5. Calculer le pourcentage en masse d'acide citrique présent dans la poudre. Conclure.

$$P = \frac{m_a}{m_{\text{poudre}}} \times 100 \quad \text{A.N.} \quad P = \frac{0,90}{1,0} \times 100 = 90$$

Le pourcentage est de 90%