

## Ibuprofène

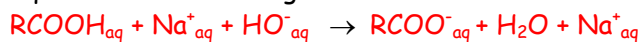
### Q1

a) D'après les données, l'ibuprofène a une grande solubilité dans l'éthanol, et une très faible solubilité dans l'eau.

L'ibuprofène contenu dans le cachet va se solubiliser dans l'éthanol, et grâce à la filtration, on pourra le séparer de l'excipient du médicament (celui-ci est insoluble dans l'éthanol!).

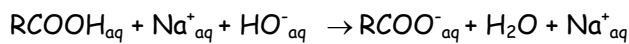
b) Couple acide-base:  $\text{RCOOH}/\text{RCOO}^-$ ;  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$

Equation bilan du dosage:



### Q2

Tout d'abord, le sage écrit toujours les données, les convertit dans la bonne unité, et recopie l'équation bilan du dosage acido-basique. Il peut alors se concentrer sur les beautés de ce monde....



$M_{\text{ibu}} = 206 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $m_{\text{ibu}} = 0,2 \text{ g}$  par gélule;  $C_b = 9 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ;  $V_b = 0,2 \text{ L}$ ;

On compare ensuite le nombre de moles de base initiale divisé par son coefficient stœchiométrique (1), avec le nombre de moles d'ibuprofène initial, divisé par son coefficient stœchiométrique (1).

$$\frac{\text{nb}(i)}{1} = C_b \cdot V_b = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } \frac{n_{\text{ibu}}(i)}{1} = \frac{m_{\text{ibu}}(i)}{M_{\text{ibu}}(i)} = \frac{0,2}{206} = 9,71 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

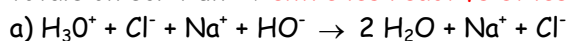
donc:

$$\frac{\text{nb}(i)}{1} > \frac{n_{\text{ibu}}(i)}{1} \text{ la base est en excès.}$$

L'autre méthode consiste à déterminer l'avancement maximal pour les 2 réactifs. L'avancement maximal le plus petit correspond au réactif en défaut.

### Q3

Réponse partielle, pour voir la vidéo [clique ici](#). (attention le signe = n'est plus d'actualité dans le nouveau programme de TS. La vidéo a été faite pour l'ancien programme. ; comme la réaction est totale on écrit un  $\rightarrow$  **entre les réactifs et les produits**)



$$\text{b) } n_b(\text{excès}) = 8,6 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{c) } K = 10^{14}$$

### Q4

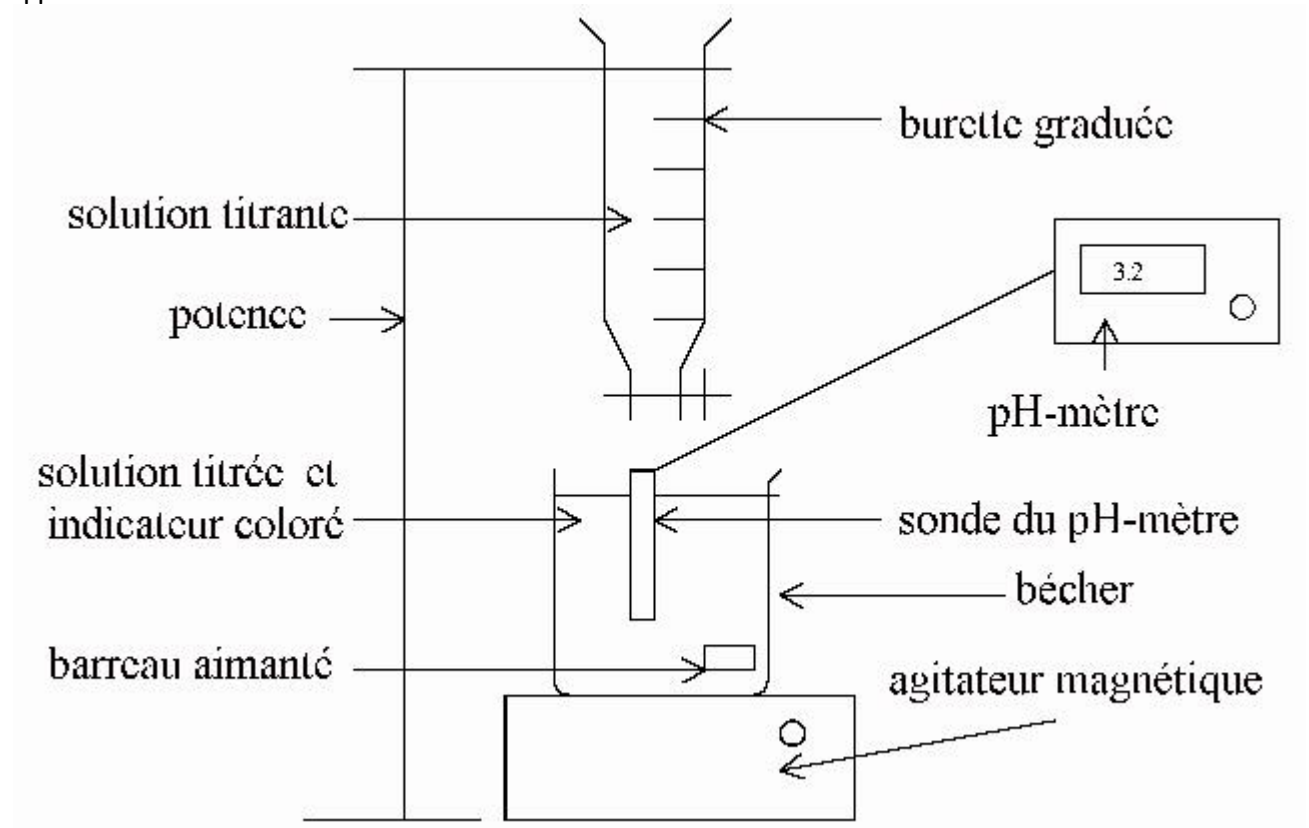
Réponse partielle, pour voir la vidéo [clique ici](#).

$$m(\text{ibu}) = 0,194 \text{ g};$$

Pourcentage d'erreur relative : 3 %

### Q5

a) Question très souvent posée, pour vérifier que vous connaissez bien la verrerie et autres appareils utilisés!



La solution titrante est l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$ ), la solution titrée, l'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+, \text{HO}^-$ )

b) L'indicateur colorée est **le bleu de bromothymol**. En effet il va changer de teinte à l'équivalence, puisque sa zone de virage est comprise entre  $\text{pH}=6$  et  $\text{pH} = 7,6$  et qu'elle contient le point équivalent de la courbe de dosage. Lorsque la solution change de teinte l'expérimentateur sait qu'il se trouve approximativement à l'équivalence: le nombre de mole d'acide versé est égal au nombre de mole de base présent dans le bécher.