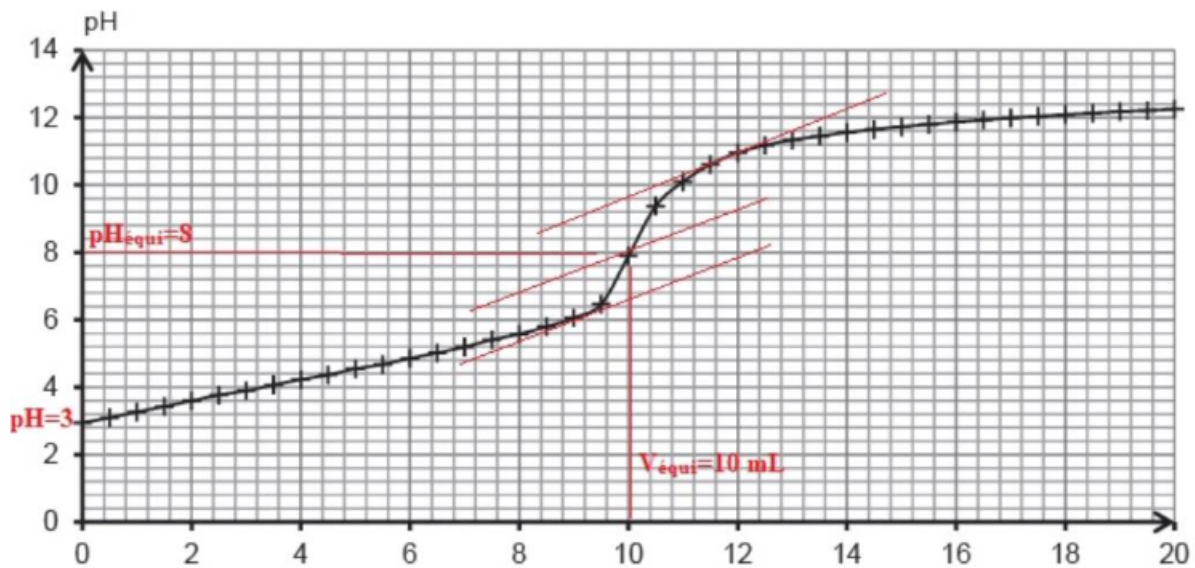
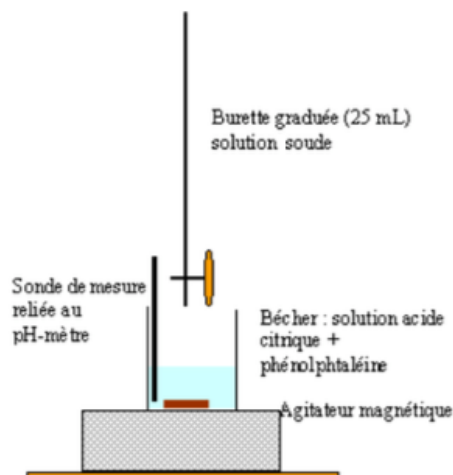


I- Le Pomelo (8 points)



1.1. Déterminer graphiquement la valeur du pH du jus de pomelo frais et filtré. Commenter.  
 Déterminer graphiquement la valeur du pH du jus de pomelo pH = 3. Ce jus est très acide.

1.2. Schématiser et légénder le montage permettant de réaliser ce titrage.



1.3. Titrage suivi par colorimétrie

1.3.1. Choisir, dans la liste des indicateurs colorés acido-basiques, celui qui peut être utilisé pour réaliser le titrage suivi par colorimétrie de l'acidité du jus de pomelo. Justifier.

La zone de virage de l'indicateur coloré doit contenir le pH du point équivalent (8 dans ce cas) : la phénolphtaléine convient ainsi que le rouge de crésol dont la zone de virage est [7,2 ; 8,8] .

1.3.2. Préciser le changement de couleur qui peut être observé lors du titrage.

Le rouge de crésol passe du jaune ( milieu acide) au rouge ( milieu basique).

L'équation de la réaction support du titrage est la suivante :  $H_3A(aq) + 3 HO^-(aq) \rightarrow A^{3-}(aq) + 3 H_2O(l)$

1.4. En exploitant la courbe du titrage (figure 1), déterminer l'acidité titrable du jus de pomelo. Commenter.

Quantité de matière à l'équivalence :  $n(HO^-) = 0,50 \times 0,010 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

$n(H_3A) = 5 \times 10^{-3} / 3 = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$  dans 20 mL de jus.

Concentration en acide citrique :  $1,67 \times 10^{-3} / 0,020 = 8,3 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

M(acide citrique) = 192 g / mol.

Titre massique en acide citrique =  $0,083 \times 192 = 16 \text{ g/L}$ , en accord avec le texte.

## II- Décapage d'une pièce en aluminium (12 points)

### A. Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Pour préparer une solution S d'acide chlorhydrique, on dissout un volume de 150 L de chlorure d'hydrogène gazeux  $\text{HCl(g)}$  dans de l'eau pour obtenir 1,00 L de solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

Le chlorure d'hydrogène est assimilé à un gaz parfait et l'expérience se déroule sous une pression atmosphérique de 1 013 hPa et à une température ambiante de 20 °C.

**A.1.** Écrire l'équation de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.



**A.2.** Déterminer la concentration en quantité de matière de chlorure d'hydrogène apportée  $C_S$  de la solution S ainsi préparée.

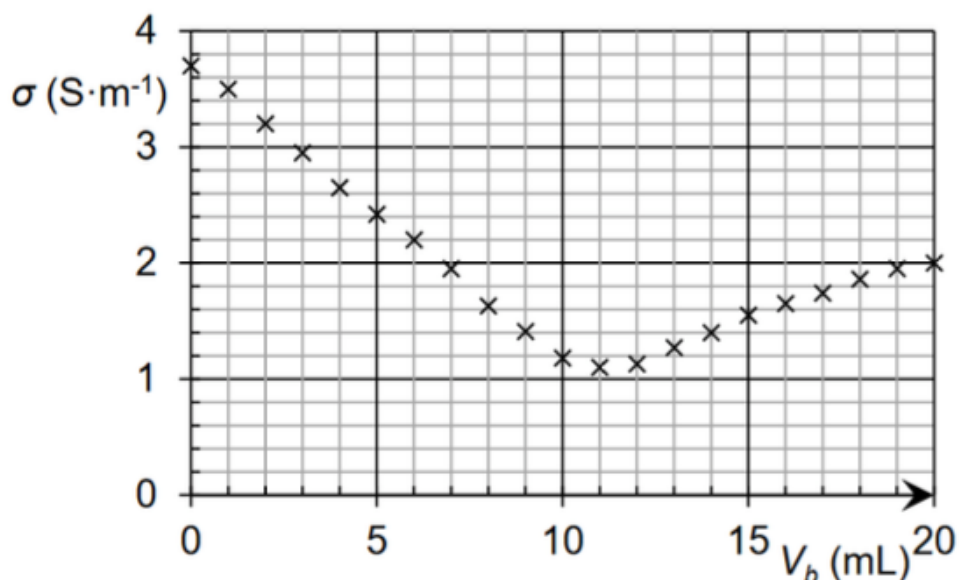
$$C_S = \frac{n_{\text{HCl(aq)}}}{V} = \frac{n_{\text{HCl(g)}}}{V} \quad \text{avec } V = 1,00 \text{ L}$$

D'après la loi des gaz parfaits  $P \cdot V_{\text{gaz}} = n_{\text{HCl(aq)}} \cdot R \cdot T$ , ainsi  $n_{\text{HCl(aq)}} = \frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}$

$$C_S = \frac{\frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}}{V} = \frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T \cdot V} = \frac{1013 \times 10^2 \times 0,150}{8,32 \times (20 + 273,15) \times 1,00} = 6,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pour contrôler la concentration en quantité de matière de la solution obtenue, on procède à un titrage conductimétrique par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Après dilution de la solution précédemment obtenue, on met en œuvre le titrage et on obtient le graphique suivant.

*Courbe de titrage conductimétrique d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium*



Conductivités ioniques molaires :

Ion	sodium	chlorure	oxonium	hydroxyde
$\lambda$ (S·cm <sup>2</sup> ·mol <sup>-1</sup> )	50	76	350	200

**A.3.** Justifier, en développant le raisonnement, l'évolution qualitative de la pente de la courbe au cours du titrage.

Espèces ioniques présentes dans le milieu réactionnel (=bêcher)				
Avant l'équivalence		À l'équivalence	Au-delà de l'équivalence	
ions	Évolution [X]		ions	Évolution [X]
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	diminue	Na <sup>+</sup> et Cl <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	constante
Cl <sup>-</sup>	constante		Na <sup>+</sup>	augmente
Na <sup>+</sup>	augmente		HO <sup>-</sup>	augmente

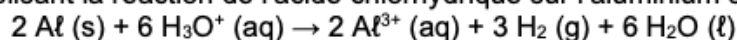
Avant l'équivalence, la conductivité diminue : Quand un ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> est consommé, alors il apparaît dans le milieu réactionnel un ion Na<sup>+</sup> mais la conductivité molaire ionique  $\lambda_{\text{Na}^+} < \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}$ .

Au-delà de l'équivalence, la conductivité augmente à cause des ions HO<sup>-</sup> introduits en excès.

## B. Décapage à l'acide chlorhydrique

Une pièce d'aluminium de 350 g est décapée dans 1,00 L d'une solution d'acide chlorhydrique. Une réaction chimique a lieu à la surface, éliminant une partie de l'aluminium qui passe en solution. Un dégagement gazeux incolore et extrêmement inflammable est observé.

L'équation chimique modélisant la réaction de l'acide chlorhydrique sur l'aluminium s'écrit :



On considèrera que cette transformation est totale.

**B.1.** Indiquer si l'équation chimique ci-dessus traduit une réaction acido-basique ou une réaction d'oxydoréduction. Justifier la réponse.

Dans la situation étudiée, on souhaite que le décapage cesse lorsque 0,10 % de la masse d'aluminium a réagi. On observe que Al est transformé en Al<sup>3+</sup>, la demi-équation correspondante est une oxydation  $\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$ .

Et H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> est transformé en H<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O, il s'agit d'une réduction du type  $\text{Ox} + n \text{e}^- = \text{Réd}$ .



Il s'agit bien d'une réaction d'oxydo-réduction.

Dans la situation étudiée, on souhaite que le décapage cesse lorsque 0,10 % de la masse d'aluminium a réagi.

**B.2.** Déterminer la concentration, notée C, en quantité de matière d'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq) de la solution d'acide chlorhydrique à utiliser pour décaper correctement la pièce en aluminium considérée.

La pièce d'aluminium a une masse de 350 g.

Il faut en consommer 0,10%, soit  $m_{\text{Al}} = 350 \times \frac{0,10}{100} = 0,35 \text{ g}$ .

D'après l'équation de la réaction  $\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{6}$ , soit  $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3 n_{\text{Al}}$ .

$$C \cdot V = 3 \cdot \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} \text{ donc } C = \frac{3 m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}} \cdot V} = \frac{3 \times 0,35}{27,0 \times 1,00} = 3,89 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**B.3. Déterminer la dilution à appliquer à la solution commerciale à 23 % pour décaper correctement la pièce d'aluminium.**

Solution mère :

Solution commerciale à 23% en masse

$$\rho_{\text{sol}} = 1,15 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$C_0 = ? \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_0$  à prélever

On doit déterminer la concentration en quantité  $C_0$  de la solution commerciale à 23%.

On raisonne pour 1 L = 1000 mL de solution.

$$\rho_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V} \text{ donc } m_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}} \cdot V$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{23}{100} m_{\text{sol}} = \frac{23}{100} \rho_{\text{sol}} \cdot V = \frac{23}{100} \times 1,15 \times 1000 = 264,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{264,5}{36,5} = 7,25 \text{ mol dans 1 L donc } C_0 = 7,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

Au cours de la dilution la quantité de matière de soluté se conserve  $C_0 \cdot V_0 = C \cdot V \leftrightarrow V_0 = \frac{C \cdot V}{C_0}$

$$\text{On impose } V = 1,000 \text{ L alors } V_0 = \frac{3,89 \times 10^{-2} \times 1,000}{7,25} = 5,37 \times 10^{-3} \text{ L} = 5,37 \text{ mL.}$$

Il faut donc prélever 5,37 mL de solution commerciale puis mélanger avec de l'eau distillée afin d'obtenir 1000 mL de solution fille.

Ce volume de 5,37 mL n'est pas facile à mesurer avec précision, on procède par pesée.

$$\rho_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V} \text{ donc } m_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}} \cdot V$$

$$m_{\text{sol}} = 1,15 \times 5,37 = 6,17 \text{ g de solution commerciale à peser.}$$

Solution fille :

$$C = 3,89 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$V$  à préparer