

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  $P \cdot V_{\text{gaz}} = n_{\text{HCl(g)}} \cdot R \cdot T$ , ainsi  $n_{\text{HCl(g)}} = \frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}$

$$C_S = \frac{\frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}}{V} = \frac{P \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T \cdot V}$$

$$\frac{1013 \times 10^2 \times 0,150}{8,32 \times 293,15}$$

$$6,229991866 \text{ E}0$$

$$C_S = \frac{1013 \times 10^2 \times 0,150}{8,32 \times (20 + 273,15) \times 1,00} = 6,23 \text{ mol.L}^{-1}$$

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]
$\text{H}_3\text{O}^+$	diminue	$\text{Na}^+$ et $\text{Cl}^-$	$\text{Cl}^-$	constante
$\text{Cl}^-$	constante		$\text{Na}^+$	augmente
$\text{Na}^+$	augmente		$\text{HO}^-$	augmente

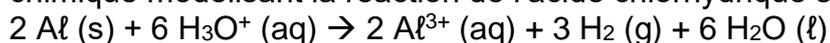
Avant l'équivalence, la conductivité diminue : Quand un ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  est consommé, alors il apparaît dans le milieu réactionnel un ion  $\text{Na}^+$  mais la conductivité molaire ionique

$$\lambda_{\text{Na}^+} < \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

Au-delà de l'équivalence, la conductivité augmente à cause des ions  $\text{HO}^-$  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 :

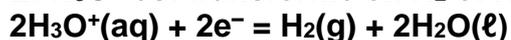


On considèrera que cette transformation est totale.

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

On observe que Al est transformé en  $\text{Al}^{3+}$ , la demi-équation correspondante est une oxydation  $\text{Al(s)} = \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$ .

Et  $\text{H}_3\text{O}^+$  est transformé en  $\text{H}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$ , 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  $H_3O^+(aq)$  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  $m_{Al} = 350 \times \frac{0,10}{100} = 0,35 \text{ g}$ .**

**D'après l'équation de la réaction  $\frac{n_{Al}}{2} = \frac{n_{H_3O^+}}{6}$ , soit  $n_{H_3O^+} = 3n_{Al}$ .**

$$C \cdot V = 3 \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \text{ donc } C = \frac{3m_{Al}}{M_{Al} \cdot V}$$

$$C = \frac{3 \times 0,35}{27,0 \times 1,00} = 3,89 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Le pourcentage massique d'une solution d'acide chlorhydrique est la masse de gaz chlorure d'hydrogène dissous pour obtenir 100 g de solution. Ainsi 100 g de solution d'acide chlorhydrique à 10 % ont été fabriqués en dissolvant 10 g de chlorure d'hydrogène. On dispose d'une solution commerciale à 23 % en masse d'acide chlorhydrique. La masse volumique  $\rho_{sol}$  de cette solution est égale à  $1,15 \text{ g.mL}^{-1}$ .

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**

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

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

$V_0$  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.**

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

$$m_{HCl} = \frac{23}{100} m_{sol}$$

$$m_{HCl} = \frac{23}{100} \cdot \rho_{sol} \cdot V$$

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

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{M_{HCl}}$$

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

**Au cours de la dilution la quantité de matière de soluté se conserve  $C_0 \cdot V_0 = C \cdot V$**

$$V_0 = \frac{C \cdot V}{C_0}$$

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

**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.**

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

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