

Décapage d'une pièce en aluminium (5 points) - CORRECTION

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

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

$$\frac{1013 \text{E}2 * 0.150}{8.32 * 293.15}$$

$$6.229991866 \text{E}0$$

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

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 (=bécher)				
Avant l'équivalence		À l'équivalence	Au-delà de l'équivalence	
ions	Évolution [X]		ions	Évolution [X]
H_3O^+	diminue	Na^+ et Cl^-	Cl^-	constante
Cl^-	constante		Na^+	augmente
Na^+	augmente		HO^-	augmente

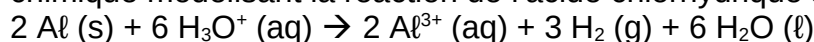
Avant l'équivalence, la conductivité diminue : Quand un ion H_3O^+ est consommé, alors il apparaît dans le milieu réactionnel un ion Na^+ mais la conductivité molaire ionique

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

Au-delà de l'équivalence, la conductivité augmente à cause des ions 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 :

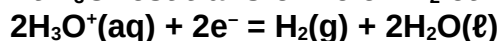


On considèrera que cette transformation est totale.

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

Et H_3O^+ est transformé en H_2 et H_2O , 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 $m_{Al} = 350 \times \frac{0,10}{100} = 0,35$ 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 ρ_{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.

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

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