

24 Traitement d'un effluent

1. Détermination de la concentration en quantité de la solution commerciale S d'acide chlorhydrique :

$$V_S = 1 \text{ L} \quad \rho_S = 1,15 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \quad m_S = \rho_S \times V_S = 1,15 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 1,0 \text{ L} = 1,15 \times 10^3 \text{ g}$$

$$P_m(\text{HCl}) = 32 \%$$

$$m_{\text{HCl}} = m_S \times P_m(\text{HCl}) = 1,15 \times 10^3 \text{ g} \times 0,32 = 3,68 \times 10^2 \text{ g}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{3,68 \times 10^2 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10,0 \text{ mol}$$

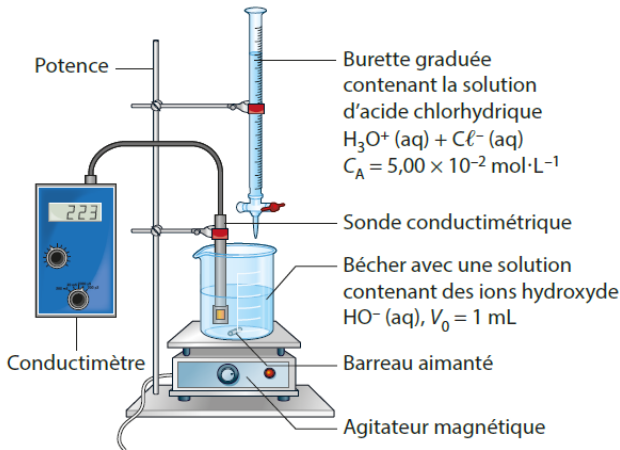
$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_S} = 10,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Lors de la dilution, la quantité de matière se conserve :

$$C_S \times V_S = C_A \times V_A \text{ soit } V_S = \frac{C_A \times V_A}{C_S} = 1,0 \text{ mL}$$

Protocole : À l'aide d'une pipette jaugée de 1,0 mL, prélever 1,0 mL de solution d'acide chlorhydrique et les verser dans une fiole jaugée de 200 mL. Ajouter de l'eau distillée, homogénéiser. Ajuster avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Homogénéiser la solution.

2.



3. Les ions présents au cours du titrage sont : Na^+ , HO^- , H_3O^+ et Cl^- .

Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
HO^-	↘	0
Na^+	=	=
Cl^-	↗	↗
H_3O^+	0	↗

- Avant l'équivalence, la courbe est une droite de pente négative car tout se passe comme si, dans le bécher un ion HO^- fort conducteur est remplacé par un ion chlorure Cl^- moins conducteur.

- Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Cl^- et H_3O^+ s'accumulent dans le bécher.

4. Les segments de droite moyenne sont tracés. À l'intersection, le volume versé à l'équivalence est lu : $V_E = 13,0 \text{ mL}$.

- Détermination de la concentration C_B en ions HO^- de l'effluent : À l'équivalence : $n(\text{HO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$ soit :

$$C_B \times V_0 = C_A \times V_E \text{ et } C_B = C_A \times \frac{V_E}{V_0} = 6,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le pH est alors égal à : $14 + \log(6,5 \times 10^{-1}) = 13,8$ largement supérieur à la norme.

Par ailleurs, la concentration en ions sodium est telle que : $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = 6,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La concentration en ions sodium dépasse également la norme.

5. Si les ions hydroxydes HO^- sont limitants, alors $x_f = C_B \times V_{\text{eff}}$

Équation de la réaction		$\text{HO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$		
État du système	Avancement (mmol)	Quantités de matière (mmol)		
		$n(\text{HO}^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	$C_B \times V_{\text{eff}}$	$C \times V$	Excès
État final	$x = x_f$	0	$C \times V - C_B \times V_{\text{eff}}$	Excès

6.

Ressource numérique à télécharger : fichier Python

L'instruction ligne 6 permet de calculer la quantité d'ions hydroxyde $\text{HO}^- (\text{aq})$ présents dans l'effluent. D'après le titrage : $C_B = C_A \times \frac{V_E}{V_0}$.

La quantité d'ions hydroxyde est égale à :

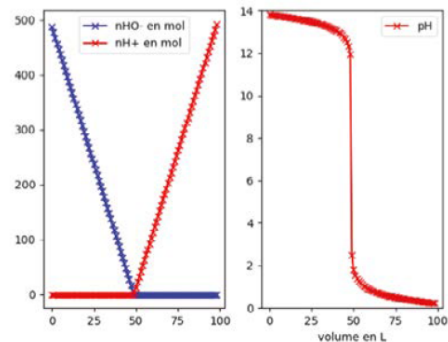
$$V_{\text{eff}} \times C_B \text{ soit } V_{\text{eff}} \times \left(C_A \times \frac{V_E}{V_0} \right) = V_{\text{eff}} \times \left(0,05 \times \frac{V_E}{0,001} \right)$$

7. • Lors des instructions lignes [23,27], le réactif limitant correspond aux ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ car la quantité d'ions hydroxyde $\text{HO}^- (\text{aq})$ est positive à l'état final.

- Lors des instructions lignes [28,32], le réactif limitant correspond aux ions hydroxyde $\text{HO}^- (\text{aq})$ car la quantité d'ions hydronium H_3O^+ est positive à l'état final.

- Les instructions lignes [33,37] donnent le mélange stœchiométrique.

8. On réalise la simulation. Pour avoir $5 \leq \text{pH} \leq 8$, il faut verser environ $V = 50 \text{ L}$ d'acide chlorhydrique.



9. La concentration en ions sodium $\text{Na}^+ (\text{aq})$ sera toujours trop importante. L'entreprise devra donc diluer l'effluent pour diminuer la concentration en ions sodium $\text{Na}^+ (\text{aq})$.

25 CORRIGÉ Lutter contre le tartre

1. Par la méthode des dérivés, on détermine le volume versé à l'équivalence ; V_E est égal à 12,0 mL.

À l'équivalence : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$, soit :

$$C_S(\text{H}_3\text{O}^+) \times V_S = C_B \times V_E \text{ et } C_S(\text{H}_3\text{O}^+) = C_B \times \frac{V_E}{V_S} = 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration C_a en ions H_3O^+ du détartrant est donc :

$$C_a = 20 \times C_S(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. • Évaluation du volume de tartre :

$$V_{\text{tartre}} = e_{\text{tartre}} \times S_{\text{tartre}} \text{ avec } S_{\text{tartre}} = 2\pi R^2 + 2\pi R h$$

$$\text{soit } V_{\text{tartre}} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ m}^3.$$

• Détermination de la quantité de carbonate de sodium $n(\text{CaCO}_3)$:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{\rho V_{\text{tartre}}}{M(\text{CaCO}_3)} = 0,53 \text{ mol}.$$

• Détermination de la quantité d'ions hydronium H_3O^+ nécessaire :

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = n(\text{CaCO}_3)$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times n(\text{CaCO}_3) = 1,1 \text{ mol}.$$

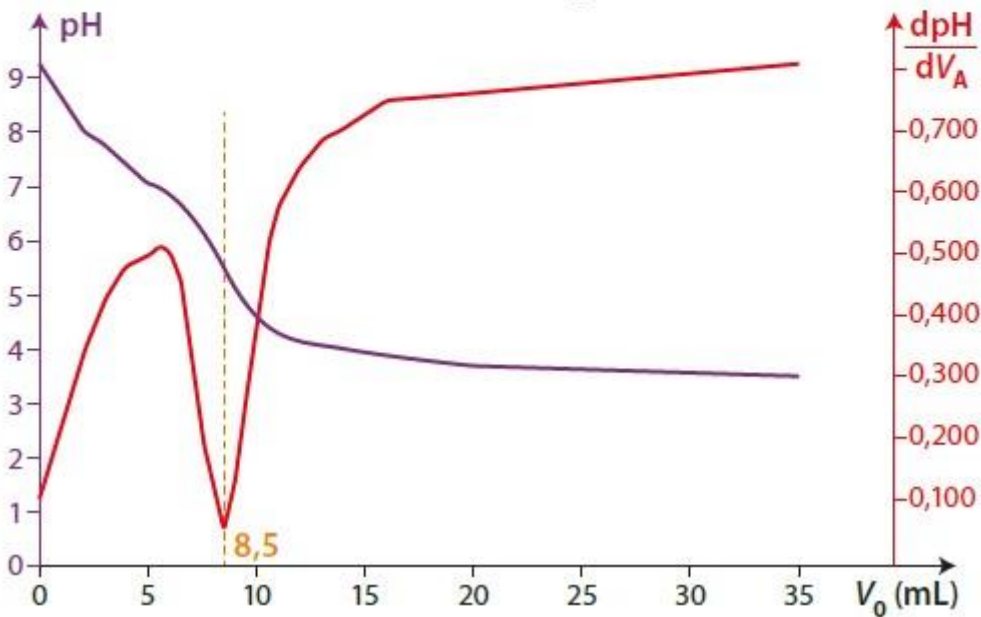
• Détermination du volume V_0 de détartrant à utiliser :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \times V_0 \text{ soit } V_0 = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{C_a} = 441 \text{ mL} ;$$

donc $V_0 < 750 \text{ mL}$, le flacon est suffisant pour détartrer totalement tout le tambour.

Préparation à l'ECE

1. On trace la courbe $\text{pH} = f(V_A)$, par la méthode de la dérivée, on détermine le volume équivalent $V_E = 8,5 \text{ mL}$.



À l'équivalence $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

soit $n(\text{HCO}_3^-) = C_A \times V_E = 5,00 \times 10^{-3} \times 8,5 \times 10^{-3} = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

La quantité d'ions hydrogénocarbonate contenue dans la pastille est égale à $4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

2. Quelques exemples de sources d'erreur :

- pertes de matière lors du transvasement du mortier au bécher ;
- lecture des volumes de solution d'acide versée ;
- détermination du volume équivalent.

3. La quantité d'ions sodium contenue dans une pastille est égale à :
 $n(\text{Na}^+) = n(\text{HCO}_3^-) = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$ et donc la masse de sodium est égale à :

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}^+) \times M(\text{Na}) = 9,8 \times 10^{-4} \text{ g}.$$

Pour la consommation de trois pastilles, la masse la masse de sodium est égale à $2,9 \times 10^{-3} \text{ g} \approx 3 \text{ mg}$. Quelque soit le régime hyposodé, il est possible de consommer une pastille après chaque repas.