Réactions acido-basiques

Bac S 2003 Centres étrangers (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Pour un volume $V = 100$ mL de solution d'indicateur, déterminer le taux d'avancement final de la réaction de HInd avec l'eau. Cet acide est-il totalement dissocié dans l'eau ?

Données utiles $C_0 = 2{,}90 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 6{,}6 \times 10^{-5}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 0{,}100$ L

Réaction : $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; l'eau est en excès, HInd est le réactif limitant.

Avancement maximal (HInd entièrement consommé) : $x_{max} = C_0\,V = 2{,}90 \times 10^{-4} \times 0{,}100 = 2{,}90 \times 10^{-5}$ mol.

Avancement final (une mole de H_3O^+ formée par mole de HInd consommée) : $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f\,V = 6{,}6 \times 10^{-5} \times 0{,}100 = 6{,}6 \times 10^{-6}$ mol.

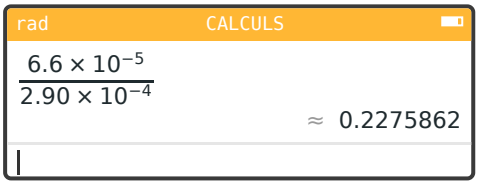
$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C_0} = \frac{6{,}6 \times 10^{-5}}{2{,}90 \times 10^{-4}} = 0{,}23$$

$\tau = 0{,}23$, soit 23 % : $\tau < 1$, l'acide HInd n'est pas totalement dissocié dans l'eau (transformation limitée).

PIÈGE
Répondre seulement « non » : la justification attendue est la comparaison de τ à 1 (ou à 100 %).

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme $[\text{H}_3\text{O}^+]$, la donnée la moins précise. Le volume V se simplifie : le taux ne dépend que du rapport des concentrations.

À LA CALCULATRICE



1.2 Donner l'expression littérale de la constante d'acidité K_A de la réaction de l'acide HInd avec l'eau.

$$K_A = \frac{[\text{Ind}^-]_{éq} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{éq}}{[\text{HInd}]_{éq}}$$

PIÈGE
L'eau est le solvant : elle n'apparaît pas dans l'expression. Les concentrations sont celles de l'état d'équilibre, pas les concentrations apportées.

1.3 Calculer le $\text{p}K_A$ du couple HInd/Ind^- et identifier l'indicateur à l'aide du tableau.

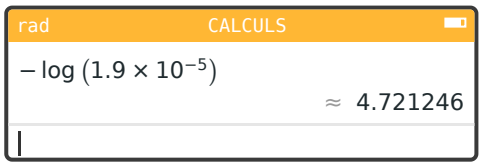
Données utiles $K_A = 1{,}9 \times 10^{-5}$; tableau : hélianthine 3,7 ; vert de bromocrésol 4,7 ; bleu de bromothymol 7,0 ; phénolphtaléine 9,4

$\text{p}K_A = -\log K_A = -\log(1{,}9 \times 10^{-5}) = 4{,}7$

Dans le tableau, cette valeur est celle du vert de bromocrésol.

$\text{p}K_A = 4{,}7$: l'indicateur est le **vert de bromocrésol**.

À LA CALCULATRICE



2.1 Écrire l'équation de la réaction acido-basique du dosage de S_1 par la solution d'hydroxyde de sodium.

L'acide chlorhydrique contient les ions H_3O^+ et Cl^-, la solution titrante les ions Na^+ et HO^-. Les ions Cl^- et Na^+ sont spectateurs.

$$\text{H}_3\text{O}^+\,(\text{aq}) + \text{HO}^-\,(\text{aq}) \longrightarrow 2\,\text{H}_2\text{O}\,(\text{l})$$

PIÈGE
Écrire $\text{HCl} + \text{NaOH}$: en solution aqueuse ces espèces sont entièrement dissociées, la réaction a lieu entre les ions oxonium et hydroxyde.

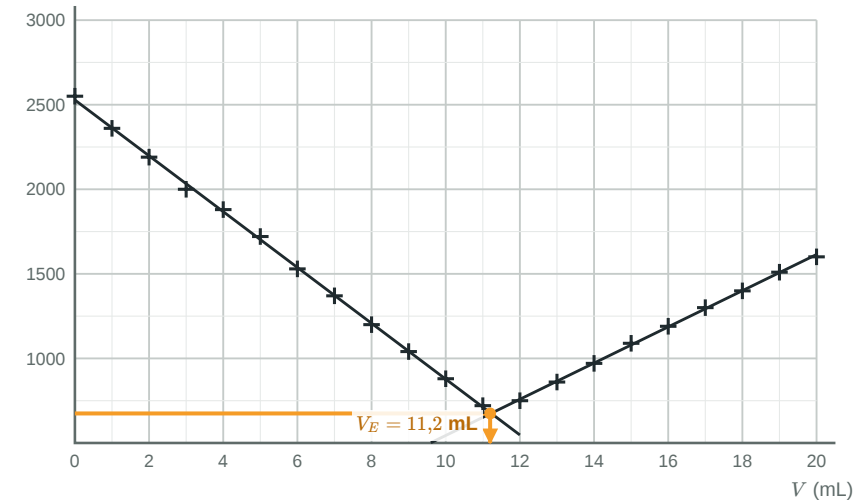
2.2 Déterminer graphiquement, sur le document n°1 de l'annexe 2, le volume V_E versé à l'équivalence.

Les points de mesure s'alignent sur deux portions de droite : la conductance diminue, puis augmente. On trace ces deux droites ; l'équivalence correspond à leur point d'intersection, dont on lit l'abscisse.

$V_E = 11{,}2$ mL

PIÈGE
Lire l'abscisse du point de mesure le plus bas (11 mL). L'équivalence est l'intersection des deux droites tracées, pas un point expérimental.

COMPRENDRE
Avant l'équivalence, des ions H_3O^+ très conducteurs sont remplacés par des ions Na^+ qui le sont moins : G diminue. Après, Na^+ et HO^- s'accumulent : G augmente.



2.2 · Document n°1 complété : les deux droites se coupent au point d'équivalence

2.3 À l'équivalence, écrire la relation entre C_1, C_B, V_E et V_1, puis calculer la concentration molaire C_1 de la solution diluée S_1.

Données utiles $C_B = 1{,}00 \times 10^{-1}$ mol · L^{-1} ; $V_1 = 100{,}0$ mL ; $V_E = 11{,}2$ mL (2.2)

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : $n(H_3O^+)_{initial} = n(HO^-)_{versé}$, soit

$$C_1 V_1 = C_B V_E$$

$$C_1 = \frac{C_B V_E}{V_1} = \frac{1{,}00 \times 10^{-1} \times 11{,}2}{100{,}0} = 1{,}12 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_1 V_1 = C_B V_E$ et $C_1 = 1{,}12 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1}

COMPRENDRE
Les deux volumes peuvent rester en mL : seul leur rapport intervient.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{1.00 \times 10^{-1} \times 11.2}{100.0}$

$\approx$ 0.0112

2.4 En déduire la concentration molaire C_0 de la solution d'acide chlorhydrique concentrée S_0.

Données utiles $C_1 = 1{,}12 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} (2.3) ; dilution au millième

La solution S_0 a été diluée 1000 fois : $C_0 = 1000 \times C_1 = 1000 \times 1{,}12 \times 10^{-2}$

$C_0 = 11{,}2$ mol · L^{-1}

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$1000 \times 1.12 \times 10^{-2}$

$\approx$ 11.2

2.5 Calculer la masse m_0 d'acide chlorhydrique HCl dissous dans un litre de solution S_0.

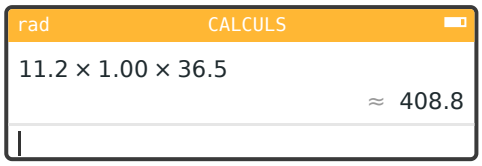
Données utiles $M(\text{HCl}) = 36{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $C_0 = 11{,}2\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (2.4) ; $V = 1{,}00\ \text{L}$

$$m_0 = n_0 \times M(\text{HCl}) = C_0 \times V \times M(\text{HCl})$$

$$m_0 = 11{,}2 \times 1{,}00 \times 36{,}5 = 409\ \text{g}$$

$m_0 = 409$ g

À LA CALCULATRICE



2.6 Quelle est la masse m d'un litre de solution S_0 ?

Données utiles $\rho_0 = 1160\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

$$m = \rho_0 \times V = 1160 \times 1{,}00$$

$m = 1160$ g, soit 1,16 kg

2.7 Calculer le pourcentage massique de la solution S_0. L'indication de l'étiquette du flacon est-elle correcte ?

Données utiles $m_0 = 409$ g (2.5) ; $m = 1160$ g (2.6) ; étiquette : 33 % minimum en masse

Le pourcentage massique est la masse de HCl dissous dans 100 g de solution. Un litre de S_0, de masse 1160 g, contient 409 g de HCl :

$$p = \frac{m_0}{m} \times 100 = \frac{409}{1160} \times 100 = 35{,}3\ \%$$

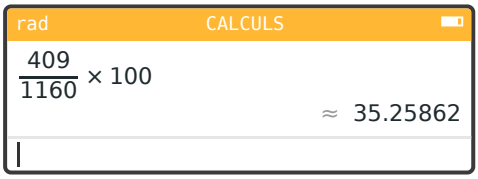
L'étiquette annonce 33 % au minimum et $35{,}3\ \% > 33\ \%$.

$p = 35{,}3\ \%$: l'indication de l'étiquette est correcte.

PIÈGE
Conclure que l'étiquette est fausse parce que 35,3 % diffère de 33 %. Le mot « minimum » fixe seulement une borne inférieure.

COMPRENDRE
Avec la valeur non arrondie $m_0 = 408{,}8$ g, on obtient 35,2 % : l'écart vient de l'arrondi intermédiaire et ne change pas la conclusion.

À LA CALCULATRICE



2.8 Sur le document n°2, indiquer la zone de virage de l'indicateur identifié en 1.3. Décrire le changement de couleur observé si on utilise cet indicateur pour le dosage de S_1.

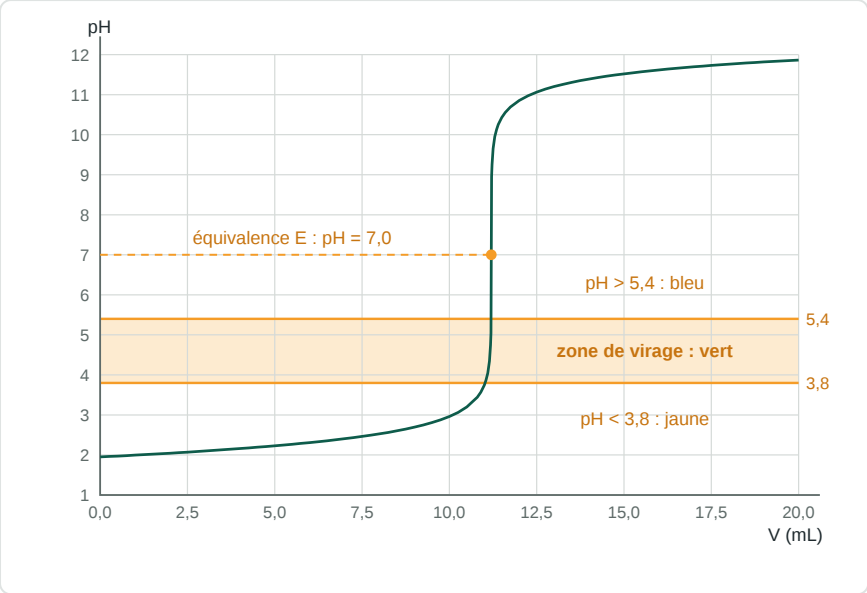
Données utiles vert de bromocrésol (1.3) : jaune en milieu acide, zone de virage 3,8 – 5,4, bleu en milieu basique

La zone de virage est la bande horizontale comprise entre $\text{pH} = 3{,}8$ et $\text{pH} = 5{,}4$ (voir le document complété).

Au début du dosage, le pH vaut environ 2 : il est inférieur à 3,8, la forme acide HInd prédomine et la solution est jaune. Au voisinage de l'équivalence, le pH traverse la zone de virage : la solution prend la teinte sensible, verte (mélange de jaune et de bleu). Au-delà, le pH dépasse 5,4, la forme basique Ind^- prédomine et la solution est bleue.

La solution passe du jaune au bleu, par une teinte verte, pour un volume versé proche de 11 mL.

PIÈGE
Tracer la zone de virage comme une bande verticale entre deux volumes. Une zone de virage est un intervalle de pH : elle se place sur l'axe des ordonnées.



2.8 · Document n°2 complété : zone de virage du vert de bromocrésol (3,8 – 5,4) et point d'équivalence

2.9 Dans la liste de la question 1.3, y a-t-il un indicateur coloré mieux adapté pour repérer l'équivalence du dosage ? Justifier.

Données utiles zones de virage : hélianthine 3,1 – 4,4 ; vert de bromocrésol 3,8 – 5,4 ; bleu de bromothymol 6,0 – 7,6 ; phénolphtaléine 8,2 – 10,0

Sur le document n°2, le point d'équivalence se situe au milieu du saut de pH (méthode des tangentes parallèles) : $\mathrm{pH}_E = 7{,}0$ pour $V_E = 11{,}2$ mL.

Un indicateur convient si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence. Or 7,0 n'appartient pas à l'intervalle 3,8 – 5,4 du vert de bromocrésol, mais il appartient à l'intervalle 6,0 – 7,6 du bleu de bromothymol.

Oui : le **bleu de bromothymol**, dont la zone de virage (6,0 – 7,6) contient $\mathrm{pH}_E = 7{,}0$.

COMPRENDRE

Le saut de pH est ici presque vertical : le vert de bromocrésol virerait pour un volume très voisin de V_E. Le critère attendu reste l'appartenance de pH_E à la zone de virage.

MÉTHODE

Choix d'un indicateur : 1) repérer pH_E sur la courbe ; 2) chercher l'indicateur dont la zone de virage encadre cette valeur ; 3) citer les deux couleurs du changement.