Etude de la vitamine C

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

1.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique HA et la solution d'hydroxyde de sodium.

L'acide HA cède un ion H^+ à la base HO^- (couples HA/A^- et H_2O/HO^-) :

$$HA\,(aq) + HO^-\,(aq) = A^-\,(aq) + H_2O\,(l)$$

COMPRENDRE
Les ions sodium Na^+ sont spectateurs : ils n'apparaissent pas dans l'équation. Le signe « = » est celui du sujet ; aujourd'hui on écrit une flèche simple quand la transformation est totale.

1.2.1 Le pH du mélange vaut 4,0. En déduire la concentration en ions oxonium H_3O^+.

Données utiles $pH = 4{,}0$

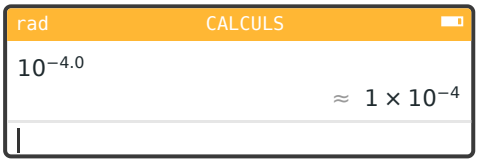
$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$ avec $c^\circ = 1\ mol \cdot L^{-1}$

$[H_3O^+] = 10^{-4{,}0}$

$$[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$$

COMPRENDRE
Chiffres significatifs : un pH donné au dixième ne justifie pas plus de deux chiffres sur la concentration. Les résultats suivants, qui en découlent, sont aussi donnés avec deux chiffres.

À LA CALCULATRICE



1.2.2 Calculer la concentration en ions hydroxyde dans le mélange, puis la quantité $n_f(HO^-)$ d'ions hydroxyde présents à l'état final.

Données utiles $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$; $[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$ (1.2.1) ; $V_A = 20{,}0$ mL ; $V_B = 5{,}0$ mL

Produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$, donc

$$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}0 \times 10^{-4}} = 1{,}0 \times 10^{-10}\ mol \cdot L^{-1}$$

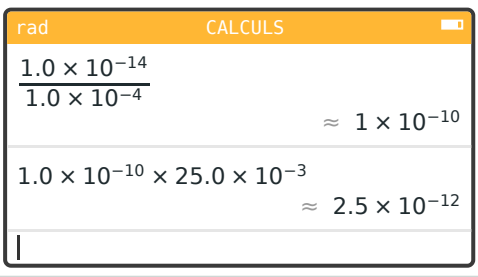
Le volume du mélange est $V_A + V_B = 25{,}0$ mL :

$n_f(HO^-) = [HO^-] \times (V_A + V_B) = 1{,}0 \times 10^{-10} \times 25{,}0 \times 10^{-3}$

$$[HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-10}\ mol \cdot L^{-1} \text{ et } n_f(HO^-) = 2{,}5 \times 10^{-12}\ mol$$

PIÈGE
Multiplier par V_B seul ou par V_A seul : la concentration est celle du mélange, de volume total 25,0 mL, à convertir en litres.

À LA CALCULATRICE



1.2.3 Compléter le tableau 1 de l'annexe décrivant la réaction entre l'acide ascorbique et les ions hydroxyde. En déduire la valeur de l'avancement final x_f.

Données utiles $C_A = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} ; $V_A = 20{,}0$ mL ; $C_B = 2{,}00 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} ; $V_B = 5{,}0$ mL ; $n_f(\mathrm{HO^-}) = 2{,}5 \times 10^{-12}$ mol (1.2.2)

Quantités initiales :

$n_0(\mathrm{HA}) = C_A \times V_A = 1{,}00 \times 10^{-2} \times 20{,}0 \times 10^{-3} = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol

$n_0(\mathrm{HO^-}) = C_B \times V_B = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 5{,}0 \times 10^{-3} = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

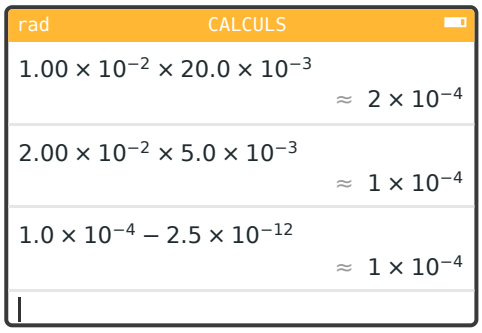
D'après le tableau, $n_f(\mathrm{HO^-}) = n_0(\mathrm{HO^-}) - x_f$, donc

$x_f = n_0(\mathrm{HO^-}) - n_f(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4} - 2{,}5 \times 10^{-12}$

$x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

COMPRENDRE
La quantité d'ions hydroxyde restante est cent millions de fois plus petite que la quantité apportée : elle est négligeable, mais pas rigoureusement nulle.

À LA CALCULATRICE



équation de la réaction		HA +	HO⁻ =	A⁻ +	H₂O
état du système	avancement en mol	quantité de matière en mol			
état initial	0	$n_0(HA) = C_A \times V_A = 2{,}00 \times 10^{-4}$	$n_0(HO^-) = C_B \times V_B = 1{,}0 \times 10^{-4}$	0	solvant
état final	x_f	$n_f(HA) = 2{,}00 \times 10^{-4} - x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$	$n_f(HO^-) = 1{,}0 \times 10^{-4} - x_f = 2{,}5 \times 10^{-12}$	$x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$	solvant

1.2.3 · Tableau 1 de l'annexe, complété (en orange : ce que l'élève écrit)

1.2.4 La transformation est-elle totale ? La réaction peut-elle servir de support au dosage d'une solution d'acide ascorbique par une solution d'hydroxyde de sodium ?

Données utiles $x_f = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol (1.2.3) ; $n_0(\mathrm{HA}) = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol ; $n_0(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol

Les nombres stœchiométriques valent tous 1 et $n_0(\mathrm{HO^-}) < n_0(\mathrm{HA})$: l'ion hydroxyde est le réactif limitant, d'où $x_{max} = n_0(\mathrm{HO^-}) = 1{,}0 \times 10^{-4}$ mol.

Taux d'avancement final : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{max}} = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-4}}{1{,}0 \times 10^{-4}} = 1{,}0$

La transformation est totale. La réaction est de plus très rapide (énoncé) : elle remplit les conditions d'une réaction support de dosage.

$\tau = 1{,}0$: transformation totale ; la réaction, rapide et totale, peut servir de support au dosage.

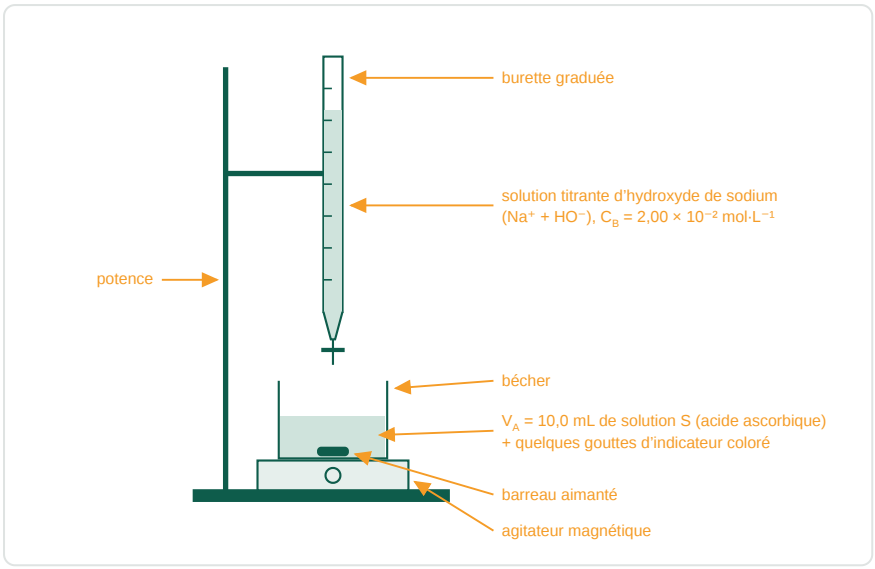
PIÈGE
Répondre « non totale » parce qu'il reste de l'acide HA à l'état final. Une transformation est totale quand le réactif limitant est entièrement consommé ; le réactif en excès, lui, reste présent.

2.1 Représenter un schéma annoté du dispositif permettant de réaliser le titrage.

Voir le schéma : la solution titrante (hydroxyde de sodium) est dans la burette graduée ; la solution titrée (10,0 mL de solution S, prélevés à la pipette jaugée) et l'indicateur coloré sont dans le bécher, sous agitation magnétique.

Burette : solution d'hydroxyde de sodium ; bécher : 10,0 mL de solution S et indicateur coloré ; agitateur magnétique.

PIÈGE
Inverser les deux solutions, ou oublier une légende. Chaque élément doit être nommé, avec le contenu de la burette et celui du bécher.



2.1 · Dispositif de titrage colorimétrique de la solution S

2.2 Quel indicateur coloré choisir parmi le rouge de méthyle, le bleu de bromophénol et le rouge de crésol ? Justifier à l'aide de la courbe de la figure 2.

Données utiles zones de virage : rouge de méthyle 4,2 - 6,2 ; bleu de bromophénol 3,0 - 4,6 ; rouge de crésol 7,2 - 8,8

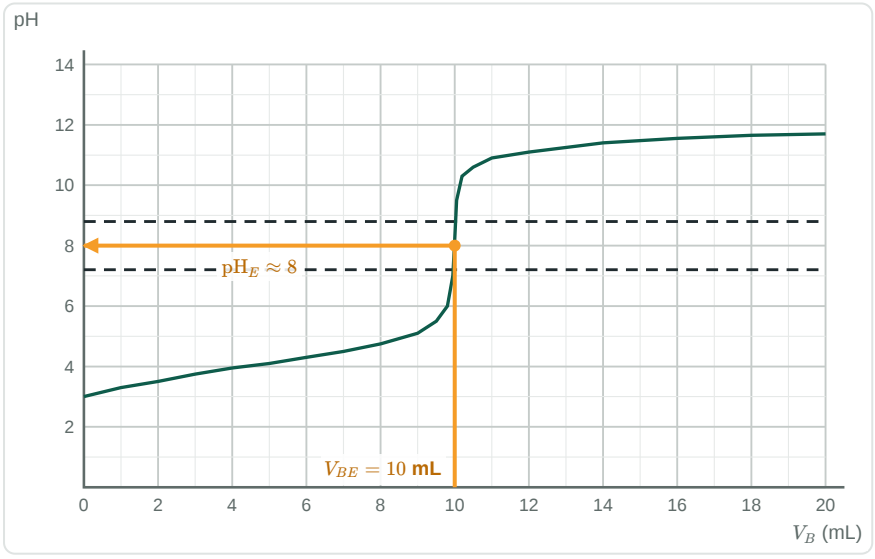
Sur la figure 2, le saut de pH est pratiquement vertical à $V_B = 10$ mL, entre $\mathrm{pH} \approx 6$ et $\mathrm{pH} \approx 10{,}5$. La méthode des tangentes parallèles place le point équivalent au milieu du saut : $\mathrm{pH}_E \approx 8$.

Un indicateur convient si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence. Seule la zone 7,2 - 8,8 contient la valeur 8.

Il faut choisir le rouge de crésol ($\mathrm{pH}_E \approx 8$, compris entre 7,2 et 8,8).

COMPRENDRE
Avec les deux autres indicateurs, le changement de teinte se produirait progressivement, bien avant l'équivalence (pH inférieur à 6,2) : le volume relevé serait trop faible.

COMPRENDRE
À l'équivalence, la solution contient la base A^- : le pH y est supérieur à 7. La courbe est une simulation, mais ce pH reste dans le saut pour le dosage réel.



2.2 · Figure 2 de l'annexe : lecture du pH à l'équivalence ; en tirets, la zone de virage du rouge de crésol (7,2 - 8,8)

2.3 Définir l'équivalence.

L'équivalence est l'état du système pour lequel le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage : ils sont alors tous deux entièrement consommés.

À l'équivalence : $n_0(\mathrm{HA}) = n_E(\mathrm{HO^-})$, quantité d'ions hydroxyde versée.

COMPRENDRE
L'équivalence correspond au changement de réactif limitant : avant, c'est le réactif titrant ($\mathrm{HO^-}$) ; après, c'est le réactif titré (HA).

2.4 Calculer la quantité d'acide ascorbique contenue dans les 10,0 mL de solution titrée.

Données utiles $C_B = 2{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $V_{BE} = 14{,}4\ \mathrm{mL}$

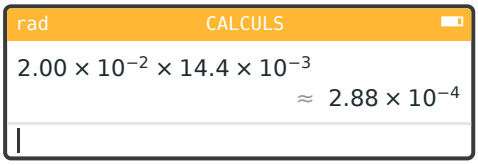
À l'équivalence (2.3), la quantité d'acide initialement présente dans la prise d'essai est égale à la quantité d'ions hydroxyde versée :

$n_A = C_B \times V_{BE} = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 14{,}4 \times 10^{-3}$

$n_A = 2{,}88 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$

PIÈGE
Utiliser le volume équivalent de 10 mL lu sur la figure 2 : cette courbe simulée ne correspond pas au dosage du comprimé. La valeur à employer est $V_{BE} = 14{,}4$ mL, convertie en litres.

À LA CALCULATRICE



2.5 En déduire la masse m, en mg, d'acide ascorbique contenue dans un comprimé. Expliquer l'indication du fabricant « vitamine C 500 ».

Données utiles $n_A = 2{,}88 \times 10^{-4}$ mol (2.4) ; fiole de 100,0 mL, prise d'essai de 10,0 mL ; $M(\mathrm{C}) = 12{,}0$; $M(\mathrm{H}) = 1{,}0$; $M(\mathrm{O}) = 16{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

Le comprimé entier est dissous dans 100,0 mL et l'on en titre 10,0 mL, soit le dixième : le comprimé contient $n = 10 \times n_A = 2{,}88 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}$ d'acide ascorbique.

Masse molaire : $M(\mathrm{C_6H_8O_6}) = 6 \times 12{,}0 + 8 \times 1{,}0 + 6 \times 16{,}0 = 176{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

$m = n \times M = 2{,}88 \times 10^{-3} \times 176{,}0 = 0{,}507\ \mathrm{g}$

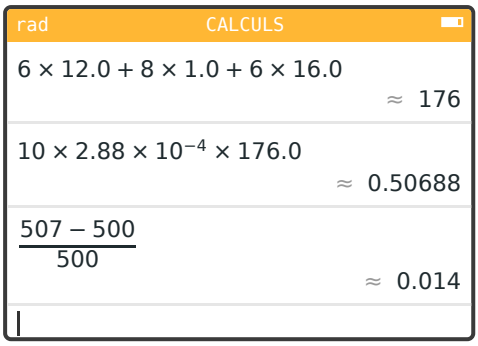
L'indication « 500 » est la masse d'acide ascorbique, en milligrammes, annoncée pour un comprimé. L'écart relatif avec la mesure est $\dfrac{507 - 500}{500} = 1{,}4\ \%$: le dosage confirme l'indication.

$m = 507\ \mathrm{mg}$, en accord avec les 500 mg annoncés par le fabricant.

PIÈGE
Oublier le facteur 10 : on ne titre qu'un dixième de la solution S, on trouverait alors 50,7 mg.

MÉTHODE
Titrage d'un échantillon solide : quantité dans la prise d'essai, puis multiplication par le rapport des volumes (fiole sur prise d'essai), puis masse par $m = n \times M$.

À LA CALCULATRICE



3 À quelles familles de composés correspondent les groupes caractéristiques encadrés (1) et (2) dans la formule de l'acide ascorbique ?

Groupe (1) : un atome de carbone doublement lié à un atome d'oxygène et simplement lié à un second atome d'oxygène, lui-même lié à un carbone ($-CO-O-C$). C'est le groupe ester.

Groupe (2) : un groupe hydroxyle $-OH$ porté par un atome de carbone tétraédrique. Il caractérise les alcools.

(1) : famille des esters ; (2) : famille des alcools.

PIÈGE

Confondre (1) avec un groupe carboxyle (acide carboxylique) : ici l'oxygène simplement lié au carbone porte une chaîne carbonée, pas un atome d'hydrogène.

COMPRENDRE

Le groupe HO entouré d'un cercle n'est pas celui d'un alcool : il est porté par un carbone engagé dans une double liaison $C=C$, ce qui rend son hydrogène acide.