Etude d'un produit ménager

Bac S 2005 Polynésie (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1 Partie I. a) Définir une base selon Brönsted. b) Écrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau. c) Exprimer et calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

Données utiles $K_{A1} = 6{,}3 \times 10^{-10}$ (couple NH_4^+/NH_3) ; $K_{A2} = 1{,}0 \times 10^{-14}$ (couple H_2O/HO^-)

a) Une base selon Brönsted est une espèce chimique susceptible de capter un ion hydrogène H^+.

b) $NH_3\,(aq) + H_2O\,(l) = NH_4^+\,(aq) + HO^-\,(aq)$

c) $K = \dfrac{[NH_4^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq}}{[NH_3]_{éq}}$

On multiplie le numérateur et le dénominateur par $[H_3O^+]_{éq}$ pour faire apparaître les deux constantes d'acidité :

$$K = \frac{[NH_4^+]_{éq}}{[NH_3]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq}} \times [H_3O^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq} = \frac{K_{A2}}{K_{A1}}$$

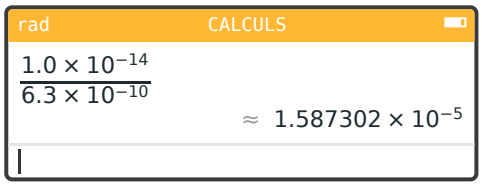
$$K = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{6{,}3 \times 10^{-10}} = 1{,}6 \times 10^{-5}$$

$$\boxed{K = \frac{K_{A2}}{K_{A1}} = 1{,}6 \times 10^{-5}}$$

PIÈGE
Faire figurer l'eau dans l'expression de K : le solvant n'y apparaît jamais. Autre erreur fréquente : inverser le quotient et trouver $K_{A1}/K_{A2} = 6{,}3 \times 10^4$.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme les deux constantes d'acidité. K_{A1} est la constante de la réaction de NH_4^+ avec l'eau, K_{A2} celle de l'autoprotolyse de l'eau : leur quotient donne K.

À LA CALCULATRICE



2 Partie I. a) Calculer la concentration c en ammoniac apporté. b) Calculer $[H_3O^+]$. c) En déduire $[HO^-]$. d) Montrer que $\tau = \dfrac{[HO^-]_f}{c}$, puis le calculer. e) Que peut-on dire de la transformation ?

Données utiles $n = 2{,}5 \times 10^{-3}$ mol ; $V = 250$ mL ; pH = 10,6 ; $K_{A2} = 1{,}0 \times 10^{-14}$

a) $c = \dfrac{n}{V} = \dfrac{2{,}5 \times 10^{-3}}{0{,}250} = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) $[H_3O^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10{,}6} = 2{,}5 \times 10^{-11}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

c) $K_{A2} = [H_3O^+]_f \times [HO^-]_f$, donc

$$[HO^-]_f = \frac{K_{A2}}{[H_3O^+]_f} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{10^{-10{,}6}} = 4{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Tableau d'évolution (quantités en mol) :

	NH_3	H_2O	NH_4^+	HO^-
État initial	cV	solvant	0	0
État final	$cV - x_f$	solvant	x_f	x_f

Si la transformation était totale, l'ammoniac serait entièrement consommé : $x_{max} = cV$. L'état final réel donne $x_f = [HO^-]_f \times V$. Donc

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[HO^-]_f \times V}{c \times V} = \frac{[HO^-]_f}{c} = \frac{4{,}0 \times 10^{-4}}{1{,}0 \times 10^{-2}} = 4{,}0 \times 10^{-2}$$

e) τ est très inférieur à 1 : la transformation est limitée (non totale). Seulement 4 % de l'ammoniac apporté a réagi avec l'eau.

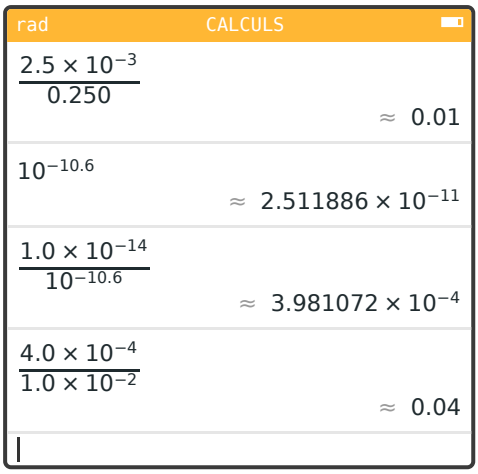
$$\boxed{\tau = \frac{[HO^-]_f}{c} = 4{,}0 \times 10^{-2}\text{, soit 4,0 \% : transformation très limitée.}}$$

PIÈGE
Laisser V en millilitres en a) : 250 mL = 0,250 L. En d), l'égalité $x_f = [HO^-]_f \times V$ doit être justifiée par le tableau, elle ne se pose pas sans explication.

COMPRENDRE
Vérification : $\dfrac{[HO^-]_f^2}{c - [HO^-]_f} = 1{,}7 \times 10^{-5}$, très proche du K de la question 1. Les mesures sont cohérentes avec les constantes d'acidité.

MÉTHODE
Un pH donné avec un chiffre après la virgule ne justifie pas plus de deux chiffres significatifs sur une concentration. Pour le calcul suivant, garder $10^{-10{,}6}$ dans la calculatrice plutôt que la valeur arrondie.

À LA CALCULATRICE



1 Partie II. On prépare par dilution une solution S_1 mille fois moins concentrée que la solution commerciale. Choisir, en justifiant, le lot de verrerie à utiliser.

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$, où V_0 est le volume prélevé et V_1 le volume de solution préparée.

Avec $c_1 = \dfrac{c_0}{1000}$: $\quad V_0 = \dfrac{V_1}{1000}$.

Les deux volumes doivent être mesurés avec précision : il faut une pipette jaugée pour le prélèvement et une fiole jaugée pour la solution fille.

- Lot 1 : pas de fiole jaugée, il ne convient pas.
- Lot 2 : la pipette graduée est moins précise qu'une pipette jaugée.
- Lot 4 : 10 mL dans 1 L, la solution n'est diluée que 100 fois.
- Lot 3 : 1 mL prélevé à la pipette jaugée et versé dans la fiole jaugée de 1 L, soit $\dfrac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{mL}} = 1000$.

Lot 3 : pipette jaugée de 1 mL et fiole jaugée de 1 L (facteur de dilution 1000).

PIÈGE

Se contenter de « le lot 3 convient ». La question demande une justification : le rapport des volumes et le caractère jaugé de la verrerie. Écarter les autres lots en une phrase chacun sécurise les points.

MÉTHODE

Facteur de dilution = volume de la fiole ÷ volume de la pipette. Le bécher ne sert qu'à contenir la solution mère pour le prélèvement : on ne pipette jamais directement dans le flacon.

2 Partie II. a) Définir l'équivalence d'un titrage. b) Établir la relation à l'équivalence entre c_1, c_A, V_1 et V_{AE}. c) En déduire c_1 puis c_0. d) Choisir, en justifiant, l'indicateur coloré utilisable pour ce titrage.

Données utiles $V_1 = 20{,}0$ mL ; $c_A = 1{,}50 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_{AE} = 14{,}3$ mL ; pH à l'équivalence : 5,7 ; zones de virage : hélianthine 3,1 – 4,4 ; rouge de chlorophénol 5,2 – 6,8 ; bleu de bromothymol 6,0 – 7,6 ; phénolphtaléine 8,2 – 10

a) 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 support. Les deux réactifs sont alors entièrement consommés ; c'est le moment où le réactif limitant change.

b) Équation support : $\text{NH}_3\,(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+\,(\text{aq}) = \text{NH}_4{}^+\,(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}\,(\text{l})$. Une mole d'ammoniac réagit avec une mole d'ions oxonium, donc à l'équivalence :

$$n(\text{NH}_3)_{\text{initiale}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versée}} \quad \text{soit} \quad c_1 \times V_1 = c_A \times V_{AE}$$

c) $c_1 = \dfrac{c_A \times V_{AE}}{V_1} = \dfrac{1{,}50 \times 10^{-2} \times 14{,}3}{20{,}0} = 1{,}07 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La solution commerciale est mille fois plus concentrée : $c_0 = 1000 \times c_1 = 10{,}7\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

d) La zone de virage de l'indicateur doit contenir le pH à l'équivalence, 5,7. Seul le rouge de chlorophénol (5,2 – 6,8) convient : la solution passe du rouge au jaune à l'équivalence.

$c_1 = 1{,}07 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $c_0 = 10{,}7\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; indicateur : rouge de chlorophénol.

PIÈGE
Choisir le bleu de bromothymol par habitude : sa zone de virage commence à 6,0, au-dessus de 5,7. Le pH à l'équivalence n'est pas 7 ici, car la solution contient alors l'acide $\text{NH}_4{}^+$.

COMPRENDRE
Les volumes peuvent rester en millilitres dans le quotient V_{AE}/V_1 : les unités se simplifient. Trois chiffres significatifs, comme c_A, V_{AE} et V_1.

MÉTHODE
Sens du changement de teinte : avant l'équivalence, le milieu est basique (forme rouge de l'indicateur) ; après, l'acide versé est en excès (forme jaune). On repère donc le passage du rouge au jaune.

À LA CALCULATRICE

