

Exercice I – L'eau, ne la gaspillez pas !

L'eau, bien précieux qui peut se faire rare dans de nombreuses régions, est essentielle dans différents domaines comme par exemple :

- en biologie : l'eau est le principal constituant des tissus animaux et végétaux ;
- dans l'industrie : l'eau se prête à des applications nombreuses et variées. (solvant, agent de lavage et de réfrigération, matière première).

Les indications portées sur une bouteille d'eau minérale sont les suivantes :

Minéralisation en mg/L	
Calcium Ca ²⁺ : 555	Magnésium Mg ²⁺ : 110
Sodium Na ⁺ : 14	Hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻ : 403
Résidu sec à 180°C : 1 850	
pH = 7,0	

Données : $pK_{A1}(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,4$
 $pK_{A2}(\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 10,3$
Masse molaire de HCO₃⁻ : 61 g · mol⁻¹

1. L'ion hydrogénocarbonate

- 1.1. Écrire les demi-équations acido-basiques qui sont associées à l'ion hydrogénocarbonate.
- 1.2. Sur un axe gradué en pH, placer les valeurs des pK_A . Préciser les domaines de prédominance des espèces acides et basiques des couples auxquels appartient l'ion hydrogénocarbonate.
- 1.3. Justifier que l'ion hydrogénocarbonate est l'espèce prédominante dans cette eau minérale.

2. Teneur en ion hydrogénocarbonate

On prélève un volume $V_1 = 20$ mL d'eau minérale auquel est additionnée progressivement une so-

lution d'acide chlorhydrique ayant une concentration $C = 1,0 \times 10^{-2}$ mol · L⁻¹.

2.1. La réaction chimique qui se produit, s'écrit :



2.1.1. Exprimer le quotient de réaction Q_r associé à la transformation chimique.

2.1.2. Montrer que dans l'état d'équilibre, la valeur particulière du quotient de réaction est $Q_{r,\text{éq}} = K = 2,5 \times 10^6$.

Cette valeur dépend-elle de la composition initiale du système chimique ?

2.1.3. Préciser, sans calcul, la valeur que doit avoir le taux d'avancement à l'équilibre, si on veut utiliser la réaction chimique (1) pour le dosage des ions hydrogénocarbonate. Justifier la réponse.

2.2. Sur la figure de l'annexe sont indiqués les points expérimentaux du dosage, obtenus par suivi pH-métrique.

2.2.1. En s'appuyant sur l'équation de réaction (1), définir l'équivalence lors du dosage des ions hydrogénocarbonate.

2.2.2. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

2.2.3. Calculer la concentration en ions hydrogénocarbonate dans cette eau minérale. La comparer avec l'indication portée sur l'étiquette.

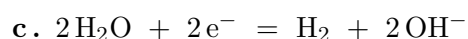
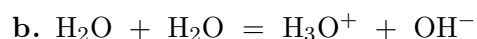
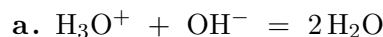
2.2.4. Le dosage des ions hydrogénocarbonate peut-il être réalisé par colorimétrie en utilisant un indicateur coloré ? Justifier et choisir l'indicateur le plus approprié dans la liste des indicateurs cités dans l'annexe.

Exercice II – De la chimie... De la chimie, vous dis-je !

Cet exercice est un QROC (questions à réponses ouvertes et courtes). À chaque affirmation, correspond une seule bonne réponse. Votre choix doit impérativement être accompagné de justifications ou de commentaires brefs (définitions, calculs, exemples ou contre-exemples...) — à l'exception des questions pour lesquelles l'énoncé précise « Aucune justification demandée ».

1. Autoprotolyse de l'eau

1.1. L'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau est :



Aucune justification demandée

1.2. La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau est appelée :

a. le produit de solubilité de l'eau ;

b. le quotient de réaction de l'eau ;

c. le produit ionique de l'eau.

Aucune justification demandée

1.3. On peut également interpréter cette constante d'équilibre comme :

- la constante d'acidité du couple ($\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$);
- la constante d'acidité du couple ($\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$);
- la constante d'acidité du couple ($\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$).

2. État d'équilibre

À une transformation chimique est associée la réaction d'équation : $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + 3\text{D}$, où les espèces chimiques A, B, C et D n'ont pas besoin d'être précisées.

Les mesures ont permis d'établir le tableau d'avancement suivant, en moles :

	Avancement	2 A	+ B	= 2 C	+ 3 D
État initial	0	0,40	0,30	0	0
État final	x_{final}	0,30	0,25	0,10	0,15

2.1. Le taux d'avancement final de cette transformation est :

- $\tau = 0,25$;
- $\tau = 0,50$;
- $\tau = 0,75$.

2.2. Dans les conditions de l'expérience, la constante d'équilibre K associée à cette équation est $K = 1,08$.

Cette valeur :

- dépend de la composition initiale du système;
- dépend de la composition initiale du système et de la température;
- dépend de la température.

Aucune justification

2.3. Le taux d'avancement final de la transformation :

- dépend à la fois de la constante d'équilibre K et de la composition initiale du système;
- ne dépend que de la composition initiale du système;
- ne dépend que de la constante d'équilibre K .


Aucune justification

Exercice III – Étude d'une transformation chimique

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un professeur propose à ses élèves de déterminer la valeur du taux d'avancement final d'une transformation en effectuant une mesure pH-métrique et une mesure conductimétrique.

1. Solution de départ

Une solution commerciale, notée S_0 , d'un acide AH porte les indications suivantes :



Acide AH
 $c_0 = 17,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

R36/R38 : Irritant pour la peau et les yeux
R37 : Irritant pour les voies respiratoires

Pour la suite, et tant qu'il n'aura pas été identifié, l'acide contenu dans la bouteille sera noté AH et sa base conjuguée A^- .

- Donner la définition d'une espèce acide au sens de Brönsted.
 - Quelles précautions doit-on prendre pour manipuler ce produit ?
2. Accès à la valeur du taux d'avancement final par une mesure pH-métrique
- Dans une fiole jaugée de volume $V = 500,0 \text{ mL}$, par-

tiellement remplie d'eau distillée, le professeur verse avec précautions $1,00 \text{ mL}$ de la solution S_0 d'acide AH, puis il complète jusqu'au trait de jauge. La solution obtenue est notée S_1 .

- Déterminer la valeur de c_1 , concentration molaire en soluté apporté de la solution S_1 .
 - Compléter la ligne 1 du tableau d'avancement donné en annexe (à rendre avec la copie) en écrivant l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide AH et l'eau.
 - On note x l'avancement de la réaction. Compléter les lignes 2, 3, 4 et 5 du tableau d'avancement donné en annexe (à rendre avec la copie) en fonction de c_1 , V , x , x_{max} ou x_f .
 - Déterminer la valeur de l'avancement maximal de la réaction noté x_{max} en considérant la transformation comme totale.
- Les élèves, après avoir étalonné un pH-mètre, mesurent le pH de la solution S_1 : ils obtiennent $\text{pH} = 3,1$.
- Quelle est la valeur de la concentration finale en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f}$? En déduire la valeur de l'avancement final de la réaction noté $x_{1,f}$.
 - La transformation associée à la réaction de l'acide AH sur l'eau est-elle totale ou limitée ? Justifier.

2.7. Donner la définition du taux d'avancement final d'une transformation chimique.

2.8. Calculer la valeur du taux d'avancement final τ_1 , de la transformation associée à la réaction de l'acide AH sur l'eau.

Sur leur énoncé de TP, les élèves ont à leur disposition quelques valeurs du taux d'avancement final de la réaction d'un acide sur l'eau pour des solutions de même concentration c_1 .

Acide contenu dans la solution	Valeur du taux d'avancement final
Acide méthanoïque HCOOH	0,072
Acide éthanoïque CH ₃ COOH	0,023
Acide propanoïque CH ₃ CH ₂ COOH	0,018

2.9. Identifier l'acide contenu dans la solution S_0 .

3. Accès à la valeur du taux d'avancement final par une mesure conductimétrique

Dans la seconde partie de la séance, le professeur donne une solution aqueuse S_2 de l'acide précédent à la concentration $c_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les élèves procèdent à une mesure conductimétrique sur un volume V_2 de cette solution : ils trouvent une conductivité de valeur $\sigma_2 = 1,07 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

La réaction support de cette étude est toujours la réaction de l'acide AH sur l'eau écrite à la question 2.2. On rappelle que la conductivité σ d'une solution s'exprime selon la loi :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$$

où $[X_i]$ représente la concentration molaire d'une espèce ionique exprimée en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$, et λ_i la conductivité molaire ionique de cette espèce, exprimée en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

On donne les valeurs des conductivités molaires ioniques des ions suivants :

$$\lambda_{A^-} = 4,1 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\lambda_{H_3O^+} = 35 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3.1. Donner l'expression de la conductivité σ_2 en fonction des concentrations molaires ioniques $[H_3O^+]_{2,f}$ et $[A^-]_{2,f}$. On négligera la contribution des ions hydroxyde $[OH^-]_{2,f}$.

3.2. En déduire l'expression de σ_2 en fonction de la concentration finale en ions oxonium $[H_3O^+]_{2,f}$ dans la solution S_2 et des conductivités molaires ioniques λ_{A^-} et $\lambda_{H_3O^+}$.

3.3. Calculer la valeur de la concentration finale exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions oxonium $[H_3O^+]_{2,f}$ dans la solution S_2 .

On admet que le taux d'avancement final τ_2 de la transformation étudiée est donné par l'expression suivante :

$$\tau_2 = \frac{[H_3O^+]_{2,f}}{c_2}$$

3.4. Calculer la valeur du taux d'avancement final τ_2 pour la transformation chimique entre l'acide AH et l'eau à la concentration c_2 .

3.5. La valeur de τ_2 est-elle égale ou différente de celle de τ_1 , calculée à la question 2.8 ? Ce résultat était-il prévisible ? Expliquer.

Annexe de l'exercice I – À rendre avec la copie

Dosage pH-métrique de l'eau minérale :

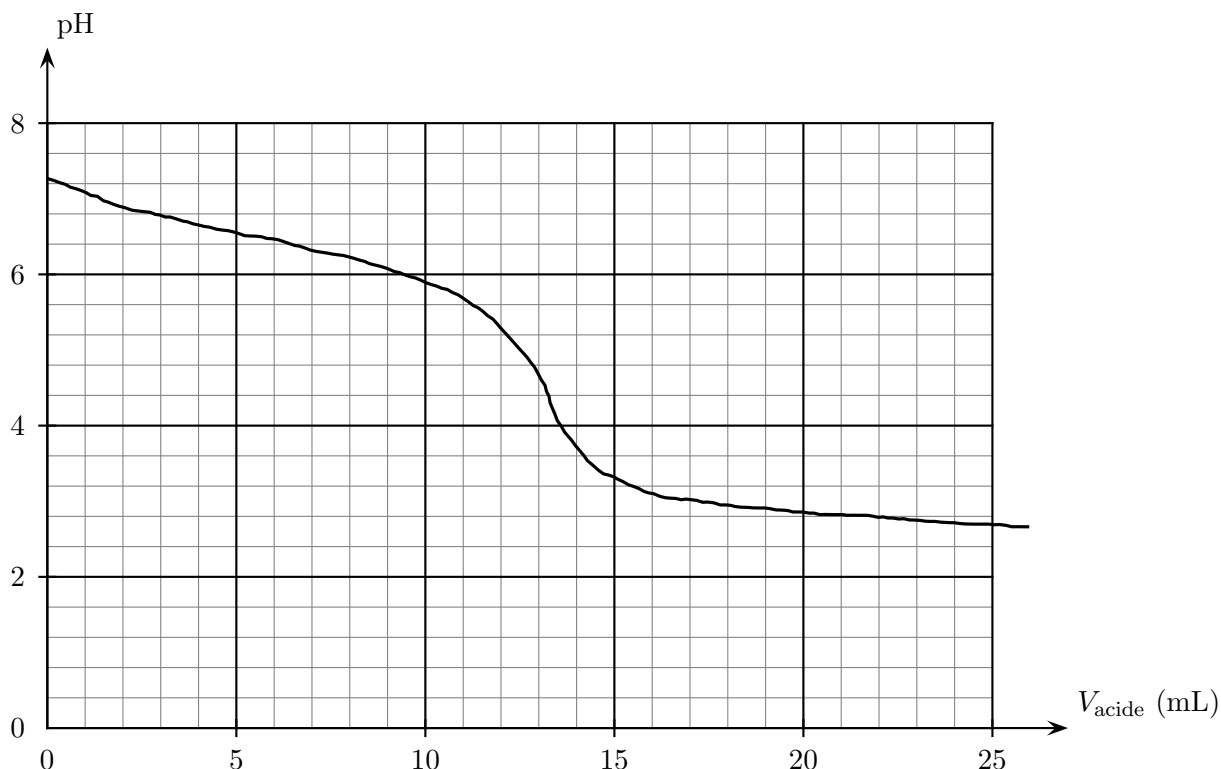


Tableau des indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Zone de virage
Vert de bromocrésol	Jaune 3,8 – 5,4 Bleu
Bleu de bromothymol	Jaune 6,0 – 7,6 Bleu
Phénolphtaléïne	Incolore 8,2 – 10,0 Rose

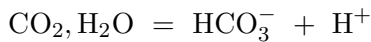
Annexe de l'exercice III – À rendre avec la copie

Tableau d'avancement pour les questions 2.2 et 2.3

Ligne 1	Équation de la réaction	$\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \dots + \dots$	
	État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)
Ligne 2	État initial	0	
Ligne 3	En cours de transformation	x	
Ligne 4	État final	x_f	
Ligne 5	État maximal	x_{max}	

Exercice I – L'eau, ne la gaspillez pas !

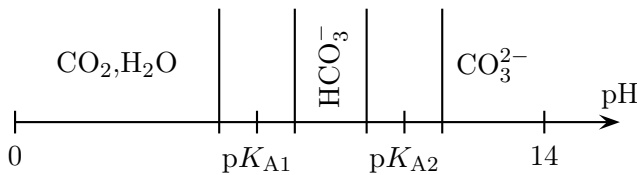
1.1. Pour le couple n°1 :



Pour le couple n°2 :



1.2. On fait figurer les limites $\text{p}K_A \pm 1$ pour faire apparaître les domaines de prédominance des espèces :



1.3. Le pH de l'eau est égal à 6,4 : on constate sur le diagramme de prédominance précédent que l'on se situe dans le domaine de prédominance de l'ion hydrogencarbonate HCO_3^- .

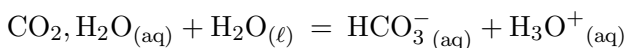
2.1.1.

$$Q_r = \frac{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

2.1.2. Quotient de réaction à l'équilibre :

$$K = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f}{[\text{HCO}_3^-]_f[\text{H}_3\text{O}^+]_f}$$

Écrivons l'équation de la réaction de dissociation du dioxyde de carbone dissout dans l'eau $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$:



Le quotient de réaction à l'équilibre de cette réaction est appelé constante d'acidité et noté K_{A1} :

$$K_{A1} = \frac{[\text{HCO}_3^-]_f[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f}$$

On constate que la constante d'équilibre recherchée est l'inverse de la constante d'acidité :

$$K = \frac{1}{K_{A1}}$$

De plus, cette constante d'acidité s'exprime en fonction de $\text{p}K_{A1}$ tel que :

$$\text{p}K_{A1} = -\log K_{A1} \Leftrightarrow K_{A1} = 10^{-\text{p}K_{A1}}$$

Finalement :

$$K = \frac{1}{10^{-\text{p}K_{A1}}} = \frac{1}{10^{-6,4}} = 2,5 \times 10^6$$

Cette valeur est indépendante de la composition initiale du système.

2.1.3. Pour utiliser la réaction chimique (1) pour un dosage, il faut que l'équation soit très déplacée vers la droite : réaction *totale*. Ceci est vrai si K est très grand devant l'unité, $K \gg 1$, typiquement $K > 10^3$. Ce qui est largement acquis ici si on considère la valeur trouvée à la question précédente.

En effet, un dosage nécessite une réaction chimique univoque, rapide et totale. Ce dernier critère, qui assure le caractère *quantitatif* de l'évolution, est bien respecté ici.

2.2.1. L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs ont été introduits en proportions stoechiométriques. Ici, les coefficients stoechiométriques valent un,

$$n(\text{HCO}_3^-)_{\text{dosé}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versé}}$$

En notant C_1 la concentration en ions hydrogencarbonate dans la prise d'essai d'eau minérale, volume V_1 , et V_E le volume versé de solution aqueuse d'acide chlorhydrique, concentration C :

$$C_1 V_1 = C V_E$$

2.2.2. On détermine la position du point équivalent à l'aide de la méthode des tangentes, dont le tracé doit rester apparent sur l'annexe 1, reproduite page suivante. Le saut de pH n'est pas très abrupt, il faut donc effectuer un tracé soigné.

$$V_E = 13,3 \text{ mL} \quad \text{et} \quad \text{pH}_E = 4,4$$

2.2.3. Concentration en ions hydrogencarbonate dans la prise d'essai :

$$C_1 V_1 = C V_E \Leftrightarrow C_1 = C \frac{V_E}{V_1}$$

Application numérique :

$$C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \times \frac{13,3}{20,0}$$

$$C_1 = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

En concentration massique :

$$t_1 = \frac{m_1}{V_1} = \frac{n_1 M(\text{HCO}_3^-)}{V} = C_1 M(\text{HCO}_3^-)$$

$$t_1 = 6,7 \times 10^{-3} \times 61 = 0,41 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

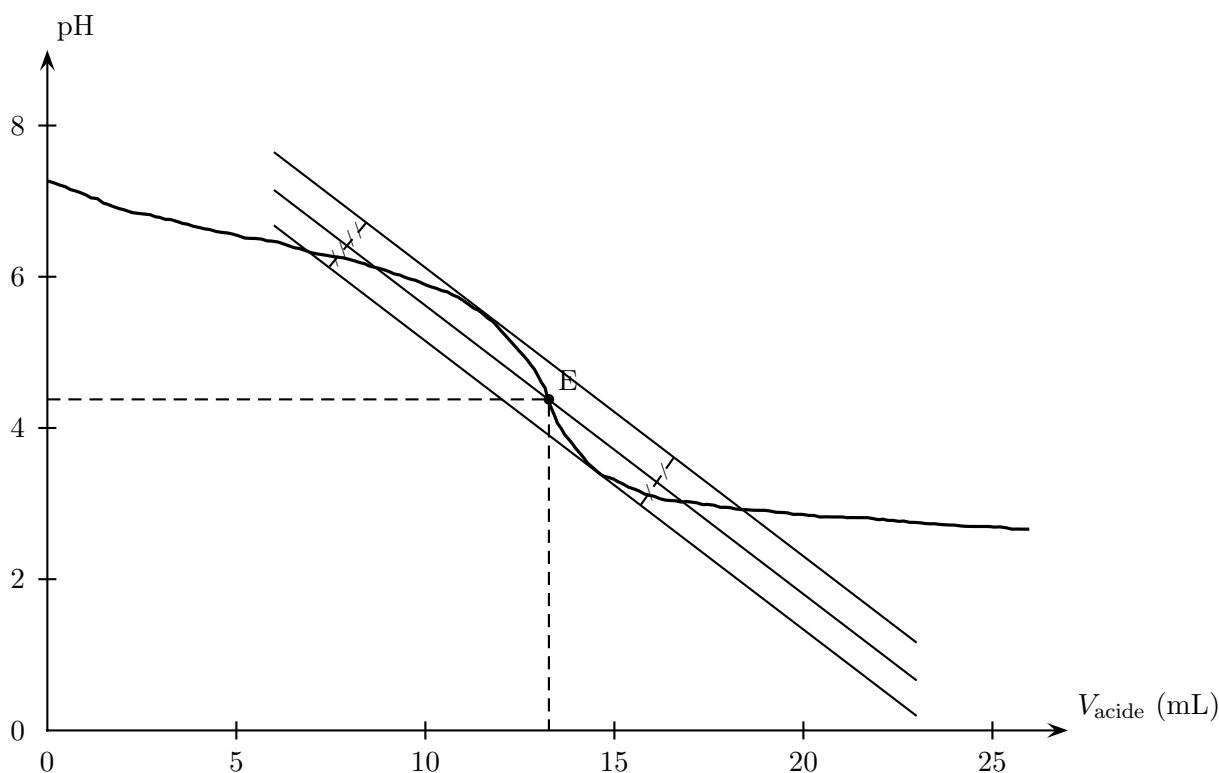
soit environ $410 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. L'étiquette indique $403 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, donc un pourcentage d'écart :

$$\frac{410 - 403}{403} = 1,7\%$$

On constate ainsi un bon accord avec l'indication

de l'étiquette.

2.2.4. Le pH à l'équivalence $\text{pH}_E = 4,4$ est dans la zone de virage ou teinte sensible $3,8 - 5,4$ du vert de bromocrésol. On peut donc utiliser cet indicateur comme indicateur de fin de réaction de dosage.

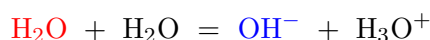


Exercice II – De la chimie... De la chimie, vous dis-je !

1.1. Réponse **b**.

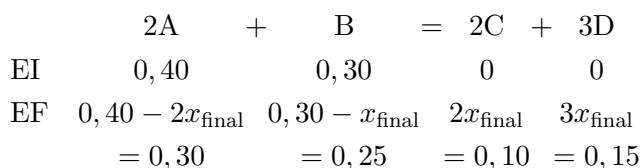
1.2. Réponse **c**.

1.3. Réponse **a**. Écrivons la dissociation dans l'eau de la forme acide H_2O en sa base conjuguée OH^- :



La constante d'équilibre de cette réaction, constante d'acidité du couple ($\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$), s'écrit $K = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$, c. q. f. d.

2.1. Réponse **a**. Écrivons les quantités à l'état final en fonction de l'état initial et de l'avancement final de réaction x_{final} :



L'avancement final de réaction vaut ainsi :

$$\begin{cases} 0,40 - 2x_{\text{final}} = 0,30 \\ 0,30 - x_{\text{final}} = 0,25 \end{cases} \Rightarrow x_{\text{final}} = 0,05 \text{ mol}$$

L'avancement maximal de réaction vaut :

$$x_{\text{max}} = \min\left(\frac{0,40}{2}; \frac{0,30}{1}\right) = 0,20 \text{ mol}$$

Par suite, le taux d'avancement vaut :

$$\tau = \frac{x_{\text{final}}}{x_{\text{max}}} = \frac{0,05}{0,20} = 0,25 \quad \text{c. q. f. d.}$$

2.2. Réponse **c**.

2.3. Réponse **a**.

Exercice III – Étude d'une transformation chimique

- 1.1.** Au sens de Brønsted, un acide est une espèce chimique susceptible de libérer un proton H^+ .
- 1.2.** Cette solution commerciale est un acide très concentré ($c_0 \geq 1$), irritant pour la peau : gants, irritant pour les yeux : lunettes, irritant pour les voies respiratoires : hotte. On remarquera avec malice qu'une fois sous la hotte, les lunettes de protection sont parfaitement inutiles.
- 2.1.** Dilution, en notant $V_0 = 1,00$ mL le volume de solution S_0 versé :

$$c_1 V = c_0 V_0 \quad \Leftrightarrow \quad c_1 = c_0 \frac{V_0}{V}$$

Application numérique :

$$c_1 = 17,5 \times \frac{1,00}{500,0} = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 2.2.** Le tableau d'avancement est reproduit en fin d'énoncé.
- 2.3.** Idem. Le respect complet des notations de l'énoncé est essentiel si on désire obtenir les points.
- 2.4.** Ligne 5 du tableau d'avancement :

$$x_{\max} = c_1 V$$

$$x_{\max} = 3,50 \times 10^{-2} \times 0,5000 = 1,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

- 2.5.** Concentration finale en ions oxonium :

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]_{1,f} \quad \Leftrightarrow \quad [H_3O^+]_{1,f} = 10^{-\text{pH}}$$

Application numérique :

$$[H_3O^+]_{1,f} = 10^{-3,1} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pour un volume V , la quantité d'ions oxonium à l'état final est donné ligne 4 du tableau d'avancement :

$$x_{1,f} = [H_3O^+]_{1,f} V$$

$$x_{1,f} = 7,9 \times 10^{-4} \times 0,5000 = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- 2.6.** $x_f < x_{\max}$, la réaction de l'acide AH sur l'eau est donc limitée.

- 2.7.** Taux d'avancement final τ :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

- 2.8.** Taux d'avancement final τ_1 :

$$\tau_1 = \frac{x_{1,f}}{x_{\max}} = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{1,75 \times 10^{-2}} = 2,3 \%$$

- 2.9.** On identifie immédiatement l'acide éthanoïque CH_3COOH , car on trouve exactement $\tau_1 = 0,023$.

- 3.1.** Conductivité de la solution aqueuse :

$$\sigma_2 = \lambda_{A^-} [A^-]_{2,f} + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_{2,f}$$

- 3.2.** D'après l'équation de la réaction, $[A^-] = [H_3O^+]$, et par suite on peut factoriser dans l'expression précédente de la conductivité :

$$\sigma_2 = (\lambda_{A^-} + \lambda_{H_3O^+}) [H_3O^+]_{2,f}$$

- 3.3.** Concentration finale en ions oxonium :

$$[H_3O^+]_{2,f} = \frac{\sigma_2}{\lambda_{A^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

$$[H_3O^+]_{2,f} = \frac{1,07 \times 10^{-2}}{4,1 \times 10^{-3} + 35 \times 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+]_{2,f} = 0,27 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$[H_3O^+]_{2,f} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 3.4.** Taux d'avancement final τ_2 :

$$\tau_2 = \frac{[H_3O^+]_{2,f}}{c_2} = \frac{2,7 \times 10^{-4}}{5,0 \times 10^{-3}} = 5,4 \%$$

- 3.5.** $\tau_2 > \tau_1$ car la solution n°2 est plus diluée que la solution n°1 : $c_2 > c_1$, la réaction est déplacée dans le sens direct (sens 1) par ajout d'un réactif (l'eau, lors de la dilution).

Ligne 1	Équation de la réaction		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
	État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Ligne 2	État initial	0	$c_1 V$	Excès	0	Négligé
Ligne 3	En cours de transformation	x	$c_1 V - x$	Excès	x	x
Ligne 4	État final	x_f	$c_1 V - x_f$	Excès	x_f	x_f
Ligne 5	État maximal	x_{\max}	$c_1 V - x_{\max}$	Excès	x_{\max}	x_{\max}

Exercice I – L'eau .../17

- $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ et $\text{HCO}_3^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$
- De zéro à $\text{p}K_{A1} = 6,4$: domaine $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$
- De $\text{p}K_{A1} = 6,4$ à $\text{p}K_{A2} = 10,3$: domaine HCO_3^-
- $\text{pH} = 7,0$ donc bien le domaine de HCO_3^-
- $Q_r = [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]/[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]$
- $K_{A1} = [\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]/[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$
- $Q_{r,\text{éq}} = K = 1/K_{A1}$, démontré
- K sans lien avec la composition initiale
- $\tau = 1$ ou 100 % car dosage = totale
- Stœchiométriques, $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$
- Méthode des tangentes apparente
- $V_{\text{acide,E}} = 13 \text{ mL}$ et $\text{pH}_E = 4,5$
- $[\text{HCO}_3^-] = CV_{\text{acide,E}}/V_1$
- $[\text{HCO}_3^-] = 6,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $t(\text{HCO}_3^-) = [\text{HCO}_3^-]M(\text{HCO}_3^-)$
- $t(\text{HCO}_3^-) = 0,40 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, accord
- Vert de bromocrésol + justifié

Exercice II – De la chimie .../8

- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$, réponse 1.1.2
- Le produit ionique de l'eau, réponse 1.2.3
- K_A du couple ($\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$), réponse 1.3.1
- $x_{\text{max}} = \text{Max}(0,40/2; 0,30/1) = 0,20 \text{ mol}$
- $x_f = 0,050 \text{ mol}$
- $\tau = x_f/x_{\text{max}} = 0,25$, réponse 2.1.1
- Dépend de la température, réponse 2.2.3
- τ dépend de K et de initial, réponse 2.3.1

Exercice III – Transformation .../21

- Espèce capable de céder un H^+
- Gants + hotte aspirante
- Dilution $c_1 = c_0V_0/V$
- $c_1 = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Annexe $\text{A}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + c_1V, 0, 0$
- Annexe $c_1V, x, x + x_f$ puis x_{max}
- $x_{\text{max}} = c_1V = 1,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f} = 10^{-\text{pH}}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{1,f} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f}V$
- $x_{1,f} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{1,f} < x_{\text{max}}$ ou $\tau < 1$ donc réaction limitée
- $\tau_1 = x_{1,f}/x_{\text{max}}$
- $\tau_1 = 0,023 = 2,3 \%$
- Acide éthanoïque CH_3COOH
- $\sigma_2 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f} + \lambda_{\text{A}^-}[\text{A}^-]_{2,f}$
- $\sigma_2 = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{A}^-})[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f}$, justifié
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $\tau_2 = 0,055 = 5,5 \%$
- $\tau_2 > \tau_1$ car $c_2 < c_1$
- Loi de dilution d'Ostwald (ou sens $\xrightarrow{1}$ réaction)

Total .../46

Note .../20

Exercice I – L'eau .../17

- $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ et $\text{HCO}_3^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$
- De zéro à $\text{p}K_{A1} = 6,4$: domaine $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$
- De $\text{p}K_{A1} = 6,4$ à $\text{p}K_{A2} = 10,3$: domaine HCO_3^-
- $\text{pH} = 7,0$ donc bien le domaine de HCO_3^-
- $Q_r = [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]/[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]$
- $K_{A1} = [\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]/[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$
- $Q_{r,\text{éq}} = K = 1/K_{A1}$, démontré
- K sans lien avec la composition initiale
- $\tau = 1$ ou 100 % car dosage = totale
- Stœchiométriques, $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$
- Méthode des tangentes apparente
- $V_{\text{acide,E}} = 13 \text{ mL}$ et $\text{pH}_E = 4,5$
- $[\text{HCO}_3^-] = CV_{\text{acide,E}}/V_1$
- $[\text{HCO}_3^-] = 6,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $t(\text{HCO}_3^-) = [\text{HCO}_3^-]M(\text{HCO}_3^-)$
- $t(\text{HCO}_3^-) = 0,40 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, accord
- Vert de bromocrésol + justifié

Exercice II – De la chimie .../8

- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$, réponse 1.1.2
- Le produit ionique de l'eau, réponse 1.2.3
- K_A du couple ($\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$), réponse 1.3.1
- $x_{\text{max}} = \text{Max}(0,40/2; 0,30/1) = 0,20 \text{ mol}$
- $x_f = 0,050 \text{ mol}$
- $\tau = x_f/x_{\text{max}} = 0,25$, réponse 2.1.1
- Dépend de la température, réponse 2.2.3
- τ dépend de K et de initial, réponse 2.3.1

Exercice III – Transformation .../21

- Espèce capable de céder un H^+
- Gants + hotte aspirante
- Dilution $c_1 = c_0V_0/V$
- $c_1 = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Annexe $\text{A}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + c_1V, 0, 0$
- Annexe $c_1V, x, x + x_f$ puis x_{max}
- $x_{\text{max}} = c_1V = 1,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f} = 10^{-\text{pH}}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{1,f} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{1,f}V$
- $x_{1,f} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{1,f} < x_{\text{max}}$ ou $\tau < 1$ donc réaction limitée
- $\tau_1 = x_{1,f}/x_{\text{max}}$
- $\tau_1 = 0,023 = 2,3 \%$
- Acide éthanoïque CH_3COOH
- $\sigma_2 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f} + \lambda_{\text{A}^-}[\text{A}^-]_{2,f}$
- $\sigma_2 = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{A}^-})[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f}$, justifié
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{2,f} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $\tau_2 = 0,055 = 5,5 \%$
- $\tau_2 > \tau_1$ car $c_2 < c_1$
- Loi de dilution d'Ostwald (ou sens $\xrightarrow{1}$ réaction)

Total .../46

Note .../20