

Niveaux: SM PC SVT	Matière: chimie
PROF: Zakaryae Chriki	Résumé N:3
les transformations chimiques s'effectuant dans les deux sens	

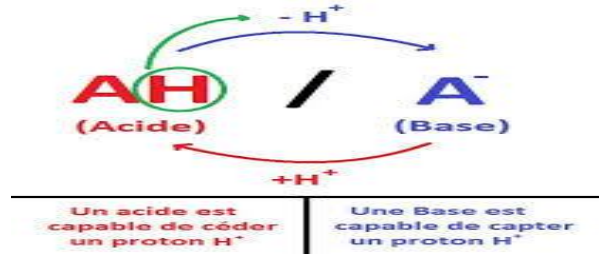


1. Définition de Bronsted :

- Un **acide de Bronsted** est une espèce qui, au cours d'une réaction chimique, **donne** un proton
- Une **base de Bronsted** est une espèce qui, au cours d'une réaction chimique, **accepte** un proton

2. Couples acide base :

AH/B : couple acide base avec AH : L'acide conjugué de la base B
B : La base conjuguée de l'acide AH



Exemples de couple acide base

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$	HCN/CN^-	$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
-----------------------------	---	----------------------------------	--------------------------	------------------------------	--

3. Réaction Acido-Basique

Toute réaction acido-basique met en jeu un transfert de protons H^+ de l'acide noté HA_1 du couple acido-basique HA_1/A_1^- vers la base notée A_2^- d'un autre couple acido-basique HA_2/A_2^- : $\text{HA}_1 + \text{A}_2^- \rightarrow \text{A}_1^- + \text{HA}_2$

4. Expression du pH d'une solution aqueuse :

Pour des solutions diluées telles que : $[\text{H}_3\text{O}^+] \leq 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$, le pH est défini par la relation : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

H_3O^+ représente le nombre qui mesure la concentration molaire en ions

H_3O^+ exprimée en mol/l.

Cette relation est équivalente à : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

5. Taux d'avancement final τ :

Le taux d'avancement final d'une réaction, noté τ , vaut :

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

τ est une grandeur sans dimension comprise entre 0 et 1. Si $\tau = 0$, la réaction n'a pas lieu ; et si $\tau = 1$, la réaction est totale.

τ s'exprime souvent en pourcentage

6. Les deux sens de transformation d'un système chimique:

Au cours d'une transformation chimique non totale, la réaction s'effectue dans deux sens ; sens direct et sens inverse.

7. Etat d'équilibre d'un système chimique

Lors d'une transformation chimique de certains systèmes, on peut obtenir un état final dans lequel coexistent les réactifs et les produits qui restent en proportions constantes. Cet état final est alors appelé **état d'équilibre**.

8. Explication microscopique de l'Etat d'équilibre dynamique :

Un système chimique est en état d'équilibre si la température et la pression et les concentrations des réactifs et des produits restent constantes au cours du temps.

À l'échelle **macroscopique**, le système ne semble plus évoluer. À l'échelle **microscopique** les entités (ions, molécules, ...) continuent à réagir. Des chocs efficaces ont lieu entre entités réactives d'une part et entre entités produites d'autre part.

Lorsque l'état d'équilibre est atteint, pendant la même durée, les nombres des chocs efficaces entre entités réactives d'une part et entre entités produites d'autre part sont égaux. Les quantités de réactifs et de produits sont donc constantes au cours du temps.

Niveaux: SM PC SVT	Matière: chimie
PROF: Zakaryae Chriki	Résumé N:4
Quotion d'une réaction chimique	

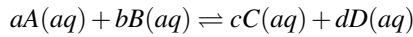


1. Définition de quation de réacion :

Le quotient de réaction est une grandeur qui caractérise un système chimique dans un état donné. Sa valeur, au cours de la réaction, nous renseigne sur l'évolution du système considéré. Son expression dépend de la nature du système.

2. Quotion de réacation d'une réaction chimique

On considère un système chimique qui subit une transformation chimique modélisée par l'équation suivante :



Les espèces chimiques A, B, C et D dissoutes dans l'eau. a, b, c et d les coefficients stœchiométriques.

On définit le quotient de réaction Q_r qui correspond au sens direct (1) pour un état donné du système chimique par la relation suivante :

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

[X] le nombre qui mesure dans l'état considéré du système, la concentration molaire effective de l'espèce chimique X, exprimée en mol/l. Cet état peut être, l'état initial $[X]_i$, final $[X]_f$ ou un état quelconque [X].

Q_r n'est pas dimensionné. Sa valeur s'exprime par un nombre sans unité

N.B

Par convention, l'eau, lorsqu'elle constitue le solvant, n'intervient pas dans l'écriture d'un quotient de réaction, même si elle figure dans l'équation de la réaction.

Par convention, l'expression du quotient d'une réaction faisant intervenir des solides et des espèces dissoutes ne comporte que les concentrations molaires des espèces dissoutes.

3. Quotion de réaction: à l'état d'équilibre

On appelle quotient de réaction à l'équilibre, la valeur qui prend le quotient de réaction lorsque le système est à l'état d'équilibre.

Pour une réaction par exemple : $aA(aq) + bB(aq) \rightleftharpoons cC(aq) + dD(aq)$

On a

$$Q_{r,eq} = \frac{[C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b}$$

4. la constante d'équilibre d'une réaction chimique :

Dans un état d'équilibre d'un système, le quotient de réaction $Q_{r,eq}$ prend une valeur indépendante de la composition initiale du système.

À chaque équation de réaction est associée une constante K appelée constante d'équilibre. Sa valeur est égale à $Q_{r,eq}$ et ne dépend que de la température.

Pour une réaction par exemple : $aA(aq) + bB(aq) \rightleftharpoons cC(aq) + dD(aq)$

On a

$$Q_{r,eq} = K = \frac{[C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b} \quad K \text{ n'a pas de dimension.}$$

N.B

lorsque la température augmente la constante k augmente aussi, et vis ver sa.

5. DE quel paramètre dépend le taux d'avancement final τ :

Le taux d'avancement final d'une réaction dépend de sa constante d'équilibre.

Le taux d'avancement final d'une réaction dépend de l'état initial du système

N.B

lorsque la concentration initiale augmente le taux diminue, et vis ver sa.

lorsque la constante k augmente le taux augmente aussi, et vis ver sa.

EXERCICE 1

Compléter le tableau suivant :

$[H_3O^+](mol/l)$	$6,0 \times 10^{-5}$	3.9×10^{-4}	5.4×10^{-8}
pH			
pH	3.9	6.8	11.2
$[H_3O^+](mol/l)$			

EXERCICE 2

Une solution aqueuse de volume $V=2,0$ L est obtenue en apportant $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide lactique de formule brute $C_3H_6O_3$, noté HA, dans le volume d'eau nécessaire.

À $25^\circ C$, la concentration à l'équilibre en acide HA est de $8.9 \cdot 10^{-3} mol.L^{-1}$.

- 1- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.
- 2- Calculer les concentrations molaires effectives des espèces ioniques en solution.
- 3- Calculer la valeur du taux d'avancement final τ conclure.

EXERCICE 3

On dissout une masse $m=0,44g$ d'acide ascorbique (vitamine C), de formule $C_6H_8O_6$ dans un volume d'eau $V=500mL$. Le pH de la solution obtenue est $pH=3,2$.

1. Calculer la concentration molaire en soluté apporté de la solution d'acide ascorbique.
2. Donner l'équation de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau.
3. Dresser le tableau d'avancement de cette réaction et déterminer l'avancement maximal.
4. En utilisant la valeur du pH de la solution, déterminer l'avancement final de la réaction.
5. En déduire si la réaction considérée correspond à une transformation totale ou à un équilibre et déterminer le taux d'avancement final.
6. Déterminer la constante d'équilibre de la réaction.

Masses molaires atomiques : C : 12 g / mol ; H : 1 g / mol ; O : 16 g / mol

EXERCICE 4

On détermine la conductivité de solutions d'acide fluorhydrique de diverses concentrations C. Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous :

c (mmol.L ⁻¹)	10	1,0	0,10
σ (mS.m ⁻¹)	90,0	21,85	3,567

- 1- Écrire l'équation de la réaction du fluorure d'hydrogène HF sur l'eau.
- 2- Déterminer les concentrations effectives des ions $H_3O^+_{(aq)}$ et $F^-_{(aq)}$ dans ces trois solutions.
- 3- Calculer le taux d'avancement de la réaction pour chacune des solutions.
- 4- Comment varie ce taux d'avancement avec la dilution de la solution ?

Données : conductivités molaires ioniques à $25^\circ C$:

$$\lambda(H_3O^+) = 3,50 \cdot 10^{-2} S.m^2.mol^{-1}$$

$$\lambda(F^-) = 5,54 \cdot 10^{-2} S.m^2.mol^{-1}$$

EXERCICE 5

Pour se défendre, les fourmis utilisent deux moyens : leurs mandibules et la projection d'acide formique. Les mandibules servent à immobiliser l'ennemi tandis que l'acide formique brûle la victime. Une fourmi se sentant menacée se dresse sur ses deux pattes arrière et peut projeter sur l'ennemi un jet d'acide formique à plus de 30 centimètres grâce à son abdomen.

L'acide formique (ou acide méthanoïque) soluble dans l'eau a pour formule semi-développée $HCOOH$. On se propose d'étudier quelques propriétés d'une solution aqueuse de cet acide.

Données : Masses molaires atomiques : $M(C) = 12 g.mol^{-1}$; $M(H) = 1,0 g.mol^{-1}$; $M(O) = 16 g.mol^{-1}$

- Conductivités molaires ioniques à conditions de l'expérience :

$$\lambda(H_3O^+) = 35,0 \times 10^{-3} S.m^2.mol^{-1} \quad \lambda(HCOO^-) = 5,46 \times 10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$$

1. Dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 100 \text{ mL}$, on introduit une masse m d'acide formique, puis on complète cette fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on l'homogénéise. On dispose d'une solution S_0 d'acide formique de concentration molaire $C_0 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer la masse m .
- Ecrire l'équation de la réaction associée à la transformation de l'acide formique en présence d'eau.
- Dresser le tableau d'avancement correspondant à cette transformation chimique, en fonction de C_0 , V_0 , x_{max} et $x_{\text{éq}}$. On note $x_{\text{éq}}$ l'avancement à l'état d'équilibre et x_{max} l'avancement de la réaction supposée totale.
- Exprimer le taux d'avancement final τ en fonction de la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ et de C_0 .
- Donner l'expression du quotient de réaction à l'état d'équilibre $Q_{r, \text{éq}}$.

Montrer que ce quotient peut s'écrire sous la forme : $Q_{r, \text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$

2. Exprimer la conductivité σ de la solution d'acide formique à l'état d'équilibre en fonction des conductivités molaires ioniques des ions présents et de la concentration en ions oxonium à l'équilibre $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$.

3. La mesure de la conductivité de la solution S_0 donne $\sigma = 0,050 \text{ S.m}^{-1}$ à 25°C .

En utilisant les relations obtenues précédemment, calculer la valeur de la constante d'équilibre $Q_{r, \text{éq}}$

4. On réalise la même étude, en utilisant une solution S_1 d'acide formique de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Les résultats obtenus sont indiqués dans le **tableau**.

$C_i (\text{mol.L}^{-1})$	$\sigma (\text{S.m}^{-1})$	$\tau (\%)$	$Q_{r, \text{éq}}$
0,10	0,17	?	$1,8.10^{-4}$

- En déduire le taux d'avancement de la réaction ;
- Qui l'influence de la concentration de la solution sur le taux d'avancement de la réaction :

EXERCICE 6

1- L'acide éthanique (acétique) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ réagit de façon limitée avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

1-1- Donner la définition d'un acide selon Bronsted.

1-2- Dans l'équation ci-dessus, identifier les deux couples acides/base mis en jeu.

1-3- Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de cet équilibre chimique.

2- Une solution d'acide éthanique, de concentration molaire initiale $C_1 = 2,7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ a un pH de 3,7 à 25°C .

2-1- Déterminer la quantité de matière initiale de l'acide éthanique n_1 .

2-2- Dresser le tableau d'avancement, puis calculer l'avancement maximale

2-3- Déduire, de la mesure du pH, la concentration molaire finale des ions oxonium. Calculer l'avancement final x_f .

2-4- Donner l'expression du taux d'avancement final τ_1 , montrer qu'il a pour valeur $\tau_1 = 7,4.10^{-2}$. La transformation est-elle totale ?

2-5-1- Calculer la concentration molaire finale en ions éthanate CH_3COO^-

2-5-2- Calculer la valeur de la concentration molaire finale effective de l'acide éthanique $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f$.

EXERCICE 7

On dissout un comprimé d'aspirine (notée AH dans la suite) de masse $m = 500 \text{ mg}$ dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau distillée. La mesure du pH de la solution obtenue donne $\text{pH} = 2,6$.

- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'aspirine et l'eau.
- Déterminer la concentration finale des ions oxonium H_3O^+ dans la solution.
- Déterminer la quantité de matière d'aspirine initiale contenue dans un comprimé, sachant que $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction de l'aspirine avec l'eau.
- Déterminer l'avancement final de la transformation.
- Déterminer la concentration molaire de l'aspirine à l'équilibre.

EXERCICE 8

1- On prépare une solution aqueuse S_1 de chlorure d'hydrogène de concentration $c_1 = 1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La conductivité de cette solution est $\sigma_1 = 0,43 \text{ S.m}^{-1}$.

1-1 Donner l'équation de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau.

1-2 Donner l'expression de la conductivité σ_1 de la solution S_1 en fonction des conductivités molaires ioniques et des concentrations des ions présents dans la solution.

1-3 Déterminer, alors, les concentrations des ions en solution.

1-4 Que peut-on en conclure quant à la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau?

2- On prépare une solution aqueuse S_2 d'acide éthanoïque de concentration $c_2=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La conductivité de cette solution est $\sigma=1,6 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$.

2-1 Donner l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.

2-2 Donner l'expression de la conductivité σ_2 de la solution S_2 en fonction des conductivités molaires ioniques et des concentrations des ions présents dans la solution.

2-3 Déterminer, alors, les concentrations des ions en solution.

2-4 Que peut-on en conclure quant à la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau?

2-5 Déterminer la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.

Données: les conductivités molaires ioniques sont exprimées en $\text{S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+)=34,97 \cdot 10^{-3}$; $\lambda(\text{Cl}^-)=7,63 \cdot 10^{-3}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,09 \cdot 10^{-3}$

EXERCICE 9

Dans cet exercice, on se propose d'étudier l'influence de la dilution d'une solution d'acide sur le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau. On considère d'abord une solution aqueuse d'acide faible (acide éthanoïque) de concentration $C_1=1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH est $\text{pH}_1=2,9$. On dilue cette solution 10 fois pour obtenir une solution de concentration C_2 , son pH est alors $\text{pH}_2=3,4$.

On considère ensuite une solution aqueuse d'acide fort (acide chlorhydrique) de concentration $C_3=110^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH est $\text{pH}_1=2,0$. On dilue cette solution 10 fois pour obtenir une solution de concentration C_4 . Son pH est alors $\text{pH}_2=3,0$.

Déterminer τ_1 de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau dans la solution de concentration C_1 .

1. Déterminer τ_2 de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau dans la solution de concentration C_2 .

2. Quel est l'influence de la dilution d'une solution d'acide faible sur le taux d'avancement final de la réaction de cet acide avec l'eau?

3. Déterminer τ_1 de la réaction de l'acide chlorhydrique avec l'eau dans la solution de concentration C_3 .

4. Déterminer τ_2 de la réaction de l'acide chlorhydrique avec l'eau dans la solution de concentration C_4 .

5. Quel est l'influence de la dilution d'une solution d'acide fort sur le taux d'avancement final de la réaction de cet acide avec l'eau?

EXERCICE 10

On prépare $V=50,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse en mélangeant $n_1=2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide méthanoïque et $n_2=5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'éthanoate de sodium.

A l'équilibre, la conductivité de la solution obtenue est $\sigma=0,973 \text{ S.m}^{-1}$.

1. Donner l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et les ions éthanoate. On ne fera pas figurer les ions sodium qui ne jouent pas de rôle ici, mais on en tiendra compte dans l'expression de la conductivité.

2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.

3. Établir alors une relation entre les concentrations à l'équilibre des ions méthanoate et éthanoate.

4. Établir une expression de la conductivité en fonction de $[\text{HCOO}^-]_{\text{éq}}$.

5. Déterminer les concentrations à l'équilibre des espèces présentes dans le mélange.

6. Déterminer la constante d'équilibre.

Données: Les conductivités molaires ioniques sont exprimées en $\text{S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

$\lambda(\text{HCOO}^-) = 5,46 \cdot 10^{-3} = \lambda_1$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,09 \cdot 10^{-3} = \lambda_2$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01 \cdot 10^{-3} = \lambda_3$

EXERCICE 11

On étudie une solution aqueuse d'acide fluorhydrique (HF), de volume $V=500 \text{ mL}$ et de concentration molaire en soluté $c=2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH est 2,5.

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide fluorhydrique avec l'eau.

2. Donner l'expression de la constante d'équilibre de la réaction.

3. Déterminer la quantité de matière initiale de fluorure d'hydrogène et dresser le tableau d'avancement de la réaction.

4. Déterminer la composition du système lorsque l'avancement est $x=1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

5. Déterminer alors le quotient de réaction Q_r .

6. Calculer la constante d'équilibre.

7. Le système est-il à l'équilibre lorsque $x=1,0 \cdot 10^{-3}$ mol? Justifier la réponse.

EXERCICE 12

1- La transformation étudiée : L'acide éthanóique (acétique) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ réagit de façon limitée avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

1-1- Donner la définition d'un acide selon Bronsted.

1-2- Dans l'équation ci-dessus, identifier les deux couples acides/base mis en jeu.

1-3- Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de cet équilibre chimique.

2- Etude pH-métrique :

Une solution d'acide éthanóique, de concentration molaire initiale $C_1=2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1=100 \text{ mL}$ a un pH de 3,7 à 25°C .

2-1- Déterminer la quantité de matière initiale de l'acide éthanóique n_1 .

2-2- Dresser le tableau d'avancement, puis calculer l'avancement maximale

2-3- Déduire, de la mesure du pH, la concentration molaire finale des ions oxonium. Calculer l'avancement final x_f .

2-4- Donner l'expression du taux d'avancement final τ_1 , montrer qu'il a pour valeur $\tau_1=7,4 \cdot 10^{-2}$. La transformation est-elle totale ?

2-5-1- Calculer la concentration molaire finale en ions éthanóate CH_3COO^-

2-5-2- Calculer la valeur de la concentration molaire finale effective de l'acide éthanóique $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f$.

2-5- Montrer que la constante d'équilibre K_1 associée à cette réaction vaut $K_1=1,6 \cdot 10^{-5}$.

3-Etude conductimétrique : On mesure, à 25°C , la conductivité d'une solution d'acide éthanóique de concentration $C_2=1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on obtient $\sigma=5,00 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$

3-1- On néglige toute réaction chimique autre que la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau. Citer les espèces ioniques majoritaires présentes dans cette solution. Donner la relation liant leur concentrations molaires.

3-2- Donner l'expression littérale de la conductivité σ de la solution en fonction des concentrations molaires finales en ions oxonium et en ions éthanóates.

3-3- Déterminer la valeur de la concentration molaire finale en ions oxonium et éthanóate en mol.m^{-3} , puis en mol.L^{-1} .

On donne $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+)=35,9 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,1 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

3-4- L'expérimentateur affirme que dans le cas présent, la solution d'acide éthanóique est suffisamment concentrée pour pouvoir faire les approximations suivantes :

1^{ère} approximation : la concentration finale en ions éthanóate est négligeable devant la concentration initiale en acide éthanóique $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f < C_2/50$

2^{ème} approximation : la concentration finale en acide éthanóique est quasiment égale à sa concentration initiale $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{finale}} = C_2$

3-4-1- Comparer les valeurs de C_2 et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{final}}$ (calculée à la question 3-3). L'approximation 1 est-elle justifiée ?

3-4-2- En supposant que l'approximation 2 soit vérifiée, que peut-on dire de la dissociation de l'acide ? En déduire si la transformation est totale, limitée ou très limitée.

3-4-3- En admettant que l'approximation 2 soit vérifiée, vérifier que la valeur de la constante d'équilibre K_2 associée à cet équilibre est $K_2=1,56 \cdot 10^{-5}$.

3-4-4- Montrer que la valeur du taux d'avancement final de la réaction est $\tau_2=1,25 \cdot 10^{-2}$

4- Conclusion : comparaison des résultats obtenus : On vient d'étudier deux solutions d'acide éthanóique de concentrations différentes. Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous.

	Concentration molaire initiale d'acide éthanóique	Constante d'équilibre	Taux d'avancement final
Etude pH-métrique	$C_1=2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$K_1=1,6 \cdot 10^{-5}$	$\tau_1=7,70 \cdot 10^{-2}$
Etude conductimétrique	$C_2=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$	$K_2=1,6 \cdot 10^{-5}$	$\tau_2=1,25 \cdot 10^{-2}$

4-1- La constante d'équilibre K dépend-elle de la concentration initiale ? justifier la réponse à partir du tableau.

4-2- Le taux d'avancement final τ dépend-il de l'état initial du système chimique ? justifier la réponse à partir du tableau.

4-3- Un élève propose les deux affirmations suivantes,. Préciser si elles sont justes ou fausses. Une justification est attendue.

Affirmation(1) : plus l'acide est dissocié, plus le taux d'avancement final τ est grand

Affirmation(2) : plus la solution d'acide est diluée, moins l'acide est dissocié.