

Equilibre d'un système chimique

EXERCICE 1 :

2 L'ammoniac est une base de brönsted, sa formule est NH_3 .

On prépare une solution d'ammoniac de concentration $C = 9.10^{-2} mol/L$. La mesure de la conductivité de cette solution a donné la valeur $\sigma = 32,76 mS.m^{-1}$

On donne: $\lambda_+ = \lambda_{NH_4^+} = 7,3.10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$

$\lambda_- = \lambda_{HO^-} = 20.10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$

1- Ecrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.

2- Quels sont les ions responsables de la conductivité de la solution.

3- En utilisant un tableau d'avancement de cette réaction, montrer que:

$$[HO^-] = \frac{\sigma}{\lambda_+ + \lambda_-}$$

4- Vérifier que cette concentration vaut: $1,2.10^{-3} mol/L$

5- Calculer le taux d'avancement final τ de cette réaction. Que peut-on conclure?

6- Montrer que la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction étudiée

s'écrit: $K = \frac{C.\tau^2}{1-\tau}$

7- Calculer la valeur de K .

Le résultat est-il en accord avec celui de la question (4)?

**PUSH YOURSELF
BECAUSE, NO ONE
ELSE IS GOING
TO DO IT FOR YOU.**

EXERCICE 2:

3 On prépare une solution aqueuse S de concentration molaire C et de volume V en introduisant une quantité de matière n d'un acide dans de l'eau distillée.

Dans la solution ainsi préparée, on a l'état final $[AH] = 4[A^-]$.

1- en vous aidant d'un tableau d'avancement de la réaction acide-base entre l'acide

AH de l'eau; montrer que: $\frac{[AH]}{[A^-]} = \frac{1}{\tau} - 1$

2- en déduire la valeur de τ .

3- Déterminer la valeur du pH de la solution S . On donne $C=10^{-2}mol.L^{-1}$.

4- On ajoute à la solution S de l'eau distillée; à la même température; progressivement jusqu'à l'égalisation des concentrations $[AH]$ et $[A^-]$.

4.1 - Quelle est la valeur de τ' ; taux d'avancement final de la réaction précédente.

4.2- Exprimer la constante d'équilibre K associée à cette réaction et en déduire que:

$$C' = \frac{C}{10}.$$

4.3- Calculer la variation de pH due à la dilution.

EXERCICE 3:

4 L'ammoniac NH_3 réagit avec le phénol; alcool de formule C_6H_5OH , pour donner des ions ammonium NH_4^+ et l'ion phénolate. On mélange $V = 20,0mL$ d'une solution d'ammoniac à $C = 0,040mol.L^{-1}$. avec $V' = 30,0mL$ d'une solution de phénol à $C' = 0,050mol.L^{-1}$.

1- Ecrire l'équation de cette réaction.

2- Déterminer les concentrations des réactifs dans le mélange à l'état initial.

3- On construit parfois le tableau d'avancement à l'aide des concentrations, dans ce cas on utilise l'avancement volumique défini par $\frac{x}{V}$ et noté x_v ou y .

Déterminer à l'équilibre, la valeur de l'avancement volumique x_v . On donne

$$Q_{r,eq} = 0,16$$

4- En déduire la composition finale du système.

5- Quel est le taux d'avancement final de cette réaction?

EXERCICE 4 :

5 On prépare une solution aqueuse en introduisant dans de l'eau distillée une masse $m_1 = 115\text{mg}$ d'acide méthanoïque HCOOH pur et une masse $m_2 = 410\text{mg}$ de cristaux d'éthanoate de sodium $\text{NaCH}_3\text{COO}_{(s)}$. Dans l'état d'équilibre, à 25°C , la conductivité σ de la solution obtenue vaut 973mS.m^{-1} .

Le volume de la solution est $V = 50,0\text{mL}$.

Données: à 25°C , conductivités molaires ioniques en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$:

$$\lambda_{\text{HCO}_2^-} = \lambda_1 = 5,46 \times 10^{-3} ; \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = \lambda_2 = 4,09 \times 10^{-3} ; \lambda_{\text{Na}^+} = \lambda_3 = 5,01 \times 10^{-3}$$

$$M_1 = M(\text{HCO}_2\text{H}) = 46\text{g.mol}^{-1} ; M_2 = M(\text{NaCH}_3\text{CO}_2) = 82\text{g.mol}^{-1}$$

1- Calculer les quantités de matière introduites; notées: n_1 pour l'acide méthanoïque et n_2 pour l'éthanoate de sodium.

2- L'éthanoate de sodium est très soluble dans l'eau. Ecrire l'équation de dissolution.

En déduire la quantité de matière des ions résultants.

3- Ecrire l'équation de réaction acido-basique entre l'acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}_{(aq)}$ et les ions éthanoate $(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)_{(aq)}$.

Etablir son tableau d'avancement.

4- Exprimer la conductivité σ de la solution en fonction de l'avancement dans l'état d'équilibre, λ_1 , λ_2 , n_2 et V .

5- Justifier que la valeur x_{eq} de l'avancement est égale à $2,30\text{m mol}$.

6- Déterminer à l'état d'équilibre, les concentrations effectives des espèces chimiques participant à la réaction.

7- Déterminer la constante d'équilibre associée à cette réaction.

EXERCICE 5 :

6 On dispose de plusieurs solutions aqueuses d'acide benzoïque de concentrations différentes.

Les mesures à 25°C ; de la conductivité σ de ces solutions, ont conduit aux résultats regroupés dans le tableau ci-après.

$C(\text{mol/L})$	5.10^{-4}	$6,7.10^{-4}$	2.10^{-3}	$2,5.10^{-3}$	5.10^{-3}	10^{-2}
$\sigma(\text{mS.m}^{-1})$	5,21	6,17	11,5	13,2	18,9	27,3

On donne en: ($S.m^2.mol^{-1}$): $\sigma_{C_6H_5COO^-} = 3,24.10^{-3}$, $\lambda_{H_3O^+} = 35.10^{-3}$

1- Ecrire l'équation de la réaction acido- basique ayant lieu entre l'acide benzoïque et l'eau.

2- En utilisant un tableau d'avancement pour cette réaction; montrer que le quotient de réaction à l'état d'équilibre; associé à cette équation s'écrit sous la forme:

$$Q_{r,eq} = \frac{x_e^2}{V(CV - x_e)}$$

V : Volume de la solution et C sa concentration.

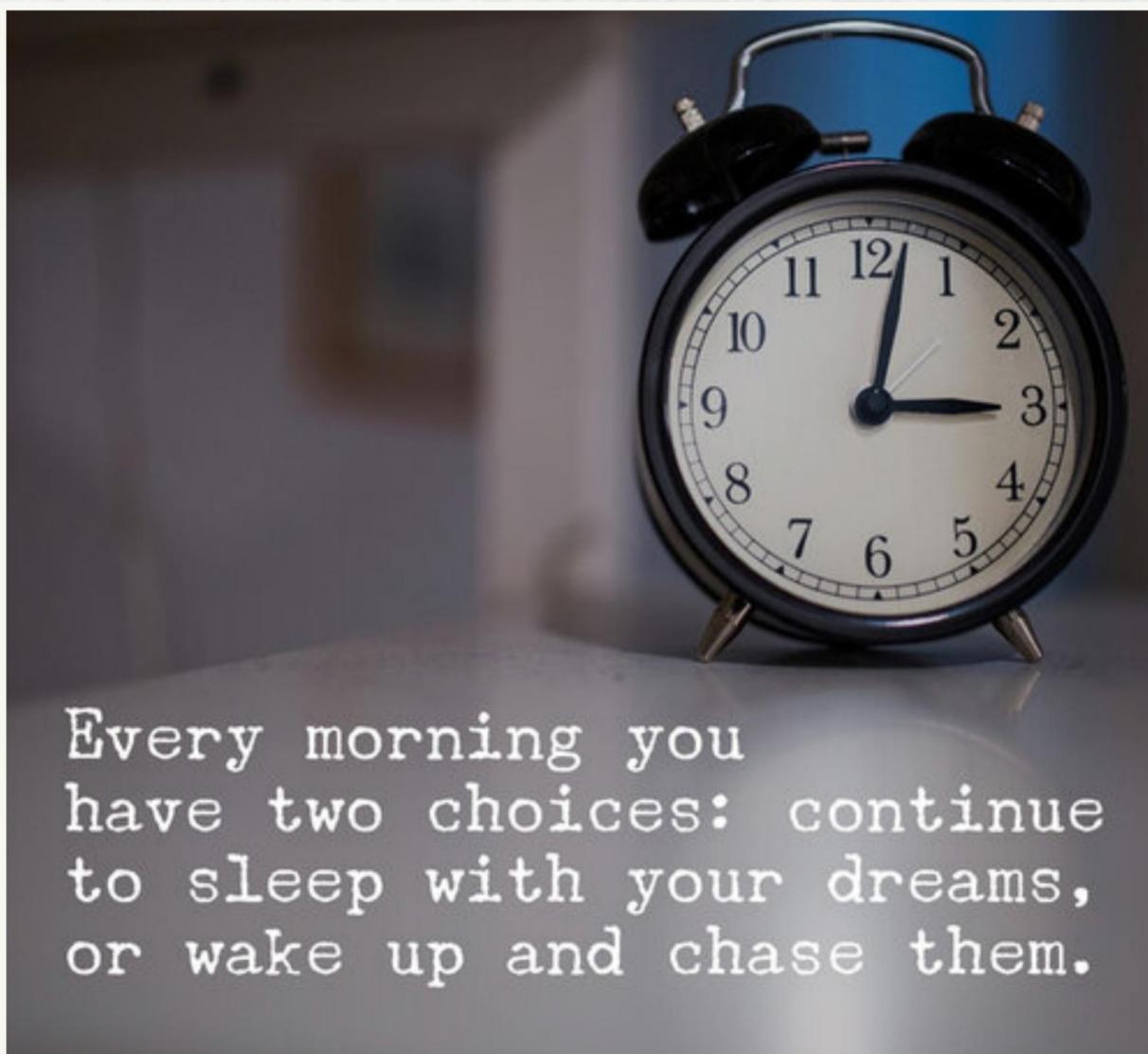
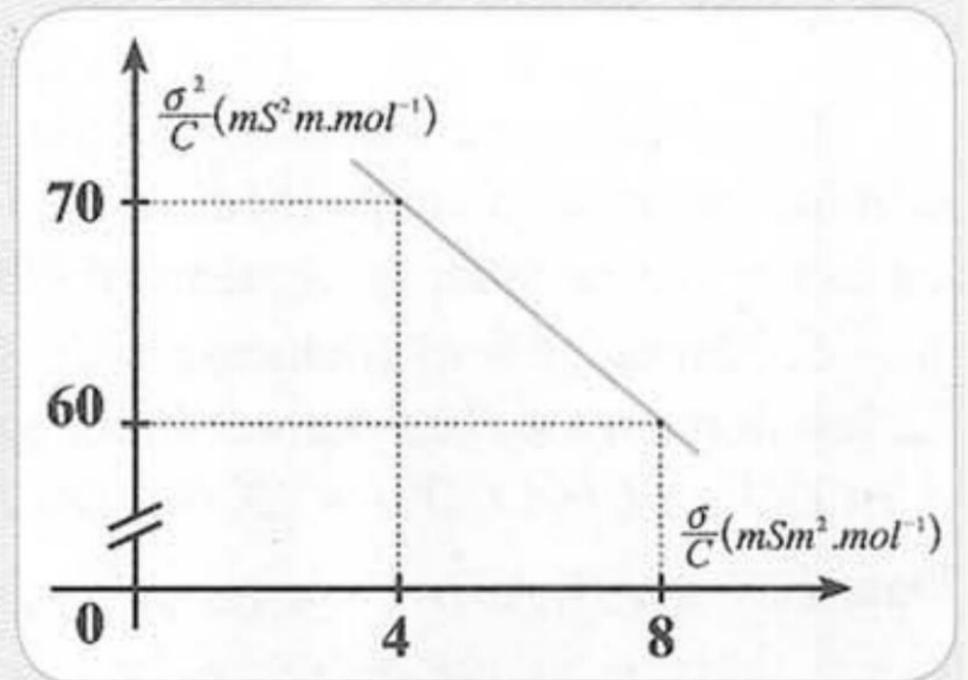
3- En déduire que: $K = C \cdot \frac{\tau^2}{1 - \tau}$;

τ : taux d'avancement final et K constante d'équilibre associé à cette réaction.

4- Exprimer la conductivité σ de la solution; à l'état d'équilibre ; en fonction de C et τ et λ avec $\lambda = \lambda_{H_3O^+} + \lambda_{C_6H_5COO^-}$.

5- Etablir que: $\frac{\sigma^2}{C} = -K\lambda\left(\frac{\sigma}{C}\right) + K.\lambda^2$.

6- Les mesures précédentes ont permis d'obtenir le graphe de la figure ci-contre. En exploitant ce graphe, trouver la valeur de K .



EXERCICE 6:

7 On prépare une solution aqueuse de volume $V = 50\text{mL}$ en mélangeant une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH ; contenant $n_1 = 2,50\text{mmol}$ de cet acide et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium NaCH_3COO contenant $n_2 = 5,00\text{mmol}$ d'ions éthanoate $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$.

La réaction qui a eu lieu dans ce mélange a pour équation:



Données: $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,09 \cdot 10^3 \text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$$\lambda(\text{Na}^+) = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(\text{HCOO}^-) = 5,46 \cdot 10^{-3} \text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

La concentration en ions méthanoate sera noté $[M]$.

1- En utilisant un tableau d'avancement de la réaction étudiée, exprimer la concentration des ions éthanoate CH_3COO^- , à l'état final; en fonction de la concentration $[M]$ des ions méthanoate HCOO^- .

2- Etablir l'expression suivante: $\sigma = 0,910 + 1,37 \cdot 10^{-3} \cdot [M]$

3- La mesure de la conductivité de la solution à l'état donne $\sigma = 973 \text{mS.m}^{-1}$

Calculer la concentration $[M]$ en ions méthanoate à l'état final.

4- Déterminer la constante d'équilibre K associée à la réaction étudiée.

EXERCICE 7:

8 Dans les équations de réactions chimiques acide-base, les coefficients stoechiométriques sont égaux à un.

On modélise ces réactions par l'équation: $A_{1(aq)} + B_{2(aq)} \rightleftharpoons B_{(aq)} + A_{2(aq)}$

A chacune de ces réactions est associée une valeur de la constante d'équilibre K qui lui est propre.

Toutes les solutions sont à la même température.

En considérant un mélange initial composé de n_1 (mol) de A_1 et n_2 (mol) de B_2 avec ($n_2 > n_1$);

1- Montrer que:
$$K = \frac{n_1 \cdot \tau^2}{(1 - \tau)(n_2 - n_1 \tau)}$$

Le volume V du mélange est constant.

2- Etablir lorsque le mélange initial est stoechiométrique en A_1 et B_2 que:

$$K = \left(\frac{\tau}{1 - \tau} \right)^2.$$

3- Remplir alors le tableau suivant:

τ	0,5%	5%	10%	20%	50%	90%	98%	99%	99,1%	99,4%
K										

A partir de quelle valeur de K la réaction peut être considérée comme totale.

EXERCICE 8:

9 L'acide formique ($HCOOH$) appelé officiellement acide méthanoïque est un liquide incolore miscible avec l'eau.

Sa masse molaire est $M = 46g.mol^{-1}$; et sa masse volumique est $\rho = 1,22g.mL^{-1}$.

1- On prépare une solution S_1 de concentration $C_1 = 5.10^{-2}mol.L^{-1}$, en dissolvant une masse m_1 d'acide méthanoïque dans $100 mL$ d'eau distillée.

1.1- Déterminer la valeur de m_1 .

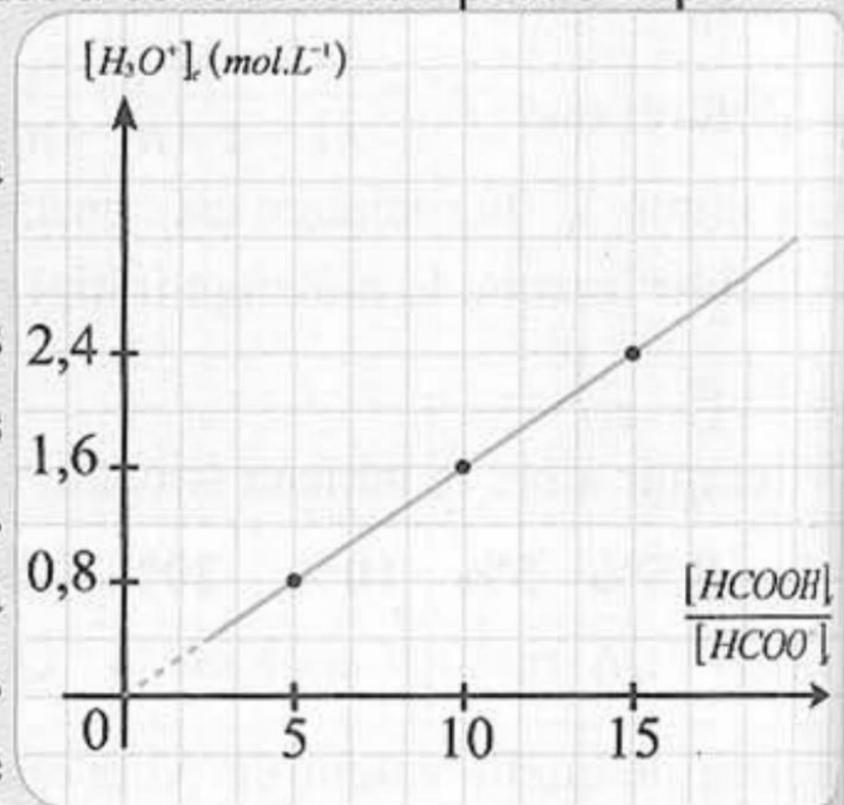
1.2- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau et dresser le tableau descriptif de son avancement.

1.3- Montrer que la constante d'équilibre associée à cette réaction peut s'exprimer:

$$K = \frac{C_1 \cdot \tau_1^2}{1 - \tau_1}$$

τ_1 étant le taux d'avancement final de la réaction.

2- Une étude expérimentale a été menée sur des solutions d'acide méthanoïque de concentrations différentes et à la même température $25^\circ C$, les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe de la figure ci-contre. Les concentrations représentées sont obtenues à l'état d'équilibre



pour chacune des solutions étudiées:

2.1- Déterminer la valeur de la constante d'équilibre K .

2.2- Calculer τ_1 .

3- On prend maintenant un volume: $V = 100mL$ de la solution S_1 et on y introduit un volume $v = 0,1mL$ d'acide méthanoïque pur, on obtient une solution S_2 de concentration molaire C_2 et de $pH = 2,42$.

3.1- Exprimer C_2 en fonction de C_1 , V , v , ρ , τ_1 et M (on néglige v devant V).

3.2- Calculer τ_2 conclure.