

un acide dit faible l'est -il toujours? /correction détaillée

Sur fond vert :**rappel énoncé**

Le tableau ci-dessous indique le pH de 4 solutions S₁, S₂, S₃, S₄ préparées à partir de 2 solutions de 2 monoacides HA1 et HA2 de concentrations respectives c₁ et c₂. S₃ et S₄ sont respectivement des solutions diluées au 1/10^e de S₁ et S₂.

solution	S ₁ (concent. c ₁)	S ₂ (concent.c ₂)	S ₃ (sol diluée c ₁ /10)	S ₄ (sol diluée c ₂ /10)
pH	2,3	1,5	2,9	2,5

1-Partie A

a. Montrer que l'un des 2 acides est fort. Justifier la réponse par un calcul.

Un monoacide fort est totalement ionisé dans l'eau selon la réaction: $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$ (1)

Donc , toutes les molécules HA se retrouvent sous la forme d'ions H₃O⁺ avec $[H_3O^+] = c$

et $pH = -\log[H_3O^+] = -\log c$. (Attention, cette relation est acceptable tant que l'autoprotolyse de l'eau $H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$ peut être considérée comme négligeable devant (1) ce qui suppose que la solution ne soit pas trop diluée: $c > 10^{-6}$) .

Après dilution de l'acide ,la concentration de la solution est $c' = c/10$.

S'il s'agit d'un acide fort, son pH est $pH' = -\log c' = -\log (c/10) = -\log c + \log 10 = pH + 1$ C'est ce que l'on observe pour HA₂ (solution S₂)

b, Déterminer la concentration de cet acide .

$$pH = -\log c_2 \text{ soit } c_2 = 10^{(-pH)} = 10^{(-1,5)} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

c. Décrire la préparation de la solution S₃ à partir de S₁ à l'aide de la verrerie suivante:

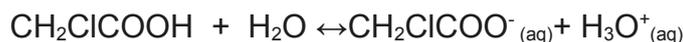
-pipettes graduées de 5 et 10mL.-pipettes jaugées de 2,0 et 5,0mL ;- fioles jaugées de 50,0mL , 100mL et 200mL.

Le rapport des volumes doit être de 10. On peut prélever 5 mL de la solution initiale avec la pipette jaugée. Verser le contenu dans une fiole jaugée de 50,0mL. On complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

2-Partie B, étude de l'acide monochloroéthanique

l'acide faible étudié précédemment est l'acide monochloroéthanique (ou monochloroacétique) CH₂CICOOH de concentration $c = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

a-Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.



L'ion CH₂CICOO⁻ est l'ion monochloroéthanoate base conjuguée de l'acide éthanique

b-Donner l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction . Comment nomme-t-on cette constante ?

$$K_A = \frac{[CH_2CICOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_2CICOOH]}$$

K_A est la constante d'acidité qui caractérise le couple acide/base : CH₂CICOOH/CH₂CICOO⁻

c-Par définition, le coefficient de dissociation (ou coefficient d'ionisation) α est égal au rapport entre la quantité de matière de molécules d'acide ionisées à l'équilibre et la quantité de matière de molécules d'acide mises en solution.

Etablir la relation entre α , c et la concentration en ions H_3O^+ dans la solution à l'équilibre. Calculer α avant et après dilution au dixième. Conclure.

$$\alpha = \frac{n_{\text{CH}_2\text{ClCOOH (ionisée)}}}{n_{\text{CH}_2\text{ClCOOH (introduite)}}} = \frac{n_{\text{CH}_2\text{ClCOO}^-}}{n_{\text{CH}_2\text{ClCOOH (introduite)}}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{n_{\text{CH}_2\text{ClCOOH (introduite)}}$$

soit en divisant les 2 termes par V $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}$

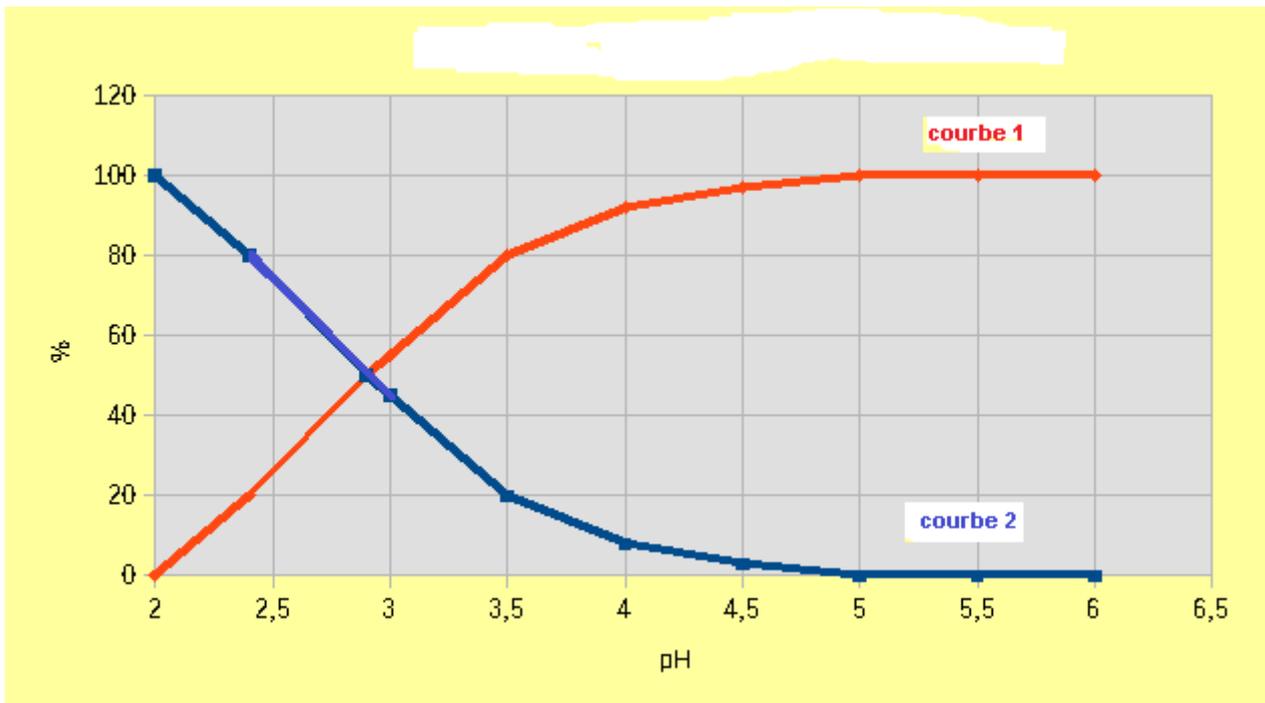
avant dilution, il s'agit de S_1 ; $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_1} = \frac{10^{-2,3}}{2,5 \times 10^{-2}} = 0,2 = 20 \%$

après dilution, il s'agit de S_3 ; $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_3} = \frac{10^{-2,9}}{2,5 \times 10^{-2}} = 0,5 = 50 \%$

Conclusion : La dilution favorise l'ionisation des molécules (ou déplace l'équilibre dans le sens de l'ionisation). Plus on dilue un acide faible, plus il est dissocié dans l'eau.

Le document 1 ci-dessous représente les pourcentages des espèces acide et basique du couple $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ suivant le pH de la solution.

d-Indiquer la courbe qui représente le % CH_2ClCOOH et celle du % $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$. Justifier .



A partir de K_A on peut écrire : $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (1)$

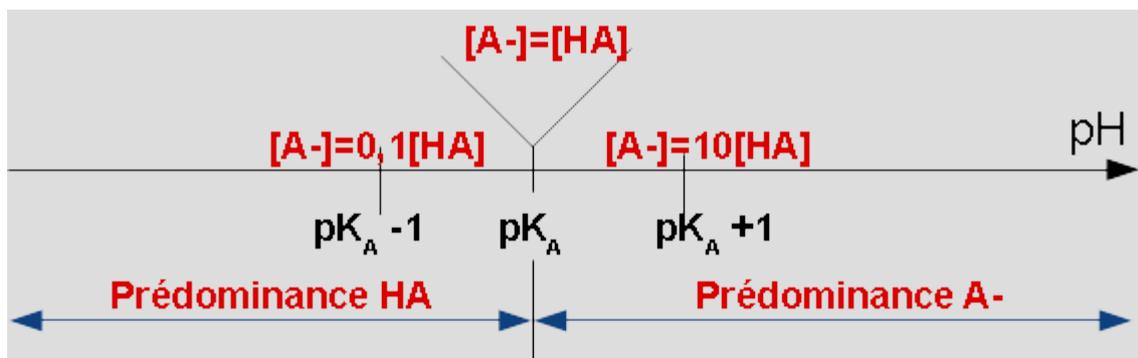
Nous avons vu que lors de la dilution de la solution acide, le pH augmente et donc d'après la relation précédente le rapport $[\text{A}^-]/[\text{HA}]$ augmente aussi ; cela signifie bien que l'acide s'ionise. La courbe 1 représente le % de A^- qui augmente et la courbe 2 le % de HA qui diminue lorsque le pH augmente.

Nous constatons que pour $\text{pH}=2$ (valeur mini sur le graphe), le %HA est de 100 % et le %A⁻ est 0 %. Cela signifie que l'acide n'est pas ionisé pour cette concentration.

e-pour $\text{pH}=3,5$ déterminer graphiquement le pourcentage des espèces $\text{CH}_2\text{CLCOO}^-$ et CH_2CICOOH .

Graphiquement, pour $\text{pH}=3,5$, la solution est constituée de 80 % d'ions $\text{CH}_2\text{CLCOO}^-$ et 20 % de molécules CH_2CICOOH .

f-Déterminer le pK_A du couple acide/base et établir le diagramme de prédominance des espèces dans la solution suivant le pH. Justifier.



si $[\text{A}^-] > 10[\text{HA}]$, $\text{pH} > \text{pK}_A + \log 10$ soit $\text{pH} > \text{pK}_A + 1$ et A⁻ est ultra majoritaire devant HA

si $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$, $\text{pH} = \text{pK}_A = 2,9$ d'après le graphe, A⁻ et HA ont des quantités égales.

si $[\text{A}^-] < [\text{HA}]/10$ ou $[\text{HA}] > 10[\text{A}^-]$, $\text{pH} < \text{pK}_A - 1$ HA est ultra majoritaire devant A⁻.

3. partie C: un acide faible peut-il devenir fort?

On prélève 0,50mL de la solution d'acide monochloroacétique de concentration $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ que l'on verse dans une fiole jaugée de 2,0L et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

a-calculer la concentration de la solution diluée.

On note : $c_i = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$, la concentration initiale de la solution et $V_i = 0,50 \text{ mL}$ le volume prélevé .

C_f , la concentration après dilution et $V_f = 2,0 \text{ L}$ le volume final.

Au cours de la dilution la quantité de matière est conservée, soit : $c_i \times V_i = c_f \times V_f$

$$\text{Soit : } c_f = \frac{c_i \times V_i}{V_f} = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 5,0 \times 10^{-4}}{2,0} = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Le facteur de dilution est ici très grand : $V_f/V_i = 2,0/5 \times 10^{-4} = 4000!$

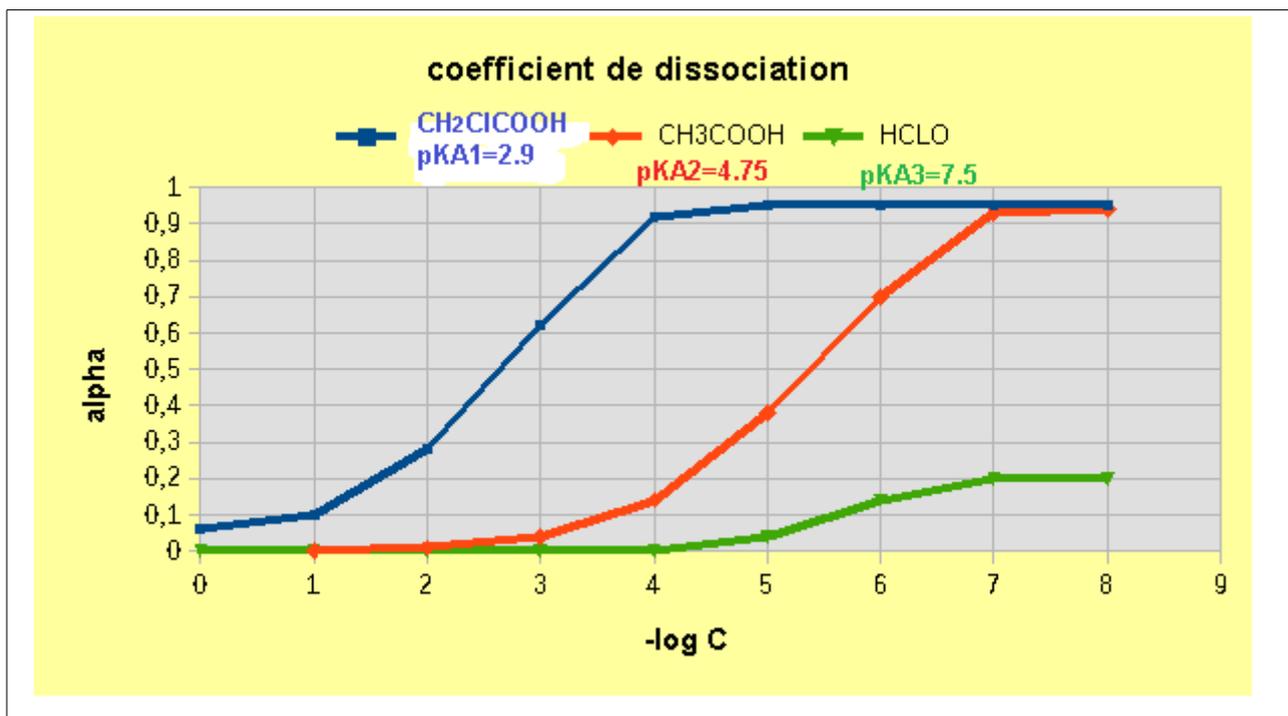
b-le pH de la solution diluée vaut 5,2. Quel serait le pH d'une solution de monoacide fort de même concentration? Conclure.

Le pH de cette solution d'acide fort serait : $\text{pH} = -\log(6,3 \times 10^{-6}) = 5,2$.

Conclusion: l'acide faible très dilué se comporte comme un acide fort, il est complètement ionisé

4-Partie D: comparaison des coefficients d'ionisation de plusieurs acides

On a représenté sur le document 2 ci-après la variation du coefficient de dissociation de trois acides dits faibles en fonction de $-\log c$, c étant la concentration de l'acide.

DOCUMENT 2


a-Classer du moins fort au plus fort ces 3 acides .Justifier la réponse.

Un acide est d'autant plus fort que son K_A est grand et que son pK_A est petit .
On a donc par ordre d'acidité croissante : HClO, CH_3COOH , $CH_2ClCOOH$.

b-Les résultats obtenus lors de la dilution de l'acide monochloroacétique sont-ils en accord avec cette représentation graphique ?

Récapitulons les résultats obtenus concernant l'acide $CH_2ClCOOH$.

coef dissociation	Solution initiale S1	Solution diluée S3	Solution diluée 4000fois
α	0,2	0,5	1

L'acide faible dilué 4000 fois se comporte comme un acide fort, il est totalement ionisé $\alpha=1$.

Lorsqu'on augmente la dilution, la concentration diminue et $-\log c$ augmente et α augmente . Ceci est conforme à la courbe bleue ci-dessus.

c-En vous aidant du document 2, que dire de l'affirmation suivante: « Tout monoacide faible fortement dilué se comporte comme un monoacide fort»?

Cette affirmation est correcte si le pK_a de l'acide n'est pas trop grand ($pK_a < 6$).c'est à dire si l'acide n'est pas trop faible. L'acide hypochloreux HClO par exemple, de $pK_a=7,5$ est un acide trop faible et ne peut se comporter comme un acide fort , le degré d'ionisation ne tend jamais vers 1.