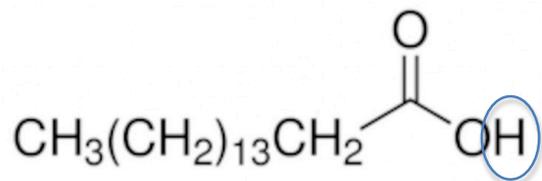


Exercices: ACIDES BASES LE PH CORRECTION

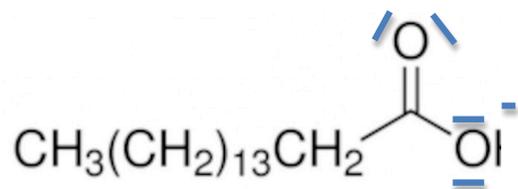
EXERCICE 17 p.29: ACIDE DANS L'HUILE

- 1) L'acide palmitique peut être qualifié d'acide car il possède le groupe caractéristique des acides carboxyliques dans lequel une liaison O-H est **polarisée**. Il peut donc libérer un proton en solution aqueuse.



- 2) L'atome responsable du caractère acide de l'acide palmitique est entouré ci-dessus. Les autres atomes d'hydrogène sont tous liés à un atome de carbone. Ces liaisons ne sont pas polarisées.

3)



EXERCICE 19 p.29: pH ET CONCENTRATION

- 1) L'incertitude sur la valeur mesurée du pH est de 0,2.

2)

$$pH = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

Avec $c^0=1$ mol/L, donc on peut écrire: **pH= - log[H₃O⁺]**

La réciproque de cette relation s'écrit: $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-\text{pH}}$

Or nous avons: $7,2 < \text{pH} < 7,6$ et donc: $10^{-7,6} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7,2}$

Ce qui donne: **$2,5 \times 10^{-8}$ mol/L < [H₃O⁺] < $6,3 \times 10^{-8}$ mol/L** avec 2 chiffres significatifs.

L'incertitude qui semblait faible en pH est importante en concentration.

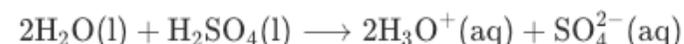
- 3) Calcul de la concentration molaire: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8}$ mol/L

Les concentrations en masse et molaire sont liées par la relation: $C = \frac{C_m}{M}$

On a donc: $C_m = 4,0 \times 10^{-8} \times (3+16) = 6,4 \times 10^{-7}$ g.L⁻¹

- 4) La concentration en ions oxonium dans une eau minérale est extrêmement faible comparé à la concentration en ions Calcium.

EXERCICE 20 p.29: ACIDE SULFURIQUE DILUE



- 1) Attention! On remarque dans l'équation bilan que c'est un diacide puisqu'il libère **deux protons** en solution aqueuse. La relation entre quantité de matière s'écrit donc:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \text{ et par suite: } c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{2} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = c \times 2$$

Rappelons la définition du pH:

$$pH = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

Avec $c^0=1$ mol/L, donc on peut écrire: **pH= - log[H₃O⁺]**

On a donc: **pH= - log(2c)**

Application numérique: **pH= - log(2 × 8,0 × 10⁻²) = 0,8** avec deux chiffres significatifs

2) Lorsqu'on dilue une solution mère pour obtenir une solution fille, on a toujours :

$$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

$$\text{d' où: } V_{\text{mère}} = \frac{V_{\text{fille}}}{5} = \frac{200,0}{5} = 40,0 \text{ mL}$$

On prélève donc 40,0 mL de solution mère que l'on introduit dans une fiole jaugée de 200,0 mL puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

3) Dans la solution mère nous avons montré que: $[H_3O^+] = c \times 2$ donc, dans la solution

$$\text{diluée 5 fois: } [H_3O^+] = \frac{2 \times c}{5} = \frac{2 \times 8,0 \times 10^{-2}}{5} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

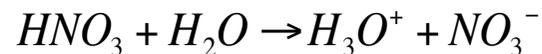
4)

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

Avec $c^0 = 1 \text{ mol/L}$, donc on peut écrire: $pH = -\log[H_3O^+]$

Application numérique: $pH = -\log(3,2 \times 10^{-2}) = 1,5$ avec deux chiffres significatifs

EXERCICE 21 p.29: ACIDE NITRIQUE



1) La concentration en masse de la solution d'acide nitrique s'écrit donc: $C_m = \frac{m}{V}$

$$C_m = \frac{1,0}{50,0 \times 10^{-3}} = 20 \text{ g} \times L^{-1}$$

On en déduit la concentration molaire avec la relation: $C = \frac{C_m}{M}$

$$C = \frac{20}{63,0} = 3,2 \times 10^{-1} \text{ mol} \times L^{-1}$$

C'est également la concentration en ion oxonium:

Rappelons la définition du pH:

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

Avec $c^0 = 1 \text{ mol/L}$, donc on peut écrire: $pH = -\log[H_3O^+]$

Application numérique: $pH = -\log(3,2 \times 10^{-1}) = 0,49$ avec deux chiffres significatifs.