Q_1 : Calcul du pH d'un acide fort.

$pH = -\log C = -\log(1{,}0.10^{-3}) = 3$

Voir la démonstration dans le cours

Q_2 : Dans une solution aqueuse se produit l'autoprotolyse de l'eau

$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$ avec $K_e = [H_3O^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq}$

donc $[H_3O^+]_{éq} = \dfrac{K_e}{[HO^-]_{éq}} = \dfrac{10^{-14}}{1{,}0.10^{-3}} = 1{,}0.10^{-11}$ mol/L

$\Rightarrow pH = -\log\left(\dfrac{[H_3O^+]_{éq}}{C^\circ}\right) = -\log\left(\dfrac{1{,}0.10^{-11}}{1{,}0}\right) = 11$

Q_3 : Dans cette solution aqueuse composée d'un acide HA, le pH est égal au pKa du couple.

Donc les 2 espèces HA et A^- cohabitent

Quel est cet acide ?

Q_4 : Calcul de la concentration apportée C

$C = \dfrac{n^i_{acide}}{V} = \dfrac{m^i_{acide}/M_{acide}}{V} = \dfrac{m^i_{acide}}{M_{acide} \times V}$

$\Rightarrow C = \dfrac{3{,}0}{60{,}05 \times 500.10^{-3}} = 1{,}0.10^{-1}$ mol/L

Q_5 :

Réaction de l'acide sur l'eau

	HA	$+ H_2O$	$\rightleftharpoons A^-$	$+ H_3O^+$
Etat final	$n^f_{HA} = n^i_{HA} - x_f = C \times V - x_f$	Excès	$n^f_{A^-} = n^f_{H_3O^+} = x_f$	

Si la réaction est totale $x_f = x_{max}$ et $n^f_{HA} = 0$ mol

donc $n^i_{HA} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n^i_{HA} = C \times V = 1{,}0.10^{-1} \times 500.10^{-3}$
$= 5{,}0.10^{-2}$ mol.

Q_6 : Si l'acide était un acide fort

alors $pH = -\log(C) = -\log(1{,}0.10^{-1}) = 1{,}0$

Le pH de la solution étant de 2,9, cet acide n'est pas un acide fort

Q7 : Calcul de l'avancement final x_f (la réaction n'est pas totale)

On a $[H_3O^+]_{éq} = \frac{n^f_{H_3O^+}}{V} = \boxed{\frac{x_f}{V} = C^\circ \times 10^{-pH}}$

$\Rightarrow x_f = C^\circ \times V \times 10^{-pH}$

$= 1,0 \times 500.10^{-3} \times 10^{-2,9} = 6,3.10^{-4}$ mol.

Q8 : Calcul du taux d'avancement τ

$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{6,3.10^{-4}}{5,0.10^{-2}} = 0,013$

$= 1,3\%$

Q9 Calculs des concentrations

$[H_3O^+]_{éq} = [A^-]_{éq} = \frac{x_f}{V} = \frac{6,3.10^{-4}}{500.10^{-3}} = 1,3.10^{-3}$ mol/L

$[HA]_{éq} = \frac{n^f_{HA}}{V} = \frac{n^i_{HA} - x_f}{V} = \frac{n^i_{HA}}{V} - \frac{x_f}{V} = C - [H_3O^+]_{éq}$

$= 1,0.10^{-1} - 1,3.10^{-3} = 9,9.10^{-2}$

Calcul de K_a :

$K_a = \frac{[H_3O^+]_{éq} \times [A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}} = \frac{(1,3.10^{-3})^2}{9,9.10^{-2}} = 1,7.10^{-5}$

Calcul du pKa

$pK_a = -\log K_a = -\log(1,7.10^{-5}) = 4,8$

Q10 : Les acides sont caractérisés par leur pKa

Si $pK_a = 4,8$ alors c'est l'acide éthanoïque (vinaigre)

Q11 : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ couple NH_4^+/NH_3

$\Rightarrow K_a = \frac{[NH_3]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq}}{[NH_4^+]_{éq}}$

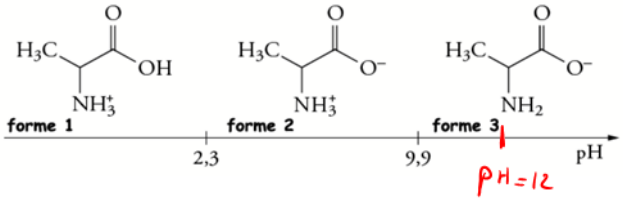
Q12 : 2 couples Forme 1 / Forme 2 et Forme 2 / Forme 3

Q13 : Le pH séparant les prédominances est $pH = pK_{a_1} = 2,3$ et $pH = pK_{a_2} = 9,9$

Le pKa du premier couple est $pK_{a_1} = 2,3$

Q14 : La forme 2 est la base du couple forme 1 / forme 2 et l'acide du couple forme 2 / forme 3. Comme l'eau, la forme 2 est une espèce amphotère.

Q15 :



A pH = 12, c'est la forme 3 qui prédomine