

Date 12/09/2020

UE 1 : Chimie

QCM 1 : A B C D E

L'espèce NaOH est la soude, c'est une base forte (BF). Elle libère un ion hydroxyde HO⁻, c'est donc une base d'Arrhenius.

La quantité de matière est :

$$n_{HO^-} = n_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{0,650}{23 + 16 + 1} = 0,01625 \text{ mol}$$

Le pOH final :

$$pOH = -\log[HO^-] = -\log\left(\frac{n_{HO^-}}{V}\right) = -\log\left(\frac{1,625 \cdot 10^{-2}}{0,180}\right) = 1,04$$

La concentration des ions oxoniums est d'après la loi d'autoprotolyse :

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{0,9 \cdot 10^{-1}} = 1,1 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

QCM 2 : A B C D

HNO₃ possède un pK_A négatif, c'est donc un acide Fort (AF) ; il est donc totalement dissocié dans l'eau. Il libère un proton H⁺, c'est donc un acide de Brönsted et d'Arrhenius.

Le pH répond alors à la loi :

$$pH = -\log C_1 = 2,42$$

QCM 3 : D

Si le pH augmente, alors le pOH diminue. L'acidité diminue donc et la basicité augmente.

La concentration en ion oxonium diminue, et celle des ions hydroxyde augmente.

QCM 4 : C

Le pH initial d'une solution d'acide faible répond à la formule :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log(C)) = \frac{1}{2}\left(pK_A - \log\left(\frac{m}{M \cdot V}\right)\right)$$

$$pH = \frac{1}{2}\left(5,4 - \log\left(\frac{9,75 \cdot 10^{-3}}{(5 \times 12 + 4 + 4 \times 14 + 3 \times 16) \times 0,25}\right)\right) = 4,517$$

Il s'agit d'une urine matinale, qui a accumulé tous les acides de la nuit. Généralement, le pH urinaire se trouve entre 6,5 et 7,5.

QCM 5 : C

L'ion ammonium et l'ammoniac sont les conjugués du couple acide/base. Donc le pH obéit à la loi d'Henderson-Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log\left(\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}\right)$$

Soit :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log\left(\frac{\frac{n_{\text{NH}_3}}{V}}{\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{V}}\right) = \text{pK}_A + \log\left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{NH}_4^+}}\right) = \text{pK}_A + \log\left(\frac{\frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}}}{\frac{m_{\text{NH}_4 \text{ Cl}}}{M_{\text{NH}_4 \text{ Cl}}}}\right)$$

$$\text{pH} = 9,25 + \log\left(\frac{\frac{65 \cdot 10^{-3}}{14 + 3}}{\frac{130 \cdot 10^{-3}}{14 + 4 + 35,5}}\right) = 9,45$$

QCM 6 : B

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est un acide faible d'où :

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_A - \log C) = \frac{1}{2}(4,75 - \log 0,03) = 3,14$$