

### Задача 798

$m(C_6H_{12}O_6) = 20\text{г}$	$C_6H_{12}O_6$ - неэлектролит, диссоциации не подвергается, изотонический
$\alpha = 0$	коэффициент раствора равен 1:
$m(H_2O) = 300\text{г} = 0,3\text{кг}$	$i = 1$
$T_3(H_2O) = 0^\circ\text{C}$	Моляльная концентрация раствора:
$K_3 = 1,86 \text{ К} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг}$	$C_m = \frac{\nu(C_6H_{12}O_6)}{m(H_2O)} = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot m(H_2O)} =$
$T_{кр} - ?$	$= \frac{20 \text{ г}}{180 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ кг}} = 0,37 \text{ моль/кг}$

Понижение температуры кристаллизации раствора:

$$\Delta T_3 = i \cdot C_m \cdot K_3 = 1 \cdot 0,37 \text{ моль/кг} \cdot 1,86 \text{ К} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг} = 0,69\text{К} = 0,69^\circ\text{C}$$

Температура начала кристаллизации раствора:

$$T_{кр} = T_3(H_2O) - \Delta T_3 = 0^\circ\text{C} - 0,69^\circ\text{C} = -0,69^\circ\text{C}$$

### Задача 855

$HBO_2$	$HBO_2$ – слабый электролит, является слабой кислотой
$C = 0,1 \text{ моль/л}$	Уравнение диссоциации: $HBO_2 \rightleftharpoons H^+ + BO_2^-$
$K_d = 7,5 \cdot 10^{-1}$	Рассчитаем степень диссоциации, исходя из строгой формулы закона разбавления
$pH - ?$	Оствальда:
	$K_d = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$
	$C \cdot \alpha^2 = K_d (1 - \alpha)$
	$C\alpha^2 + K_d\alpha - K_d = 0$
	$0,1\alpha^2 + 7,5 \cdot 10^{-1}\alpha - 7,5 \cdot 10^{-1} = 0$

Решив данное квадратное уравнение, получим:  $\alpha = 0,8935$

Рассчитаем концентрацию ионов  $H^+$ , а затем pH раствора.

$$[H^+] = C \cdot \alpha = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,8935 = 8,935 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(8,935 \cdot 10^{-2}) = 1,05$$

### Задача 974

восстановление окислителя: $MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	$\left  \begin{array}{c} 2 \\ 2 \end{array} \right  \left  \begin{array}{c} 1 \\ 1 \end{array} \right $
окисление восстановителя: $2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2$	$\left  \begin{array}{c} 2 \\ 2 \end{array} \right  \left  \begin{array}{c} 1 \\ 1 \end{array} \right $
$MnO_2 + 4H^+ + 2Br^- \rightarrow Mn^{2+} + Br_2 + 2H_2O$	$\rightarrow Z = 2$

Стандартные потенциалы:

$$\varphi_{Br_2/Br^-}^0 = 1,06\text{В}$$

$$\varphi_{MnO_2/Mn^{2+}}^0 = 1,23\text{В}$$

ЭДС:

$$E = \varphi(\text{окислителя}) - \varphi(\text{восстановителя}) = \varphi_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}}^0 - \varphi_{\text{Br}_2/\text{Br}^-}^0 = 1,23\text{В} - 1,06\text{В} = 0,17\text{В}$$

Стандартная энергия Гиббса:

$$\Delta_r G_{298}^0 = -Z \cdot F \cdot E = -2 \cdot 96500 \text{ Кл/моль} \cdot 0,17\text{В} = -32810 \text{ Дж}$$

### Задача 1051

Гальванический элемент Zn-Ag

Стандартные электродные потенциалы:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763\text{В}$$

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,799\text{В}$$

$$\text{ЭДС: } E = 1,455\text{В}$$

Активность ионов:  $a_{\text{Ag}^+} = 0,001 \text{ моль/л}$

Цинковый электрод является анодом, а серебряный катодом, так как  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 < \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0$

Потенциал серебряного электрода рассчитаем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Ag}^+} = 0,799 + \frac{0,059}{1} \lg 0,001 = 0,622\text{В}$$

Рассчитаем потенциал цинкового электрода:

$$E = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E = 0,622\text{В} - 1,455\text{В} = -0,833\text{В}$$

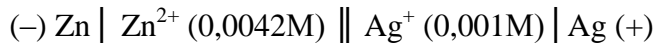
По уравнению Нернста рассчитаем активность ионов  $\text{Zn}^{2+}$ :

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Zn}^{2+}}$$

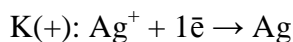
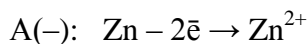
$$a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{\frac{n(\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0)}{0,059}}$$

$$a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{\frac{2(-0,833 - (-0,763\text{В}))}{0,059}} = 0,0042 \text{ моль/л}$$

Схема гальванического элемента:



Уравнения электродных процессов:



### Задача 1125

Металл – Pb

$$\text{pH} = 7,1$$

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,126\text{В}$$

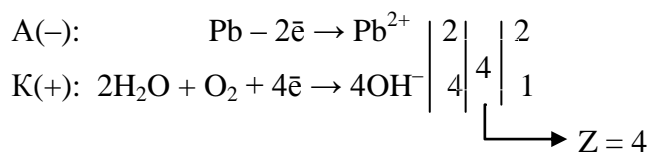
$$a_{\text{Pb}^{2+}} = 10^{-6} \text{ моль/л}$$

В аэрированном растворе может протекать коррозия, преимущественно, с кислородной деполяризацией. Окислители – молекулы  $\text{O}_2$ . Рассчитаем потенциалы: свинцовый и кислородный.

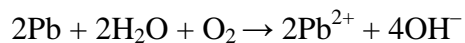
$$\varphi_{Pb^{2+}/Pb} = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{Pb^{2+}} = -0,126 + \frac{0,059}{2} \lg(10^{-6}) = -0,303B$$

$$\varphi_{O_2/OH^-} = 1,229 - 0,059 pH + 0,0147 \lg p_{O_2} = 1,229 - 0,059 \cdot 7,1 + 0,0147 \lg 0,21 = 0,8B$$

Уравнения анодного и катодного процессов:



Токообразующая реакция (ТОР):



ЭДС коррозионного элемента:

$$E = \varphi_{O_2/OH^-} - \varphi_{Pb^{2+}/Pb} = 0,8B - (-0,303B) = 1,103B$$

Стандартная энергия Гиббса коррозионного процесса:

$$\Delta_r G_{298}^0 = -Z \cdot F \cdot E = -4 \cdot 96500 \text{ Кл/моль} \cdot 1,103 \text{ В} = -212879 \text{ Дж} \approx -212,9 \text{ кДж}$$

$E > 0$ ,  $\Delta_r G_{298}^0 < 0$ ; реакция протекает в прямом направлении. Электрохимическая коррозия свинцового изделия возможна.

Чтобы составить схему коррозионного элемента, необходимо взять катод. В качестве катода возьмем медь, так как потенциал меди больше потенциала свинца.  $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337B$

Схема коррозионного элемента:

