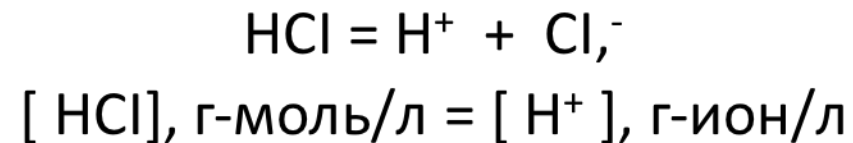


Определение рН сильных кислот и оснований

Степень диссоциации (α) сильных кислот в процентах равна 100% или в долях единицы равна 1. Для слабых кислот и оснований α меньше 1 (или меньше 100%).

1. Для растворов сильных кислот (например для соляной) справедливо:



2. Для растворов сильных оснований (например для гидроксида натрия):



- **Определение pH слабых одноосновных кислот**

- 3. Для растворов **слабых одноосновных кислот** (например, для фтористоводородной кислоты HF) следует учитывать степень диссоциации слабой кислоты (**α**), тогда :
- **$[H^+]$, г-ион/л = α x [HF], г-моль/л.**

-
- **Определение рН слабых оснований**
- Для растворов слабых оснований (например, для гидроксида аммония, NH_4OH)
- следует так же учитывать степень диссоциации этого слабого основания (\mathbf{i}), тогда
- $[\text{OH}^-], \text{ г-ион/л} = \mathbf{i} \times [\text{NH}_4\text{OH}], \text{ г-моль/л}.$

Определение рН слабых кислот и оснований

- Также для любой слабой кислоты (HF) или основания можно записать константу диссоциации данного соединения (K) следующим образом:
 - $K_{\text{HF}} = [\text{H}^+] \times [\text{F}^-] / [\text{HF}]$, а поскольку : $[\text{HF}] = [\text{H}^+] + [\text{F}^-]$,
 - $[\text{H}^+] = [\text{F}^-]$, то константу реакции можно записать:
 - $K_{\text{HF}} = [\text{H}^+] \times [\text{H}^+] / [\text{HF}] = [\text{H}^+]^2 / [\text{HF}]$, и отсюда
 - $[\text{H}^+]^2 = K_{\text{HF}} \times [\text{HF}]$, и, тогда, $[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{HF}} \times [\text{HF}]}$,

Определение pH слабых кислот

- Для растворов **слабых многоосновных кислот** (например, **угольной H_2CO_3**) диссоциация по первой ступени происходит значительно лучше чем по последующим. Поэтому концентрацию H^+ в растворе определяет, главным образом, константа диссоциации первой ступени (K_1):
 - $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \quad K_1 = 4,45 \times 10^{-7}$
 - $\text{HCO}_3^- = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \quad K_2 = 4,69 \times 10^{-11}$, видно, что K_2 на несколько порядков меньше K_1 , поэтому концентрацию H^+ определяют по следующей формуле:
 - $[\text{H}^+] = \sqrt{K_1 \times [\text{H}_2\text{CO}_3]}$,

Определение рН и рОН слабых кислот

- **Задача №9.** Имеется 0,1 М раствор HF. Степень диссоциации кислоты составляет $\alpha = 8,5\%$. Требуется определить рОН раствора.
- **Решение:** Применим ранее написанную формулу:
- $[\text{H}^+], \text{ г-ион/л} = \alpha \times [\text{HF}], \text{ г-моль/л} = 0,085 \times 0,1 = 8,5 \times 10^{-3}$
- $\text{pH} = - \text{Lg} [\text{H}^+] = - \text{Lg} [8,5 \times 10^{-3}] = 3 - \text{Lg} 8,5 = 3 - 0,92 = 2,08$
- $\text{pOH} = 14 - 2,08 = 11,92$

Определение рН и рОН слабых кислот

- **Задача №10.** Имеется 0,1% раствор слабой уксусной кислоты. Константа диссоциации уксусной кислоты $K = 1,75 \times 10^{-5}$
- Требуется определить рН и рОН данного раствора.
- **Решение :** По аналогии с пред идущими задачами % переводим
- в г/л, затем в г-моль/л, предварительно определив молекулярную массу уксусной кислоты:
- М.м. $\text{CH}_3\text{COOH} = 12+3+12+16 \times 2+1=60$ г-моль;
- 0,1% р-р = 1 г/л = $1/60 = 0,017$ г-моль/л = $1,7 \times 10^{-2}$ г-моль/л;
- Далее применим раннее обозначенную формулу:
- $[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{HF}} \times [\text{HF}]}, = \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \times 1,7 \times 10^{-2}} = \sqrt{2,97 \times 10^{-7}} = \sqrt{29,7 \times 10^{-8}} = 5,45 \times 10^{-4}$ г-ион/л;
- $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} [5,45 \times 10^{-4}] = 4 - \text{Lg} 5,45 = 4 - 0,74 = 3,26$
- $\text{pOH} = 14 - 3,26 = 10,74$