**ЧАСТЬ 3.**

**ТЕМА3Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.**

Закон разбавления Оствальда, применяемый в решении большинства задач по данной теме, выражается формулой:

K = α2C/(1 - α), где:

К - константа диссоциации, С - молярная концентрация, α - степень диссоциации.

Если α << 1, то (1 - α) ~ 1, и запись упрощается:

K = α2C.

Отсюда, для расчета удобно пользоваться приближенными формулами:

α = (K/C)1/2, [H+] = αC = (K\*C)1/2. Для оснований, [ОH-] = αC = (K\*C)1/2.

**Степень диссоциации.**

**1.Задание.**  При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO2 будет равна 0,02?

Решение.

α = 0,02, По справочнику, K = 5\*10-4.

C = K/α2 = 5\*10-4/0,022 = 1,25 моль/л.

**2.Задание**. Рассчитать концентрацию ионов водорода, Kа, pKа муравьиной кислоты, если степень диссоциации ее 0,15 М раствора составляет 0,035

Решение.

Определим концентрацию ионов водорода:

[H+] = αC = 0,035\*0,15 = 0,00525 Моль/л.

Определим Ka и pKa:

K = α2C/(1 - α) = 0,0352 \*0,15/(1 - 0,035) = 1,9\*10-4

pKa = - lgK = - lg1,9\*10-4 = 3,72.

**7.1.1. Влияние сильных кислот на диссоциацию слабых.**

**3.Задание.** Рассчитайте концентрацию ионов CH3COO- в растворе, 1 л которого содержит 1 моль CH3COOH и 0,1 моль HCl, считая диссоциацию последнего полной.

Решение.

Запишем выражение для константы равновесия.

K = [H+][CH3COO-]/[CH3COOH]

Уксусная к-та диссоциирует по уравнению:

CH3COOH = H++ CH3COO-

Очевидно, что [H+] равен сумме катионов водорода от соляной кислоты и уксусной.

Обозначим [H+] от уксусной кислоты как х, при этом ясно, что [CH3COO-] тоже будет равно х.

Тогда, 1,74\*10-5 = (0,1 + х)х/(1 - х)

Решая относительно х, получим ответ к задаче.

**4.Задание.** Сколько воды надо прибавить к 100 мл 0,5М раствора уксусной кислоты, чтобы число ионов водорода в растворе увеличилось в 2 раза.

Решение.

Определим степень диссоциации. α = (K/C)1/2 = (1,74\*10-5/0,5)1/2 = 0,0059.

Очевидно, для того, чтобы число ионов водорода в растворе увеличилось в 2 раза, надо, чтобы степень диссоциации возросла вдвое, т.е. стала 2α.

Обратное действие: C = K/(2α)2 = 1,74\*10-5/(2\*0,0059)2 = 0,125 М.

Отсюда, раствор надо разбавить в 0,5/0,125 = 4 раза.

Значит, 100 мл. надо довести до объема 400 мл., т.е. добавить 400 - 100 = 300 мл. воды.

**5.Задание.** Определить степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и рН для 0,2 М раствора уксусной кислоты.

Решение.

По справочнику определим константу диссоциации.

K(CH3COOH) = 1,74\*10-5.

α = (K/C)1/2 = (1,74\*10-5/0,2)1/2 = 0,0093.

[H+] = αC = 0,0093\*0,2 = 0,00186 моль/л. Либо, определим по формуле:

[H+] = (K\*C)1/2 = (1,74\*10-5\*0,2)1/2 = 0,00186. Видно, что результат одинаков.

pH = - lg[H+] = - lg0,00186 = 2,73.

Полностью аналогично определяется рН для слабых оснований, с той разницей, что берется:

[ОH-] = αC = (K\*C)1/2.

pOH = - lg[OH-]

pH = 14 - pOH.

**6.Задание.**  Определить степень диссоциации и рН для 0,1 М раствора аммиака.

Решение. По справочнику определим константу диссоциации.

K(NH3\*H2O) = 1,76\*10-5.

α = (K/C)1/2 = (1,76\*10-5/0,1)1/2 = 0,0133.

[OH-] = αC = 0,0133\*0,1 = 0,00133

pOH = - lg[OH-] = - lg0,00133 = 2,88

pH = 14 - pOH = 14 - 2,88 = 11,12

**7.Задание.** Вычислите рН раствора ацетатной буферной смеси, полученной растворением 1,64 г. ацетата натрия в 100,0 мл. 0,20 н. раствора уксусной кислоты.

Решение.

Из выражения для константы диссоциации уксусной кислоты:

K = [CH3COO-][H+]/[CH3COOH], выразим концентрацию ионов водорода:

[H+] = K\*([CH3COOH]/[CH3COO-])

Ввиду того, что кислота - слабая, [CH3COOH] = Скисл, т.е концентрации кислоты.

В то же время, ацетат натрия - соль и сильный электролит, поэтому [CH3COO-] = Ссоль.

Тогда, [H+] = K\*(Скисл/Ссоль)

Если прологарифмировать выражение и поменять знак на противоположный, получим:

- lg[H+] = - lgK - lg(Скисл/Ссоль). При этом, - lg[H+] = pH, - lgK = pKa. В итоге,

pH = pKa - lg(Скисл/Ссоль).

(Для оснований, например, аммиачного буфера: pОH = pKb - lg(Сосн/Ссоль)

Теперь можно решить задачу.

Определим молярную концентрацию соли.

Сн = m/Mr\*V = 1,64/82\*0,1 = 0,2 моль/л.

[H+] = K\*(Cкисл/Ссоль) = 1,74\*10-5(0,2/0,2) = 1,74\*10-5.

pH = - lg[H+] = - lg1,74\*10-5 = 4,76.

**8.Задание.**  К 50 см3 0,1 М CH3COOH (K(CH3COOH) = 1,74\*10-5) прилили 10 см3 0,2М NaOH. Рассчитать рН буферной системы.

Решение.

Определим содержание веществ после реакции.

Кислоты было n = CV = 0,1\*0,05 = 0,005 моль. (Объем берется в литрах, 50 мл. = 0,05 л.)

Щелочи добавили n = CV = 0,2\*0,01 = 0,002 моль.

Очевидно, после реакции в системе будет 0,005 - 0,002 = 0,003 моль кислоты и 0,002 моль соли.

pH = pKa - lg(Скисл/Ссоль) = 4,76 - lg(0,003/0,002) = 4,76 - 0,176 = 4,584.

**9.Задание.** Вычислите рH раствора, в 2 л которого содержится 2 моль аммиака и 107 г хлорида аммония.

Решение.

Покажем, что эту задачу, при понимании темы, можно легко решить в уме.

Молярную массу хлорида аммония несложно прикинуть в уме, сложив массу хлора и иона аммония: 35,5 + 18 = 53,5.

Полученную молярную массу так же легко умножить на 2, получив 53,5\*2 = 107.

Сразу видно, что у нас 2 моль хлорида аммония.

Итак в 2 л. раствора у нас по 2 моль аммиака и хлорида аммония.

Можно перевести их в молярные концентрации, опять же, в уме.С = n/V = 2/2 = 1 M (моль/л), а можно этого и не делать, вот почему.

Формула для вычисления: pОH = pKb - lg(Сосн/Ссоль)

Если концентрации равны, (Сосн/Ссоль) = 1, а логарифм lg1 = 0.

А равенство концентраций следует из равенства количеств веществ: каждого по 2 моль, а 2/2 = 1.

Итак, если концентрации равны, то рОH = pKb - lg(Сосн/Ссоль) = pKb - lg1 = pKb

pKb - справочная величина, для аммиака 4,76. Тогда, рОН = 4,76.

Ну и опять же, в уме:

рН = 14 - рОН = 14 - 4,76 = 9,24.