Рубежный контроль №2
«Основные типы химических равновесий в жидких средах организма»

Модульный тестовый контроль содержит *30 вопросов*, отбираемых из заданий текущих тестов. ***Комбинированный контроль*** состоит из письменного билета, содержащего 5 задач похожих на задания текущих письменных опросов (ОП) и собеседования на знание студентом основных терминов и понятий, встречающихся в заданиях билета.

Пример билета комбинированного контроля
(*в билете 5 заданий*)

1А. На сколько единиц изменится pH (*без учета ионной силы*) в растворе серной кислоты, если разбавить 0.24 М раствор H_2SO_4 в 16 раз? Для приготовленного раствора также вычислите pH с учетом ионной силы.

1Б. Определите тип электролита, характер среды и напишите уравнения протолитических равновесий в водных растворах H_2S и Na_2S. Запишите выражения для константы равновесия соответствующих обратимых процессов. Используя табличные данные для pK_a сероводородной кислоты, рассчитайте pH в 0.01 М растворах этих электролитов.

2А. Буферный раствор содержит 0.08 моль уксусной кислоты и 0.12 моль ацетата натрия в 200 мл раствора. Рассчитайте pH в исходном буферном растворе и *p*H после добавления 10 мл 3 М раствора KOH. Напишите уравнение реакции, отражающей механизм буферного действия ацетатного буферного раствора при добавлении щелочи.

2Б. Вычислите объемы растворов формиата натрия с концентрацией 0.2 моль/л и муравьиной кислоты с концентрацией 0.3 моль/л необходимые для приготовления 200 мл буферного раствора с pH = 4.25. Напишите уравнение реакции, отражающей механизм буферного действия приготовленного буферного раствора при добавлении сильной кислоты.

3А. К 1.7 г кристаллического нитрата серебра добавили раствор, содержащий 0,1 моль тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) и довели объем полученного раствора до 1 л. Рассчитайте концентрацию ионов серебра в приготовленном растворе, если известно, что образуется комплекс с КЧ = 4.

3Б. К 0.2 М раствору сульфата никеля(II) объемом 400 мл добавили 100 мл раствора аммиака. Остаточная концентрация аммиака в растворе после образования комплекса никеля с КЧ = 6, оказалась равной 2 моль/л. Вычислите концентрацию ионов никеля в полученном растворе (изменением плотности раствора при смешивании пренебречь).

4А. Запишите уравнение гетерогенного равновесия в насыщенном растворе карбоната серебра. Рассчитайте молярную растворимость Ag_2CO_3 в водном растворе и в 0.5 М растворе карбоната натрия (без учета ионной силы). $K_S(Ag_2CO_3) = 1.2 \cdot 10^{-12}$.

4Б. Какой концентрации карбонат-ионов надо достичь, чтобы из насыщен-ного раствора $CaSO_4$, $K_S(CaSO_4) = 2.5 \cdot 10^{-5}$ начал выпадать осадок $CaCO_3$, $K_S(CaCO_3) = 3.8 \cdot 10^{-9}$? Запишите уравнения гетерогенных равновесий малорастворимых карбоната и сульфата кальция.

5А. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции:

$$MnO_{2\,(тв.)} + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O,$$

в указанном направлении в стандартных условиях. Ответ подтвердите расчётом ЭДС и ΔG^0_{298}.

Для системы $MnO_{2\,(тв.)} + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrows Mn^{2+} + 2H_2O$ запишите уравнение Нернста-Петерса и рассчитайте реальный восстановительный потенциал *E* при 298 K, pH = 2 и молярной концентрации Mn^{2+} равной 0.02 моль/л.

5Б. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции:

$$CH_3CH_2OH + H_2O_2 \rightarrow CH_3C(O)H + 2\,H_2O,$$

в указанном направлении в *стандартных биологических* условиях. Ответ подтвердите расчётом ЭДС.

Для системы $CH_3C(O)H + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrows CH_3CH_2OH$ запишите уравнение Нернста-Петерса и рассчитайте *E* при 310 K, pH=7 и соотношении:

$$\frac{[CH_3C(O)H]}{[CH_3CH_2OH]} = \frac{1}{250}$$