

## ПРИМЕРЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

### Контрольная работа 1, 2004/05 учебный год

- а) Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в 1 г сверхтяжелого гидрида лития  ${}^7\text{LiT}$ ?  
б) Написать уравнения  $\alpha$ -распада  ${}^{222}\text{Rn}$  и  $\beta^-$ -распада  ${}^{14}\text{C}$ .  
в) Какие силы удерживают нуклоны в ядре; ядро и электроны в атоме; атомы С в решетке алмаза?
- а) Сформулировать правило Гунда и правило  $n + 1$ .  
б) Привести электронные конфигурации Se,  $\text{P}^-$ , Fe и  $\text{Fe}^{2+}$  (в виде краткой записи и схемы квантовых ячеек).  
в) В каких электронных слоях насчитывается по пять d-АО? Почему d-орбиталей пять? Для каких элементов (в виде нейтральных атомов в основном состоянии) все d-АО полностью заполнены?
- а) Для  $\text{PF}_3$ ,  $\text{SeO}_3$  и  $\text{SeO}_4^{2-}$  определить: степени окисления, ковалентности и СЧ ЦА; изобразить структурные формулы, предложить геометрию частиц (включая название соответствующей геометрической фигуры и величины валентных углов).  
б) Имеется ли постоянный дипольный момент у молекул  $\text{PF}_3$  и  $\text{SeO}_3$  (ответ обосновать)?
- а) Рассчитать и сравнить энергии электрона в частицах H,  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ .  
б) Расположить в порядке возрастания орбитальных радиусов F,  $\text{F}^+$  и  $\text{F}^-$  (ответ обосновать).  
в) Расположить в порядке возрастания потенциалов ионизации атомы 2-го периода (от Li до Ne).
- а) Привести все типы химической связи в кристаллах и примеры соответствующих кристаллов.  
б) Оксид углерода CO (угарный газ) газообразен при н. у. Какого типа связи имеются в кристаллическом CO?  
в) Почему для Ge КЧ = 4, для Po КЧ = 6, а для  $\gamma\text{-Fe}$  КЧ = 12?

### Контрольная работа 1, 2005/06 учебный год

- а) Заполнить пропуски в уравнениях ядерных реакций:  
$$\text{D} + \text{D} \rightarrow \dots + \text{p}; \quad \text{D} + \dots \rightarrow {}^3\text{He} + \text{n}.$$
  
б) Относительная атомная масса таллия равна 204,3. Известно, что в природе таллий представлен двумя стабильными изотопами с атомными массами 203 и 205. Найти их процентное содержание.
- а) Какие из правил, относящихся к заполнению электронных конфигураций атомов, выполняются только для основного состояния? Сформулировать их.  
б) Привести электронные конфигурации Dy,  $\text{Cr}^{3+}$  и  $\text{S}^-$  (в виде краткой записи и схемы квантовых ячеек).
- а) Дать определение ковалентности атома. Изобразить структурные формулы следующих соединений:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ . Указать тип гибридизации атома углерода в тех соединениях, где он есть.  
б) Используя метод отталкивания электронных пар (Гиллеспи – Найхольма), определить, отобразить и назвать геометрию следующих частиц:  $\text{ICl}_3$ ,  $\text{GeCl}_4$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- а) Для какой частицы меньше энергия отрыва электрона от неё: Be или O; F или Cl, и почему.  
б) В атоме  $\text{He}^+$  при переходе электрона с орбитали со значением  $n = 5$  на орбиталь с неизвестным значением  $n = n_x$  выделилось 3,87 эВ энергии. Рассчитать  $n_x$ .
- а) Указать, к кристаллам с каким типом химической связи относятся следующие вещества: алмаз, графит,  $\text{CO}_{(\text{тв})}$ ,  $\gamma\text{-Fe}$ , NaF, Ne, Rb,  $\text{SiO}_2$ ?  
б) Какие из перечисленных в пункте а кристаллических веществ являются гетеродесмическими? Для этих веществ указать все типы взаимодействий как между структурными единицами, образующими кристаллическую решетку, так и внутри таких единиц. Какие из приведенных веществ будут иметь самую низкую температуру плавления (указать хотя бы 2 соединения)?

### Контрольная работа 1, 2006/07 учебный год

- а) Определить, какой стабильный изотоп образуется в результате серии актов радиоактивного распада изотопа  ${}^{237}_{93}\text{Np}$  ( $\tau_{1/2}=2,2 \cdot 10^6$  лет), если в сумме выделяется 7  $\alpha$ -частиц и 4  $\beta^-$ -частицы.  
б) Примерно оценить время, за которое количество изотопа  ${}^{237}_{93}\text{Np}$  уменьшается в 1000 раз. Почему в коре современной Земли этот изотоп отсутствует?
- а) Природный неон состоит из двух изотопов с массовыми числами 20 и 22. Полагая, что атомные массы изотопов приближенно равны их массовым числам, рассчитать процентное содержание этих изотопов, если относительная атомная масса элемента неона равна 20,179.

б) Какие из правил, относящихся к заполнению электронных конфигураций атомов и ионов, справедливы для любых состояний: основных и возбужденных. Сформулировать их.

в) Привести электронные конфигурации  ${}_{27}\text{Co}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$  и  ${}_{34}\text{Se}^{-}$  (в виде полной записи и схемы квантовых ячеек валентных уровней).

3. а) Изобразить структурные формулы следующих соединений:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ , указать тип гибридизации атома азота. В каких соединениях у атома азота есть неподеленная электронная пара?

б) Используя метод отталкивания электронных пар (Гиллеспи – Найхольма), определить и отобразить геометрию следующих частиц:  $\text{SOCl}_2$ ,  $\text{ICl}_2^-$ ,  $\text{NF}_2^+$ .

4. а) Расположить атомы следующих элементов: S, O, Si и P в порядке увеличения потенциала ионизации. Ответ пояснить.

б) Рассчитать изменение энергии в реакции  $\text{He}^+(1s) + \text{H}(1s) = \text{He} + \text{H}^+$ . Первый потенциал ионизации атома He  $I_1(\text{He}) = 24,59$  эВ. Построить энергетическую диаграмму. Выделяется или поглощается энергия в этой реакции?

5. а) Определить типы химических связей в следующих кристаллах: CO ( $T_{\text{кип}} = -191$  °C);  $\text{CO}_2$  ( $T_{\text{возг.}} = -78$  °C); Au; Ag; NaF ( $T_{\text{пл}} = 997$  °C);  $\text{GeO}_2$  (изоструктурен кварцу,  $T_{\text{пл}} = 1116$  °C).

б) Какие дополнительные связи появляются в кристалле  $\text{CO}_2$  по сравнению с газообразным состоянием? Гомодесмичны или гетеродесмичны  $\text{CO}_2$  и  $\text{GeO}_2$ ?

### Контрольная работа 1, 2007/08 учебный год

1. Аргон, находящийся в атмосфере в количестве  $\sim 1\%$  и содержащий в основном изотоп  ${}^{40}\text{Ar}$ , образовался при распаде  ${}^{40}\text{K}$  ( $t_{1/2} = 1,27 \cdot 10^9$  лет).

а) Написать уравнение радиоактивного превращения  ${}^{40}_{19}\text{K}$  в  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ .

б) Оценить возраст образца полевого шпата, в котором отношение количества атомов  ${}^{40}\text{Ar}/{}^{40}\text{K} = 0,8$ . Считать, что при образовании минерала аргон отсутствовал, и не было утечки образующегося аргона из минерала в атмосферу.

2. а) Почему относительная атомная масса элемента алюминия равна с хорошей точностью 27 ровно, а хлора 35,5 – значительно отличается от целочисленного значения?

б) Природный бром состоит из двух изотопов  ${}^{79}\text{Br}$  и  ${}^{81}\text{Br}$  с относительным содержанием каждого примерно 50 % мол. Очевидно, что при образовании молекул  $\text{Br}_2$  возможно получить молекулы с разной массой. Сколько различных молекул  $\text{Br}_2$  можно получить и какое их количество (в молях) содержится в 160 г молекулярного брома?

в) Написать полные электронные конфигурации следующих частиц:  ${}_{26}\text{Fe}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$  и  ${}_{34}\text{Se}^{-}$ .

3. Для частиц  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{SnO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$  указать:

- а) центральный атом;
- б) его стериическое число;
- в) ковалентность;
- г) степени окисления всех атомов;
- д) структурную формулу;
- е) геометрию, значение валентных углов;
- ж) обладает ли  $\text{BrF}_3$  дипольным моментом?

4. а) Построить энергетическую диаграмму, на которой отобразить взаимное расположение следующих состояний:  $\text{D} + \text{D}$ ,  $\text{D}_2$  и  ${}^4_2\text{He}$ . Атомные массы дейтерия и гелия равны 2,0141 а.е.м. и 4,0026 а.е.м. соответственно. Энергия связи молекулы водорода  $\text{D}(\text{H}_2) = 432$  кДж/моль.

б) Выделяется или поглощается и сколько энергии в реакциях:  $2\text{D} = \text{He}$  и  $2\text{D} = \text{D}_2$

5. а) Почему в ряду  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$ ,  $\text{SnH}_4$  температуры плавления и кипения растут?

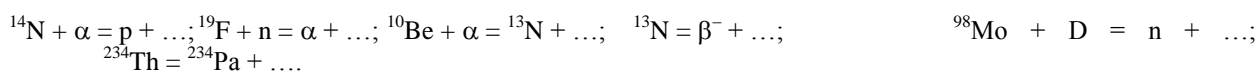
б) Какие условия называются нормальными (н. у.)? Почему  $\text{H}_2\text{O}$  при н. у. жидкость, а  $\text{H}_2\text{S}$  – газ?

в) Почему C, Si, Ge образуют кристаллические решетки типа алмаза, изоструктурные с их аналогом по группе IVA углеродом, с  $\text{KЧ} = 4$ , а Li, Na, K – с  $\text{KЧ} = 8$ , изоструктурные с элементами других групп – Ba, Eu, V,  $\alpha\text{-Fe}$ ?

б. Почему углерод, в отличие от кремния и германия, образует и другие кристаллические решетки, например, графит?

### Контрольная работа 1, 2008/09 учебный год

1. а) Закончите уравнения ядерных реакций:



б) Попавший в нашу мезозойскую криминальную историю самый стабильный изотоп полония  $^{210}\text{Po}$  является  $\alpha$ -излучателем с периодом полураспада 138,4 суток. Какая часть полония (в %) распадается в течение ровно одних суток? Сколько  $\alpha$ -частиц (в штуках) за одни сутки выделяет образец, содержащий 0,21 мг  $^{210}\text{Po}$ ?

2. Средняя молекулярная масса смеси газообразного протия и дейтерия равна 3,0 г/моль. Найти содержание дейтерия в смеси в % масс. и % мол. (считать молярные массы  $^1\text{H}$  и  $^2\text{H}$  равными 1,0 и 2,0 г/моль соответственно). Из каких молекул состоит смесь?

3. а) Сколько и каких разрешенных состояний электрона в атоме имеется для перечисленных наборов квантовых чисел ( $n$ ;  $l$ ;  $m$ ;  $m_s$ ):

(1; 0; 0; +1/2); (2; ..; ..; +1/2); (3; ...; 2; ...); (2010; 2009; 2008; ...); (...; 0; 0; -1/2).

б) Какое из правил заполнения электронных орбиталей применимо и для основного, и для возбужденных состояний? Сформулируйте его.

4. Нарисовать структурные формулы и определить геометрию следующих частиц (с указанием СЧ ЦА и величины валентных углов):  $\text{SF}_4\text{Cl}_2$ ,  $\text{SF}_2\text{Cl}_2\text{Br}_2$ ,  $\text{PBr}_3\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ . Из всех возможных изомеров выбрать те, которые не обладают дипольным моментом.

5. Определить типы связи, степени окисления, ковалентности, координационные (КЧ) и стерические (СЧ) числа атомов для следующих веществ: С(графит);  $\text{CO}_2$ (газ); Si(тв., имеет структуру типа алмаза);  $\text{SiO}_2$ (тв., кварц);  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ (газ); Au(тв., имеет КЧ = 12).

6. Электрон в частице  $\text{Na}^{10+}$  из возбужденного 3р-состояния перешел в основное 1s. Энергия, выделившаяся при этом в виде кванта, была поглощена атомом водорода, находящемся в основном состоянии. На какой максимально возможный уровень может перейти электрон в атоме водорода?

### Контрольная работа 2, 2004/05 учебный год

1. а) Дать определения понятиям *энтальпия*, *энтальпия реакции*, *энтальпия образования вещества*.

б) Определить, какое вещество предпочтительнее использовать в качестве топлива:  $\text{H}_2$  или  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Критерий – теплота, выделяющаяся при полном сгорании в кислороде ( $\text{H}_2$  до  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  до  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  и  $\text{CO}_{2(г)}$ ), нормированная на единицу массы топлива.

2. В сосуде в состоянии равновесия находятся 1 моль  $\text{H}_{2(г)}$ , 1 моль  $\text{Br}_{2(г)}$  и 2 моль  $\text{HBr}_{(г)}$ . Найти:

а) константу равновесия процесса  $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} = 2\text{HBr}_{(г)}$ ;

б) новый равновесный состав после добавления к имеющимся газам 4 моль  $\text{HBr}_{(г)}$ .

3. Вода за счет растворения в ней углекислого газа из воздуха имеет рН = 5,5. Определить равновесную концентрацию угольной кислоты (т. е.  $\text{CO}_{2(в.)}$ ), ионов  $\text{HCO}_3^-$  и  $\text{OH}^-$ .

4. Найти численные значения констант равновесия реакций:

а)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ ;

б)  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{OH}^- + \text{HCN}$ ;

в)  $\text{Mg}(\text{OH})_{2(тв)} + 2\text{HCN} = \text{Mg}^{2+} + 2\text{CN}^- + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ ,  
если известны  $K_a(\text{HCN}) = 10^{-9}$  и  $\text{IP}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 10^{-12}$ .

Какие из реакций практически необратимы и почему?

5. Найти растворимость (моль / л и мг / л) следующих соединений:  $\text{AgBr}$  ( $\text{IP} = 10^{-13}$ ),  $\text{CaF}_2$  ( $\text{IP} = 10^{-11}$ ).

### Контрольная работа 2, 2005/06 учебный год

1. а) Найти теплоту сублимации алюминия, если известны (все величины в кДж / моль):

– стандартная энтальпия образования  $\text{AlF}_3$ (тв.)  $\Delta_f H_{298}^\circ = -1510$ ;

– энергия решётки  $\text{AlF}_3$ (тв.)  $E_{\text{реш.}} = 6208$ ;

– потенциалы ионизации алюминия  $I_1 = 578$ ,  $I_2 = 1817$ ,  $I_3 = 2745$ ;

– сродство F к электрону  $E_F = -337$ ;

– энергия диссоциации  $\text{F}_2$   $D = 159$ .

б) Привести энергетическую диаграмму системы.

в) Доказать из первого начала, что  $Q_V = \Delta E$ , а  $Q_P = \Delta H$ .

2. В сосуде установилось равновесие  $2\text{BrF}_5(\text{газ}) = \text{Br}_2(\text{газ}) + 5\text{F}_2(\text{газ})$ , при этом равновесные давления  $p(\text{BrF}_5) = 0,2$  атм,  $p(\text{Br}_2) = 0,4$  атм и  $p(\text{F}_2) = 1$  атм. Найти:

а)  $K_p$  и направление процесса при стандартных состояниях всех веществ;

б) направление процесса при увеличении всех парциальных давлений в сосуде в 2 раза ( $p(\text{BrF}_5) = 0,4$  атм и т. п.);

в)  $K_p$  обратного процесса.

3. Найти pH 0,1 М растворов: а) KOH; б)  $H_2Se$  ( $K_{a1} = 10^{-4}$ ;  $K_{a2} = 10^{-11}$ ); в)  $K_2Se$ ; г) KBr.
4. а)  $PP(Ag_2S) = 4 \cdot 10^{-51}$ . Сколько воды требуется для растворения 0,001 моль  $Ag_2S$ ?  
 б) Сколько ионов (в штуках) образуется при растворении избытка твердого  $Ag_2S$  в 1 мл воды?
5. В сосуд объёма 46 л поместили 250 г  $MnCO_3$  и нагрели до  $T = 363,5$  °C:  
 а) найти давление  $CO_2$  в сосуде;  
 б) какая масса  $MnCO_3$  разложилась;  
 в) чему будет равно давление  $CO_2$ , если в сосуд поместить: i) 300 г  $MnCO_3$ ; ii) 101,5 г  $MnCO_3$ .

### Контрольная работа 2, 2006/07 учебный год

1. При сгорании угля в паровозной топке при температуре 727 °C выделилось  $1,97 \cdot 10^{12}$  Дж тепла. Сколько килограммов угля сожгли по реакции  $C_{(графит)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ , если стандартная теплота образования газообразного  $CO_2$  равна  $-393,51$  кДж/моль, а тепловой эффект реакции можно считать не зависящим от температуры?

2. Привести энергетическую диаграмму системы и найти энергию сродства к электрону для атома F, если известны энергия решетки NaF  $E_{реш} = 926$ , энтальпия образования NaF  $\Delta_f H = -574$ , энтальпия сублимации Na  $\Delta_{суб} H = 108$ , энергия ионизации Na  $I_{Na} = 478$ , энергия диссоциации  $F_2$   $D = 159$  (все в кДж/моль).

3. При  $T = 2000$  К в сосуде объемом 10 л в состоянии равновесия находятся 0,2 моль водорода, 0,1 моль графита и 0,4 моль метана. Рассчитайте:

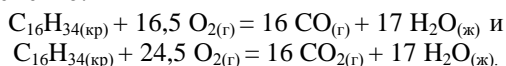
- а) константу равновесия ( $K_c$ ) процесса  $CH_{4(г)} = C_{(тв)} + 2H_{2(г)}$ ;  
 б) количество всех веществ в сосуде (в моль) после добавления в него 0,1 моль водорода и установления нового положения равновесия;  
 в)  $\Delta_f G_{2000}^\circ$  для процесса  $C_{(тв)} + 2H_{2(г)} = CH_{4(г)}$ .

4. Давление паров иода  $I_{2(г)}$  над кристаллическим иодом  $I_{2(кр)}$  равно  $4 \cdot 10^{-4}$  атм при температуре 25 °C и 1 атм при температуре 160 °C. В нулевом приближении, т. е. полагая, что  $\Delta_f C_p = 0$ :

- а) рассчитать энтальпию реакции сублимации иода;  
 б) рассчитать стандартную энергию Гиббса реакции сублимации иода при температуре 160 °C.

### Контрольная работа 2, 2007/08 учебный год

1. При сжигании гексадекана в недостатке кислорода оказалось, что помимо продуктов полного окисления, а именно  $CO_2$  и  $H_2O$ , образовался продукт неполного окисления CO. Иными словами, реакция шла по двум маршрутам одновременно:



В стандартных условиях при сжигании 113 г гексадекана выделилось в сумме 6306 кДж тепла. Рассчитать, какой процент гексадекана прореагировал с образованием  $CO_{(г)}$ ? Стандартные теплоты образования гексадекана,  $CO_{(г)}$ ,  $CO_{2(г)}$  и  $H_2O_{(ж)}$  в кДж/моль равны:  $-447,97$ ;  $-110,53$ ;  $-393,51$  и  $-485,83$  соответственно.

2. Найти энергию кристаллической решетки  $CaH_{2(кр)}$  и построить энергетическую диаграмму, используя следующие исходные данные (все величины приведены в кДж/моль):

$$\Delta_f H_{298}^\circ (CaH_{2(кр)}) = -175; \Delta_{субл} H_{298}^\circ (Ca_{(кр)}) = 178; D(H_2) = 436; I_1(H) = 1312; A(H) = -73; I_1(Ca) = 590;$$

$$I_2(Ca) = 1145; A(Ca) = 186.$$

Здесь A – сродство к электрону.

3. а) Какие из перечисленных ниже функций являются функциями состояния: энтальпия, энтропия, внутренняя энергия, теплота, работа?

б) Найти изменение энтропии 1 моль газообразного водорода  $H_2$  при изобарном переходе из состояния ( $T_1 = 300$  К,  $P_1 = 1$  атм) в состояние ( $T_2 = 349$  К). Считать, что колебательные степени свободы в молекуле  $H_2$  «заморожены».

4. Для реакции  $H_{2(газ)} + I_{2(тв)} = 2HI_{(газ)}$  при температуре  $T_1 = -23$  °C равновесные давления и количество вещества составили  $p_1(H_2) = 1$  атм,  $p_1(HI) = 0,1$  атм,  $v_1(I_{2(тв)}) = 100$  моль, а при температуре  $T_2 = 27$  °C  $p_2(H_2) = 1$  атм,  $p_2(HI) = 1$  атм,  $v_2(I_{2(тв)}) = 0,1$  моль:

- а) найти  $K_p$  и  $K_c$  при  $T = 27$  °C;  
 б) найти  $\Delta_f G_{300}^\circ (HI_{(газ)})$ ;  
 в) в какую сторону и почему сместится равновесие при:  
 1) увеличении общего давления системы; 2) увеличении температуры; 3) добавлении в систему  $I_{2(тв)}$ ;  
 г) найти  $\Delta_f H_{298}^\circ (HI_{(газ)})$  (в нулевом приближении).

### Контрольная работа 2, 2008/09 учебный год

1. Какое минимально возможное количество углерода нужно сжечь для расплавления 1 кг свинца Pb, из исходного состояния при 25°C?  $M(\text{Pb}) = 207 \text{ г/моль}$ ;  $T_{\text{пл}}(\text{Pb}) = 601 \text{ К}$ ;  $c_p^\circ(\text{Pb}_{(\text{тв.})}) = 27 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$ ;  $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{Pb}_{(\text{ж.})}) = 4,8 \text{ кДж/моль}$ ;  $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_{2(\text{газ})}) = -394 \text{ кДж/моль}$ .

2. Реакция  $A_{(г.)} + B_{(г.)} \rightleftharpoons C_{(г.)} + D_{(ж.)}$  протекает в сосуде объемом 10 л при температуре 247°C, при этом парциальные давления  $p(A) = p(B) = 0,25 \text{ атм}$ ,  $p(C) = 0,1 \text{ атм}$ , а количество D 1 моль.

- Является ли указанное состояние равновесным, если известно, что  $K_p = 4$ ?
- Найти энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G$  и стандартную энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G^\circ$ .
- Как изменятся ответы на вопросы а) и б), если изменить объём в условии задачи на 20 л?

3. Для приведенных реакций а) – г) записать выражения констант равновесия  $K_p$  через соответствующие равновесные давления. Как повлияет на константы равновесия и положение равновесия этих реакций увеличение общего давления? Ответ обосновать.

- $\text{CH}_{4(\text{газ})} + 2\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{CO}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$ ;
- $\text{A}_{(г.)} + \text{B}_{(г.)} = \text{C}_{(г.)} + \text{D}_{(ж.)}$ ;
- $\text{I}_{2(\text{тв.})} = \text{I}_{2(\text{газ})}$ ;
- $\text{S}_{(\text{ромбич.})} = \text{S}_{(\text{тетраг.})}$ .

4. В два закрытых сосуда объёма 1 л каждый при 25°C поместили 2,50 мг и 7,50 мг кристаллического иода  $^{125}\text{I}_2$  (изотоп 125) соответственно. Установилось равновесие:

- сколько иода перешло в газ в каждом из сосудов;
- найти равновесное парциальное давление паров иода в каждом сосуде.  $\Delta_f G_{298}^\circ(\text{I}_{2(\text{газ})}) = 18,9 \text{ кДж/моль}$ ;
- во сколько раз изменится давление в сосудах, если в каждый из них добавить по 6,00 мг иода  $^{125}\text{I}_2$ ?

### Контрольная работа 3, 2006/07 учебный год

1. Для процесса  $\text{MO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} = \text{MCO}_{3(\text{тв.})}$  в состоянии равновесия при  $T = 1000 \text{ К}$  в сосуде объёма 820 л находится по 1 моль MO,  $\text{CO}_2$  и  $\text{MCO}_3$  (M – некий металл). Найти для  $T = 1000 \text{ К}$ :

- $K_p$ ,  $\Delta_r G^\circ$ ;
- $\Delta_r G$  при  $p(\text{CO}_2) = 10 \text{ атм}$ .

2. Найти концентрации всех частиц (в моль/л) и pH растворов:

- 0,005 М  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
- 0,005 М  $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ ;  $K_a(\text{HClO}) = 10^{-8}$ ;
- 0,005 М  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;
- раствор, полученный объединением 1 л раствора (а) и 9 л раствора (в).

3. а) Для 0,010 М раствора кислоты HA  $\text{pH} = 2$ . При какой начальной концентрации этой кислоты pH будет равен 1?

б) Для 0,011 М раствора кислоты HX  $\text{pH} = 2$ . При какой начальной концентрации этой кислоты pH будет равен 1?

в) В чём разница между кислотами HA и HX?

4. а) К 1 л воды добавили 5,8 г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ( $K_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 0,5 \cdot 10^{-12}$ ). Найти растворимость  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  в воде (моль/л) и pH раствора.

г) Как изменится pH после добавления ещё 5,8 г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ?

5. Выразите константы равновесия соответствующих процессов в водных растворах через известные  $K_a$ ,  $K_b$  и  $K_L$  и найдите их численные значения:

- $\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$ ;
- $\text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Na}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ ;
- $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

$K_b(\text{NH}_3) = 10^{-5}$ ;  $K_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 10^{-11}$ . Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$   $K_{a1} = 10^{-2}$ ,  $K_{a2} = 10^{-7}$ ,  $K_{a3} = 10^{-13}$ .

$\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_2(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$  – хорошо растворимые соли.

### Контрольная работа 3, 2007/08 учебный год

1. Оценить (в нулевом приближении) равновесное давление пара над жидким этанолом при 50 °C (А) и температуру его кипения при атмосферном давлении (Б).

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$	$\Delta_f H_{298}^\circ = -285,8 \text{ кДж/моль}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (газ)	$\Delta_f H_{298}^\circ = -241,8 \text{ кДж/моль}$
	$S_{298}^\circ = 70,0 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$		$S_{298}^\circ = 188,7 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$

2. Определить, на сколько изменится при разбавлении водой в 100 раз pH следующих водных растворов:

- 0,1 М раствора KOH;



6. Найти константы равновесия прямой и обратной реакций  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ , если парциальные давления газов при равновесии составляют  $p(\text{SO}_2) = 2$  атм,  $p(\text{O}_2) = 5$  атм,  $p(\text{SO}_3) = 10$  атм.

7. Найти pH 0,01 М растворов: а) кислоты HX; б) соли этой же кислоты NaX. ( $K_a(\text{HX}) = 10^{-8}$ ).

8. Концентрация хлорид-ионов в насыщенном растворе  $\text{PbCl}_2$  равна 0,02 моль / л. Найти ПР( $\text{PbCl}_2$ ).

9. Предложить и объяснить геометрию частиц  $\text{PO}_4^{3-}$  и  $\text{PCl}_3$  (СЧ, валентные углы).

10. В стаканы, содержащие по 1 л буферных растворов, сохраняющих pH = 5 (1) и pH = 3 (2), добавили по 0,87 г MnS (ПР =  $10^{-16}$ ). Найти концентрацию  $\text{Mn}^{2+}$  в растворах (1) и (2). Равновесную концентрацию  $\text{H}_2\text{S}$  в растворах принять равной 0,01 моль / л.  $K_{a1} = 10^{-7}$  и  $K_{a2} = 10^{-13}$  для  $\text{H}_2\text{S}$ .

#### Зачетная работа I семестра, 2005/06 учебный год

1. Для смеси нереагирующих 26 г  $^{14}\text{N}_2$  и 22 г  $^{12}\text{C}^{16}\text{O}_2$  рассчитать количество: а) протонов и нейтронов; б) атомов; в) молекул; г)  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей; д) полярных и неполярных связей; е) молекул, имеющих постоянный ненулевой дипольный момент.

2. Написать структурные формулы, определить и обосновать геометрическое строение частиц:  $\text{OF}_2$ ;  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{CH}_2\text{O}$ ;  $\text{VO}_3^{3-}$ .

3. Расположить вещества HBr, HCl, HF, HI в ряды по:

а) увеличению энергии связи между атомами в молекулах;

б) увеличению температуры кипения. Ответы обосновать;

в) перечислить *типы химической связи* в кристаллах (с примерами), сравнить их 2–3 важнейших характеристики.

4. а) Дать определения понятиям кислота, основание, гидролиз; привести пример амфотерной частицы, записать уравнение её диссоциации по обоим типам.

б) Найти концентрации всех частиц и pH для 0,01 М раствора кислоты HX ( $K_a = 10^{-6}$ ).

в) Найти концентрации всех частиц и pH для 0,01 М раствора кислоты  $\text{H}_2\text{Y}$  ( $K_{a1} = 10^{-6}$ ;  $K_{a2} = 10^{-10}$ ).

5. Обосновать, можно ли приготовить насыщенные 0,005 М растворы:

а)  $\text{AgBrO}_3$  (ПР =  $4 \cdot 10^{-5}$ ); б)  $\text{SnI}_2$  (ПР =  $4 \cdot 10^{-6}$ ).

#### Зачетная работа (повторная) I семестра, 2006/07 учебный год

1. Записать и изобразить в виде заполнения квантовых ячеек электронные конфигурации (полные):  $\text{Se}^-$ ;  $\text{Co}$ ;  $\text{Co}^{3+}$ .

2. Записать структурные формулы и предложить обоснованную (СЧ ЦА, взаимное расположение СП и НП) геометрию:  $\text{CF}_4$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ .

3. Считая известными энергию решётки  $\text{CaF}_2$   $E_{\text{реш}}$ , энтальпию образования  $\Delta_f H^\circ(\text{CaF}_2)$ , энергию диссоциации  $D(\text{F}_2)$ , сродство к электрону  $E(\text{F})$  и потенциалы ионизации  $\text{Ca}$   $I_1$  и  $I_2$ , построить энергетическую диаграмму и найти энтальпию сублимации  $\Delta_{\text{суб}} H^\circ(\text{Ca})$ .

4. В вакуумированный сосуд объёма 82 л поместили 1 моль карбоната некоторого металла  $\text{MCO}_3$  при  $T = 1000$  К. Для процесса



установилось равновесное давление 0,1 атм. Найти:

а) стандартную энергию Гибса  $\Delta_r G_{1000}^\circ$ ;

б) равновесный состав (в молях каждого вещества);

в) изменится ли (и как) равновесное давление, если добавить ещё 1 моль  $\text{MCO}_3$ ?

5. Найти pH растворов:

а) 0,01 М  $\text{HClO}$  ( $K_a = 10^{-8}$ );

б) 0,01 М  $\text{NaClO}$ ;

в) 0,4 % мас.  $\text{NaOH}$ .

6. Для насыщенного раствора некоторого основания  $\text{Me}(\text{OH})_3$  pH = 10. Найти  $K_L$ . Как изменится pH при добавлении к 1 л насыщенного раствора 9 л воды?

7. Для некоторой реакции при  $T = 500$  К  $k = 0,01$  с $^{-1}$ . Найти k при 600 К, если энергия активации равна 249,3 кДж/моль.

### Зачетная работа (повторная) I семестра, 2007/08 учебный год

1. Записать и изобразить в виде заполнения квантовых ячеек электронные конфигурации:  $\text{As}^-$ ;  $\text{Ni}$ ;  $\text{Co}^{3+}$ .
2. Записать структурные формулы и предложить обоснованную (СЧ ЦА, взаимное расположение СП и НП) геометрию:  $\text{PF}_3$ ;  $\text{ClO}_3^-$ ;  $\text{SeO}_3^{2-}$ .
3. Найти изменение внутренней энергии для процесса
 
$$\text{O}_{2(\text{газ}, 0 \text{ К})} = 2\text{O}_{(\text{газ}, 1000 \text{ К})}$$
 и изобразить энергетическую диаграмму системы, если известна энергия диссоциации  $D(\text{O}_2) = 498,7 \text{ кДж/моль}$ .
4. Найти pH растворов: 0,01 М  $\text{HNO}_2$ ; 0,01 М  $\text{NaNO}_2$ ; 0,4 % мас.  $\text{NaCl}$ ; 0,001 М  $\text{HCl}$ .
5. Для  $\text{AgCl}$   $K_L = 10^{-10}$ . Найти растворимость в воде, в мг/л, и концентрацию  $\text{Ag}^+$  в насыщенном растворе, моль/л. Как изменится  $[\text{Ag}^+]$  при добавлении к 1 л насыщенного раствора  $\text{AgCl}$ :
  - а) 9 л воды?
  - б) 9 г  $\text{AgCl}$ ?
  - в) 1 моль  $\text{NaNO}_3$ ?

### Зачетная работа (повторная) I семестра, 2008/09 учебный год

1. Для частиц  $\text{AsCl}_3$ ,  $\text{AsCl}_5$ ,  $\text{BrO}_2^-$  привести:
  - а) структурную формулу;
  - б) степень окисления, ковалентность и стерическое число центрального атома;
  - в) геометрию и величины валентных углов.
2. Какое минимальное количество пропана (в л или  $\text{м}^3$  при н. у.) нужно сжечь для расплавления 1 кг олова (исходная температура олова  $25^\circ\text{C}$ , температура плавления олова  $232^\circ\text{C}$ ; стандартная энтальпия плавления олова  $\Delta_{\text{пл}} H_{505}^\circ = 7,03 \text{ кДж/моль}$ , стандартная теплоемкость  $c_p^\circ = 27 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$ )? Считать, что пропан сгорает по реакции  $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{газ})} + 5\text{O}_{2(\text{газ})} = 3\text{CO}_{2(\text{газ})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$  при 298 К и стандартных состояниях всех веществ.

	$\text{C}_3\text{H}_{8(\text{газ})}$	$\text{O}_{2(\text{газ})}$	$\text{CO}_{2(\text{газ})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$
$\Delta_f H_{298}^\circ, \text{ кДж/моль}$	-75	0	-393	-286

3. В закрытый сосуд поместили избыток  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  при начальном парциальном давлении  $\text{H}_2$ , равном 3 атм и некоторой  $T$ , выше  $100^\circ\text{C}$ . Найти равновесные давления водорода и воды, если известно, что константа равновесия реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв.})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$   $K_p = 27$ ?
4. К 100 мл 90 % мас. раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (плотность 1,82 г/мл) добавили 200 мл воды. Получилось 284 мл раствора. Определить его концентрацию в % масс. и моль/л.
5. Найти концентрацию частиц (в моль/л) и pH растворов, полученных добавлением к 1 л воды:
  - а) 0,04 г  $\text{NaOH}$ ;
  - б) 2,24 л (н. у.)  $\text{CO}_2$  (константы кислотности  $K_{a1} = 10^{-7}$ ;  $K_{a2} = 10^{-11}$ );
  - в) 0,2 моль  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (произведение растворимости ПР =  $4 \cdot 10^{-15}$ );
  - г) Как изменится pH этих растворов при добавлении к каждому из них еще 9 л воды (привести цифры новых значений pH).

### Контрольная работа по ОВР, II семестр, 2004/05 учебный год

1. Закончить и уравнивать уравнения О-В-реакций в водных растворах, указать окислитель и восстановитель:
  - а)  $\text{ClO}_3^- + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ = \text{SO}_4^{2-} + \dots$
  - б)  $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^- = \text{MnO}_2 + \dots$
  - в)  $\text{NaClO} + \text{KI} + \text{NaOH} = \text{I}_2 + \dots$
2. Определить  $\Delta E$  и возможность протекания следующих О-В-реакций:
  - а)  $\text{FeSO}_{4(\text{в.})} + \text{Cd}_{(\text{тв.})} = \text{CdSO}_{4(\text{в.})} + \text{Fe}_{(\text{тв.})}$  – для 1 М растворов  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{CdSO}_4$ ;
  - б) для той же реакции, но при  $[\text{FeSO}_4] = 0,1 \text{ моль / л}$ ,  $[\text{CdSO}_4] = 0,01 \text{ моль / л}$ ;
  - в)  $2\text{NaNO}_3 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NO}_2 + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  для 1 М растворов всех веществ;
  - г) для той же реакции и при тех же концентрациях, кроме  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , при pH = 5.



3. Написать три уравнения О–В-реакций с участием  $\text{Br}_2$ , в одной из которых он – окислитель, в другой – восстановитель, в третьей – диспропорционирует. Для одной из реакций приведите полуреакции окисления и восстановления.

4. Назвать соединения по формулам, написать формулы по названиям:

а)  $\text{Ca}_2\text{Si}$ ,  $\text{MgSiO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{BaHAsO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})\text{SeO}_3$ ;

б) фосфид лития, диортосиликат калия, бромат аммония, метастибит цезия, оксид марганца (VII).

5. Для полуреакций  $\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$  (1) и  $\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$  (2) стандартные электродные потенциалы равны – 0,44 и +0,77 В соответственно. Рассчитать  $E^\circ$  для полуреакции  $\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$  (3). Зависят ли величины  $E_3^\circ$  и  $E_3$  от pH? От концентрации  $[\text{Fe}^{3+}]$ ? От температуры? Привести полную диаграмму Латимера системы  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ .

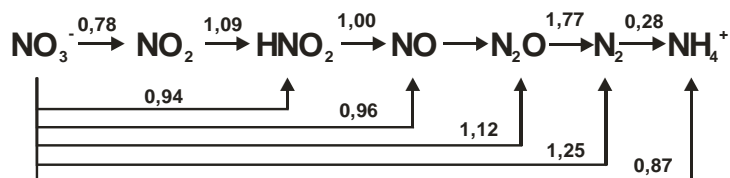
### Контрольная работа по ОВР, II семестр, 2005/06 учебный год

1. Для реакции в водном растворе  $\text{ClO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}^+ = \text{I}_2 + \dots$  закончить уравнение, указать окислитель и восстановитель (а), привести полуреакции (б), найти стандартную энергию Гиббса реакции  $\Delta_r G^\circ$  при 298 К (в). Как изменятся  $\Delta_r G^\circ$ ,  $\Delta_r E^\circ$  и константа равновесия  $K$ , если все стехиометрические коэффициенты реакции умножить на 3 (г)?

2. а) На основании диаграммы Латимера для соединений азота в кислой среде рассчитать стандартный потенциал полуреакции



б) Какие из приведенных в схеме соединений будут диспропорционировать при стандартных состояниях и на какие продукты?



3. а) Для реакции  $\text{CoCl}_{2(\text{в})} + \text{Ni}_{(\text{тв})} = \text{NiCl}_{2(\text{в})} + \text{Co}_{(\text{тв})}$  определить направление протекания при концентрациях солей по 1 моль / л (а) и 0,01 моль / л (б). Найти равновесный состав, если в 1 л 0,1 М  $\text{CoCl}_2$  поместить 5,7 г металлического никеля (в).

4. Потенциал водородного электрода ( $p(\text{H}_2) = 1$  атм), помещённого в раствор КОН, составляет –0,590 В относительно стандартного. Найти pH раствора и концентрацию КОН.

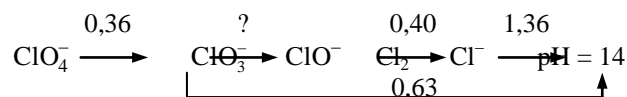
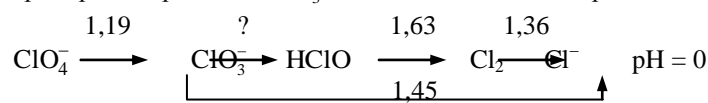
5. а) Назвать соединения по традиционной химической номенклатуре:

$\text{SF}_4$ ;  $\text{CsClO}_4$ ;  $\text{BaO}_2$ ;  $\text{H}_5\text{IO}_6$ ;  $\text{MgCl}(\text{OCl})$ ;

б) написать формулы по названиям: метапериодат лития; хлорид калия-натрия; хлорит бария; бромноватистая кислота; дисульфид железа (II).

### Контрольная работа по ОВР, II семестр, 2006/07 учебный год

1. Заменить знаки вопроса на цифры в диаграммах Латимера. Разрешена ли реакция диспропорционирования  $\text{ClO}_3^-$  в кислой и щелочной среде до  $\text{Cl}(-1)$  и  $\text{Cl}(+7)$ ?



2. а) Возможно ли окисление 1 М  $\text{KClO}_3$  в кислой среде (1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 1 М раствора  $\text{CoSO}_4$  до  $\text{Co}(+3)$ ? Диспропорционирование  $\text{Cl}_2$  в кислой и щелочной среде? Ответы обосновать из значений  $E^\circ$ . Записать уравнения реакций и полуреакций.

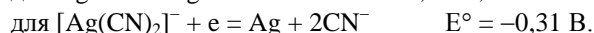
б) Оценить равновесные концентрации  $\text{HCl}$  и  $\text{HClO}$  в водном растворе при исходной концентрации  $[\text{Cl}_{2(\text{в.})}] = 0,01$  моль/л.

3. Для каких из приведенных металлов термодинамически разрешены реакции с выделением  $\text{H}_2$  с: 1 М кислотами? С водой?

4. а) Для комплексного соединения  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$  определить: внутреннюю координационную сферу; центральный атом; лиганды; внешнюю сферу. На сколько ионов диссоциирует эта соль в водном растворе –

написать уравнение диссоциации. Написать выражение константы образования этого комплекса через равновесные концентрации.

б) Оценить величину константы образования комплекса  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  из значений  $E^\circ$  соответствующих полуреакций:



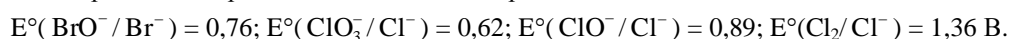
### Контрольная работа по ОВР, II семестр, 2007/08 учебный год

1. Для реакции в водном растворе  $\text{NaMnO}_4 + \text{HBr} = \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + \dots$  :

- дописать продукты, расставить коэффициенты;
- определить сопряжённые пары окислитель и восстановитель;
- записать полуреакции восстановления и окисления в ионной форме.

2. Записать уравнения реакций окисления хлорид-ионов  $\text{Cl}^-$  в щелочном растворе ( $\text{pH} = 14$ ) гипобромитом  $\text{BrO}^-$  до разных продуктов (в ионной форме). Используя приведённые значения  $E^\circ$ , определить возможность протекания этих реакций при стандартных состояниях всех веществ. Считать, что гипобромит  $\text{BrO}^-$  восстанавливается до  $\text{Br}^-$ .

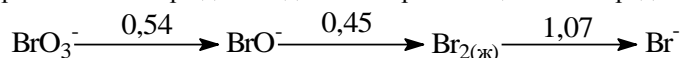
Стандартные электродные потенциалы для  $\text{pH} = 14$ :



3. Имеется три гальванических элемента, у которых один из электродов одинаковый – водородный электрод с 0,1 М раствором соляной кислоты. Вторые электроды также водородные, но платиновая пластина погружена в соответственно 0,01 М раствор соляной кислоты (I), 0,001 М раствор KOH (II) и 0,1 М раствор слабой кислоты HA (III). Давление  $\text{H}_2$  для всех электродов атмосферное,  $T = 298 \text{ К}$ . Найти ЭДС ( $\Delta E$ ) элементов (I) и (II) и константу кислотности HA, если для элемента (III)  $\Delta E = 0,118 \text{ В}$ .

4. Используя значения стандартных электродных потенциалов для полуреакций  $\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$ ,  $E_1^\circ = 1,84 \text{ В}$  и  $\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$ ,  $E_2^\circ = -0,28 \text{ В}$ , найти  $E_3^\circ$  и  $\Delta G_3^\circ$  для полуреакции  $\text{Co}^{3+} + 3e = \text{Co}$ . Будет ли металлический кобальт растворяться в 1 М HCl при стандартных состояниях всех участников и по какой реакции?

5. На основании диаграммы Латимера для соединений брома в щелочной среде



рассчитать константу равновесия реакции  $\text{Br}_{2(\text{ж})} + 2\text{OH}^- = \text{Br}^- + \text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O}$  при температуре 298 К. Найти концентрации  $[\text{Br}^-]$  и  $[\text{BrO}^-]$  в водном растворе, содержащем избыток жидкого брома, pH которого постоянен и равен 8.

### Контрольная работа по ОВР, II семестр, 2008/09 учебный год

1. Дописать продукты и уравнивать следующие реакции:

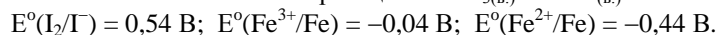
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \dots$
- $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \dots$
- $\text{Br}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaBr}_2 + \text{Ba}(\text{BrO}_3)_2 + \dots$
- $\text{NaNO}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{NO} + \dots$

Указать окислители и восстановители.

2. Для реакции  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{в.})} + \text{KI}_{(\text{в.})} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}_{(\text{в.})} + \dots$ , протекающей в кислой среде:

- записать уравнение в молекулярном и ионном виде;
- указать сопряжённые пары окислитель / восстановитель;
- написать полуреакции окисления и восстановления;
- как изменится  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta E^\circ$  и K при умножении всех коэффициентов на 2?

3. Разрешена ли (ответ обосновать количественно) в стандартных условиях и при стандартных состояниях всех компонентов реакция  $2\text{FeCl}_{3(\text{в.})} + 2\text{NaI}_{(\text{в.})} = 2\text{FeCl}_{2(\text{в.})} + 2\text{NaCl}_{(\text{в.})} + \text{I}_{2(\text{тв.})}$ , если известно, что:



Для железа ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , Fe) привести диаграмму Латимера со всеми значениями  $E^\circ$ .

4. а) Дайте определение понятиям *окислительно-восстановительная реакция*, *гальванический элемент*, *аккумулятор*, *топливный элемент*.

б) Найти ЭДС (разность потенциалов  $\Delta E$ ) гальванического элемента, составленного из соединённых медным проводником и электролитическим ключом сосудов с концентрацией  $\text{CuSO}_4$  0,1 и 0,01 моль/л соответственно.

в) Электроды гальванического элемента представляют собой два сосуда: в первом находится насыщенный раствор AgCl (катод), во втором – 1М раствор  $\text{CuSO}_4$  (анод). В первый стакан поместили

серебряную пластину, а во второй – медную. Определить произведение растворимости  $\text{AgCl}$ , если разность потенциалов двух электродов оказалась равна 0,169В.

### Контрольная работа 2, II семестр, 2004/05 учебный год

1. Для элементов 3-го периода:

- написать формулы высших оксидов, фторидов и соединений с водородом;
- определить кислотно-основные свойства оксидов;
- написать уравнения реакций их оксидов с водой.

2. Написать уравнения реакций, указать условия их проведения для цепочки (иные азотсодержащие соединения использовать нельзя):



3. Написать реакции:

- $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{CaCl}_2 + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

4. Сравнить природу химической связи и отношение к воде (если реагируют, написать реакции) следующих хлоридов:  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{SiCl}_4$ ;  $\text{SnCl}_4$ ;  $\text{SnCl}_2$ ;  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{PCl}_5$ .

5. Привести примеры соединений всех элементов подгруппы VA в высшей степени окисления (по одному для каждого элемента), назвать их. Как меняются О-В-свойства этих элементов от P до Bi? Написать уравнения реакций  $\text{HNO}_3$  (конц.) с S, Cu, Zn.

### Контрольная работа 2, II семестр, 2005/06 учебный год

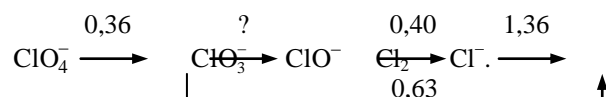
1. а) Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ЭО<sub>2</sub> группы IV(A) ПС от  $\text{CO}_2$  к  $\text{PbO}_2$ ? Напишите уравнения реакций  $\text{CO}_2$  и  $\text{SiO}_2$  с  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CsOH}$ .

б) Написать структурную формулу  $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$ . Какова величина валентного угла O–Si–O в силикатах и кварце? Могут ли (и почему) кремнекислородные тетраэдры соединяться рёбрами? Вершинами?

2. а) Привести примеры ионных и ковалентных галогенидов. Почему у первых  $T_{пл}$  выше? К какому типу относятся  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{RbCl}$ ,  $\text{PCl}_3$ ?

б) Как реагирует  $\text{PCl}_3$  с водой, с  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ? Назовите продукты реакций.

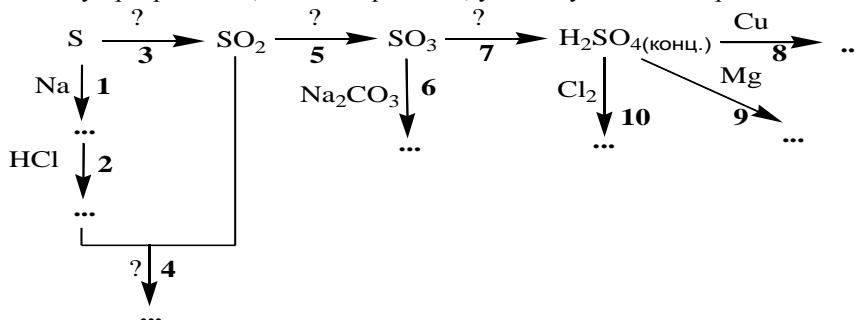
3. а) На основании диаграммы Латимера для кислородных соединений хлора в щелочной среде рассчитать стандартный потенциал полуреакции:  $\text{ClO}_3^- + 4e + 2\text{H}_2\text{O} = \text{ClO}^- + 4\text{OH}^-$ :



б) Возможно ли диспропорционирование в щелочной среде при стандартных состояниях  $\text{Cl}_2$ ?  $\text{ClO}^-$ ?

в) Пересчитайте  $E^\circ(\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^-)$  для кислой среды.

4. Заполнить цепочку превращений, записать реакции, указать условия их проведения:



### Контрольная работа 2, II семестр, 2006/07 учебный год

1. Сравните высшие гидроксиды (оксокислоты)  $\text{Э}(\text{OH})_n / \text{H}_x\text{ЭO}_y$  для элементов 3-го периода от Na до Cl по следующим характеристикам:

а) природе химической связи (перечислить все связи, их типы, привести структурные формулы для молекулярных соединений);

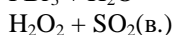
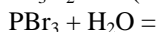
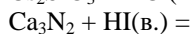
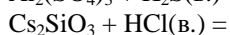
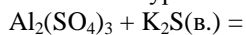
б) кислотно-основным свойствам – привести примеры типичных реакций, показывающих эти свойства.

2. Сравнить реакции с водным раствором гидроксида натрия следующих простых веществ:  $\text{Br}_2$ ;  $\text{S}$ ;  $\text{P}$ ;  $\text{Si}$ ;  $\text{Al}$ ;  $\text{Mg}$ .

3. а) Дать химические названия веществ и расположить в порядке возрастания pH растворов (с обоснованием):  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

б) Написать реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (для последней – для конц. и разб.).

4. Написать уравнения реакций:



### Контрольная работа 2, II семестр, 2007/08 учебный год

1. а) Назовите соединения:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ;  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{AsO}_4$ ;  $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$ .

б) Напишите формулы: метаборат кальция; дисульфат аммония; пентафторид хлора; хлорная кислота; гексагидроксоалюминат лития.

2. Приведите примеры:

а) одноосновной слабой бескислородной кислоты;

б) двухосновной кислородсодержащей кислоты;

в) трёхкислотного основания;

г) амфотерного гидроксида металла. Для последнего приведите реакции, показывающие его амфотерные свойства.

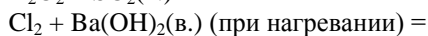
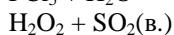
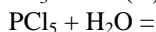
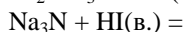
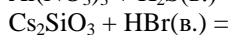
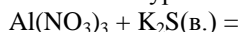
3. а) Как и почему изменяются в ряду алмаз-кремний-германий температуры плавления и кипения, твёрдость?

б) К каким кристаллам – гомо- или гетеродесмическим – относятся алмаз и графит, почему только углерод образует модификацию типа графита?

в) Напишите структурные формулы анионов: гидрокарбоната; ортосиликата; диортосиликата. Внутри какого полиэдра находится кремний в силикатах, как соединяются эти полиэдры между собой и почему?

4. Сравнить реакции соляной и серной (конц. и разб.) кислот с цинком, медью, иодидом натрия.

5. Написать уравнения реакций:



### Контрольная работа 2, II семестр, 2008/09 учебный год

1. а) Назовите соединения:  $\text{Na}_2\text{SeO}_3$ ;  $\text{MgS}$ ;  $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{HAsO}_4$ ;  $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$ .

б) Напишите формулы: ортосиликат кальция; дихромат аммония; силицид магния; хлорная кислота; гексагидроксостаннат (IV) калия.

2. Написав уравнения соответствующих реакций, сравните:

а) кислотно-основные свойства оксидов кальция, азота (II), хлора (VII);

б) окислительно-восстановительные свойства азотной и ортофосфорной кислот;

в) приведите пример амфотерного гидроксида (написать уравнения реакций, иллюстрирующие амфотерность).

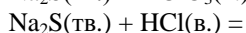
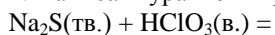
3. Для простых веществ подгрупп IA, IVA, VIIA ПС:

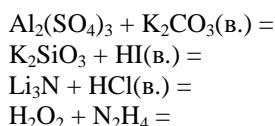
а) как и почему изменяются сверху вниз по подгруппам ПС температуры плавления и кипения;

б) какие имеются химические связи (тип), как это связано с электронной конфигурацией;

в) написать и сравнить реакции натрия, кремния и хлора с кислотами и щелочами.

4. Написать уравнения реакций:





### Итоговая контрольная работа, II семестр, 2004/05 учебный год

1. Написать уравнения реакций:

- $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) =$
- $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$
- $\text{HClO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$
- $\text{HClO}_3 + \text{HBr} =$
- $\text{S} + \text{RbOH} =$
- $\text{Zn} + \text{CsOH} =$

2. Назвать соединения по формулам согласно химической номенклатуре, написать формулы по названиям, определить степени окисления (расставить над символами элементов):

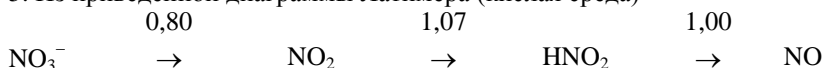
- $\text{H}_5\text{IO}_6$ ;  $\text{Li}_3\text{N}$ ;  $\text{Sr}(\text{NO}_2)_2$ ;  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ ;  $\text{FeS}_2$ ;

б) силицид кальция; ортосиликат магния; гидрокарбонат железа(II); перманганат аммония; пероксид натрия.

3. Определить кислотно-основные и O–B-свойства оксидов:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}$ ;  $\text{MnO}$ . Привести по одной реакции, характеризующей каждое свойство (по 2 на оксид, всего не более 8 реакций).

4. Дать определения понятиям *окислитель*, *восстановитель*, *O–B-реакция*, *гальванический элемент*. Найти  $\Delta E$  при  $\text{pH} = 6$  для полуреакции  $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ . Возможно ли выделение  $\text{H}_2\text{S}$  при действии серной кислоты на цинк при  $\text{pH} = 0$ ? При  $\text{pH} = 6$ ? Все другие концентрации – по 1 моль/л.

5. Из приведенной диаграммы Латимера (кислая среда)



определить возможность окисления  $\text{HBr}$  ( $E^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 0,87 \text{ В}$ ) и  $\text{HCl}$  ( $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,34 \text{ В}$ ) азотистой кислотой и возможность ее диспропорционирования (для стандартных состояний).

### Итоговая контрольная работа, II семестр, 2005/06 учебный год

1. а) Исходя из табличных значений  $E^\circ$  определить, какие из приведённых металлов можно использовать для получения Sn (концентрация всех растворов его солей 1 моль / л) – Cu; Fe; Pb.

б) При каких соотношениях концентраций  $[\text{Sn}^{2+}] / [\text{Pb}^{2+}]$  возможно использование Pb для восстановления олова?

- Вычислить величину энергии Гиббса  $\Delta_r G_{298}^\circ$  для реакции  $\text{Sn}^{2+} + \text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + \text{Sn}$ .

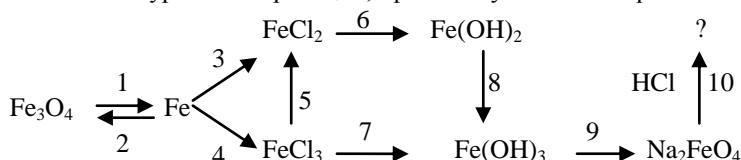
2. а) Какие ковалентности и степени окисления характерны для галогенов, объяснить из электронного строения атомов.

б) Написать реакции получения газообразных галогеноводородов и свободных галогенов хлора, брома и иода из CsCl, NaBr и KI соответственно.

3. Сравнить химические свойства оксидов серы и хрома и их производных (кислот или гидроксидов), приведя соответствующие реакции (свойство – реакция).

4. Назвать указанные соединения, определить степени окисления атомов:  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ ;  $\text{Ba}_3\text{N}_2$ ;  $\text{PH}_3$ ;  $\text{RbH}_2\text{PO}_3$ ;  $\text{LiNbO}_3$ ;  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Какие из указанных соединений относятся к солям, напишите формулы соответствующих кислот и оснований и назовите их.

5. Записать уравнения реакций, привести условия их протекания:



### Итоговая контрольная работа, II семестр, 2006/07 учебный год

1. а) Написать уравнения реакций, характеризующие кислотно-основные и окислительно-восстановительные (по водороду и по сере) свойства серной кислоты.

б) Назвать соединения, определить степень окисления серы:  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ ;  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ;  $\text{FeS}_2$ ;  $\text{CaSO}_3$ ;  $\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_7$ . Для двух последних привести структурные формулы анионов.

2. Для процесса  $\text{Ni}_{(\text{тв})}^{2+} + \text{Pb}_{(\text{тв})} = \text{Ni}_{(\text{тв})} + \text{Pb}_{(\text{тв})}^{2+}$  найти  $\Delta_r E^\circ$ ,  $\Delta_r G^\circ$ ,  $K$  ( $T = 298 \text{ K}$ ). Найти равновесный состав, если к 0,1 М раствору  $\text{NiSO}_4$  добавили избыток металлического свинца.

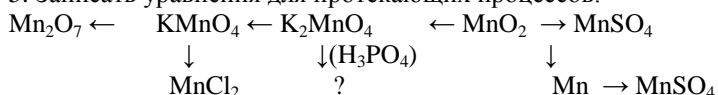
3. а) Найти потенциал водородного электрода  $E(\text{H}^+/\text{H}_2)$  в 0,1 М растворе  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 10^{-5}$ ), при  $p(\text{H}_2) = 1 \text{ атм}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ .

б) Из значений  $E^\circ$  обосновать, какие из приведенных металлов могут реагировать с 1 М сильными кислотами с выделением  $\text{H}_2$ , какие с водой? (Считать, что все участники реакции находятся в стандартном состоянии).

4. а) В каком состоянии находится при н. у. фосфор (сравните с азотом), какие химические связи образует, реагирует ли (если да, привести уравнения) с раствором щелочи и соляной кислоты?

б) Привести формулы оксидов и хлоридов фосфора, уравнения реакций оксида фосфора (III) с водой и хлорида фосфора (V) с водной суспензией гидроксида кальция.

5. Записать уравнения для протекающих процессов:



### Итоговая контрольная работа, II семестр, 2007/08 учебный год

1. а) Исходя из приведённых значений  $E^\circ$  определить, какие из приведённых металлов способны растворяться при ст. у. с выделением  $\text{H}_2$  в 1 М соляной кислоте. Состояния всех участников реакций стандартные.

б) Найти  $K$  равновесия и равновесную концентрацию  $[\text{Bi}^{3+}]$  для реакции  $\text{Bi}^{3+} + \text{In}(\text{изб.}) = \text{In}^{3+} + \text{Bi}$ , если начальная концентрация  $[\text{Bi}^{3+}]_0 = 0,1 \text{ моль/л}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ .

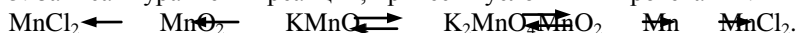
2. Какие ковалентности и степени окисления характерны для кислорода и серы, объяснить из электронного строения атомов. Написать реакции, показывающие

- кислотные свойства сероводорода;
- восстановительные свойства сульфитов;
- между серной кислотой и индием.

3. Напишите реакции  $\text{Al}(\text{OH})_3$  с  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{в})}$ ,  $\text{NaOH}_{(\text{в})}$  и при сплавлении с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Назовите продукты реакций.

4. Назовите указанные соединения, выберите из них соли. Для солей укажите, катионами каких оснований и анионами каких кислот они образованы, напишите структурные формулы анионов:  $\langle \text{H}_2\text{SiO}_3 \rangle$ ;  $\text{Ba}_2\text{Si}$ ;  $\text{SiH}_4$ ;  $\text{ZrSiO}_4$ ;  $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Al}_2\text{Be}_3(\text{Si}_6\text{O}_{18})$ .

5. Записать уравнения реакций, привести условия их протекания:



### Итоговая контрольная работа, II семестр, 2008/09 учебный год

1. а) Назвать соединения:  $\text{Ca}_2\text{Si}$ ;  $\text{CaSiO}_3$ ;  $\text{SiCl}_4$ ;  $\text{ZrSiO}_4$ ;  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ;  $[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$ ;

б) Написать формулы: гидроксид меди (I); гидрид магния; хлорноватая кислота; дисульфид железа (II); гидросульфит аммония; ортоарсенит бария.

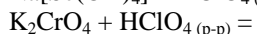
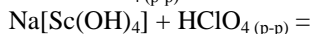
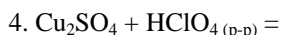
2. а) Привести примеры оксидов: кислотного; основного; амфотерного; несолеобразующего.

б) Для кислотного написать его реакцию с раствором  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , для основного – с серной кислотой.

в) Для амфотерного привести все возможные продукты взаимодействия (не важно, реального или гипотетического) с  $\text{NaOH}$  (как в растворе, так и при сплавлении).

3. Сравнить кислород и серу:

- чем и почему отличаются химические связи и агрегатные состояния при н. у. для простых веществ?
- распространенные степени окисления в соединениях, примеры соединений – почему именно такие?
- вода и сероводород: причина различия агрегатных состояний при н. у.; привести реакции, характеризующие ОВ- и кислотно-основные свойства сероводорода.



5. В двух колбах имеется по 0,5 л 2М раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и 4М  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ . В результате сливания растворов выпал черный осадок металлического свинца. Найти: а) ЭДС ( $\Delta_r E$ ), стандартную ЭДС ( $\Delta_r E^\circ$ ) и стандартную энергию Гиббса реакции  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Sn}(\text{NO}_3)_4 + \text{Pb} \downarrow$ .

б) массу выпавшего осадка и концентрации солей, оставшихся в растворе.

### 5. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (курса)

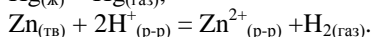
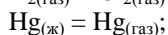
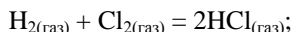
#### Примеры экзаменационных работ

#### Экзаменационная работа, 2004/05 учебный год

##### Часть 1. Теория

1. Дать определение понятиям *ковалентность, координационное число, степень окисления*. Чему равны эти величины для атомов в следующих частицах и веществах:  $N_2$ ;  $P_4$ ;  $NH_3$ ;  $NH_4^+$ ;  $C$ (алмаз);  $C$ (графит);  $SiO_2$ (кварц)? Ответ привести в виде таблицы.

2. Дать определения понятиям *энтальпия, энергия Гиббса, стандартная энтропия реакции*. Выразить константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$  через соответствующие равновесные концентрации (давления) для процессов:



3. Сформулировать Периодический закон. Привести один пример периодичности химических свойств элементов.

##### Часть 2. Задачи

1. В таблице указано количество протонов, нейтронов и электронов в одноатомных частицах. Записать символы частиц и их электронную конфигурацию в основном состоянии в виде квантовых ячеек.

Число p	Число n	Число e	Символ частицы	Электронная конфигурация
34	44	34		
16	16	17		
58	82	58		
26	30	24		

2. Имеются 0,1 М растворы  $HCl$  (I) и  $NH_3$  (II). Найти pH:

а) раствора (I) после разбавления в 10 раз;

б) раствора (II) после разбавления в 10 раз;

в) раствора, образовавшегося путем сливания 1 л раствора (I) и 1 л раствора (II).

3. Найти растворимость  $Cd(OH)_2$  ( $K_{пр} = 4 \cdot 10^{-15}$ ) в воде и в 0,1 М  $Cd(NO_3)_2$ , в г / л.

4. а) Может ли  $V$  ( $E^\circ = -0,84$  В для  $V^{3+} + 3e = V$ ) восстановить до металла  $Mn^{2+}$ ;  $Zn^{2+}$ ?

б) Найти  $\Delta E$  элемента, в котором протекает реакция  $V^{3+} + (3/2)H_2 = V + 3H^+$ , при  $p(H_2) = 1$  атм,  $[V^{3+}] = 0,01$  моль / л и  $pH = 3$ .

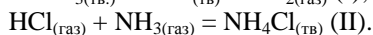
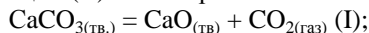
5. Написать реакции получения нитрата и нитрита аммония из  $N_2$  воздуха как единственного источника азота.

#### Экзаменационная работа 2, 2004/05 учебный год

##### Часть 1. Теория

1. а) Дать определения понятиям *потенциал ионизации, энергия связи, внутренняя энергия, энтальпия реакции, стандартная энергия Гиббса реакции*.

б) Объяснить, почему для реакции (I) при повышении температуры равновесие смещается вправо, а для реакции (II) – наоборот:



2. Сравнить химические свойства соединений хлора и марганца, привести примеры соединений в характерных степенях окисления, охарактеризовать их O–B-свойства и кислотно-основные свойства, подчеркнуть сходство и отличия.

##### Часть 2. Задачи

1. Назвать соединения, указать степени окисления, написать структурные формулы и предложить геометрическое строение анионов, входящих в их состав:  $CaSO_3$ ;  $Al_2(SeO_4)_3$ ;  $Mg_2SiO_4$ .

2. Найти концентрацию  $H^+$  и  $S^{2-}$  для 0,05 М растворов:

а)  $H_2S$ ; б)  $BaS$ .

Константы кислотности  $H_2S$  принять равными  $10^{-7}$  и  $10^{-13}$ .

3. См. задачу 5 итоговой контрольной работы II семестра.

4. Написать уравнения реакций получения из перманганата калия и соляной кислоты в качестве источников хлора и марганца: а) дихлорида марганца; б) диоксида марганца; в) хлората калия.

## Экзаменационная работа, 2005/06 учебный год

### Часть 1. Теория

1. а) Определить ковалентности, степени окисления и координационные числа атомов для:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ (газ);  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{Ge}$ (тв.) (изоструктурен алмазу);  $\text{GeO}_2$ (тв.) (изоструктурен  $\text{SiO}_2$ );  $\text{LiF}$ (тв.) (изоструктурен  $\text{NaCl}$ ).

б) Расположить в порядке возрастания энергии связи (с объяснением причин) молекулы в рядах  $\text{Br}_2$ - $\text{Cl}_2$ - $\text{I}_2$  и  $\text{F}_2$ - $\text{N}_2$ - $\text{O}_2$ .

Привести примеры частиц и / или веществ:

- в) молекулы с ковалентными полярными  $\pi$ -связями;
- г) аниона с донорно-акцепторными связями;
- д) гомодесмического кристалла с ионными связями;
- е) гетеродесмического кристалла с ионными и ковалентными связями.

2. Ответить на следующие вопросы по химии VI группы:

- а) почему при н. у. кислород – газ, а сера – твердая;
- б) формулы и геометрическое строение высших фторидов O и S;
- в) кислотно-основные свойства оксидов (или гидроксидов) S и Cr (привести реакции);
- г) пример O-B-реакции соединения хрома в высшей и серы в низшей степени окисления;
- д) уравнения реакций сульфида хрома с водой и пероксида водорода с сульфитом калия;
- е) пример соединения S(-1).

### Часть 2. Задачи

1. Считая известными энтальпию образования  $\text{CaF}_{2(\text{тв})}$   $\Delta_f H^\circ$ , энтальпию сублимации Ca  $\Delta_{\text{суб}} H^\circ$ , энергии ионизации Ca  $I_1$  и  $I_2$ , энергию диссоциации  $\text{F}_2$  D и энергию решетки  $E_{\text{реш}}$  (энергию процесса  $\text{CaF}_{2(\text{тв})} = \text{Ca}^{2+}_{(\text{газ})} + 2\text{F}^{-}_{(\text{газ})}$ ), найти сродство к электрону атома фтора. Привести энергетическую диаграмму.

2. Найти концентрацию всех частиц и pH для водных растворов:

- а) 0,1 М  $\text{CO}_{2(\text{в.})}$  (для  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   $K_{a1} = 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 10^{-11}$ );
- б) 0,1 М  $\text{NaNO}_2$  (для  $\text{HNO}_2$   $K_a = 10^{-3}$ );
- в) 0,005 М  $\text{NaNO}_3$ .

3. В двух насыщенных растворах концентрации  $[\text{OH}^-]$  равны  $10^{-5}$  и  $3 \cdot 10^{-10}$  моль/л соответственно. Первый раствор –  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , второй –  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Найти концентрации ионов железа и произведения растворимости гидроксидов.

4. Закончить уравнения реакций:

- а)  $\text{Cl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$
- б)  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$
- в)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \dots$
- г)  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \dots$
- д)  $\text{Br}^- + \dots + \text{H}_2\text{O} = \text{Br}_2 + \text{MnO}_2 + \text{OH}^-$ .

5. В сосуд объёмом 46 л поместили 345 г  $\text{MnCO}_3$  и нагрели до  $T = 363^\circ\text{C}$ :

- а) найти давление  $\text{CO}_2$  в сосуде;
- б) какова масса разложившегося  $\text{MnCO}_3$ ;
- в) чему будет равно давление  $\text{CO}_2$ , если в сосуд поместить 115 г  $\text{MnCO}_3$ ?

Используйте нулевое приближение для расчетов.

## Экзаменационная работа, 2006/07 учебный год

### Часть 1. Теория

1. а) Какие химические связи (ковалентные или другие; полярные или неполярные;  $\sigma$ - или  $\pi$ -) и между какими частицами (структурными единицами) имеются в следующих веществах: C-алмаз; C-графит;  $\text{CO}_2$ (газ);  $\text{SiO}_2$ (кварц). Определите ковалентности, степени окисления и координационные числа атомов в этих соединениях. Чем отличаются с точки зрения химических связей алмаз и графит?  $\text{CO}_2$ (газ) и  $\text{CO}_2$ (крист.)? Какие из приведенных кристаллических структур гомодесмические?

б) Привести пример типичного металла. Какие координационные числа характерны для металлов и чем они обусловлены? В чем состоит главное отличие энергетических диаграмм металлов и неметаллов (изобразить)? Почему металлы пластичны, а кварц хрупок?

2. Привести состав соединений элементов 3-го периода (от Na до Cl) с водородом и фтором. Сравните кислотно-основные свойства (привести характерные реакции) сероводорода и хлороводорода.

3. а) Дать определения понятиям *энергия Гиббса*, *стандартное состояние*, *стандартная энергия Гиббса реакции*, *константа равновесия*, *произведение реакции*, *константа скорости реакции*.



б) Для оксида азота (II) стандартная энтальпия образования  $\Delta_f H_{298}^\circ = 90$  кДж/моль, стандартная энтропия реакции  $N_2 + O_2 = 2NO$   $\Delta_r S_{298}^\circ = 15$  Дж/К·моль. Оцените равновесную концентрацию NO в атмосфере при н. у. Оцените температуру, при которой равновесные концентрации  $N_2$ ,  $O_2$  и NO сопоставимы. Докажите из приведенных термодинамических величин, что химические связи в  $N_2$  и  $O_2$  прочнее, чем в NO.

### Часть 2. Задачи

1. а) Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в ионе  $^{210}\text{Po}^{2+}$ ? Атомов в 1 мкг  $^{210}\text{Po}$ ? Написать электронную конфигурацию атома  $^{209}\text{Po}$  в основном (полная запись) и в одном из возбуждённых состояний (краткая форма записи).

б) Через 414 суток после получения 16 мкг  $^{210}\text{Po}$  путем облучения  $^{209}\text{Bi}$  нейтронами (написать уравнение соответствующей реакции) осталось нераспавшимся (написать уравнение  $\alpha$ -распада  $^{210}\text{Po}$ ) 2 мкг исходного изотопа. Написать кинетическое уравнение радиоактивного распада, определить время полураспада. Как изменится время полураспада, если перевести металлический полоний-210 в водный раствор  $^{210}\text{PoCl}_2$ ?

2. Считая известными энтальпию образования  $\text{CaO}_{(\text{тв})}$ ,  $\Delta_f H^\circ$ , энергии ионизации Ca  $I_1$  и  $I_2$ , энергию диссоциации  $\text{O}_2$ ,  $D$ , сродство к электрону атома кислорода  $E_1$  и  $E_2$  и энергию решетки  $E_{\text{реш}}$  (энергию процесса  $\text{CaO}_{(\text{тв})} = \text{Ca}^{2+}_{(\text{газ})} + \text{O}^{2-}_{(\text{газ})}$ ), найти энтальпию сублимации Ca  $\Delta_{\text{суб}} H^\circ$ . Привести энергетическую диаграмму.

3. Найти концентрацию всех частиц (моль/л) и pH для водных растворов:

а) 0,1 М  $\text{NH}_3_{(\text{в})}$  ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   $K_b = 10^{-5}$ );

б) 0,1 М  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;

в) насыщенного раствора  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ( $K_L = 4 \cdot 10^{-12}$ ).

Выпадет ли осадок (если да, то сколько мг?) при сливании 0,5 л 0,0008 М KOH и 0,5 л 0,0004 М  $\text{MgCl}_2$ ?

4. Закончить уравнения реакций:

а)  $\text{PCl}_5 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$

б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$

в)  $\text{FeS} + \text{HCl} = \dots$

г)  $\text{FeS} + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} = \dots$

д)  $\text{Cl}^- + \dots + \text{H}^+ = \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ .

### Экзаменационная работа 2, 2006/07 учебный год

#### Часть 1. Теория

1. а) Привести строение (структурные формулы для молекулярных соединений, тип химических связей и структурные единицы для немолекулярных) высших кислот (или гидроксидов) для элементов 3-го периода. Охарактеризовать их кислотно-основные свойства.

б) Написать реакции, характеризующие кислотно-основные свойства гидроксида алюминия.

2. а) Дать определения понятиям *окислитель*, *полуреакция восстановления*, *окислительно-восстановительная реакция*, *гальванический элемент*.

б) Возможно ли окисление (ст. усл. и стандартные состояния всех участвующих в реакциях веществ) газообразным кислородом в кислой среде водных растворов  $\text{FeCl}_2$ ?  $\text{CrCl}_2$ ? Написать соответствующие реакции окисления в ионной и молекулярной форме. Вычислить стандартную энергию Гиббса при 298 К для окисления  $\text{Cr}^{2+}$  до  $\text{Cr}^{3+}$  в расчёте на 1 моль  $\text{CrCl}_2$ .

#### Часть 2. Задачи

1. а) Написать электронную конфигурацию атома Fe и иона  $\text{Fe}^{2+}$  в основном состоянии, определить число неспаренных электронов.

б) Привести примеры: сульфида s-элемента; хлорида p-элемента 4-го периода; оксида d-элемента 5-го периода; фторида f-элемента.

2. а) Назвать соединения:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NH}_4\text{HSO}_3$ ;  $\text{SO}_2$ .

б) Привести структурные формулы и геометрию анионов первых двух соединений.

3. Найти концентрацию всех частиц (моль/л) и pH для водных растворов:

а) 0,02 М  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;

б) 0,4 % мас. NaOH;

в) 0,1 М  $\text{H}_2\text{S}$  ( $K_{a1} = 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 10^{-13}$ ).

4. Закончить уравнения реакций в водных растворах:

а)  $\text{PBr}_5 + \text{KOH} = \dots$

б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HI} = \dots$

в)  $\text{FeS} + \text{HCl} = \dots$

- г)  $\text{FeS} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$   
 д)  $\text{Cl}^- + \dots = \text{Cl}_2 + \text{MnO}_2 + \dots$

### Экзаменационная работа, 2007/08 учебный год

#### Часть 1. Теория

1. Для высших кислот (или гидроксидов) элементов главных подгрупп 3-го периода привести:
- состав;
  - названия;
  - тип хим. связей, для молекулярных соединений – структурные формулы, для полимерных фрагмент структуры;
  - выбрать из указанных семи соединений два окислителя и написать уравнения реакций их восстановления любыми восстановителями по Вашему выбору;
  - написать реакции гидроксида алюминия с серной кислотой; гидроксидом натрия. Указать условия проведения реакций.
2. а) Найти стандартный тепловой эффект реакций  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{NO}$  (1) и  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$  (2).  
 б) Оценить равновесное давление NO в атмосфере при 25 °С.  
 в) Написать уравнение для расчёта равновесного давления  $\text{NH}_3$  в баллоне, начально содержащем  $\text{N}_2$  и  $\text{H}_2$  при температуре 25 °С и давлениях 0,001 и 0,003 атм соответственно.  
 г) Потребуется ли для решения б) и в) знание констант скоростей реакций (1) и (2)?  
 д) Запишите уравнения зависимости константы равновесия и константы скорости от Т.

Для расчётов и оценок можете использовать следующие величины:

	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{H}_2$	$\text{NO}$	$\text{NH}_3^*$
Энергия диссоциации, кДж/моль	945	498	436	632	1183*
Стандартная энтальпия образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	0	0	0	91	-46
Стандартная энтропия $S_{298}^\circ$ , Дж/К·моль	192	205	131	211	192
Стандартная энергия Гиббса образования $\Delta_f G_{298}^\circ$ , кДж/моль	0	0	0	87	-16
Константы равновесия реакций при $T = 298 \text{ K}$ соответственно	$K_1 = 10^{-37}$ и $K_2 = 10^{16}$				

\* Для диссоциации на атомы  $\text{N} + 3\text{H}$ .

#### Часть 2. Задачи

1. а) Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в ионе  $^{210}\text{Po}^{2+}$ ? Атомов в 1 мкг  $^{210}\text{Po}$ ? Написать электронную конфигурацию атома  $^{209}\text{Po}$  в основном (полная запись) и в одном из возбуждённых состояний (краткая форма записи), чем она отличается от конфигурации атома  $^{209}\text{Po}$ ?  
 б) Через 552 суток после получения 16 мкг  $^{210}\text{Po}$  путем облучения  $^{209}\text{Bi}$  нейтронами (написать уравнение соответствующей реакции) осталось нераспавшимся (написать уравнение  $\alpha$ -распада  $^{210}\text{Po}$ ) 1 мкг исходного изотопа. Написать кинетическое уравнение радиоактивного распада, определить время полураспада. Как изменится время полураспада, если перевести металлический полоний-210 в оксид  $^{210}\text{Po}^{17}\text{O}_2$ ?
2. Найти pH водных растворов:
- 0,1 М  $\text{H}_2\text{S}$  ( $K_{a1} = 10^{-7}$ ;  $K_{a2} = 10^{-13}$ );
  - 0,1 М  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
  - 0,001 М  $\text{NaNO}_3$ ;
  - насыщенного раствора  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  ( $\text{IP} = 4 \cdot 10^{-15}$ ).
3. а) Исходя из значений стандартных электродных потенциалов  $E^\circ(\text{M}^{2+}/\text{M})$ , равных  $-0,14$ ;  $-0,13$ ;  $+0,92 \text{ В}$  для Sn, Pb и Pd соответственно, определить, будут ли эти металлы растворяться в кислом растворе при pH = 0 с выделением  $\text{H}_2$  (все участники реакции в стандартных состояниях).  
 б) Найти равновесные концентрации  $[\text{Sn}^{2+}]$ ,  $[\text{Pb}^{2+}]$  для процесса  $\text{Sn}(\text{тв.}) + \text{Pb}^{2+}(\text{в.}) = \text{Sn}^{2+}(\text{в.}) + \text{Pb}(\text{тв.})$ , если начальная концентрация  $\text{Pb}^{2+}$  равна 0,3 моль/л, а металлического олова избыток.
4. Закончить уравнения реакций:
- $\text{Cl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$
  - $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$
  - $\text{FeS} + \text{HCl} = \dots$
  - $\text{FeS} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$
  - $\text{Cl}^- + \dots + \text{H}^+ = \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ .

## Экзаменационная работа 2, 2007/08 учебный год

### Часть 1. Теория

- а) Привести примеры реакций, характеризующих кислотно-основные свойства оксидов серы.  
б) Привести структурные формулы и определить геометрию частиц:  $\text{SO}_3$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ .  
в) Какие калиевые соли и почему (привести соответствующие реакции) гидролизуются в большей степени – сульфиды или сульфаты? Сульфиды или гидросульфиды? 0,1 М или 0,01 М  $\text{K}_2\text{S}$ ?  
г) Какова степень окисления S в пирите? Приведите пример любого другого соединения серы в такой же степени окисления.
- а) Дать определения понятиям *окислительно-восстановительная реакция, восстановление, восстановитель, стандартный электродный потенциал, гальванический элемент, топливный элемент*.  
б) Привести уравнения реакций, в которых:  
окислителем является соединение азота (V);  
восстановителем является металлическое железо.  
в) Написать уравнения реакций между  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{NaMnO}_4$  в кислой и щелочной средах, указать окислитель и восстановитель, восстановленные и окисленные формы (сопряженные пары).

### Часть 2. Задачи

- Найти концентрации частиц и pH водных растворов:  
а) 0,05 М  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  
б) 0,063 % мас.  $\text{HNO}_3$ ;  
в) 0,1 М  $\text{HCN}$  ( $K_a = 10^{-9}$ );  
г) 0,1 М  $\text{CsCN}$ .
- При равновесии  $\text{H}_2(\text{газ}) + \text{I}_2(\text{газ}) = 2\text{HI}(\text{газ})$  при  $T = 100^\circ\text{C}$  в системе объемом 76,5 л находится 4 моль HI, 2 моль  $\text{H}_2$  и 2 моль  $\text{I}_2$ . Найти:  
а) стандартную энергию Гиббса реакции при данной T;  
б) новые равновесные давления после добавления в систему 2 моль HI.
- а) Даны значения стандартных электродных потенциалов для полуреакций:  
 $\text{SO}_4^{2-} + 6e + 8\text{H}^+ = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$  (1)  $E_1^\circ = 0,36\text{ В}$ ;  
 $\text{S} + 2e + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$  (2)  $E_2^\circ = -0,48\text{ В}$ .  
Возможно ли диспропорционирование серы на  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (все участники в стандартных состояниях)?  
б) Найти значение  $E_1$  при pH = 5 и стандартных состояниях остальных участников.
- Найти концентрации ионов  $\text{Pb}^{2+}$  (в моль/л) в:  
а) насыщенном растворе  $\text{PbCrO}_4$  (произведение растворимости  $K_L = 10^{-14}$ );  
б) растворе, полученном при добавлении 1 л воды к 1 л насыщенного раствора  $\text{PbCrO}_4$  (не содержащего осадка хромата);  
в) растворе, полученном при добавлении 4 л 0,05 М  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  к 1 л взвеси  $\text{PbCrO}_4$  (насыщенный раствор + осадок).

## Экзаменационная работа, 2008/09 учебный год

### Часть 1. Теория

- Кратко сравнить углерод и кремний:  
а) для простых веществ – характер химической связи (полярность; ковалентность, КЧ, гибридизация атомов C и Si; гомо-гетеродесмичность кристаллов), как это проявляется в физических свойствах (в частности, почему кремний тверже графита, но мягче алмаза);  
б) для оксидов  $\text{ЭO}_2$  – характер химической связи (полярность; ковалентность, КЧ, гибридизация атомов C, O и Si; гомо-гетеродесмичность кристаллов), как это проявляется в физических (в частности, в агрегатном состоянии при н. у.) и химических (взаимодействие с водой, щелочами) свойствах;  
в) назвать  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ ,  $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ , привести структурные формулы их анионов.
- а) Перечислить **оксиды азота**, какие из них имеют неспаренные электроны, охарактеризовать кислотно-основные свойства всех оксидов, для кислотных оксидов написать их реакцию с раствором  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , для основных – с серной кислотой. Написать реакции получения оксидов азота (IV) и (V) из азотной кислоты;  
б) написать уравнения реакций **концентрированной азотной кислоты** с: фосфором; цинком; раствором аммиака; гидроксидом железа (III); сульфидом натрия.

### Часть 2. Задачи

- а) Найти стандартные энтальпии и энергии Гиббса реакции для  $\text{MgCO}_3(\text{тв.}) = \text{MgO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{газ})$ , для  $T = 298$  и  $T = 500\text{ К}$ , используя нулевое приближение.

б) Оценить равновесное давление в сосуде объемом 4,1 л, изначально содержащем 8,4 г карбоната магния в вакууме при 500 К.

в) Оценить температуру, при которой давление в сосуде равно 1 атм.

Термодинамич. функция	MgCO <sub>3(тв)</sub>	MgO <sub>(тв.)</sub>	CO <sub>2(газ)</sub>
$\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	-1096	-601	-394
$S_{298}^\circ$ , Дж/К·моль	65	27	214
$\Delta_f G_{298}^\circ$ , кДж/моль	-1012	-569	-394

2. Расположить в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы HNO<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, NaNO<sub>3</sub>, NaNO<sub>2</sub>. Обосновать выбор (привести уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оценки [H<sup>+</sup>] – точные расчеты необязательны).

3. Растворимость Fe(OH)<sub>2</sub> в воде при некоторой T составляет 4,50·10<sup>-4</sup> (г/л). Найти:

а) произведение растворимости Fe(OH)<sub>2</sub> и pH насыщенного раствора;

б) минимальное количество воды, необходимое для растворения 0,9 г Fe(OH)<sub>2</sub>;

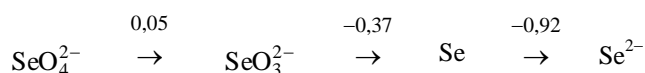
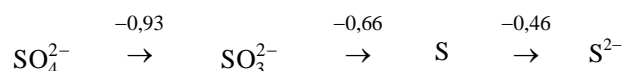
в) как изменится концентрация ионов железа [Fe<sup>2+</sup>] в 1 л насыщенного раствора Fe(OH)<sub>2</sub> при добавлении к нему 9 г Fe(OH)<sub>2</sub>?

4. Из приведенных ниже диаграмм Латимера (среда щелочная, значения ΔE° в В):

а) найти величину ΔE° для полуреакции SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + 6e + 4H<sub>2</sub>O = S + 8OH<sup>-</sup>;

б) может ли 1 М Na<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub> окислить 1 М Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (или наоборот)? Напишите соответствующую реакцию, приведите для нее ΔE°;

в) устойчив ли в щелочной среде Se(0) или должен диспропорционировать, ответ подтвердите значением ΔE°:



## Экзаменационная работа 2, 2008/09 учебный год

### Часть 1. Теория

1. Кратко сравнить угольную и кремниевую кислоты:

а) агрегатное состояние, растворимость в воде, строение (изобразить структурные формулы, отражающие молекулу или фрагмент структуры, привести ковалентности и КЧ атомов С, Si, О в этих кислотах, величину валентных углов);

б) структурные формулы и геометрию карбоната, гидрокарбоната, ортосиликата, дисиликата Si<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>6-</sup>;

в) силу и основность кислот, реакции Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> с соляной кислотой.

2. а) Привести формулы кислородных соединений галогенов типа NaΓO<sub>n</sub> (Γ – галоген) для всех известных вам значений n, определите степени окисления галогена в них. Для какого из галогенов подобные соединения не существуют и почему?

б) Расположить в порядке увеличения окислительных свойств свободные галогены. Привести реакции, показывающие, что хлор более сильный окислитель, чем бром (или наоборот).

в) Привести пример реакции диспропорционирования галогена (0). Для какой среды – кислой или щелочной – более характерно диспропорционирование галогенов?

### Часть 2. Задачи

1. а) Расположить (обоснованно) в порядке увеличения равновесные давления паров для жидких воды, ртути и этанола при ст. у.

б) Оценить (в нулевом приближении) величину равновесного давления этанола при 50 °С.

в) Оценить из приведенных данных температуру кипения ртути при внешнем давлении 1 атм.

Термодинамич. функция	H <sub>2</sub> O		Hg		этанол	
	ж.	газ	ж.	газ	ж.	газ
$\Delta_f H_{298}^\circ$ , кДж/моль	-286	-242	0	61	-277	-235
$S_{298}^\circ$ , Дж/К·моль	70	189	76	175	161	282
$\Delta_f G_{298}^\circ$ , кДж/моль	-237	-229	0	31	-174	-168

2. Расположить в порядке увеличения pH 0,1 М водные растворы  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (считать сильной по обеим ступеням),  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Обосновать выбор (привести уравнения соответствующих кислотно-основных равновесий, оценки  $[\text{H}^+]$  – точные расчеты необязательны).

3. а) Расположить приведенные сульфиды в порядке увеличения растворимости (обоснованно):  $\text{Ag}_2\text{S}$  (ПР =  $10^{-49}$ ),  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  (ПР =  $10^{-105}$ ),  $\text{CoS}$  (ПР =  $10^{-20}$ ),  $\text{HgS}$  (ПР =  $10^{-52}$ );

б) оценить минимальное количество воды, необходимое для растворения 2,33 г  $\text{HgS}$ ;

в) сколько ионов (в штуках) содержится в 1 л насыщенного раствора  $\text{CoS}$ ?

4. Из приведенной в зад. 4 экзаменационной работы 2008/09 г. диаграммы Латимера:

а) найти величину  $E^\circ$  для полуреакции  $\text{SO}_4^{2-} + 8e + 4\text{H}_2\text{O} = \text{S}^{2-} + 8\text{OH}^-$ ;

б) может ли 1 М  $\text{Na}_2\text{SeO}_4$  окислить 1 М  $\text{Na}_2\text{S}$  до  $\text{S}(0)$ ? Напишите соответствующую реакцию, приведите для нее  $\Delta E^\circ$ ;

в) устойчив ли в щелочной среде  $\text{SO}_3^{2-}$  или должен диспропорционировать, ответ подтвердите значением  $\Delta E^\circ$ .