

## Типовые вопросы и задачи по курсу общей химии для студентов 1 курса геологического факультета при подготовке к экзамену.

### Общие вопросы.

1. Законы сохранения в химии. Взаимосвязь массы и энергии. Стехиометрические законы.
2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Современное содержание периодического закона. Строение периодической системы элементов.
3. Понятие об элементарных частицах, образующих атом. Атомное ядро. Состав ядра. Изотопы. Электронное строение атома, квантовые числа. Форма граничной поверхности для s-, p- и d-состояний.
4. Характеристика состояния электрона в атоме, атомные орбитали, квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней элементов 2 периода. Примеры.
5. Свойства атомов: радиус атома, эффективный заряд, ионизационный потенциал, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Закономерности изменения этих свойств в периодах и группах периодической системы Д.И.Менделеева.
6. Химическая связь. Ковалентная и ионная связь. Метод валентных связей для описания химической связи. Гибридизация орбиталей.
7. Химическая связь. Метод МО-ЛКАО. Общие принципы описания химической связи по методу МО (ЛКАО). Энергетическая диаграмма молекулы. (Строение молекулы  $B_2$  по методу молекулярных орбиталей.)
8. Комплексные соединения. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Привести пример.
9. Химическая связь в комплексных соединениях, описание по методу валентных связей. Образование высокоспиновых и низкоспиновых комплексов.
10. Общие сведения о растворах. Твердые, жидкие и газообразные растворы. Водные и неводные растворы. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
11. Компонент. Фаза. Фазовые равновесия. Диаграмма состояния воды. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия.
12. Осмос. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа.
13. Растворы электролитов. Теории кислот и оснований Аррениуса и Бренстеда-Лоури. Сильные и слабые электролиты (примеры). Степень и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
14. Автопротолиз воды (рН, температурная зависимость). Ионное произведение воды, рН растворов кислот, оснований, солей.
15. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила, активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
16. Основные понятия химической термодинамики. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Закон Гесса и его следствия.
17. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпийная и энтропийная составляющие процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольные процессы.
18. Закон Гесса как закон сохранения энергии применительно к химическим процессам, его следствия. Энтальпия образования простого и сложного вещества.
19. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции. Условия, влияющие на скорость химической реакции (природа реагентов, концентрация реагентов, внешние условия проведения реакции и т.д.).
20. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса.
21. Химическое равновесие. Гомогенное и гетерогенное равновесие. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия.

22. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
23. Понятие о каталитических процессах. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ.
24. Гидролиз как пример протолитического равновесия, pH растворов солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.
25. Буферные растворы. Механизм действия буферных растворов (на примере ацетатного буферного раствора).
26. Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием; слабой кислотой и сильным основанием. Степень и константа гидролиза.
27. Необратимый гидролиз. Примеры.
28. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
29. Окислительно-восстановительные реакции. Роль кислотности среды. Методы подбора коэффициентов (на примере взаимодействия  $\text{KMnO}_4$  с восстановителем в кислой среде, в нейтральной среде, в щелочной среде).
30. Равновесие на границе металл-раствор. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента. Окислительно-восстановительный потенциал.
31. Электролиз. Прохождение электрического тока через растворы и расплавы.
32. Дисперсные системы. Классификация. Золи. Строение мицеллы золя. Привести пример.

### **Химия элементов.**

1. Положение водорода в периодической системе. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами, особенности их химических свойств..
2. Водород. Строение атома. Строение молекулы  $\text{H}_2$  по методу МО. Схожесть свойств водорода и элементов IA и VIIA групп периодической системы Д.И.Менделеева.
3. Пероксид водорода, его строение, свойства, способы получения, практическое применение. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
4. Галогены. Общая характеристика галогенов (положение в периодической системе, строение и размер атомов, физические и химические свойства, распространенность в природе). Атомы, молекулы и простые вещества. Закономерности изменения прочности связи в молекулах галогенов. Проявляемые степени окисления.
5. Галогены как окислители. Реакции диспропорционирования молекулярных галогенов.
6. Водородные соединения галогенов, их водные растворы, характер изменения свойств в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ .
7. Бром, йод как аналоги хлора. Бромоводород, йодоводород, бромиды, иодиды. Кислородные соединения брома и йода.
8. Азот. Строение атома и молекулы. Причины относительной инертности молекул азота. Степени окисления, Нитриды, аммиак. Соли аммония. Аммиакаты. Равновесие в водном растворе аммиака.
9. Кислородные соединения азота. Оксиды. Азотная и азотистая кислота. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами.
10. Нитриты и нитраты. Окислительно-восстановительные свойства нитритов и нитратов. Применение нитратов.
11. Фосфор и его соединения. Аллотропия фосфора. Природные соединения фосфора. Фосфорные кислоты. Фосфаты, их растворимость и гидролиз.
12. Кислород. Строение атома и молекулы. Аллотропия. Озон. Соединения с О-О связями. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
13. Сера как элемент земной коры, ее химические свойства.
14. Сероводород, сероводородная кислота, ее соли. Химические свойства сероводородной кислоты и ее солей. Растворимость сульфидов в воде и кислотах. Полисульфиды.
15. Кислородные кислоты серы, их окислительно-восстановительная активность.
16. Углерод. Строение атома. Оксид и диоксид углерода, угольная кислота и ее соли. Их роль в атмосфере. Растворимость и гидролиз карбонатов.

17. Щелочные металлы. Водородные и кислородные соединения элементов 1А группы. Сравнительная характеристика гидроксидов щелочных металлов.
18. Общая характеристика элементов III главной подгруппы периодической системы.
19. Алюминий. Физические и химические свойства. Строение атома. Оксид и гидроксид алюминия их амфотерность. Химические свойства водных растворов соединений алюминия. Гидролиз солей алюминия.
20. Подгруппа меди (1В). Электронная структура атома меди. Степени окисления в соединениях. Химические свойства меди. Комплексные соединения меди.
21. Общая характеристика элементов триады железа. Оксиды и гидроксиды, комплексные соединения с участием Fe, Co, Ni. Привести примеры. Железо. Оксиды и гидроксиды, их свойства. Комплексные соединения железа.
22. Марганец. Строение атома и проявляемые степени окисления (примеры соединений). Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
23. Марганцевая кислота и ее соли. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от pH среды (примеры).
24. Подгруппа хрома (VI В группа). Электронная структура атома хрома, степени окисления хрома в соединениях. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Характеристика соединений хрома (III).
25. Хромовые кислоты. Хроматы, дихроматы, их окислительная активность (продукты восстановления в зависимости от среды раствора).

### Задачи.

1. Рассчитайте энтальпию следующей реакции при стандартных условиях:  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ , если  $\Delta H_f^0(\text{CO}_\text{г}) = -110,7$  кДж/моль,  $\Delta H_f^0(\text{CO}_{2,\text{г}}) = -395,4$  кДж/моль,  $\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_{3,\text{к}}) = -822$  кДж/моль.
2. Используя электронно-ионный метод подбора стехиометрических коэффициентов, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций: а)  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \dots$
3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,5. Определите, во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на  $40^\circ\text{C}$ .
4. При взаимодействии с кислотой 0,7 г некоторого двухвалентного металла выделилось 280 мл водорода (н.у.). Назовите металл.
5. В литровую мерную колбу налили 0,1 мл 0,0001 М раствора гидроксида лития и довели до метки дистиллированной водой. Определите pH полученного раствора.
6. 4% раствор хлорида алюминия имеет плотность 1,03 г/мл. Рассчитайте, какова молярность этого раствора.
7. Возможна ли реакция между  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  в среде серной кислоты с образованием  $\text{CO}_2$ , если известны потенциалы:  $2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$   $E^0 = -0,49$  В;  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$   $E^0 = 1,51$  В? Напишите уравнение реакции.
8. В каком направлении будут переноситься электроны во внешней цепи следующих элементов: а)  $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ ; б)  $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ , если растворы солей, в которые погружены электроды – одномолярные. Напишите уравнения электродных реакций. Какой металл будет растворяться в каждом случае?
9. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1М растворы солей этих металлов, равна 0,47 В. Оцените величину ЭДС этого элемента, если взять 0,001М растворы солей.
10. В железной руде содержится 62% минерала магнетита -  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Остальные составные части руды (пустая порода) железа не содержат. Рассчитайте содержание железа в данной руде.
11. Константа скорости реакции при  $40^\circ\text{C}$  равна  $0,03$  мин<sup>-1</sup>. Вычислите константу скорости реакции при  $70^\circ\text{C}$ , если энергия активации равна  $62,7$  кДж/моль.
12. Какое количество серебра (в мг) содержится в 100 мл раствора  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , если  $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 6,2 \times 10^{-12}$ ?
13. Какой объем 20% - ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,143$  г/см<sup>3</sup>) необходим для приготовления 0,1М раствора?

14. В 0,5 л раствора содержится 4,1 г  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Вычислите pH раствора и степень гидролиза соли, если  $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,86 \cdot 10^{-5}$ .
15. Имеется раствор комплексной соли  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ . Вычислите концентрацию ионов  $[\text{Ag}^+]$ , если концентрация соли равна 0,01 моль/л. Константа нестойкости  $K[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+ = 6,8 \cdot 10^{-8}$ .
16. При повышении температуры от  $10^\circ$  до  $50^\circ\text{C}$  скорость некоторой реакции увеличилась в 16 раз. Вычислите температурный коэффициент скорости этой реакции.
17. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях:  $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$ ;  $\text{Ca}_2[\text{ZnF}_6]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ . Назовите эти соединения.
18. Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего в одном литре 0,02 моль  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) и 0,2 моль  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .
19. Используйте электронно-ионный метод для подбора коэффициентов следующей окислительно-восстановительной реакции:  

$$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Pb}^{2+} + \dots$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{NO}_2^- + \dots$$
20. Вычислите концентрацию ионов железа в 0,1М растворе  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , если  $K[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = 1 \times 10^{-44}$ .
21. Вычислите степень гидролиза и pH 0,2М раствора ацетата натрия, если  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .