

Министерство образования и науки Российской Федерации
Ярославский государственный университет им. П. Г. Демидова
Кафедра общей и физической химии

**И. В. Волкова
Т. Н. Орлова**

Общая и неорганическая химия

Методические указания

Рекомендовано

*Научно-методическим советом университета для студентов,
обучающихся по специальностям Биология, Экология,
Прикладная информатика в химии, направлениям Экология
и природопользование, Химия*

Ярославль 2011

УДК 54:374
ББК Г 1я73
В 67

Рекомендовано
Редакционно-издательским советом университета
в качестве учебного издания. План 2010/2011 учебного года

Рецензент
кафедра общей и физической химии
Ярославского государственного университета им. П. Г. Демидова

Волкова, И. В. Общая и неорганическая химия: методические
В 67 указания / И. В. Волкова, Т. Н. Орлова; Яросл. гос. ун-т им. П. Г. Де-
мидова. – Ярославль : ЯрГУ, 2011. – 76 с.

Методические указания составлены в соответствии с программой курса «Общая и неорганическая химия». Представлены задания и задачи с примерами их решения по основным вопросам общей и неорганической химии.

Предназначены для самостоятельной работы студентов, обучающихся по специальностям 020201.65 Биология, 020801.65 Экология, 080801.65 Прикладная информатика в химии, направлениям 020800.62 Экология и природопользование, 020100.62 Химия (дисциплины «Неорганическая химия», «Общая и неорганическая химия», блоки ОПД, ЕН), очной и заочной формы обучения.

УДК 54:374
ББК Г 1я73

© Ярославский государственный
университет им. П. Г. Демидова, 2011

Учебное издание

Волкова Ирина Владимировна
Орлова Татьяна Николаевна

Общая и неорганическая химия

Методические указания

Редактор, корректор М. Э. Левакова
Верстка Е. Л. Шелехова

Подписано в печать 06.07.11. Формат 60×84 ¹/₁₆.

Бум. офсетная. Гарнитура "Times New Roman".

Усл. печ. л. 2,79. Уч.-изд. л. 2,93.

Тираж 30 экз. Заказ

Оригинал-макет подготовлен

в редакционно-издательском отделе

Ярославского государственного университета им. П. Г. Демидова.

Отпечатано на ризографе.

Ярославский государственный университет им. П. Г. Демидова.

150000, Ярославль, ул. Советская, 14.

Общая химия

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Контрольные вопросы и задачи

1. Определение относительной атомной и относительной молекулярной массы.
2. Количество вещества, единицы измерения. Число Авогадро. Постоянная Авогадро.
3. Молярная масса вещества. Единицы измерения.
4. Закон Авогадро и его следствия. Молярный объем газа, единицы измерения. Абсолютная и относительная плотности газа.
5. Приведение объема газа к нормальным условиям (н. у.). Уравнение Менделеева – Клапейрона, объединенный закон Бойля – Мариотта и Гей-Люссака.
6. Взаимосвязь между понятиями: количество вещества, масса, молярная масса, объем, молярный объем, число частиц, число Авогадро, постоянная Авогадро.
7. Основные стехиометрические законы и их ограниченность.
8. Вычислите молярную массу соединения массой 11,2 г и количеством вещества 0,7 моля.
9. Вычислите массу углекислого газа, занимающего объем 30,6 мл (н. у.).
10. Относительная плотность газа по водороду равна 16. Вычислите его относительную молекулярную массу.
11. При температуре 25°С и давлении 744 мм. рт. ст. газ занимает объем 32 мл. Приведите объем газа к нормальным условиям.
12. Хлороводород объемом 45 мл собран в газометр. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для получения указанного объема газа.
13. Круговорот азота в природе включает его биологическую фиксацию при помощи клубеньковых бактерий и процессы окисления при атмосферных электрических разрядах. Во время грозы в воздухе образуется оксид азота неизвестного состава. Известно, что масса одной его молекулы составляет $4,99 \cdot 10^{-23}$ г. Установите формулу оксида.

14. Океан как насос: в полярных широтах он поглощает своими холодными водами диоксид углерода, а в экваториальных и тропических, где вода теплая, он отдает этот газ в атмосферу. В обменном процессе между атмосферой и океаном участвует ежегодно 100 млрд тонн углекислого газа. Сколько молекул CO_2 вовлечено в этот процесс?

15. 1,5 г газообразного вещества, содержащего 20% водорода и 80% углерода, занимает объем 1120 мл (н. у.) Установите его химическую формулу и вычислите относительную молекулярную массу газа.

16. Плотность газа по водороду, содержащего 27,27% углерода и 72,72% кислорода, равна 22. Установите его химическую формулу и вычислите относительную молекулярную массу газа.

Тема 2. Строение атома

Контрольные вопросы и задачи

1. Какой набор квантовых чисел описывает 2p-, 3d-, 5f-атомные орбитали (АО)?

2. . Максимальное число электронов на 5f-орбитали.

3. Сколько ориентаций в пространстве имеют орбитали со значением орбитального квантового числа: а) 1, б) 3, в) 2, г) 0?

4. Число орбиталей на уровне $n=4$.

5. Правило Хунда. Принцип Паули. Правило Клечковского.

6. Каких из следующих подуровней в атомах не бывает а) 1p, б) 2s, в) 3f г) 5s, д) 2d? Ответ поясните, используя квантовые числа.

7. Какие квантовые числа свидетельствуют о том, что электроны на одной атомной орбитали имеют противоположные спины?

8. Распределите $30e^-$ по уровням и подуровням с учетом принципа минимума энергии.

9. Какая атомная орбиталь определяется набором квантовых чисел $n=3$, $l=0$, $m_l=0$? Как различить два электрона, которые могут занимать эту орбиталь?

10. Перечислите порядок возрастания по энергии следующих орбиталей произвольного атома: 1s, 2s, 3s, 2p, 3p.

11. Определите распределение электронов для атома кремния в основном состоянии.

12. Напишите конфигурацию основного электронного состояния для иона O^{2-} . Обоснуйте ответ.

13. Напишите конфигурации основного электронного состояния для каждого из следующих ионов: F^- , Ca^{2+} , Li^+ . Что общего имеют эти конфигурации?

14. Какие электроны в основном состоянии атома кислорода являются валентными, а какие принадлежат внутренним оболочкам?

15. Сколько валентных электронов у атома фтора?

16. Что общего в основном электронном состоянии элементов 7 группы?

17. Что такое правило октета? Каковы его ограничения?

18. Атомы следующих элементов склонны принимать или терять электроны: N, Mg, P, Sr, Al, Se?

19. Сера образует галогениды SCl_2 , SF_4 , SF_6 . Существование какого, каких из них можно предсказать, исходя из правила октета?

20. Хлор образует фториды ClF , ClF_3 , ClF_5 . Какое из этих соединений соответствует правилу октета?

Тема 3. Химическая связь

Контрольные вопросы и задачи

1. Тип связи в хлоридах натрия, магния, алюминия (два способа: по значениям ОЭО и поляризации ионов).

2. Будет ли существовать частица H_2^+ (ММО)?

3. Будет ли молекула азота обладать парамагнитными свойствами? Почему? Число σ - и π -связей в этой частице.

4. Тип гибридизации центрального атома в хлориде бора. Метод ВС. Валентный угол, форма молекулы (зарисовать). Подтвердите геометрию молекулы, используя метод Гиллеспи.

5. Расположите хлориды следующих ионов: Ag^+ , Pb^{2+} , Ca^{2+} , K^+ – в порядке увеличения температуры плавления (объясните, используя теорию поляризации). Подтвердите справочными материалами.

6. Объясните различный цвет (окраску) хлорида и иодида серебра.

7. Вычислите:

а) дипольный момент (Д), если длина диполя хлороводорода равна $2,2 \cdot 10^{-10}$ м;

в) длину диполя синильной кислоты, если дипольный момент равен 2,9Д.

8. Механизм образования, свойства и примеры:

а) водородной связи;

в) металлической связи.

9. α -ОЛОВО – серое хрупкое вещество с низкой электро- и теплопроводностью, его плотность 5,85г/см³; β -ОЛОВО – белое пластичное, обладает хорошей электро- и теплопроводностью; его плотность 7,29 г/см³. Объясните причины различия в свойствах этих двух модификаций олова.

10. Между молекулами каких веществ могут образоваться водородные связи: фтороводорода, йодоводорода, воды, теллурида водорода, аммиака, фосфина, метана, силана?

11. Какие из перечисленных явлений можно объяснить формированием прочной водородной связи: 1) кальций взаимодействует с водородом с образованием гидрида кальция; 2) реакция хлора с водородом имеет цепной характер; 3) температура кипения воды выше, чем сероводорода; 4) температура кипения гексана выше, чем пропана; 5) температура кипения аммиака выше, чем фосфина?

12. Можно ли исходя из величин температур плавления ряда веществ оценить, в каких случаях вещества имеют молекулярную решетку? Рассмотрите на примере:

	Ne	CH ₄	HI	H ₂ O	P ₄	PdCl ₂	SiO ₂	Si	NaCl
T _{пл} , К	24	9	222,3	273	317	2000	1200	1700	1073

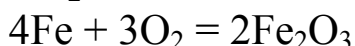
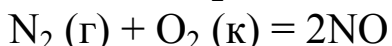
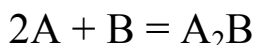
13. Чем объяснить устойчивость мономерных молекул азота, угарного газа, кислорода, углекислого газа (образованы атомами элементов второго периода) и склонность к полимеризации молекул P₂, S₂, SiO, SiO₂ (образованы атомами элементов третьего периода или атомами кислорода)?

Тема 4. Скорость химических реакций

Контрольные вопросы и задачи

1. Скорость химических реакций, отличие средней скорости от мгновенной.

2. Запишите математическое выражение закона действующих масс для химических реакций:



3. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ, от температуры. Закон Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Гомогенный и гетерогенный катализ. Примеры. Механизм действия катализатора. Энергия активации химической реакции.

4. Константа скорости реакции $A + 2B = AB_2$ равна $2 \cdot 10^{-3}$ л/(моль с). Вычислите ее скорость в начальный момент, когда $C_A = C_B = 0,4$ моль/л и через некоторое время. К этому моменту концентрация вещества AB_2 составила 0,1 моль/л.

5. Как изменится скорость химической реакции горения метана в кислороде, если концентрацию кислорода увеличить в 5 раз?

6. Химическая реакция протекает по уравнению $A + B = C$. В начальный момент времени $C_A = 2,7$ моль/л, $C_B = 2,5$ моль/л. Спустя 0,5 часа концентрация вещества A уменьшилась и стала равной $C_A = 2,5$ моль/л. Вычислите концентрацию веществ B и C к этому моменту и среднюю скорость в указанный промежуток времени.

7. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость химической реакции $2NO_2 + O_2 = 2NO_2$ увеличилась в 1000 раз?

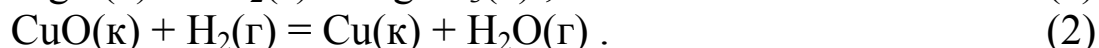
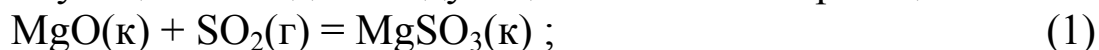
8. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при уменьшении температуры от 70 до 30⁰С, если температурный коэффициент равен 3?

9. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 81 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

10. Вычислить температурный коэффициент некоторой химической реакции, если при повышении температуры от 10 до 50⁰С скорость химической реакции увеличилась в 16 раз.

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Напишите математическое выражение закона действующих масс для следующих химических реакций:

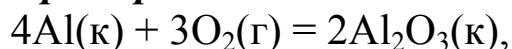


Решение. В математическом выражении закона действующих масс не учитывается участие веществ, находящихся в твердой фазе. Поэтому зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ следует записать так:

$$V_1 = k C(\text{SO}_2); \quad V_2 = k C(\text{H}_2).$$

Ответ. Для реакции (1) скорость зависит только от концентрации SO_2 , для реакции (2) – только от концентрации H_2 .

Пример 2. Как изменится скорость химической реакции



если концентрацию кислорода увеличить в 3 раза?

Решение:

1. Записываем выражение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ: $V_1 = k [C(\text{O}_2)]^3$.

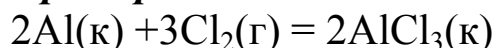
2. При увеличении концентрации кислорода в 3 раза и скорость химической реакции возрастает: $V_2 = k [3C(\text{O}_2)]^3$.

3. Изменение скорости химической реакции равно

$$V_2 / V_1 = \frac{k [3C(\text{O}_2)]^3}{k [C(\text{O}_2)]^3} = 27.$$

Ответ. При увеличении концентрации кислорода в 3 раза скорость химической реакции увеличивается в 27 раз.

Пример 3. Как изменится скорость химической реакции



при увеличении давления в 2 раза?

Решение:

1. Записываем выражение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ: $V_1 = k [C(\text{Cl}_2)]^3$.

2. При увеличении давления в 2 раза концентрация хлора также увеличивается в 2 раза. Следовательно, $V_2 = k [2C(\text{Cl}_2)]^3$.

3. Изменение скорости химической реакции равно

$$V_2 / V_1 = \frac{k [2C (Cl_2)]^3}{k [C (Cl_2)]^3} = 8.$$

Ответ. При увеличении давления в 2 раза скорость данной химической реакции увеличивается в 8 раз.

Пример 4. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость а) при повышении температуры реакционной смеси от 60 до 100 °С; б) при понижении температуры от 50 до 30 °С?

Решение:

1. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа. Его математическое выражение:

$$V_2 = V_1 \gamma^{(t_2 - t_1) / 10}.$$

Следовательно, а) $V_2 / V_1 = 2,5^{(100-60) / 10} = 2,5^4 = 39,06$;

б) $V_2 / V_1 = 2,5^{(30-50) / 10} = 2,5^{-2} = 1 / 6,25 = 0,16$.

Ответ. При повышении температуры на 40° скорость данной реакции увеличивается в 39,06 раза, при понижении температуры на 20° скорость химической реакции уменьшается в 6,25 раза и составляет лишь 0,16 от скорости химической реакции при температуре 50° С.

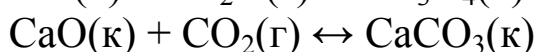
Тема 5. Химическое равновесие

Контрольные вопросы и задачи

1. Обратимые и необратимые химические реакции. Привести примеры. Основные признаки необратимости реакций. Ложное химическое равновесие.

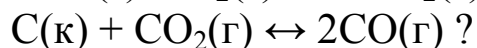
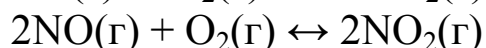
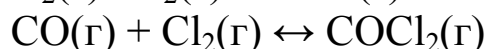
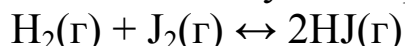
2. Закон действующих масс для обратимых химических реакций. Физический смысл константы химического равновесия.

3. Запишите выражение константы химического равновесия для следующих химических реакций:

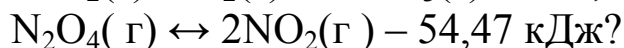
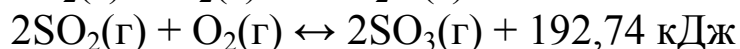
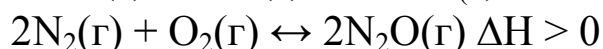


4. Принцип Ле-Шателье. Привести примеры.

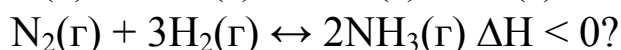
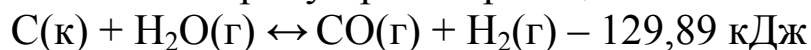
5. Как влияет увеличение давления на смещение химического равновесия в следующих реакциях:



6. В направлении прямой или обратной реакции сместится химическое равновесие в следующих реакциях при понижении температуры:



7. Действием каких факторов можно сместить химическое равновесие в сторону прямой реакции:



8. Химическое равновесие в реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,09$ моль/л. Как изменится скорость прямой реакции, скорость обратной реакции, если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза?

9. Вычислите равновесную концентрацию водорода и хлора в химической реакции: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$, если исходные концентрации $\text{C}(\text{H}_2) = 0,5$ моль/л, $\text{C}(\text{Cl}_2) = 1,5$ моль/л, а равновесная концентрация хлороводорода $[\text{HCl}] = 0,8$ моль/л. Вычислите константу химического равновесия.

10. При некоторой температуре состав равновесной смеси следующий: $m(\text{CO}) = 11,2$ г, $m(\text{Cl}_2) = 14,2$ г, $m(\text{COCl}_2) = 19,8$ г, ее объем 10 л. Вычислите константу равновесия химической реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$.

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Напишите математическое выражение для константы химического равновесия реакции $\text{Ca}_3\text{N}_2(\text{к}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) + 2\text{NH}_3(\text{г})$.

Решение. В математическом выражении для константы химического равновесия (закон действующих масс для обратимых реакций) не учитывается участие веществ в твердой фазе. Следовательно,

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2\text{O}]^6} = [\text{NH}_3]^2.$$

Ответ. Константу равновесия определяет отношение равновесных концентраций аммиака и воды, находящихся в газовой фазе.

Пример 2. Для реакции $\text{CoO(к)} + \text{CO(г)} \leftrightarrow \text{Co(к)} + \text{CO}_2(\text{г})$ рассчитайте константу химического равновесия, если к моменту равновесия прореагировало 80 % CO, начальная концентрация CO равна 1,88 моль/л.

Решение:

1. Математическое выражение для константы химического равновесия $K_c = [\text{CO}_2] / [\text{CO}]$.

2. Равновесные концентрации CO и CO₂. Равновесная концентрация CO будет меньше исходной, часть вещества – 80% – вступила в химическую реакцию:

$$[\text{CO}] = C(\text{CO})_{\text{исх.}} - C(\text{CO})_{\text{прореаг.}} = 1,88 - (1,88 \cdot 80) / 100 = 0,376 \text{ моль/л.}$$

Равновесная концентрация CO₂ равна:

$$[\text{CO}_2] = C(\text{CO})_{\text{прореаг.}} = (1,88 \cdot 80) / 100 = 1,504 \text{ моль/л.}$$

3. В математическое выражение для константы химического равновесия подставляем значения равновесных концентраций CO и CO₂:

$$K_c = 1,504 / 0,376 = 4.$$

Ответ. Константа химического равновесия данной реакции равна 4; это свидетельствует о том, что в этот момент времени скорость прямой реакции в 4 раза выше скорости обратной реакции.

Пример 3. В какую сторону будет смещено химическое равновесие реакции $2\text{NiO(к)} + \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O(г)} \leftrightarrow (\text{NiOH})_2\text{CO}_3(\text{к})$ $\Delta H^\circ < 0$

а) при увеличении давления, б) при увеличении температуры? Предложите оптимальное изменение термодинамических параметров T и P для увеличения выхода продукта реакции.

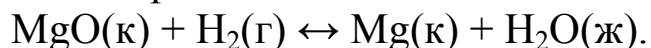
Решение:

1. В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение давления смещает равновесие химической реакции в направлении, которое сопровождается уменьшением объема реакционной системы. При увеличении давления равновесие данной реакции сдвигается вправо (скорость прямой реакции выше, чем обратной).

2. В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермической реакции. Следовательно, при увеличении температуры равновесие данной реакции смещается влево (скорость обратной реакции выше, чем прямой).

3. Для увеличения выхода продукта химической реакции образования гидрокарбоната никеля (II) следует увеличить давление и уменьшить температуру.

Пример 4. Напишите выражение для константы химического равновесия реакции:



Влияет ли повышение давления на смещение химического равновесия?

Решение. Для гетерогенных реакций в выражении для скорости.

Тема 6. Энергетика химических реакций

Контрольные вопросы и задания

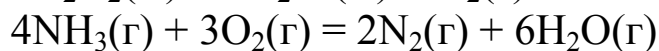
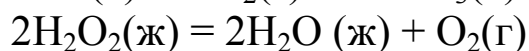
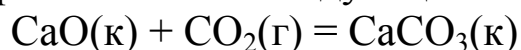
1. Термохимические уравнения. Привести примеры. Расчет теплового эффекта химических реакций.

2. Закон Гесса, следствия из закона Гесса.

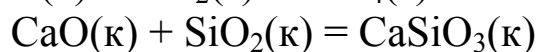
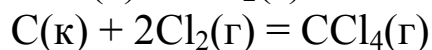
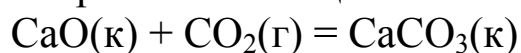
3. Энтропия, ее физический смысл. Расчет стандартного изменения энтропии в химической реакции.

4. Энергия Гиббса, ее физический смысл. Расчет стандартного изменения энергии Гиббса в химической реакции. Энтальпийный, энтропийный факторы и направление химической реакции. Оцените с термодинамических позиций состояние химического равновесия. Взаимосвязь энергии Гиббса и константы химического равновесия реакции.

5. Вычислите стандартное изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса в следующих химических реакциях:



6. Укажите уравнение реакции, ΔH^0 которой является энтальпией образования вещества:



7. Вычислите энергию Гиббса в химической реакции



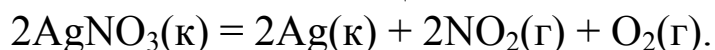
8. Оцените, в какую сторону смещено химическое равновесие реакции $2\text{NO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ при температуре 1000°C . Вычислите температуру, при которой наступает химическое равновесие.

Примеры выполнения заданий

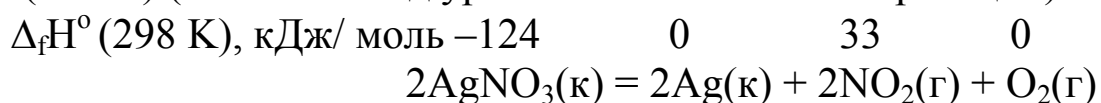
Пример 1. Вычислите тепловой эффект химической реакции термического разложения нитрата серебра (I). Экзотермической или эндотермической является данная реакция?

Решение:

1. Уравнение химической реакции, в котором указываем агрегатное состояние веществ:



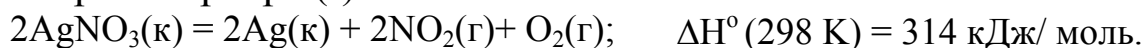
2. Значения стандартных энтальпий образования веществ: $\Delta_f H^0$ (298 K) (запишите над уравнением химической реакции):



3. В соответствии с первым следствием из закона Гесса тепловой эффект химической реакции:

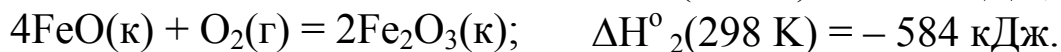
$$\begin{aligned} \Delta H^0 (298 \text{ K}) &= 2 \Delta_f H^0 (298 \text{ K}) (\text{Ag}) + 2 \Delta_f H^0 (298 \text{ K}) (\text{NO}_2) + \\ &+ \Delta_f H^0 (298 \text{ K}) (\text{O}_2) - 2 \Delta_f H^0 (298 \text{ K}) (\text{AgNO}_3) = \\ &= 2 \cdot 0 + 2 \cdot 33 + 2 \cdot 0 - 2(-124) = 314 \text{ кДж/ моль}. \end{aligned}$$

4. Термохимическое уравнение термического разложения нитрата серебра (I):



Ответ. Стандартная энтальпия реакции равна 314 кДж/моль. Реакция эндотермическая, так как $\Delta H^\circ(298\text{ K}) > 0$.

Пример 2. Вычислите значение стандартной энтальпии реакции образования оксида железа (III) из простых веществ по следующим термохимическим уравнениям:

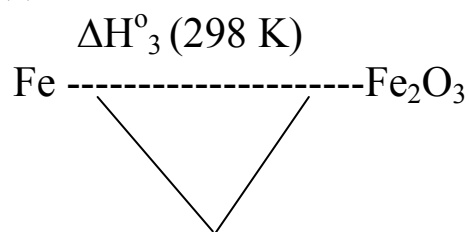


Решение:

1. Термохимические уравнения соответствующих реакций:



2. Схема этих процессов с указанием тепловых эффектов отдельных стадий:



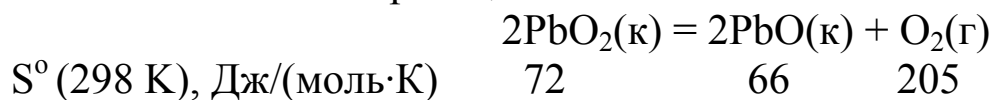
3. По закону Гесса, $\Delta H^\circ_3(298\text{ K}) = 2\Delta H^\circ_1(298\text{ K}) + \Delta H^\circ_2(298\text{ K}) = 2(-532) + (-584) = -1648\text{ кДж}$. (Учтено, что в реакции по уравнению (1) участвует железо в количестве 2 моль, а в реакции по уравнению (2) – 4 моль, поэтому тепловой эффект $\Delta H^\circ_1(298\text{ K})$ удваивается.)

Ответ. Стандартная энтальпия реакции образования оксида железа (III) из простых веществ равна – 1648 кДж.

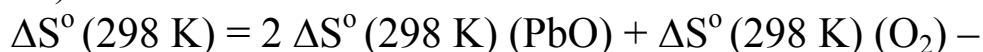
Пример 3. Вычислите изменение стандартной энтропии химической реакции: $2\text{PbO}_2(\text{к}) = 2\text{PbO(к)} + \text{O}_2(\text{г})$.

Решение:

1. Значения стандартных энтропий веществ запишите под уравнением химической реакции:



2. Изменение стандартной энтропии химической реакции $\Delta S^\circ(298\text{ K})$:



$$- 2 \Delta S^{\circ}(298 \text{ K}) (\text{PbO}_2) = 2 \cdot 66 + 205 - 2 \cdot 72 = 193 \text{ Дж/}(\text{моль K}).$$

Ответ. Изменение стандартной энтропии реакции равно 193 Дж/(моль·K).

Пример 4. Вычислите значение стандартной энергии Гиббса реакции $4\text{FeO(к)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$ при температуре 298 K.

Решение:

1. Значения стандартных энергий Гиббса образования веществ $\Delta_f G^{\circ}(298 \text{ K})$:

$\Delta_f G^{\circ}(298 \text{ K}), \text{ кДж/ моль}$	-245	0	-742
	$4\text{FeO(к)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$		

2. Стандартная энергия Гиббса химической реакции

$$\Delta G^{\circ}(298 \text{ K}) = 2 \Delta_f G^{\circ}(298 \text{ K}) (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 4 \Delta_f G^{\circ}(298 \text{ K}) (\text{FeO}) - \Delta_f G^{\circ}(298 \text{ K}) (\text{O}_2) = 2 (-742) - 4 (-245) - 0 = -504 \text{ кДж}.$$

Ответ. Стандартная энергия Гиббса химической реакции при температуре 298 K равна – 504 кДж / моль.

Тема 7. Растворы электролитов и неэлектролитов. Химическое равновесие в растворах электролитов

Контрольные вопросы и задачи

1. Растворимость веществ в воде. Способы выражения концентраций растворов.

2. Диссоциация и ионизация электролитов. Привести примеры. Степень диссоциации и константа диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Водородный показатель (рН среды).

3. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Понятие об осмосе.

4. Вычислите массу хлорида аммония, содержащегося в 405 г насыщенного при 15⁰С раствора. Растворимость соли при этой температуре равна 35 г в 100 г воды.

5. В 50 г насыщенного при 40⁰С раствора содержится 6,5 г сульфата калия. Вычислите растворимость этой соли.

6. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию гидроксида натрия, если в 450 раствора содержится 4 г щелочи ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$).

7. Смешали 2 л раствора серной кислоты ($\omega = 60\%$ и $\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$) и 3 л раствора этой кислоты ($\omega = 14\%$ и $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе. Как приготовить такой раствор?

8. Раствор содержит смесь солей: AgNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. К нему добавили избыток серной кислоты. Запишите ионные и молекулярные уравнения возможных химических реакций.

9. Вычислите степень диссоциации и pH раствора муравьиной кислоты концентрацией 0,2 моль/л.

10. Вычислите pH раствора соляной кислоты концентрацией 0,00128 моль/л и раствора гидроксида бария такой же концентрации.

11. Образец свежеприготовленного яблочного сока имеет $\text{pH} = 3,76$. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе.

12. При растворении 0,1 моль неэлектролита в 5 л воды температура кипения раствора повысилась на $0,016^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества (эбулиоскопическая константа для воды $K_{\text{эб}} = 0,52^\circ\text{C}$).

13. В 1,5 л воды растворили 60 г неэлектролита. Раствор замерзает при температуре $-1,86^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

14. В 1 л раствора содержится 0,01 моль хлорида натрия. Осмотическое давление этого раствора при 0°C равно $4,33 \cdot 10^4 \text{ Па}$. Во сколько раз оно отличается от осмотического давления раствора сахара той же концентрации и при той же температуре? Чем объясняется это отличие?

15. Какую массу воды следует прибавить к раствору гидроксида калия массой 150 г с массовой долей 2%, чтобы получить раствор с массовой долей 1%?

16. Какой объем соляной кислоты ($\omega = 36\%$, $\rho = 1,17 \text{ г/мл}$) необходим для приготовления 10 л раствора концентрацией 1 моль/л?

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Растворимость нитрата калия при 60°C равна 110 г, а при 0°C – 15 г. Вычислите массу соли, которая выпадет в осадок, если 840 г насыщенного при 60°C раствора охладить до 0°C .

Решение:

1. По определению растворимости, 210 г раствора содержит 110 г KNO_3 при температуре 60° и 115 г раствора 15 г соли при температуре 0°C . При охлаждении раствора от 60°C до 0°C выпадает в осадок KNO_3 :

$$m(\text{KNO}_3) = 210 - 115 = 95 \text{ г.}$$

2. Масса осадка соли при охлаждении 840 г раствора KNO_3 :

$$m(\text{KNO}_3) = 840 \times 95/110 = 380 \text{ г.}$$

Ответ. При охлаждении насыщенного при 60°C раствора KNO_3 до 0°C выпадает в осадок 380 г соли.

Пример 2. Вычислите массовую долю азотной кислоты в растворе, полученном смешением 500 мл раствора HNO_3 ($\omega = 32\%$, $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) и 1 л воды.

Решение:

1. Масса раствора HNO_3 :

$$m(\text{р-ра}) = 500 \cdot 1,2 = 600 \text{ г.}$$

2. Масса безводной азотной кислоты, содержащейся в растворе: $m(\text{HNO}_3) = 600 \cdot 32/100 = 192 \text{ г.}$

3. Масса раствора (2), полученного в результате смешивания:

$$m_2 = 600 + 1000 = 1600 \text{ г.}$$

4. $\omega_2(\text{HNO}_3)$ в полученном растворе:

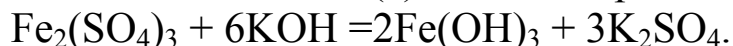
$$\omega_2(\text{HNO}_3) = (192/1600) \cdot 100\% = 12\%.$$

Ответ. После смешивания с водой концентрация раствора азотной кислоты уменьшилась, $\omega_2(\text{HNO}_3) = 12\%$.

Пример 3. Как приготовить 250 мл раствора сульфата железа (III) концентрацией 0,1 моль-экв/л? Раствор будет использован для получения гидроксида железа по реакции ионного обмена.

Решение:

1. Так как раствор сульфата железа (III) будет использован для получения гидроксида железа по реакции ионного обмена, число эквивалентности (z) этой соли равно 6:



2. Молярная масса вещества-эквивалента сульфата железа:

$$M(1/z) = M / z = 400 / 6 = 67 \text{ г/ моль-экв.}$$

3. Масса сульфата железа, необходимого для приготовления 250 мл = 0,25 л раствора:

$$m = C(1/z) \cdot M(1/z) \cdot V = 0,1 \cdot 67 \cdot 0,25 = 1,675 \text{ г.}$$

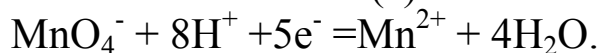
4. Методика приготовления раствора: навеску сульфата железа (1,675 г) вносим в мерную колбу объемом 250 мл, растворяем в воде и объем раствора доводим до метки.

Ответ. Для приготовления 250 мл раствора сульфата железа концентрацией 0,1 моль-экв/ л 1,425 г соли следует растворить в мерной колбе объемом 250 мл.

Пример 4. Как приготовить 100 мл раствора перманганата калия концентрацией 0,2 моль-экв/л, предназначенного для изучения окислительных свойств этого вещества в кислой среде?

Решение:

1. Так как раствор перманганата калия предназначен для изучения окислительных свойств этого вещества в кислой среде, число эквивалентности (z) этой соли равно 5:



2. Молярная масса вещества-эквивалента перманганата калия: $M(1/z) = M / z = 158 / 5 = 31,6$ г/ моль-экв.

3. Количество и масса перманганата калия, необходимого для приготовления 100 мл = 0,1 л раствора:

$$\nu = C(1/z) \cdot V = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ моль}$$

$$m = \nu \cdot M = 0,02 \cdot 31,6 \text{ г} = 0,632 \text{ г}.$$

4. Методика приготовления раствора: навеску перманганата калия (0,632 г) вносим в мерную колбу объемом 100 мл, растворяем в воде и объем раствора доводим до метки.

Ответ. Для приготовления 100 мл раствора перманганата калия концентрацией 0,2 моль-экв/ л 0,632 г соли следует растворить в мерной колбе объемом 100 мл.

Пример 5. Как приготовить 100 г насыщенного раствора роданида калия?

Решение:

1. Растворимость (S) роданида калия при 20 °С в 100 г воды составляет 217,5 г соли.

2. Массовая доля роданида калия в насыщенном растворе:

$$\omega = 217,5 \cdot 100 / (217,5 + 100) = 68,5\%.$$

3. Масса вещества и объем воды для приготовления 100 г насыщенного раствора роданида калия:

$$m(\text{в-ва}) = 100 \cdot 68,5 / 100 = 68 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 68,5 = 31,5 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 31,5 / 1 = 31,5 \text{ мл}.$$

4. Методика приготовления раствора: навеску соли 68,5 г растворяем в 31,5 мл воды.

Ответ. 68,5 г роданида калия растворяем в 31,5 мл воды.

Пример 6. Вычислите pH раствора синильной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, $\alpha = 7 \cdot 10^{-5}$.

Решение:

1. Уравнение электролитической диссоциации синильной кислоты: $\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$.

2. Концентрация катионов водорода в растворе:

$$[\text{H}^+] = C_{\text{HCN}} \cdot \alpha = 0,1 \cdot 7 \cdot 10^{-5} = 7 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

3. pH раствора синильной кислоты:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 7 \cdot 10^{-6} = -(-6 + \lg 7) = -(-6 + 0,8451) = 5,1549 \approx 5,15.$$

Ответ. pH раствора синильной кислоты концентрацией 0,1 моль/л равно 5,15.

Пример 7. Вычислите концентрацию катионов водорода в растворе соляной кислоты, если $\text{pH} = 4,82$.

Решение:

1. Уравнение электролитической диссоциации соляной кислоты: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

2. Концентрация катионов водорода в растворе:

$$[\text{H}^+] = \text{antlg}(-\text{pH}) = \text{antlg}(-4,82) = \text{antlg}(\bar{5},18) = 1,54 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Ответ. Концентрация катионов водорода в растворе соляной кислоты, имеющем $\text{pH} = 4,82$, равна $1,54 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Пример 8. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов и pH раствора гидроксида кальция ($C = 0,00128$ моль/л).

Решение:

1. Уравнение электролитической диссоциации гидроксида кальция:



2. Концентрация гидроксид-ионов:

в растворе, где $C = 0,00128$ моль/л $\alpha = 1$, следовательно $[\text{OH}^-] = 2 C (\text{Ca(OH)}_2) = 2 \cdot 0,00128 = 0,00256$ моль/л.

3. Концентрация катионов водорода:

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 2,56 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

4. pH раствора:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,0 \cdot 10^{-11} = 10,3979 \approx 10,4.$$

Ответ. Концентрация гидроксид-ионов в растворе гидроксида кальция составляет 0,00256 моль/л, а pH = 10,4.

Пример 9. При 25°C давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Вычислите при той же температуре давление насыщенного пара над водным раствором мочевины (карбамид) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ с массовой долей 5%.

Решение:

1. $P = N \cdot P_0$, где

P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем,

P – над раствором,

N – мольная доля растворенного вещества.

$$\nu(\text{моч.}) = 5/60 = 0,083 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 95/18 = 5,272 \text{ моль.}$$

2. Мольная доля воды:

$$5,272$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{5,272}{5,272 + 0,083} = 0,6985$$

$$P = 0,6985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (23,31 мм рт. ст.).}$$

Ответ. $P = 3,119$ кПа.

Пример 10. Вычислите, при какой температуре должен кристаллизоваться (замерзнуть) раствор, содержащий 250 г H_2O и 54 г глюкозы ($M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль).

Решение:

1. Моляльность раствора глюкозы:

$$C_m = \frac{\nu \cdot 1000}{m \text{ (р-ля)}} = \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 250} = 1,2 \text{ моль/кг.}$$

2. $\Delta T_{\text{крист.}} = K \cdot m$, где

$\Delta T_{\text{крист.}}$ – понижение температуры кристаллизации раствора,

m – моляльная концентрация раствора,

K – криоскопическая константа, которая показывает, на сколько градусов понизилась бы температура замерзания раствора, если бы в 1 кг был растворен 1 моль в-ва.

$$K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$$

$$\Delta T_{\text{крист.}} = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23^\circ\text{C.}$$

Ответ. Раствор будет кристаллизоваться при температуре $-2,23^{\circ}\text{C}$ (0°C – кристаллизация воды).

Пример 11. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^{\circ}\text{C}$, чистый эфир кипит при $35,6^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Эбулиоскопическая константа (E) эфира равна 2,02.

Решение:

$$1. \Delta T_{\text{кип.}} = 36,86 - 35,6 = 1,26^{\circ}\text{C}.$$

$$2. \Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot C_m, \Rightarrow C_m = \Delta T_{\text{кип.}} / E = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моль/кг}$$

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{m(\text{р-ля}) \cdot M}$$

$$M = \frac{m \cdot 1000}{C_m \cdot m(\text{р-ля})} = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = 128,2 \text{ г/моль}.$$

Ответ. $M = 128,2 \text{ г/моль}$.

Пример 12. При какой температуре будет кипеть раствор сахарозы с массовой долей 50%? ($M = 342 \text{ г/моль}$, $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,516$.)

Решение:

$$1. C_m = \frac{v \cdot 1000}{M(\text{р-ля})}.$$

В 100 г р-ра содержится 50 г сахарозы и 50 г воды

$$v_{\text{сах.}} = 50 / 342 = 0,146 \text{ моль}$$

$$C_m = \frac{0,146 \cdot 1000}{50} = 2,92 \text{ моль/кг}.$$

2. $\Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot C_m = 0,516 \cdot 2,92 = 1,506$, т. е. раствор кипит при температуре: $100^{\circ} + 1,506^{\circ} = 101,5^{\circ}\text{C}$.

Ответ. $T_{\text{кип.}} = 101,5^{\circ}\text{C}$.

Пример 13. Вычислите массу сахарозы, которую надо добавить к 100 г воды, чтобы а) понизить температуру кристаллизации на 1° ; б) повысить температуру кипения на 1° .

Решение:

$$\text{а) } \Delta T_{\text{зам.}} = K \cdot C_m = 1 \text{ (по условию задачи)}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,85; C_m = 1 / 1,85 = 0,54 \text{ моль/кг}$$

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{m(\text{р-ля}) \cdot M}, \text{ откуда}$$

$$m(\text{сах.}) = (0,54 \cdot 342 \cdot 100)/1000 = 18,4 \text{ г};$$

$$\text{б) } \Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot C_m = 1 \text{ (по условию задачи)}$$

$$E = 0,516 \quad C_m = 1/0,516 = 1,94 \text{ моль/кг}$$

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M(\text{р-ля}) \cdot M}, \text{ откуда}$$

$$m(\text{сах.}) = \frac{C_m \cdot M \cdot m(\text{р-ля})}{1000} = \frac{1,94 \cdot 342 \cdot 100}{1000} = 66,3 \text{ г.}$$

Ответ. Для понижения температуры кристаллизации раствора сахарозы на 1° к 100 г воды надо добавить 18,4 г этого вещества; для повышения температуры кипения раствора на 1° к 100 г воды надо добавить 66,3 г этого вещества.

Пример 14. Вычислите при $t = 20^\circ\text{C}$ осмотическое давление гематина (красящего вещества крови), если в 100 мл раствора этого вещества содержится 6,33 г гематина ($M = 633 \text{ г/моль}$).

Решение:

$$\rho_{\text{осм.}} = CRT$$

$$C = 6,33/633 = 0,01 \text{ г/моль}$$

$$\rho_{\text{осм.}} = 0,01 \cdot 8,31 \cdot 293 = 243,4 \text{ кПа.}$$

$$\text{Ответ. } \rho_{\text{осм.}} = 243,4 \text{ кПа.}$$

Пример 15. При 25°C осмотическое давление раствора, содержащего 2,8 г в-ва в 200 мл раствора, равно 0,7 кПа. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

Решение:

$$1. \rho_{\text{осм.}} = CRT$$

$$C = \rho_{\text{осм.}}/RT = 0,7/(8,31 \cdot 298) = 0,000283 \text{ моль/л.}$$

$$2. C = \nu/V = m/M \cdot V, \text{ откуда}$$

$$M = m/C \cdot V = 2,8 \cdot 1000/(0,000283 \cdot 200) = 49500 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Ответ. } M = 49500 \text{ г/моль.}$$

Тема 8. Буферные растворы. Гидролиз солей

Контрольные вопросы и задачи

1. Буферные растворы. Приведите примеры. Расчет pH буферных растворов. Буферная емкость.

2. Реакция гидролиза солей. Перечислите возможные типы, запишите ионные и молекулярные уравнения. Назовите ионы, молекулы, которые присутствуют в растворе. Оцените pH раствора соли. Прибавление каких электролитов: а) усилит гидролиз; б) ослабит гидролиз соли?

3. Запишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: карбоната хрома (III), фосфата калия, карбоната натрия, хлорида цинка; уравнение совместного гидролиза сульфида калия и хлорида железа (III). Напишите выражение константы гидролиза по первой ступени для $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, K_3PO_4 , K_2CO_3 , ZnCl_2 . Вычислите pH раствора этих солей, учитывая первую ступень гидролиза ($K_{\text{д}_3} \text{Al}(\text{OH})_3 = 1,38 \cdot 10^{-9}$, $K_{\text{д}_2} \text{Zn}(\text{OH})_2 = 4 \cdot 10^{-5}$). Константы диссоциации соответствующих кислот – в справочных таблицах.

4. Почему не подвергаются гидролизу соли: NaCl , BaSO_4 , LiNO_3 ?

5. Не составляя уравнений реакций гидролиза, укажите, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу и какая форма гидролиза (простой, ступенчатый, необратимый) будет иметь место в каждом случае: Al_2S_3 , $\text{Ba}(\text{CN})_2$, CrCl_3 , K_2S , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Оцените pH среды ($\text{pH} > 0$, $\text{pH} < 0$, $\text{pH} = 0$).

6. Усиление или подавление гидролиза цианида натрия вызовет прибавление к раствору: а) кислоты; б) щелочи; в) хлорида аммония?

7. Какая из солей гидролизуется сильнее: сульфит натрия или карбонат натрия? Вывод подтвердите расчетами константы гидролиза.

8. Вычислите константу гидролиза $K_{\text{г}}$, степень гидролиза h и pH раствора роданида калия концентрацией а) 1 моль/л; б) 0,1 моль/л; в) 0,01 моль/л. Почему эти величины отличаются?

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Вычислите pH буферной смеси, полученной сливанием равных объемов растворов уксусной кислоты ($C = 0,1$ моль/л) и ацетата натрия ($C = 0,1$ моль/л).

Решение:

1. Поскольку смешали 2 равных объема растворов уксусной кислоты и ацетата натрия, их молярная концентрация уменьшилась в 2 раза: $C_{\text{кисл.}} = 0,05$ моль/л, $C_{\text{соли}} = 0,05$ моль/л.

2. pH ацетатной буферной смеси:

$C_{\text{кисл.}}$

$$\text{pH} = -\lg K_{\text{д}} - \lg \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{соли}}} = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} - \lg 0,05/0,05 =$$

$$= -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} = -(-5 + 0,2405) = 4,7595 \approx 4,76.$$

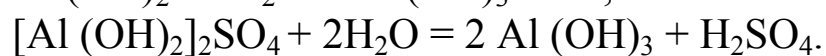
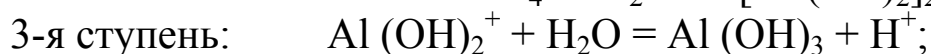
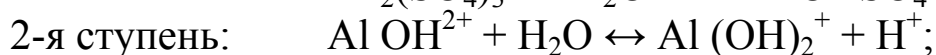
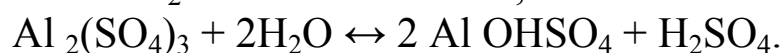
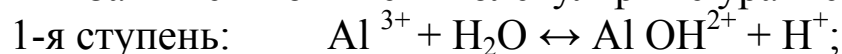
Ответ: pH буферной смеси равен 4,76.

Пример 2. Запишите уравнение гидролиза сульфата алюминия. Оцените pH раствора соли. Укажите, какие ионы находятся в растворе, и назовите их. Прибавление каких электролитов к раствору соли усилит гидролиз?

Решение. Сульфат алюминия хорошо растворим в воде, при растворении практически полностью диссоциирует на ионы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$.

Катион Al^{3+} – сильнополяризующий ион, сульфат-ион такой способностью не обладает. В результате гидролиз соли идет по катиону.

Запишем ионные и молекулярные уравнения гидролиза соли.



Гидролиз протекает только по 1-й, частично по 2-й ступени. Это обусловлено различной способностью к диссоциации по 1-й ступени гидроксокатионов AlOH^{2+} , $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ и гидроксида алюминия. Среда раствора кислая, $\text{pH} < 7$. В растворе находятся ионы: Al^{3+} – катион алюминия, AlOH^{2+} – катион гидроксоалюминия, $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ – катион дигидроксоалюминия, H^+ – катион водорода, SO_4^{2-} – сульфат-анион. Среда раствора – кислая, $\text{pH} < 7$.

Прибавление к раствору соли других электролитов (растворов NaOH , Na_2CO_3), имеющих щелочную среду, усилит гидролиз этой соли. Катионы водорода связываются в слабый электро-

лит – воду, выводятся из сферы реакции. По принципу Ле-Шателье, равновесие гидролиза смещается вправо.

Ответ. Гидролиз сульфата алюминия протекает по катиону, по 1-й, частично по 2-й ступени, в растворе присутствуют катионы алюминия, гидроксоалюминия, дигидроксоалюминия, катионы водорода, сульфат-анионы. Среда раствора кислая, $pH < 7$. Для усиления гидролиза сульфата алюминия в раствор следует прибавить растворы электролитов, имеющих щелочную среду.

Пример 3. Рассчитайте $K_{Г1}$ и $K_{Г2}$, pH раствора соли хлорида железа, если ее концентрация равна 0,001 моль/л. $K_d [Fe(OH)_3] = 1,82 \cdot 10^{-4}$, $K_{д3} [Fe(OH)_3] = 1,35 \cdot 10^{-12}$.

Решение. Формулы для расчета констант гидролиза таковы:

$$K_{Г1} = \frac{K_w}{K_{д3}(Fe(OH)_3)} = \frac{10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-12}} = 7,4 \cdot 10^{-3};$$

$$K_{Г2} = \frac{K_w}{K_{д2}[Fe(OH)_3]} = \frac{10^{-14}}{1,89 \cdot 10^{-4}} = 5,5 \cdot 10^{-11}.$$

Из сравнения значений констант гидролиза сульфата железа (III) следует, что гидролиз протекает в основном по 1-й ступени.

$pH = -\lg [H^+]$. Для расчета pH раствора соли преобразуем выражение для $K_{Г1}$. Так как $[FeOH^{2+}] = [H^+]$, $[Fe^{3+}] = C$ соли,

$$K_{Г1} = [H^+]^2 / C \text{ соли}, [H^+] = \sqrt{K_{Г1} C \text{ соли}} = \sqrt{7,4 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3}} = 2,7 \cdot 10^{-3};$$

$$pH = -\lg (2,7 \cdot 10^{-3}) = 2,57.$$

Ответ. $K_{Г1} = [FeOH^{2+}] [H^+] / [Fe^{3+}] = K_w / K_{д3} [Fe(OH)_3] = 7,4 \cdot 10^{-3}$;

$K_{Г2} = [Fe(OH)_2^+] [H^+] / [FeOH^{2+}] = K_w / K_{д2} [Fe(OH)_3] = 5,5 \cdot 10^{-11}$;

$pH = 2,57$.

Пример 4. Какая из солей гидролизуеться сильнее – сульфат железа (III) или сульфат железа (II) – при условии, что гидролиз соли протекает по 1-й ступени? $K_{д2} [Fe(OH)_2] = 1,3 \cdot 10^{-4}$, $K_{д3} [Fe(OH)_3] = 1,35 \cdot 10^{-12}$.

Решение:

1. Записываем в ионном виде уравнение гидролиза по 1-й ступени сульфата железа (III): $Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons FeOH^{2+} + H^+$, выражение для $K_{Г1}$ и рассчитываем эту константу:

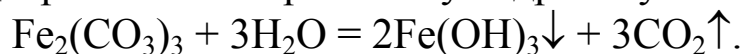
$$K_{Г1} = [\text{FeOH}^{2+}] [\text{H}^+] / [\text{Fe}^{3+}] = K_w / K_{д3} [\text{Fe}(\text{OH})_3] = 10^{-14} / 1,35 \cdot 10^{-12} = 7,4 \cdot 10^{-3}.$$

2. Записываем в ионном виде уравнение гидролиза по 1-й ступени сульфата железа (II): $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$, выражение для $K_{Г1}$ и рассчитываем эту константу: $K_{Г1} = [\text{FeOH}^+] [\text{H}^+] / [\text{Fe}^{2+}] = K_w / K_{д2} [\text{Fe}(\text{OH})_2] = 10^{-14} / 1,3 \cdot 10^{-4} = 7,7 \cdot 10^{-11}$.

Ответ. Сульфат железа (III) гидролизуеться сильнее, чем сульфат железа (II), так как константа гидролиза первой соли больше, чем константа гидролиза второй соли.

Пример 5. Запишите уравнение гидролиза карбоната железа (III).

Решение. Из таблицы растворимости видно, что данная соль не существует в растворе. Это обусловлено тем, что некоторые соли трехзарядных катионов (карбонаты, сульфиды, сульфиты) подвергаются необратимому гидролизу.

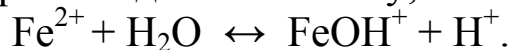


Химическое равновесие данной реакции сдвинуто вправо, так как оба продукта уходят из сферы реакции (образуется осадок и газ).

Ответ. Гидролиз карбоната железа (III) протекает необратимо.

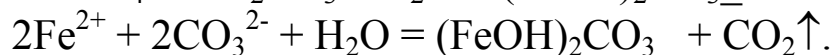
Пример 6. Закончите уравнения химических реакций совместного гидролиза солей $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

1. Сульфат железа (II) в растворе подвергается гидролизу, гидролиз идет по катиону, по 1-й ступени, реакция среды кислая.

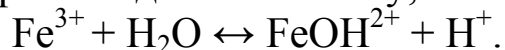


Карбонат натрия в растворе подвергается гидролизу, гидролиз идет по аниону, по 1 ступени, реакция среды щелочная: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.

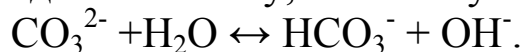
При сливании растворов двух солей, одна из которых имеет кислую среду (FeSO_4), а другая – щелочную (Na_2CO_3), происходит образование слабого электролита – воды, что в соответствии с принципом Ле-Шателье смещает химическое равновесие вправо, и протекает не классическая реакция ионного обмена, а химическая реакция совместного необратимого гидролиза солей:



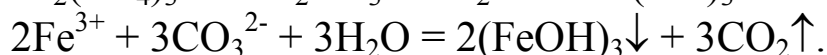
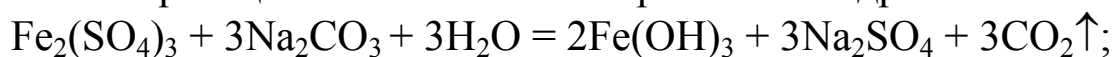
2. Сульфат железа (III) в растворе подвергается гидролизу, гидролиз идет по катиону, по 1-й ступени, реакция среды кислая:



Карбонат натрия в растворе подвергается гидролизу, гидролиз идет по аниону, по 1-й ступени, реакция среды щелочная:



При сливании растворов двух солей, одна из которых имеет кислую среду $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]$, а другая – щелочную (Na_2CO_3), происходит образование слабого электролита – воды, что в соответствии с принципом Ле-Шателье смещает химическое равновесие вправо, и протекает не классическая реакция ионного обмена, а химическая реакция совместного необратимого гидролиза солей:



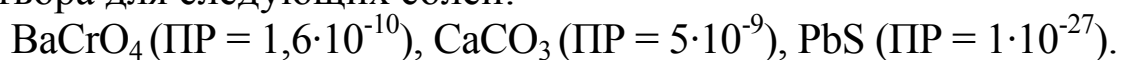
Ответ. При сливании растворов солей, подвергающихся гидролизу и имеющих противоположное значение pH ($\text{pH} > 7$ и $\text{pH} < 7$), протекает химическая реакция совместного необратимого гидролиза.

Тема 9. Производство растворимости

Контрольные вопросы и задачи

1. Определение произведения растворимости для малорастворимых электролитов. Запишите выражение ПР для солей: BaSO_4 , PbJ_2 , Ag_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

2. Вычислите растворимость (S) в молях и граммах на 1 л раствора для следующих солей:



3. Вычислите растворимость сульфата кальция ($\text{ПР} = 1,3 \cdot 10^{-4}$). Как изменится растворимость этого же вещества, если растворить соль в растворе сульфата натрия концентрацией 0,01 моль/л?

4. Вычислите равновесную молярную концентрацию катионов и анионов в насыщенном растворе фосфата кальция при 25°C , а также растворимость соли в г/л ($\text{ПР} = 1,0 \cdot 10^{-25}$).

5. Образуется ли осадок карбоната кальция при сливании равных объемов хлорида кальция и карбоната натрия с исходными концентрациями 0,02 моль/л?

6. Можно ли получить осадок сульфида магния ($\text{ПР MgS} = 2 \cdot 10^{-15}$): а) при пропускании сероводорода через раствор нитрата магния ($C = 0,5$ моль/л); б) при добавлении Na_2S ($C = 0,5$ моль/л)?

7. Можно ли растворить: а) в соляной кислоте ($C = 0,1$ моль/л); б) в уксусной кислоте ($C = 0,1$ моль/л) сульфид марганца ($ПР = 1,4 \cdot 10^{-15}$)?

8. Вычислите рН насыщенного раствора $Mn(OH)_2$ ($ПР = 2 \cdot 10^{-13}$).

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Вычислите значение произведения растворимости (ПР) фторида магния, если его растворимость в воде при некоторой температуре равна 0,001 моль/л.

Решение:

1. В воде фторид магния частично растворяется и диссоциирует:



2. Выражение для ПР (MgF_2):

$$ПР (MgF_2) = [Mg^{2+}] [F^-]^2.$$

3. Обозначим через s растворимость фторида магния, тогда $[Mg^{2+}] = s$, $[F^-] = 2s$; $ПР (MgF_2) = s (2s)^2 = 4s^3$.

4. Численное значение произведения растворимости:

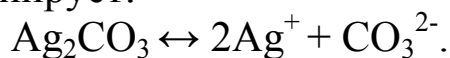
$$ПР (MgF_2) = 4 (0,001)^3 = 4 \cdot 10^{-9}.$$

Ответ. Произведение растворимости MgF_2 равно $4 \cdot 10^{-9}$.

Пример 2. Вычислите равновесную молярную концентрацию катионов в насыщенном растворе карбоната серебра (I) при $25^\circ C$, а также растворимость соли в г/л. $ПР (Ag_2CO_3) = 8,7 \cdot 10^{-12}$.

Решение:

1. В воде карбонат серебра (I) частично растворяется и диссоциирует:



Выражение для ПР (Ag_2CO_3):

$$ПР (Ag_2CO_3) = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}].$$

3. Обозначим через s растворимость карбоната серебра (I), тогда

$$[Ag^+] = 2s, [CO_3^{2-}] = s, ПР (Ag_2CO_3) = (2s)^2 s = 4s^3,$$

$$s = \sqrt[3]{ПР (Ag_2CO_3) / 4}.$$

4. Подставим в полученное выражение численное значение произведения растворимости: $s = \sqrt[3]{8,7 \cdot 10^{-12} / 4} = 1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

$$5. [Ag^+] = 2s = 2 \cdot 1,3 \cdot 10^{-4} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

6. Растворимость карбоната серебра в г/л:

$$s(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = s \text{ (моль/л)} \quad M(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1,3 \cdot 10^{-4} \cdot 276 = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ г/л.}$$

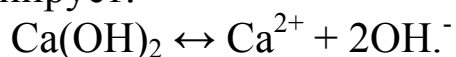
Ответ. Равновесная концентрация катионов Ag^+ в насыщенном растворе Ag_2CO_3 при 25°C равна $2,6 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Растворимость Ag_2CO_3 равна $3,6 \cdot 10^{-2}$ г/л.

Пример 3. Вычислите pH насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при 25°C .

$$\text{ПР} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 6,3 \cdot 10^{-6}$$

Решение:

1. В воде гидроксид кальция частично растворяется и диссоциирует:



2. Выражение ПР $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$:

$$\text{ПР} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

3. Обозначим $[\text{Ca}^{2+}] = s$, $[\text{OH}^-] = 2s$, тогда $\text{ПР} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = s (2s)^2 = 4s^3$,

$$s = \sqrt[3]{\text{ПР} [\text{Ca}(\text{OH})_2] / 4}.$$

4. Подставим в полученное выражение численное значение произведения растворимости: $s = \sqrt[3]{6,3 \cdot 10^{-6} / 4} = 1,15 \cdot 10^{-2}$;

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1,15 \cdot 10^{-2} = 2,3 \cdot 10^{-2}.$$

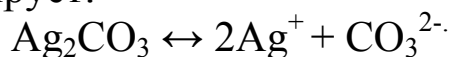
Чтобы рассчитать pH раствора, необходимо знать $[\text{H}^+]$. В растворе гидроксида кальция присутствуют OH^- , поэтому рассчитаем $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$, а $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$, $\text{pOH} = -\lg (2,3 \cdot 10^{-2}) = 1,6$.
 $\text{pH} = 14 - 1,6 = 12,4$.

Ответ. При 25°C насыщенный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ имеет $\text{pH} = 12,4$.

Пример 4. Во сколько раз уменьшится растворимость карбоната серебра (I), если приготовить его насыщенный раствор в растворе карбоната натрия концентрацией 0,1 моль/л, по сравнению с его растворимостью в чистой воде?

Решение:

1. В воде карбонат серебра (I) частично растворяется и диссоциирует:



2. Выражение для ПР (Ag_2CO_3) : $\text{ПР} (\text{Ag}_2\text{CO}_3) = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]$.

$$\text{Отсюда } [\text{Ag}^+]^2 = \text{ПР} (\text{Ag}_2\text{CO}_3) / [\text{CO}_3^{2-}].$$

3. Обозначим через s растворимость карбоната серебра (I), тогда

$$[\text{Ag}^+] = 2s, [\text{CO}_3^{2-}] = s, \text{ПР} (\text{Ag}_2\text{CO}_3) = (2s)^2 s = 4s^3, \\ s = \sqrt[3]{\text{ПР} (\text{Ag}_2\text{CO}_3) / 4}.$$

4. Подставим в полученное выражение численное значение произведения растворимости: $s = \sqrt[3]{8,7 \cdot 10^{-12} / 4} = 1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

5. Карбонат натрия – сильный электролит, поэтому $\text{С} (\text{Na}_2\text{CO}_3) = \text{С} (\text{CO}_3^{2-}) = 0,1$ моль/л. Присутствие в растворе карбонат-ионов концентрацией 0,1 моль/л, значительно превышающей концентрацию карбонат-ионов, которая образуется при диссоциации карбоната серебра (I) ($1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л), позволяет последней пренебречь и считать концентрацию 0,1 моль/л общей: $[\text{Ag}^+] = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-12} / 0,1} = 9,3 \cdot 10^{-6}$. Растворимость карбоната серебра (I) в растворе карбоната натрия равна:

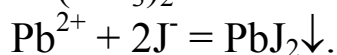
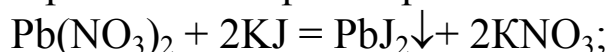
$$s = [\text{Ag}^+] / 2 = 9,3 \cdot 10^{-6} / 2 = 4,7 \cdot 10^{-6}.$$

Ответ. Растворимость карбоната серебра (I) в растворе карбоната натрия концентрацией 0,1 моль/л уменьшается в $\sim 10^2$ раз по сравнению с его растворимостью в воде.

Пример 5. Установите, образуется ли осадок иодида свинца (II) при 25 °С после сливания 100 мл раствора нитрата свинца (II) концентрацией 0,005 моль/л и 200 мл раствора иодида калия концентрацией 0,01 моль/л. $\text{ПР} (\text{PbJ}_2) = 8,7 \cdot 10^{-9}$.

Решение:

1. Запишем химическое уравнение реакции, которая протекает при сливании растворов:



2. Если произведение концентраций ионов свинца (II) и иодид-ионов превышает значение произведения растворимости иодида свинца (II), то происходит образование осадка:

$$\text{С} (\text{Pb}^{2+}) [\text{С} (\text{J}^-)]^2 > \text{ПР} (\text{PbJ}_2); \text{ПР} (\text{PbJ}_2) = 8,7 \cdot 10^{-9}.$$

3. До сливания растворов солей (сильных электролитов)

$$\text{С} [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \text{С} (\text{Pb}^{2+}) = 0,005 \text{ моль/л}, \text{С} (\text{KJ}) = \text{С} (\text{J}^-) = 0,01 \text{ моль/л}.$$

После сливания общий объем раствора стал равен 300 мл, концентрации ионов уменьшились:

$$\text{С} (\text{Pb}^{2+}) = (0,005 \cdot 100) / 300 = 0,00166 \text{ моль/л};$$

$$\text{С} (\text{J}^-) = (0,01 \cdot 200) / 300 = 0,0066 \text{ моль/л};$$

$$\text{С} (\text{Pb}^{2+}) [\text{С} (\text{J}^-)]^2 = 0,00166 \cdot (0,0066)^2 = 7,4 \cdot 10^{-8} > 8,7 \cdot 10^{-9},$$

следовательно, $C(Pb^{2+}) [C(J)]^2 > PP(PbJ_2)$, осадок иодида свинца (II) после сливания указанных растворов солей образуется.

Ответ. Осадок иодида свинца (II) образуется.

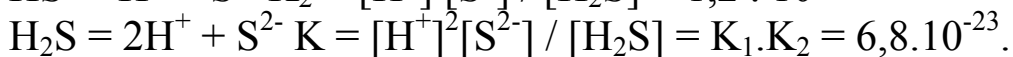
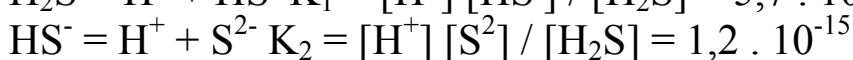
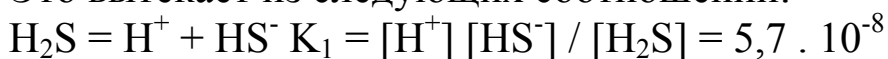
Пример 6. Установите, растворяется ли MnS ($PP = 1,4 \cdot 10^{-15}$) в а) соляной кислоте; б) уксусной кислоте ($C = 0,1$ моль/л).

Решение:

1. Чтобы оценить возможность протекания химической реакции $MnS + 2HCl = MnCl_2 + H_2S$. (1)

необходимо, чтобы для исходных реагентов $[S^{2-}] [H^+]^2 > 6,8 \cdot 10^{-24}$.

Это вытекает из следующих соотношений:



Учитывая, что насыщенный раствор сероводорода в воде имеет концентрацию 0,1 моль/л,

$$[H^+]^2 [S^{2-}] = 6,8 \cdot 10^{-24}$$

2. Рассчитываем $[S^{2-}]$. В воде сульфид марганца частично растворяется и диссоциирует:



Обозначим через S растворимость сульфида марганца и считаем эту величину:

$$S_{MnS} = \sqrt{PP \text{ } MnS} = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-15}} = 3,7 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$$

$$[S^{2-}] = S = 3,7 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}.$$

Учитывая, что соляная кислота – сильный электролит, $[H^+] = C_{\text{скисл}} = 0,1$ моль/л.

3. Устанавливаем возможность протекания реакции (1):

$$[H^+]^2 [S^{2-}] = 0,1^2 \cdot 3,7 \cdot 10^{-8} = 3,7 \cdot 10^{-10}.$$

Таким образом, $[H^+]^2 [S^{2-}] > 6,8 \cdot 10^{-24}$. Это означает, что сульфид марганца растворяется в соляной кислоте.

4. Аналогичным образом проводили расчет при оценке возможности растворения сульфида марганца в уксусной кислоте. При этом, однако, учитываем, что это слабый электролит ($\alpha = 1,3\%$).

$$[H^+] = C_{\text{скисл.}} \cdot \alpha = 0,1 \cdot 0,013 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$[H^+]^2 [S^{2-}] = (1,3 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 3,7 \cdot 10^{-8} = 6,25 \cdot 10^{-16}$$

$$\text{Таким образом, } [H^+]^2 [S^{2-}] > 6,8 \cdot 10^{-24}.$$

Это означает, что сульфид марганца растворяется и в уксусной кислоте.

Ответ: MnS растворяется в соляной и уксусной кислоте.

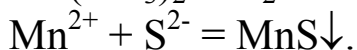
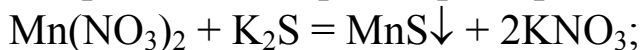
Пример 7. Образуется ли осадок сульфида марганца (II) при сливании равных объемов растворов нитрата марганца (II) и сульфида калия с одинаковой концентрацией 0,01 моль/л?

$$C(\text{K}_2\text{S}) = 0,01 \text{ моль/л}$$

$$\text{ПР}(\text{MnS}) = 2,5 \cdot 10^{-13}.$$

Решение:

1. При сливании растворов происходит реакция:



2. Известно, что если произведение концентраций ионов марганца (II) и сульфид-ионов превышает значение произведения растворимости сульфида марганца (II), то происходит образование осадка:

$$C(\text{Mn}^{2+}) [C(\text{S}^{2-})]^2 > \text{ПР}(\text{MnS}); \text{ПР}(\text{MnS}) = 1,4 \cdot 10^{-15}.$$

3. До сливания растворов солей (сильных электролитов)

$$C[\text{Mn}(\text{NO}_3)_2] = C(\text{Mn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}, C(\text{K}_2\text{S}) = C(\text{S}^{2-}) = 0,01 \text{ моль/л}.$$

После сливания равных объемов растворов солей концентрации ионов снижаются в 2 раза: $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,005 \text{ моль/л}$, $C(\text{S}^{2-}) = 0,005 \text{ моль/л}$.

4. Рассчитаем произведение концентраций ионов:

$$C(\text{Mn}^{2+}) \cdot C(\text{S}^{2-}) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-5} > 1,4 \cdot 10^{-15},$$

следовательно, $C(\text{Mn}^{2+}) [C(\text{S}^{2-})]^2 > \text{ПР}(\text{MnS})$, осадок сульфида марганца (II) при сливании указанных растворов солей образуется.

Ответ. При сливании растворов солей осадок сульфида марганца (II) образуется.

Пример 8. Вычислите растворимость сульфида марганца (II) в воде и в водном растворе, содержащем 0,1 моль/л сульфид-ионов.

$$\text{ПР}(\text{MnS}) = 1,4 \cdot 10^{-15}.$$

Решение:

1. В воде сульфид марганца (II) частично растворяется и диссоциирует:



2. Обозначим через s растворимость сульфида марганца (II), тогда в его насыщенном растворе

$$[\text{Mn}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = s \text{ и } \text{ПР}(\text{MnS}) = [\text{Mn}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = s \cdot s = s^2,$$

$s = \sqrt{\text{ПР (MnS)}}$, $s = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-15}} = 3,7 \cdot 10^{-8}$ моль/л,
 следовательно, в растворе сульфида марганца (II) концентрация катионов марганца (II) и сульфид-ионов равны растворимости сульфида марганца (II) – $3,7 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

3. Введение в раствор сульфид-ионов концентрацией 0,1 моль/л значительно превышающей концентрацию сульфид-ионов, которая образуется при диссоциации сульфида марганца (II) ($3,7 \cdot 10^{-8}$ моль/л), позволяет последней пренебречь и считать концентрацию 0,1 моль/л общей:

$$[\text{Mn}^{2+}] = \text{ПР (MnS)} / [\text{S}^{2-}] = (1,4 \cdot 10^{-15}) / 0,1 = 1,4 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л};$$

$$[\text{Mn}^{2+}] = s (\text{MnS}) = 1,4 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л}.$$

Таким образом, введение одноименных сульфид-ионов в раствор снижает растворимость сульфида марганца (II) ~ в 10^5 раз.

Ответ. Растворимость сульфида марганца (II) в воде равна $3,7 \cdot 10^{-8}$ моль/л, в водном растворе, содержащем сульфид-ионы, – $1,4 \cdot 10^{-13}$ моль/л.

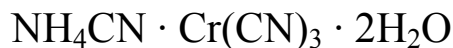
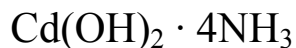
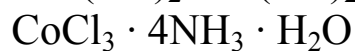
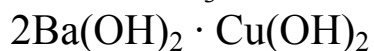
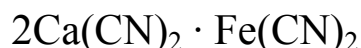
Тема 10. Комплексные соединения

Контрольные вопросы и задачи

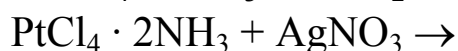
1. Определите степень окисления, координационное число комплексообразователя в соединениях. Назовите их:

$\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, $\text{Ca}[\text{ZnF}_6]$, $\text{Na}_5[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$,
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$.

2. Запишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор атома комплексообразователя, назовите соединения:



3. Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций между следующими соединениями:



4. Запишите уравнения первичной и вторичной электролитической диссоциации комплексных соединений: $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

5. Какая кислота сильнее: HCN или $\text{H}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$? Какое основание сильнее $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ или $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Почему?

6. Какой комплексный ион прочнее и почему?

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

7. Методы описания природы химической связи в комплексных соединениях. Используя метод ВС, объясните образование комплексного иона $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В соответствии с теорией кристаллического поля оцените геометрическую форму этого комплексного соединения. Будет ли комплекс обладать парамагнитными свойствами?

8. Вычислите концентрацию катионов меди (II) в растворе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ концентрацией 0,0002 моль/л.

9. Можно ли разрушить комплексный ион $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ($C = 0,001$ моль/л) добавлением раствора сульфида натрия равного объема и равной концентрации?

Примеры выполнения заданий

Пример 1. Вычислите значение концентрации катионов серебра (I) в растворе трицианоаргентата(I) калия концентрацией 0,001 моль/л.

$$K_{\text{н}} [\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-} = 1,0 \cdot 10^{-22}$$

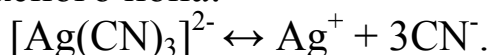
$$K_{\text{н}} [\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-} = 1,0 \cdot 10^{-22}$$

Решение:

1. Уравнение первичной электролитической диссоциации комплексного соединения:



2. Уравнение вторичной электролитической диссоциации комплексного иона:



3. Выражение константы нестойкости комплексного иона ($K_{\text{н}}$):

$$K_{\text{н}} = [\text{Ag}^+] [\text{CN}^-]^3 / [\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-}.$$

4. Преобразуем выражение $K_{\text{н}}$, обозначив

$[Ag^+] = s$, $[CN^-] = 3s$, $[Ag(CN)_3]^{2-} = C_{соли}$ (так как диссоциация комплексного иона невелика)

$$K_H = \frac{s (3s)^3}{C_{соли}} = \frac{27s^4}{C_{соли}}; s = \sqrt[4]{\frac{(K_H \cdot C_{соли})}{27}}.$$

5. Концентрация катионов серебра:

$$[Ag^+] = s = \sqrt[4]{\frac{(1 \cdot 10^{-22} \cdot 0,001)}{27}} = 2,46 \cdot 10^{-7} \text{ моль / л.}$$

Ответ. Концентрация катионов серебра равна $2,46 \cdot 10^{-7}$ моль / л.

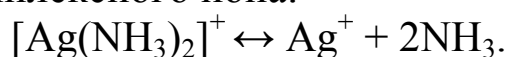
Пример 2. Можно ли разрушить комплексный ион $[Ag(NH_3)_2]^+$ ($C = 0,1$ моль / л) добавлением раствора хлорида калия равного объема и равной концентрации? Увеличение объема раствора при сливании исходных можно не учитывать.

Решение:

1. Уравнение химической реакции разрушения комплексного иона: $[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- = AgCl_{\downarrow} + 2NH_3$.

2. Известно, что если произведение концентраций ионов серебра (I) и хлорид-ионов превышает значение произведения растворимости хлорида серебра, то происходит образование осадка и разрушение комплексного иона: $C (Ag^+) \cdot C (Cl^-) > ПР (AgCl)$; $ПР (AgCl) = 1 \cdot 10^{-10}$.

3. Уравнение вторичной электролитической диссоциации комплексного иона:



4. Выражение константы нестойкости комплексного иона K_H :

$$K_H = [Ag^+] [NH_3]^2 / [Ag(NH_3)_2]^+.$$

5. Преобразуем выражение K_H , обозначив: $[Ag^+] = s$, $[NH_3] = 2s$, $[Ag(NH_3)_2]^+ = C_{соли}$ (так как диссоциация комплексного иона невелика);

$$K_H = s (2s)^2 / C_{соли} = 4s^3 / C_{соли}, s = \sqrt[3]{(K_H \cdot C_{соли}) / 4}.$$

6. Концентрация катионов серебра (I)

$$[Ag^+] = s = \sqrt[3]{\frac{(1 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1)}{4}} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

7. Хлорид калия – сильный электролит, $C (KCl) = C (Cl^-) = 0,1$ моль / л.

При сливании растворов равных объемов их концентрации уменьшаются в 2 раза: $[Ag^+] = 6,3 \cdot 10^{-4} : 2 = 3,15 \cdot 10^{-4}$ моль / л, а $[Cl^-] = 0,1 : 2 = 0,05$ моль / л.

8. Произведение концентрации ионов:

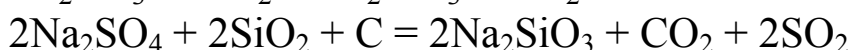
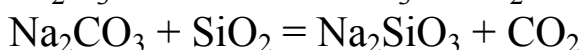
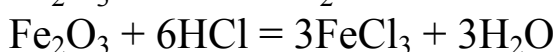
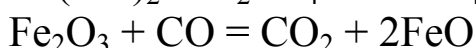
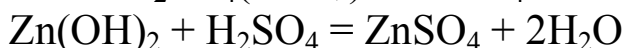
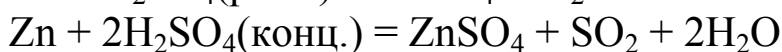
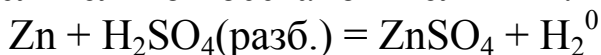
$C(Ag^+) \cdot C(Cl^-) = 3,15 \cdot 10^{-4} \cdot 0,05 = 1,575 \cdot 10^{-5} > 1 \cdot 10^{-10}$, поэтому осадок выпадает и комплекс разрушается хлорид-ионами.

Ответ. Комплексный ион разрушается хлорид-ионами.

Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

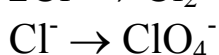
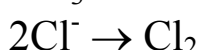
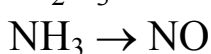
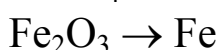
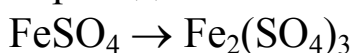
Контрольные вопросы и задачи

1. Какие из указанных ниже химических реакций относятся к окислительно-восстановительным?



Ответ обоснуйте. Укажите в ОВР окислитель и восстановитель.

2. Установите, окисление или восстановление происходит при переходах:



Ответ обоснуйте.

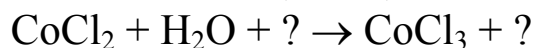
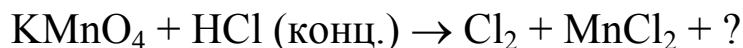
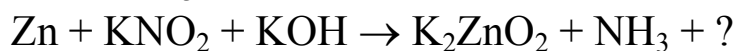
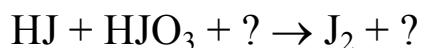
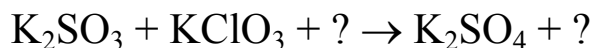
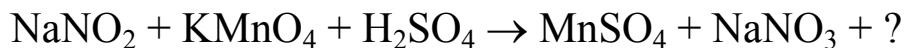
3. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, как окислительные, так и восстановительные свойства:

$KMnO_4$, MnO_2 , V_2O_5 , KJ , NH_3 , HNO_2 , Na_2S , Na_2SO_3 , HNO_3 , $K_2Cr_2O_7$, $KClO_4$?

Ответ обоснуйте.

4. Приведите примеры межмолекулярной, внутримолекулярной ОВР и реакции диспропорционирования.

5. Электронно-ионным методом составьте окислительно-восстановительные реакции:



Укажите тип ОВР.

6. Вычислите массу KMnO_4 , необходимую для приготовления раствора с молярной концентрацией вещества эквивалента $\text{C}(1/z\text{KMnO}_4) = 0,02$ моль/л. Раствор предназначен для проведения окислительно-восстановительной реакции в щелочной среде.

7. Закончите уравнение ОВР: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$. Рассчитав ЭДС процесса, оцените возможность ее протекания.

Примеры выполнения заданий

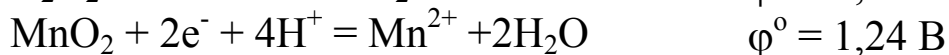
Пример 1. Закончите уравнение химической реакции и рассчитайте ее ЭДС



Решение:

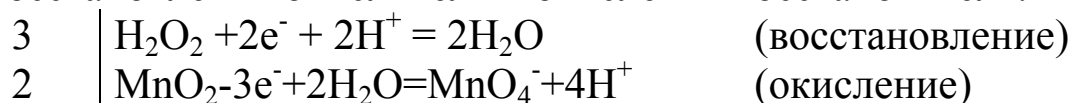
1. Устанавливаем окислитель и восстановитель. Для этого находим вещества, в которые входят атомы, способные понижать или повышать степень окисления. В данном примере оксид марганца (IV) содержит атомы марганца со степенью окисления +4, а пероксид водорода содержит атомы кислорода со степенью окисления кислорода -1. Степени окисления указанных атомов являются промежуточными. Возможны другие: для атома марганца +7, +6, +4, +3, +2, 0; для атома кислорода +2, 0, -1, -2. Поэтому оба соединения могут быть как окислителем, так и восстановителем. С более сильным окислителем они проявляют свойства восстановителя, с более сильным восстановителем – свойства окислителя. В данном случае окислителем является то

вещество, восстановительный потенциал которого выше. Находим значения стандартных электродных потенциалов полуреакций:

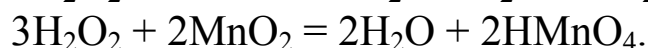
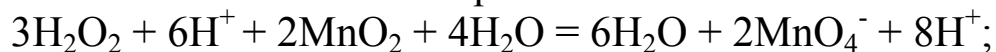


Более высоким значением восстановительного потенциала обладает пероксид водорода, он и является окислителем. Следовательно, оксид марганца (IV) – восстановитель.

2. Записываем электронно-ионные уравнения: полуреакции восстановления окислителя и окисления восстановителя.

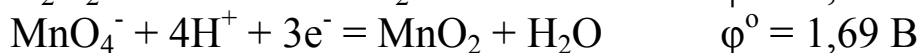


3. Суммируя уравнения полуреакций, записываем ионное уравнение. На его основе составляем молекулярное уравнение. Проводим проверку стехиометрических коэффициентов по числу атомов элементов в левой и правой частях.

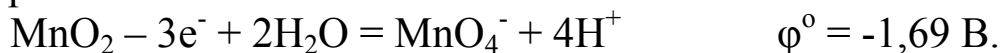


4. Для расчета ЭДС процесса необходимо знать величины $\varphi^\circ(\text{ок})$ и $\varphi^\circ(\text{вс})$.

Значения величин электродных потенциалов:



Учитывая, что в данной реакции оксид марганца (IV) является восстановителем, соответствующая полуреакция его окисления имеет то же абсолютное значение электродного потенциала, но с противоположным знаком.



В этом случае для расчета ЭДС значения величин электродных потенциалов окислителя и восстановителя суммируются.

$\text{ЭДС} = 1,77 - 1,69 = 0,08 \text{ В} > 0$ реакция протекает в прямом направлении.

Однако в учебной литературе часто приводится такая формула для расчета ЭДС:

$$\text{ЭДС} = \varphi^\circ(\text{ок}) - \varphi^\circ(\text{вс}).$$

В этом случае знак электродного потенциала восстановителя, взятый из справочной литературы, не меняется.

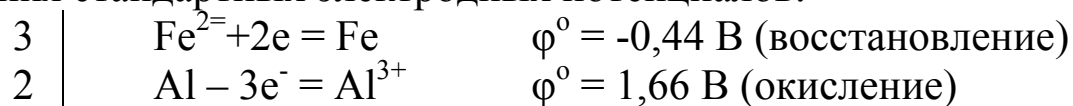
Ответ. ЭДС химической реакции равна 0,08 В, положительное значение свидетельствует о протекании реакции в прямом направлении.

Пример 2. Установите, что произойдет, если раствор нитрата железа (II) перемешивать алюминиевой ложкой.

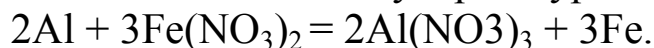
Решение:

1. Записываем формулы реагирующих веществ: $\text{Al} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

2. Устанавливаем окислитель и восстановитель. Атомы алюминия способны только отдавать электроны, являясь восстановителем. Следовательно, катионы железа (II) – окислитель. В нейтральной среде нитрат-ион окислительные свойства не проявляет. Записываем уравнения полуреакций восстановления и окисления. Значения стандартных электродных потенциалов:



3. Записываем молекулярное уравнение реакции:



Критерием возможности протекания окислительно-восстановительной реакции является положительное значение ее ЭДС.

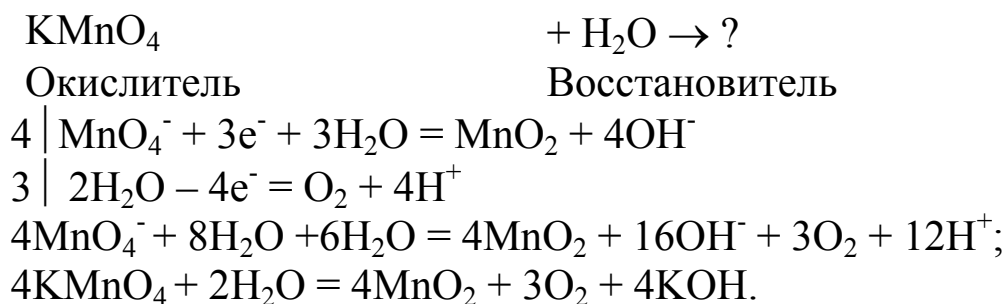
$$\text{ЭДС} = -0,44 + 1,66 = 1,22 \text{ В} > 0.$$

Ответ. При перемешивании раствора нитрата железа (II) алюминиевая ложка будет растворяться.

Пример 3. Почему растворы перманганата калия хранят в темных бутылках?

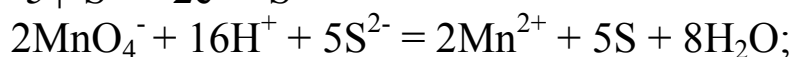
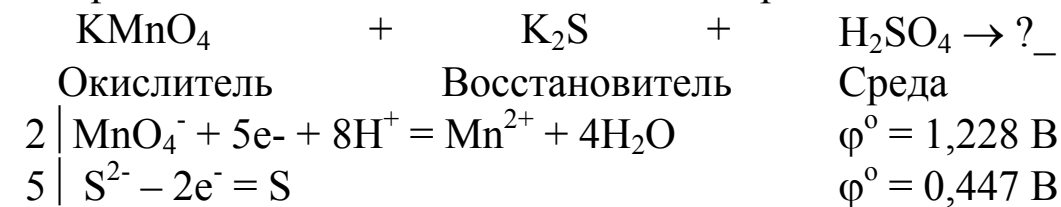
Решение:

На свету перманганат калия в растворе окисляет воду, в результате снижается концентрация растворенного вещества. Это недопустимо при использовании раствора в аналитической химии (количественный анализ).



Ответ. Хранение раствора перманганата калия в темных бутылках исключает возможность протекания химической реакции, снижающей концентрацию перманганат-ионов.

Пример 4. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции и оцените возможность ее протекания:

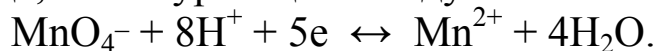


$E = 1,228 + 0,447 = 1,675 \text{ В} > 0$ – реакция протекает самопроизвольно.

Пример 5. Вычислите массу перманганата калия, необходимого для приготовления 0,5 л раствора с молярной концентрацией вещества эквивалента $C(1/z \text{ KMnO}_4) = 0,05$ моль-экв/л. Раствор предназначен для проведения окислительно-восстановительной с его участием в кислой среде.

Решение:

1. Поскольку восстановление окислителя протекает в кислой среде, то полуреакцию следует записать так:



2. Молярная масса вещества эквивалента:

число эквивалентности $Z = 5$ (число принятых электронов)

$$M(1/z \text{ KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) : 5 = 158 : 5 = 31,6 \text{ моль-экв/л.}$$

3. Количество и масса перманганата калия:

$$v(1/z \text{ KMnO}_4) = C(1/z \text{ KMnO}_4) V = 0,02 \cdot 0,5 = 0,01 \text{ моль-экв.}$$

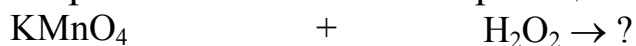
$$m(\text{KMnO}_4) = 0,01 \cdot 31,6 = 0,316 \text{ г.}$$

Ответ. Для приготовления 500 мл раствора с заданной молярной концентрацией вещества эквивалента необходимо 0,316 г перманганата калия.

Пример 6. На проведение окислительно-восстановительной реакции с раствором пероксида водорода объемом 25 мл требуется 30 мл раствора перманганата калия концентрацией 0,02 моль/л. Вычислите молярную концентрацию пероксида водорода, молярную массу вещества эквивалента перманганата калия: $M(1/z \text{ KMnO}_4) = ?$

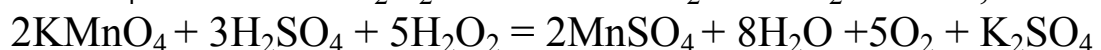
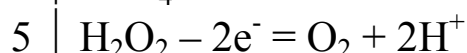
Решение:

1. Уравнение химической реакции:



окислитель

восстановитель



2. Количественные отношения между перманганатом калия и пероксидом водорода:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}_2) = 5/2 \nu(\text{KMnO}_4).$$

3. Количество вещества перманганата калия в 30 мл раствора концентрацией 0,02 моль/л:

$$\nu(\text{KMnO}_4) = C(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 0,02 \cdot 0,03 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

4. Количество вещества пероксида водорода и его концентрация:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}_2) = 5/2 \cdot 6 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль};$$

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = \nu(\text{H}_2\text{O}_2) / V(\text{H}_2\text{O}_2) = (1,5 \cdot 10^{-3}) / 0,025 = 0,06 \text{ моль/л}.$$

5. Молярная масса вещества эквивалента перманганата калия:

$$M(1/z \text{ KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) / 5 = 158 / 5 = 31,6 \text{ г/моль-экв.},$$

где 5 – число электронов, принятых перманганат-ионом в полуреакции его восстановления.

$$\text{Ответ. } C(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,06 \text{ моль/л}, M(1/z \text{ KMnO}_4) = 31,6 \text{ г/моль-экв}.$$

Тема 12. Электрохимические процессы

Контрольные вопросы и задачи

1. Электрохимические элементы. Элемент Якоби – Даниэля. Расчет электродвижущей силы (ЭДС) гальванических элементов (химических и концентрационных).

2. Электрохимический ряд напряжений.

3. Будет ли работать гальванический элемент при проведении химической реакции: $\text{Mg}^0 + \text{Co} = \text{Mg}^{2+} + \text{Co}$?

4. Из каких полуэлементов следует составить гальванический элемент, чтобы его ЭДС была максимальной: 1) Ca^{2+}/Ca и Au^{3+}/Au ; 2) Jm^{2+}/Jm и Fe^{2+}/Fe ; 3) Ni^{2+}/Ni и Pb^{2+}/Pb ; 4) Mg^{2+}/Mg и Cd^{2+}/Cd ; 5) Fe^{2+}/Fe и Ni^{2+}/Ni .

5. Коррозия металлов, типы коррозии, методы защиты.

6. Электролиз расплава и раствора хлорида натрия в электролизере с инертными электродами.

7. Электролиз воды.

8. Законы электролиза.

9. При электролизе раствора сульфата никеля (электроды инертные) выделилось 2,24 л O_2 (н. у.). Вычислите массовую долю оставшейся в растворе соли, если в электролизер поместили 200 г раствора с массовой долей 31%.

10. При пропускании тока через раствор соли серебра на катоде выделился 1 г серебра за 10 мин. Вычислите силу тока.

11. Вычислите массу газа, выделившегося у анода при электролизе раствора серной кислоты в течение 5 мин, сила тока 2А.

Примеры выполнения заданий

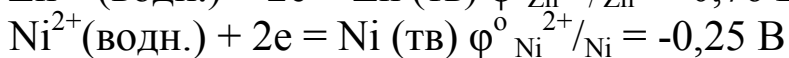
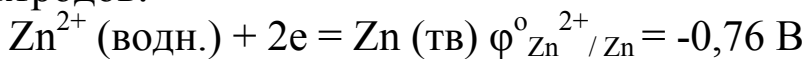
Пример 1. Изобразите схемы химического элемента (электрохимической ячейки) и электролизера (электрохимической ячейки).

Для указания конкретного состава гальванических элементов пользуются схемой записи, установленной ИУРАК. Например, для элемента Якоби – Даниэля с солевым мостиком:

(-) Zn / Zn^{2+} (водн.) // Cu^{2+} (водн.) / $Cu(+)$, концентрационный элемент, состоящий из двух серебряных электродов:

(-) Ag / Ag^+ (водн.) (a_1) // Ag^+ (водн.) (a_2) / $Ag(+)$, $a_1 > a_2$, где a – активность растворов.

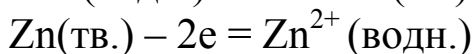
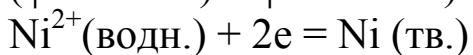
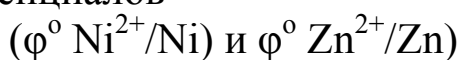
Пример 2. Напишите схему элемента, состоящего из двух электродов:



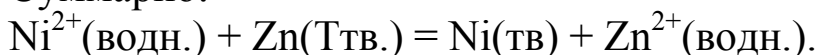
В соответствии со значениями стандартных электродных потенциалов напишите химические реакции, протекающие в гальваническом элементе. Вычислите стандартную ЭДС химического источника тока.

Решение:

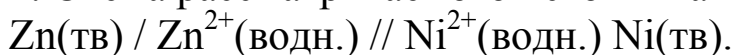
1. В соответствии со значениями стандартных электродных потенциалов



Суммарно:

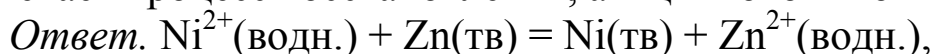


2. Схема рассматриваемого источника тока:



$$3. \text{ЭДС} = \varphi^{\circ} \text{ окисл.} - \varphi^{\circ} \text{ восст.} = \varphi^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - \varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,25 - (-0,76) = 0,51 \text{ В.}$$

Значение больше нуля означает, что в никелевом электроде протекает процесс восстановления, а в цинковом – окисления.



Пример 3. Рассчитайте ЭДС литиевомедного элемента.

Решение:

$$\text{ЭДС} = E^{\circ}_{\text{окисл}} - E^{\circ}_{\text{восст}} = 0,338 - (-3,045) = 3,383 \text{ В.}$$



Пример 4. Запишите катодные процессы, протекающие при коррозии металлов (кислая, нейтральная, щелочная среда).

Решение:



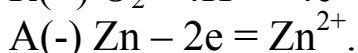
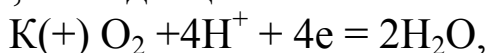
Кислородная коррозия протекает в нейтральной и щелочной среде (1, 2), водородная коррозия (3) протекает в кислой среде ($\text{pH} \leq 4$).

Ответ. В зависимости от среды катодные процессы при коррозии металлов протекают различно.

Пример 5. Почему оцинкованное железо не подвергается разрушению?

Решение:

Это электрохимическая контактная коррозия, где катод – железо, а анод – цинк.



Таким образом, идет разрушение цинкового покрытия, а не железа (катодная защита).

Ответ. В процессе коррозии разрушается цинковое покрытие железа.

Пример 6. Напишите уравнения электролиза растворов:

а) бромида меди (II)

б) сульфата марганца (II)

в) сульфата меди (II)

А. Электролиз раствора бромида меди (II)

Решение:

В растворе бромида меди (II) присутствуют катионы меди (II), бромид-ионы, а также молекулы воды, способные восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде.

Возможные процессы на электродах

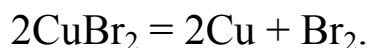
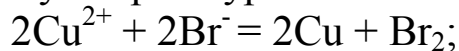
на катоде (-)



на аноде (+):



Суммарное уравнение электролиза раствора бромида меди (II):



Ответ. Продуктами электролиза являются: на катоде – медь, на аноде – бром.

Б. Электролиз раствора сульфата марганца (II)

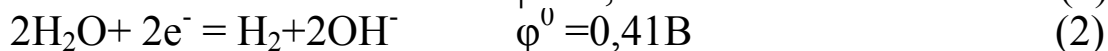
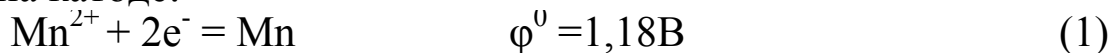
Решение:

В растворе сульфата марганца (II) присутствуют катионы марганца (II), сульфат-ионы, а также молекулы воды, способные восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде.

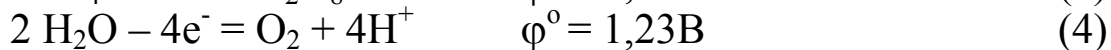
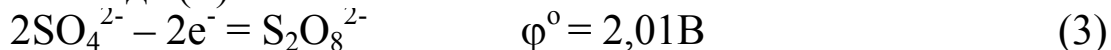
Марганец находится в электрохимическом ряду напряжений металлов правее алюминия, но левее меди, поэтому марганец будет выделяться на катоде (уравнение 1) одновременно с водородом (уравнение 2). Окисление воды на аноде характеризуется наименьшим значением электродного потенциала (уравнение 4), поэтому и будет осуществляться этот процесс.

На электродах возможны конкурирующие реакции:

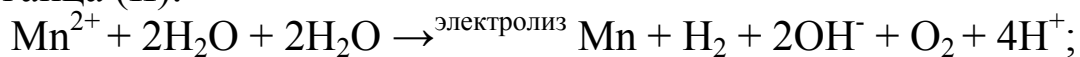
на катоде:



на аноде (+)



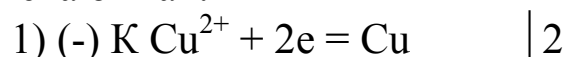
Суммарное уравнение электролиза раствора сульфата марганца (II):



Ответ. Продуктами электролиза являются: на катоде – марганец и водород, на аноде – кислород и серная кислота.

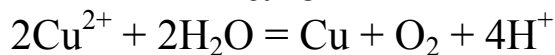
В. Электролиз раствора сульфата меди (II)

Решение. В соответствии с правилами катодные и анодные процессы в растворе сульфата меди (II) при электролизе протекают так:



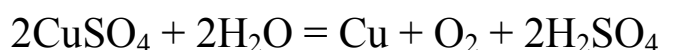
Ионное уравнение электролиза:

ЭЛ-3



Молекулярное уравнение:

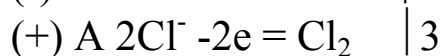
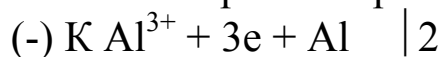
ЭЛ-3



Ответ. При электролизе раствора сульфата меди на катоде выделяется медь, на аноде – кислород и накапливается серная кислота,

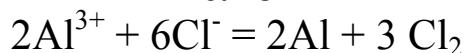
Пример 7. Вычислите массу алюминия, который можно получить при электролизе расплава хлорида алюминия, если сила тока 10 ампер, а время электролиза 1 час.

Решение. При электролизе протекают процессы:



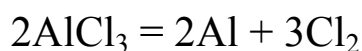
Ионное уравнение электролиза:

ЭЛ-3



Молекулярное уравнение электролиза:

ЭЛ-3



$$M(1/z \text{ Al}) = 27/3 = 9 \text{ г/моль-экв.}$$

$$m_{\text{Al}} = 9/96500 \times 10 \times 3600 = 3,35 \text{ г}$$

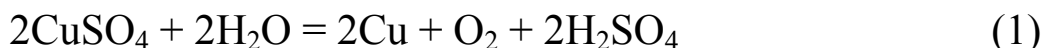
Ответ. Масса алюминия 3,35 г.

Пример 8. Электролиз раствора сульфата меди (II) ($V = 400$ мл, $\omega = 6\%$, $\rho = 1,02$ г/см³) продолжался до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 10 г. Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в растворе после электролиза и массу продуктов, выделившихся на инертных электродах электролизера.

Решение:

1. При электролизе сульфата меди протекает процесс:

эл-3



Следовательно, масса раствора уменьшилась за счет выделения меди и кислорода.

2. Примем, что меди выделилось x моль, тогда кислорода – $x/2$ моль (по уравнению электролиза). Следовательно:

$$x \times 64 + x/2 \times 32 = 10.$$

Решая уравнение, получим:

$$x = 0,125 \text{ моль, т. е. } \nu_{\text{Cu}} = 0,125 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,125 \times 64 = 8 \text{ г}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,125/2 \times 32 = 2 \text{ г.}$$

3. В исходном для электролиза растворе содержалось сульфата меди:

$$m(\text{р-ра}) = 400 \times 1,02 = 408 \text{ г}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 408 \times 0,06 = 24,48 \text{ г}$$

$$n(\text{CuSO}_4) = 24,48/160 = 0,153 \text{ моль.}$$

4. После электролиза осталось сульфата меди в растворе:

$$n(\text{CuSO}_4) = 0,153 - 0,125 = 0,028 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 0,028 \times 160 = 4,48 \text{ г}$$

$$\omega_2(\text{CuSO}_4) = 4,48/408 - 10 \times 100\% = 11,3\%.$$

5. Масса серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{Cu}) \text{ (уравнение 1)}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \times 98 = 12,25 \text{ г}$$

6. Масса раствора после электролиза:

$$m(\text{р-ра}) = 408 - 10 = 398 \text{ г.}$$

7. Массовая доля сульфата меди (II) в растворе после электролиза:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 4,48:398 \times 100 = 11,3\%$$

Ответ. $m(\text{Cu}) = 8$ г, $m(\text{O}_2) = 2$ г, $\omega_2(\text{CuSO}_4) = 11,3\%$, $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12,25$ г.

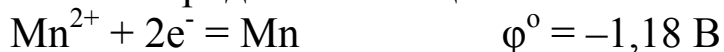
Пример 9. Будет ли работать гальванический элемент при проведении химической реакции: $\text{Mn} + \text{Ni}^{2+} = \text{Mn}^{2+} + \text{Ni}$?

Решение:

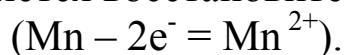
1. Критерием возможности протекания окислительно-восстановительной реакции является положительное значение ее ЭДС.

$$\text{ЭДС} = \varphi^{\circ}(\text{ок}) - \varphi^{\circ}(\text{вс}).$$

Из справочной литературы выписываем значения стандартных электродных потенциалов:



Более высоким значением восстановительного потенциала обладает Ni^{2+} , он и является окислителем. Следовательно, Mn является восстановителем:



2. ЭДС гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = -0,25 - (-1,18) = 0,93 \text{ В} > 0.$$

Ответ. Гальванический элемент будет работать.

Неорганическая химия Элементы главных подгрупп

Тема 13. VII А группа Периодической системы элементов. Галогены

Контрольные вопросы и задачи

1. Запишите электронные формулы атомов галогенов. Почему фтор, в отличие от атомов других галогенов, проявляет степень окисления только -1 , а валентность I? Проанализируйте в ряду галогенов закономерности в изменении атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательностей, проявляемых степеней окисления. Объясните наблюдаемые закономерности.

2. Почему молекулы галогенов двухатомны? Используя метод молекулярных орбиталей в описании ковалентной связи, оцените, может ли существовать частица I_2^{-} ?

3. Как объяснить разные агрегатные состояния галогенов при стандартных условиях, окраску и наблюдаемую закономерность изменения температуры кипения и плавления при переходе от фтора к астату?

4. Почему иод лучше растворяется в органических растворителях, чем в воде? Можно ли приготовить раствор фтора в воде и получить аналог хлорной воды? Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

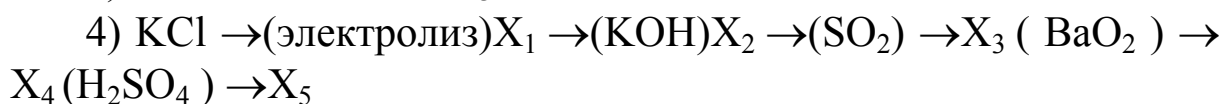
5. В какой степени окисления атомы галогенов могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительные и восстановительные свойства? Привести примеры (уравнения химических реакций).

8. Действием каких веществ на хлорную воду можно подтвердить присутствие в ней хлора, хлорид-ионов. Приведите уравнения соответствующих химических реакций. Как можно обнаружить присутствие в хлорной воде хлорноватистой кислоты. При этом следует учесть ее возможное разложение на солнечном свете.

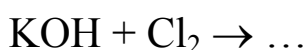
9. Дайте сравнительную характеристику в ряду галогеноводородов по следующим свойствам: температура плавления и кипения, восстановительные свойства (уравнения реакций).

10. В ряду кислородсодержащих кислот хлора HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 проследите изменения: геометрии анионов, термической устойчивости, кислотных свойств, окислительных свойств (уравнения реакций).

11. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для ОВР реакций в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

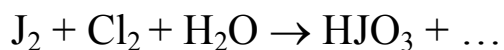


охл.



t





Укажите условия их проведения.

12. Для реакции взаимодействия перманганата калия с бромоводородной кислотой вычислите $\Delta_r G_{298}$ и константу равновесия.

13. При радикальном хлорировании 112 мл (н. у.) газообразного предельного углеводорода образовался хлороводород. Для нейтрализации его потребовалось 14,52 мл раствора едкого натра с массовой долей 10% и плотностью 1,1 г/см³. Сколько атомов водорода в углеводороде заместилось на хлор?

14. При обработке гидрида кальция избытком раствора соляной кислоты массой 200 г с массовой долей HCl 15%, выделилось 11,2 л (н. у.) водорода. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

15. В четырех пробирках находятся растворы солей SnCl₂, Na₂SO₃, Bi(NO₃)₃, Na₂B₄O₇. Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характерных для него реакций. Напишите уравнения всех предложенных вами реакции.

16. При разложении 49 г вещества выделился кислород объемом 13,44 л (н. у.). Оставшееся твердое вещество содержало калий 52,35% (по массе) и хлор 47,65% (по массе). Установите формулу неизвестного вещества.

17. Массовая доля брома в насыщенном водном растворе составляет 3,16%. Через раствор массой 200 г пропустили 2 л оксида серы (IV). Остался ли раствор окрашенным?

18. В стакан, содержащий соляную кислоту массой 100 г и $\omega = 10\%$, опустили цинковую пластинку. Когда пластинку промыли и высушили, оказалось, что ее масса уменьшилась на 6,5 г. Вычислите массовую долю оставшейся в растворе соляной кислоты.

19. Вычислите объем бромной воды, необходимый для окисления 15,2 г хлорида железа (II) в кислом растворе, если в 100 г воды при температуре 20⁰С растворяется 3,6 г брома.

Тема 14. VI А группа
Периодической системы элементов.
Халькогены

Контрольные вопросы и задачи

1. Запишите электронные формулы атомов кислорода, серы, селена и теллура. Почему атом кислорода, в отличие от атомов других халькогенов, проявляет валентность 2, степень окисления -2. Почему она не может быть другой, как у атомов других элементов этой подгруппы: +4, +6? Дайте сравнительную характеристику в ряду халькогенов изменения следующих свойств: атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательностей, проявляемых степеней окисления. Объясните наблюдаемые закономерности.

2. Строение молекулы серы. Аллотропия серы (ромбическая (α -сера), моноклинная (β -сера), пластическая сера). Состав молекулы серы при разных температурах.

3. Аллотропные модификации кислорода. Физические и химические свойства кислорода и озона, аллотропные модификации (в сравнении).

4. В какой степени окисления атомы серы могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительные и восстановительные свойства? Привести примеры (уравнения химических реакций).

5. Каков состав продуктов, образующихся при кипячении порошкообразной серы с раствором NaOH? Докажите состав этих продуктов уравнениями реакций.

6. Проиллюстрируйте на примерах окислительно-восстановительную двойственность SO_2 .

7. Как объяснить для водородных соединений халькогенов $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$ изменения: геометрии молекул, температур плавления и кипения, кислотного характера водных растворов, восстановительных свойств (уравнения реакций)? Проиллюстрируйте на примерах.

8. Какие вещества получаются при взаимодействии сульфида железа (II) с соляной кислотой, с концентрированной азотной кислотой? Запишите уравнения химических реакций.

9. Запишите уравнения химических реакций гидролиза сульфидов: сульфида алюминия, сульфида натрия, сульфида аммония.

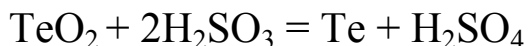
10. Растворяются ли осадки сульфидов цинка, меди, железа концентрацией 0,1 моль/л в хлороводородной кислоте концентрацией 0,1 моль/л?

11. $PP\ ZnS = 1,6 \times 10^{-24}$, $PP\ CdS = 3,6 \times 10^{-9}$. При растворении какой из солей в растворе создается более высокая концентрация сульфид-ионов, во сколько раз они отличаются?

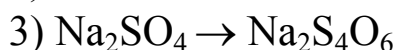
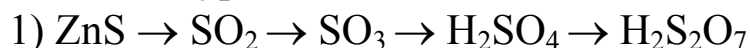
12. Можно ли в качестве осушителя использовать концентрированную серную кислоту для сероводорода, бромоводорода, иодоводорода? Ответ обоснуйте.

13. Расположите кислоты халькогенов со степенью окисления +4 и +6 в порядке: кислотного характера водных растворов, окислительно-восстановительных свойств. Подтвердите свойства уравнениями реакций.

14. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, рассчитайте возможность протекания реакции



15. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для ОВР реакций в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.



Укажите условия их проведения.

16. Запишите графические формулы трисерной, пероксодвухсерной, тетратионовой, тиоугольной кислот.

17. Сероводород объемом 5,6 л (н. у.) прореагировал без остатка с 59,02 мл 20%-го раствора KOH (плотность 1,186 г/мл). Определите массу соли, полученной в результате этой химической реакции.

18. Вычислите массу серы, требующуюся для получения 300 г 15%-го раствора SO_3 в H_2SO_4 .

19. Рассчитайте объем, занимаемый 1 молекул диоксида серы при 300 К и давлении 1 бар [$1\text{ бар} = 10^5\text{ Па}$; $R = 8,314\text{ Дж/ К}\cdot\text{моль}$].

20. Определите pH 2%-го раствора Na_2SO_3 , если его плотность равна 1.01 г/см^3 . Гидролизом по второй ступени можно пренебречь. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2 \text{ H}_2\text{SO}_3 = 6.2 \cdot 10^{-8}$.

21. Используя в качестве единственных источников серы и кислорода H_2O и H_2S , предложите схему синтеза $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

22. К 33,8 г пероксида бария добавили 119,8 г 16,4 %-го раствора серной кислоты. Рассчитайте массовую долю (%) пероксида водорода в образовавшемся растворе.

23. Какой объем оксида серы (IV), измеренный при температуре 27°C и давлении 98,5 кПа, образуется при обжиге пирита массой 300 кг? Пирит содержит 20% (по массе) примесей, которые при обжиге руды оксида серы (IV) не образуют.

24. Газ, полученный при сжигании сероводорода объемом 179,2 л (измерен при н.у.), пропустили через раствор гидроксида натрия (объем раствора 2 л, плотность $1,28 \text{ г/мл}$, $\omega_{\text{NaOH}} = 25\%$). Вычислите массовую долю образовавшейся соли в растворе.

Тема 15. V A группа
Периодической системы элементов.
Пниктогены.
Азот

Контрольные вопросы и задачи

1. Запишите электронные формулы атомов подгруппы азота. Почему азот, в отличие от атомов других пниктогенов, проявляет степень окисления +5, а валентность IV?

2. Объясните в ряду элементов главной подгруппы V группы закономерности в изменении следующих свойств: атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательностей, устойчивости степеней окисления.

3. Строение молекулы азота (метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей).

4. В какой степени окисления атомы азота могут проявлять:
а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительные и восстановительные свойства? Привести примеры уравнений химических реакций.

5. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака? Какую геометрическую формулу в связи с этим имеет молекула? Дайте схему перекрывания электронных облаков в молекуле аммиака. Почему валентный угол в молекуле аммиака меньше $109^{\circ}28'$ (107°)?

6. Сравните водородные соединения р-элементов V группы (ЭН_3) по изменению следующих параметров: геометрии молекул, температур плавления и кипения, восстановительных свойств, донорной способности. Приведите примеры уравнений реакций. Укажите способы получения этих соединений.

7. Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций, характерных для аммиака: присоединения, замещения, окисления, комплексообразования.

8. Имея в качестве исходных веществ воду и воздух, предложите схему получения аммиачной селитры. Напишите уравнения реакций.

9. Запишите уравнения реакций гидролиза солей: хлорида аммония, карбоната аммония, ацетата аммония. Рассчитайте pH раствора хлорида аммония ($C = 0,1$ моль/л).

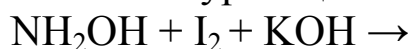
10. Как изменяются состав, восстановительные свойства и кислотно-основный характер кислородных соединений N, P, As, Sb и Bi в степени окисления +3? Охарактеризуйте используемые уравнения реакций.

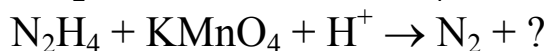
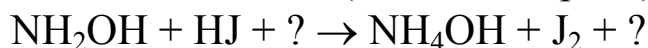
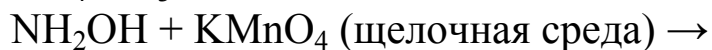
11. В ряду кислородных кислот элементов V группы со степенью окисления +5 выделите изменения: кислотных свойств водных растворов, окислительных свойств (примеры реакций). Объясните наблюдаемые закономерности.

12. Особые свойства азотной кислоты при взаимодействии с металлами, неметаллами и другими восстановителями.

13. Запишите уравнения реакций термического разложения нитратов натрия, цинка, серебра (I), аммония.

14. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для ОВР реакций в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.





Укажите условия их проведения.

15. На смесь меди и оксида меди (II) массой 75 г подействовали избытком концентрированной азотной кислоты. При этом образовался газ объемом 26,88 л (н. у.). Вычислите массовую долю оксида меди (II) в исходной смеси.

16. При пропускании избытка аммиака через 600 г раствора азотной кислоты с массовой долей 42% получили нитрат аммония массой 300 г. Вычислите массовую долю выхода продукта химической реакции.

17. Докажите возможность проявления окислительных свойства нитрата натрия с восстановителем (цинком) в щелочной среде.

18. Рассчитайте, какой объем (мл) воды потребуется для поглощения 46 г оксида азота (IV) в смеси с избытком кислорода, чтобы получить 15%-й раствор азотной кислоты.

19. Газ, полученный при взаимодействии 9,52 г меди с 50 мл 81%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,45 г/мл), пропустили через 150 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл). Определите массовые доли образовавшихся в растворе веществ.

20. Рассчитайте массу (г) 12,6%-го раствора азотной кислоты, которая потребуется для растворения медно-серебряного сплава, состоящего из 0,64 г меди и 1,08 г серебра. Азотная кислота восстанавливается при этом до оксида азота (II).

21. Из 56 кг азота было получено некоторое количество аммиака с 15%-ым выходом от теоретического. Аммиак затем был поглощен азотной кислотой. Какова масса (кг) образовавшейся при этом соли?

22. В воде растворили 29 г NH_4NO_3 , 54 г K_2SO_4 , 58 г KNO_3 ; при этом получили 800 г раствора. Такой же раствор может быть получен путем растворения в воде $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, KNO_3 и K_2SO_4 . Какие массы этих веществ необходимы для приготовления 800 г раствора?

23. Сколько молей NO_2 содержится в 40 см^3 этого газа при 300 К и давлении $1,1 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

24. Образующийся при разложении нитрата свинца оксид азота (IV) был поглощен раствором $\text{Ba}(\text{OH})_2$ при 40°C . Напишите уравнения реакций.

Фосфор

Контрольные вопросы и задачи

1. Приведите значения радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону для атомов фосфора, мышьяка и висмута. Чем объясняется различие указанных параметров? Чем объясняется различие в химии фосфора и азота?

2. Строение молекул фосфора. Почему двухатомная молекула фосфора в обычных условиях нестабильна, в то время как молекула азота относится к числу наиболее устойчивых? Строение основных полиморфных модификаций фосфора.

3. В чем причина различия в реакционной способности белого и красного фосфора? Предложите схему получения белого фосфора, используя в качестве единственного источника фосфора фосфорную кислоту. Напишите уравнения реакций.

4. Окислительные и восстановительные свойства фосфора. Привести примеры (уравнения химических реакций).

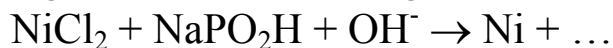
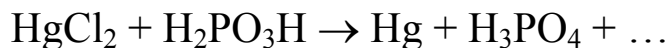
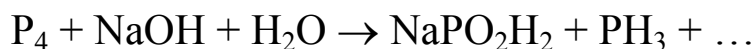
5. Можно ли для получения белого фосфора из фосфата кальция использовать в качестве восстановителя углерод, магний, алюминий? Выбор восстановителя обоснуйте термодинамическим расчетом.

6. Почему дипольный момент в молекуле фосфина $\mu = 0,55 \text{ Д}$, а в молекуле аммиака $\mu = 1,47 \text{ Д}$, а валентные углы составляют $93,5^\circ$ и 107° соответственно? Почему раствор фосфина в воде (растворяется плохо), в отличие от раствора аммиака в воде (растворяется хорошо), не имеет щелочной реакции?

7. Какое соединение, NH_3 или PH_3 , является более сильным восстановителем в водном растворе? Подтвердите ваш вывод уравнением химической реакции с KMnO_4 и расчетом ЕДС процессов.

8. Запишите графические формулы кислот: фосфорноватистой, фосфористой, фосфорной, тетраметафосфорной.

9. Используя электронно-ионный метод, напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций:



10. При сгорании 10 г фосфора на воздухе образовалось 22,91 г оксида, который при взаимодействии с водой образовал 31,63 г соответствующей кислоты. Установите формулу оксида фосфора.

11. Вычислите pH 1,96%-го раствора фосфорной кислоты ($\rho \sim 1 \text{ г/см}^3$), принимая во внимание лишь первую ступень ее диссоциации.

12. Вычислите массу гидрофосфата кальция (удобрение преципитат), с которым будет внесено столько же фосфора, сколько его вносится с 200 кг фосфорной муки, содержащей 77,5% по массе фосфата кальция.

13. В результате окисления белого фосфора кислородом воздуха получена смесь оксидов P_4O_6 и P_4O_{10} . Напишите уравнения реакций, необходимых для выделения и идентификации соединений фосфора. Какова роль среды в этих процессах?

14. При взаимодействии фосфора с концентрированной азотной кислотой ($\omega = 60 \%$, плотность раствора 1,37 г/мл) образовались ортофосфорная кислота и оксид азота (II) объемом 11,2 л (н. у.). Вычислите массу фосфора и объем раствора азотной кислоты, вступивших во взаимодействие.

15. Взаимодействие твердого нитрита натрия с оксохлоридом фосфора при нагревании на водяной бане приводит к образованию газа, который при -5°C конденсируется в красно-бурую жидкость. Полученное вещество поглотили раствором NaOH при 40°C . Напишите уравнения реакций.

Тема 16. IVA группа
Периодической системы элементов.
Углерод, кремний, германий, олово, свинец

Контрольные вопросы и задачи

1. Сопоставьте в ряду элементов главной подгруппы IV группы от углерода к кремнию изменения следующих свойств: атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательностей, устойчивости степеней окисления. Объясните наблюдаемые закономерности.

2. Как и почему изменяется стабильность гидридов в ряду Ge – Sn – Pb? Укажите способы получения гидридов этих элементов.

3. Объясните для угольной и кремниевой кислот изменения следующих параметров: термической устойчивости, кислотных свойств водных растворов. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих гидролиз карбонатов и силикатов щелочных элементов. В какой системе и почему гидролиз проходит более полно?

4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия их протекания.

5. При обработке карбида алюминия раствором соляной кислоты, масса которого 320 г и массовая доля HCl 22%, выделилось 6,72 л (н. у.) метана. Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

6. Предложите способ синтеза силана, используя в качестве единственного источника кремния кристаллический SiO₂.

7. К 300 мл 18%-го раствора Na₂CO₃ (ρ=1,19 г/см³) добавили 500 мл 6%-го раствора H₂SO₄ (ρ=1,04 г/см³). Сколько мл раствора соляной кислоты с массовой долей, равной 7% (ρ=1,030 г/см³), потребуется для разложения оставшейся соды?

8. Смесь углекислого газа и метана объемом 2,5 л (н. у.) пропустили через раствор гидроксида натрия. Для полного сжигания оставшегося газа потребовалось 2,24 л (н. у.) кислорода. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

9. Какой объем занимает 1,5 моль углекислого газа при 298°К и давлении 1 бар [$1\text{ бар} = 10^5\text{ Па}$; $R = 8,314\text{ Дж/ К моль}$].

10. Напишите уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства гидроксида олова (II), оксида свинца (II).

11. В четырех пробирках находятся сухие соли Na_2CO_3 , NaF , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaI . Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характерных для него реакций. Напишите уравнения всех предложенных вами реакций.

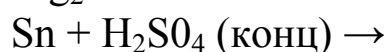
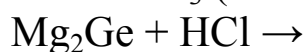
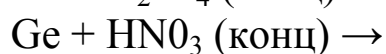
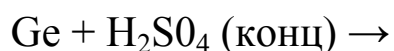
12. 1 г сухой соли Na_2CO_3 растворили в воде в мерной колбе на 100 мл (объем раствора довели до метки). Определите pH полученного раствора. Гидролизом по второй ступени можно пренебречь. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-11}$.

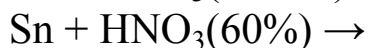
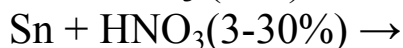
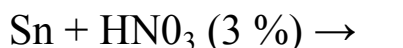
13. Предложите схему синтеза PbO_2 , используя в качестве единственного источника свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Запишите уравнения реакций.

14. Смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 20 г растворили в избытке соляной кислоты. В результате реакции выделилось 4,48 л газа (н. у.). Определите массовые доли карбонатов в исходной смеси.

15. При действии разбавленной азотной кислоты на сурик Pb_3O_4 образуются темно-коричневый осадок *A* и раствор соли *B*. При добавлении к осадку *A* подкисленного серной кислотой водного раствора сульфата марганца (II) наблюдается окрашивание раствора в малиновый цвет в результате образования вещества *C*. Определите вещества *A*, *B*, *C*. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

16. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для ОВР реакций в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.





Укажите условия их протекания.

Тема 17. III А группа Периодической системы. Алюминий, бор, галлий, индий, таллий

Контрольные вопросы и задачи

1. Сравните электронные конфигурации атомов бора, алюминия, галлия, индия, таллия.

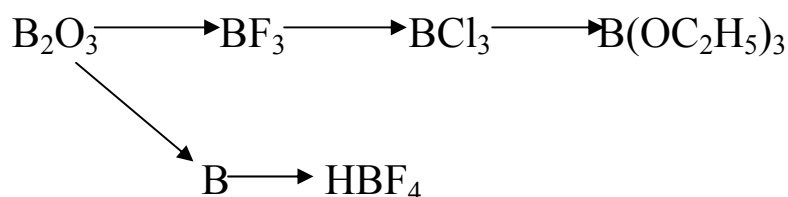
2. Проанализируйте для элементов данной подгруппы изменения в значениях: атомных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательностей. Для простых веществ сравните температуры кипения и плавления. Объясните наблюдаемые закономерности.

3. Почему для элементов галлия, индия и таллия характерны особые поляризационные свойства?

4. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения:

получения бора из борной кислоты, алюминия из оксида алюминия, реакцию бора с концентрированной азотной кислотой.

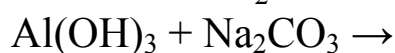
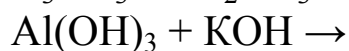
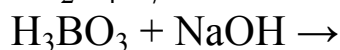
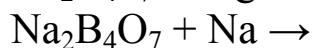
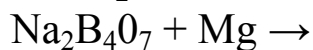
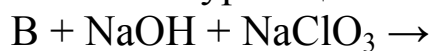
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия их протекания.

6. В трех пробирках находятся продукты взаимодействия с водой следующих веществ: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, Na_2CO_3 , NaNH_2PO_2 . Напишите уравнения гидролиза указанных соединений. Предложите способы идентификации содержимого каждой пробирки.

7. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для ОВР реакций в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.



Укажите условия их протекания.

8. Потенциалы ионизации алюминия первый, второй и третий значительно меньше соответствующих потенциалов ионизации бора. Как это отражается на степени ионности связи в молекулах Al_2O_3 и B_2O_3 ?

9. Как изменяются свойства оксидов в ряду B_2O_3 — Tl_2O_3 ?

10. Почему ортоборная кислота является одноосновной? Запишите структурную формулу.

11. Опишите один из самых эффективных способов снятия оксидной пленки с алюминия.

12. Почему алюминий растворяется в водном растворе карбоната натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

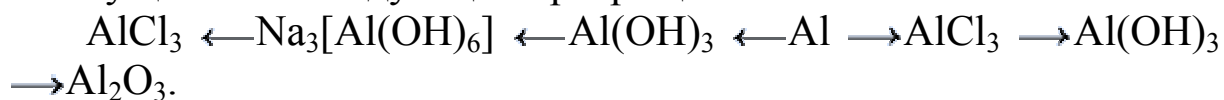
13. Какой раствор нельзя кипятить в алюминиевом сосуде: нитрата натрия, нитрата ртути, соды, хлорида калия?

14. Напишите гидролиз тетрабората натрия.

15. Составьте молекулярное уравнение реакции вещества с водой: а) трикарбида тетраалюминия, б) трисульфида дигаллия, в) диборана, г) трибромида бора.

16. Изобразите пространственную конфигурацию молекулы BCl_3 .

17. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



18. Напишите уравнения реакций между следующими веществами:

- а) алюминием и оксидом железа (III);
- б) хлоридом алюминия и гидридом лития;
- в) оксидом алюминия и серной кислотой.

Укажите условия протекания реакций.

19. При полном растворении алюминия в 500 г раствора гидроксида натрия выделилось 33,6 л водорода, при этом образовался тетрагидроксоалюминат натрия. Вычислите массовую долю вещества в полученном растворе.

20. При прокаливании природного соединения, содержащего 70 % (масс.) гидроксида алюминия образовалось 102,0 г оксида алюминия. Определите массу исходного соединения.

21. Какой объем 40%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,4 г/мл) следует добавить к 50 г 10%-го раствора хлорида алюминия для того, чтобы первоначально выпавший осадок полностью растворился?

22. Чему равна масса алюминия, необходимого для получения хрома массой 1 т из оксида хрома (III) методом алюминотермии?

Тема 18. I A и II A группы Периодической системы.

Щелочные и щелочноземельные элементы

Контрольные вопросы и задачи

1. Сравните электронные конфигурации атомов щелочных металлов.

2. Сравните электронные конфигурации атомов элементов II A группы.

3. В чем проявляется диагональное сходство лития и магния?

4. Как изменяется в ряду $\text{Li}^+ - \text{Cs}^+$ поляризующее действие катионов? Почему?

5. Как можно обнаружить щелочные металлы и их соединения?

6. Основные минералы и природные соединения щелочных и щелочноземельных элементов.

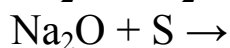
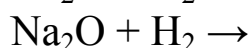
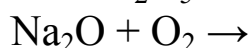
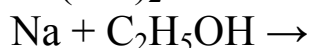
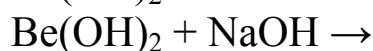
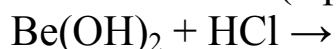
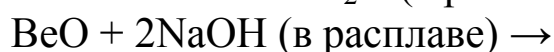
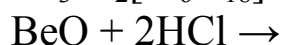
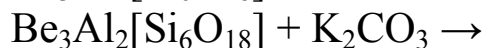
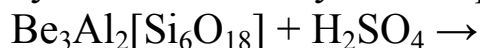
7. В трех пробирках находятся водные растворы MgCl_2 , CaCl_2 и BaCl_2 . Предложите способы идентификации содержимого каждой пробирки. Запишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

8. При прокаливании нитрата щелочного металла был получен твердый остаток, масса которого составила 21,7% от исходной массы нитрата. Установите состав нитрата.

9. Для растворения 1,26 г сплава магния с алюминием использовано 35 мл 19,6%-го раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл). Избыток кислоты вступил в реакцию с 28,6 мл раствора гидрокарбоната калия с концентрацией 1,4 моль/л. Определите массовые доли металлов в сплаве и объем газа (при н. у.), выделившегося при растворении сплава.

10. При взаимодействии 1 л 0,015 М горячего раствора гидроксида бария с 3,81 г иода образуется осадок А ($\text{ПР}=1,5 \cdot 10^{-9}$) и раствор В. Осадок А был отфильтрован. При прокаливании осадка А образуется белое твердое вещество, а также кислород и пары фиолетового цвета. Какой объем (н. у.) кислорода выделится при этом?

11. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия их протекания.

12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}$. Укажите условия их протекания.

13. Для растворения смеси оксида и карбоната магния потребовалось 400 мл 2 моль/л раствора соляной кислоты. В результате

взаимодействия выделилось 6,72 л газа. Определите массы веществ в смеси.

14. Вычислите объем воды, в котором необходимо растворить 2,3 г металлического натрия для получения 5%-го раствора гидроксида натрия.

15. 16,8 г пищевой соды прокалили, твердый остаток растворили в 100 г воды. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

16. Смесь гидридов калия и натрия массой 44,8 г обработали водой. В результате химического взаимодействия выделилось 13,44 л газа водорода (н. у.). Вычислите массовые доли гидридов в исходной смеси.

Элементы побочных подгрупп (переходные элементы)

Тема 19. I Б группа Периодической системы. Подгруппа меди (медь – серебро – золото)

Контрольные вопросы и задачи

1. В чем состоит валентная аномалия простых веществ I Б группы?

2. Уникальность физических свойств простых веществ I Б группы.

3. Что является главной причиной резко контрастирующих свойств элементов IA и I Б групп в металлическом состоянии?

4. Как из CuCl_2 получить CuCl ? В чем можно растворить CuCl ?

5. Пирометаллургический процесс получения меди из сульфидных руд типа CuFeS_2 .

6. Напишите уравнения реакций превращения гидроксида меди (II) в водных растворах щелочей. Отметьте его цвет.

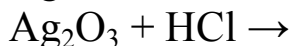
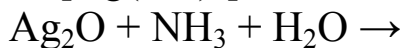
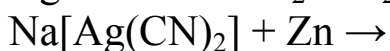
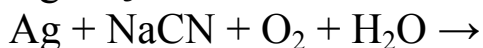
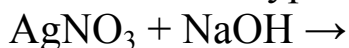
7. Что такое реактив Швейцера?

8. Какое соединение получило название каломель? Свойства каломели.

9. Как изменяется термическая устойчивость оксидов $\text{Э}_2\text{O}$?

10. Напишите уравнения реакций золота в царской водке.

11. Составьте уравнения следующих реакций:



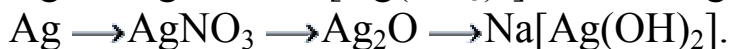
Укажите условия их протекания.

12. Составьте уравнения реакций между серебром и следующими веществами: а) концентрированным раствором азотной кислоты; б) концентрированным раствором серной кислоты; в) цианидом калия в присутствии кислорода; г) серой;

между следующими веществами: а) бромидом серебра и тиосульфатом натрия; б) йодидом серебра и йодидом калия; в) ацетатом серебра и медью.

Укажите условия протекания реакций.

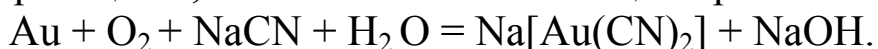
13. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия их протекания.

14. Почему поверхность серебра чернеет на воздухе?

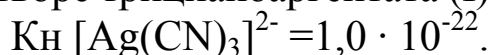
15. Вычислите, сколько цианида натрия потребуется для извлечения самородного золота из 10 т золотоносной породы, содержащей 0,01% Au по массе. Реакция протекает по схеме:



16. Сплав меди и серебра массой 10 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. После прекращения реакции к полученному раствору прилили избыток раствора хлорида калия. Полученный осадок отфильтровали, выпарили и взвесили. Масса осадка равна 7,175 г. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве.

17. Сплав Zn и Ag массой 116,8 г обработали концентрированной азотной кислотой. После прекращения реакции к полученному раствору прилили избыток раствора KCl. Полученный осадок отфильтровали, выпарили и взвесили. Масса осадка равна 86,1 г. Рассчитайте массы металлов в сплаве.

18. Вычислите значение концентрации катионов серебра (I) в растворе трицианоаргентата (I) калия концентрацией 0,001 моль/л.



19. Можно ли разрушить комплексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ($C = 0,1$ моль/л) добавлением раствора хлорида калия равного объема и равной концентрации?

Тема 20. II Б группа

Периодической системы.

Подгруппа цинка (цинк – кадмий – ртуть)

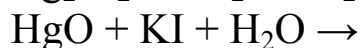
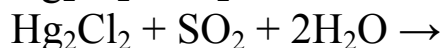
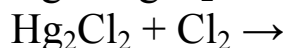
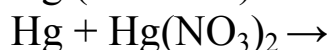
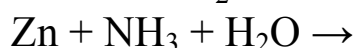
Контрольные вопросы и задачи

1. Почему элементы этой группы по свойствам более сходны с постпереходными элементами последующих групп ПС?

2. Почему радиусы атомов и ионов сильно возрастают при переходе от элемента 4-го периода Zn к элементу 5-го Cd, но при переходе к элементу 6-го Hg радиус изменяется несущественно?

3. В чем растворимы цинк, кадмий и ртуть? Напишите уравнения реакций.

4. Составьте уравнения следующих реакций:



5. Напишите уравнения реакций получения солей ртути (I).

6. Оловянную бронзу (сплав цинка и олова) массой 19,82 г обработали 210 мл серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 12% (плотность раствора 1,083 г/мл). Рассчитайте массовую долю олова в сплаве, если вся кислота израсходовалась.

7. Сплав меди и цинка, содержащий 35% цинка (латунь), обработали 200 мл соляной кислоты с массовой долей HCl 30%

(плотность раствора 1,15 г/мл). Определите массу сплава, если вся кислота израсходовалась.

8. Смесь кремния, цинка и магния массой 31,4 г обработали раствором соляной кислоты, в результате реакции образовалось 11,2 л (н. у.) водорода. Затем такое же количество смеси подвергли взаимодействию с раствором гидроксида натрия – выделилось 22,4 л (н. у.) водорода. Определите массовые доли веществ в смеси.

9. В 200 г раствора содержащего 10% (масс.) сульфата меди поместили 7,0 г железных опилок. Вычислите массу меди, которая образовалась в результате химического взаимодействия.

10. Электролиз 400 мл 6%-го раствора сульфата меди (II) (плотность 1,02 г /мл) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 10 г. Определите массовые доли соединений в оставшемся растворе и массы продуктов, выделившихся на инертных электродах.

11. Какие из приведенных металлов будут реагировать с разбавленной серной кислотой: серебро, медь, цинк, железо, хром? Напишите уравнения реакций.

12. Какие из приведенных металлов будут реагировать с концентрированной азотной кислотой: железо, золото, цинк, медь, алюминий? Напишите уравнения реакций.

13. Напишите уравнения реакций между кадмием и концентрированной азотной кислотой (при нагревании).

14. Какое количество гидроксида цинка (в молях) надо взять для получения 14,30 г цинката натрия?

15. В раствор, содержащий 14,1 г нитрата меди (II) и 14,6 г нитрата ртути (II), погрузили кадмиевую пластинку массой 50 г. На сколько процентов увеличилась масса пластинки после выделения меди и ртути из раствора?

**Тема 21. III Б группа Периодической системы.
Редкоземельные элементы (РЗМ) (скандий,
иттрий, лантан). Подгруппа скандия
и лантаниды, актиний и актиниды**

Контрольные вопросы и задачи

1. Какие элементы относят к цериевой подгруппе и какие относят к иттриевой? Почему?
2. Объясните эффект лантанидного сжатия.
3. Укажите самую устойчивую степень окисления элементов III Б группы. Дайте объяснение.
4. Как изменяются значения температур плавления и кипения по ряду РЗМ?
5. Какие РЗМ наиболее реакционноспособны? Почему? Приведите примеры уравнений реакций.
6. Составьте уравнения следующих реакций:
 $\text{La} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Ce}_2(\text{CO}_3)_3 \rightarrow$
 $\text{CeO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{Th} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{ThCl}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия РЗМ с а) кислотами; б) неметаллами.
8. Химия церия. Качественные реакции церия. Раскройте окислительно-восстановительные свойства соединений церия.
10. Сравните лантаниды и актиниды. Отличительная особенность солей актинидов и лантанидов.
11. Напишите уравнения реакций, подтверждающие амфотерные свойства гидроксида тория (IV).
12. Получение РЗМ.

**Тема 22. IV Б группа
Периодической системы.
Подгруппа титана (титан, гафний, цирконий)**

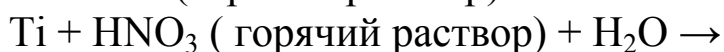
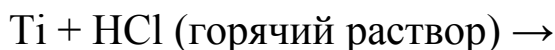
Контрольные вопросы и задачи

1. Сопоставьте электронные конфигурации атомов титана, циркония и гафния.

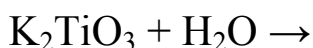
2. Сопоставьте изменения следующих свойств элементов подгруппы титана: атомных радиусов, потенциалов ионизации, проявляемых степеней окисления, отношения металлов к кислотам и щелочам. Объясните наблюдаемые закономерности.

3. Дайте характеристику строения и физических свойств простых веществ титана, гафния и циркония. Химические свойства.

4. Составьте уравнения следующих реакций:



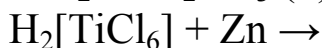
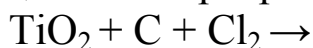
При гидролизе образовавшийся соли образуется титановая кислота



Какие свойства титана подтверждают данные реакции?

5. Охарактеризуйте для оксидов кремния (IV) и титана (IV) изменения следующих параметров: строения, кислотно-основных и окислительных свойств. Объясните наблюдаемые закономерности.

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



7. Какие физические свойства характерны для оксида Ti (III) (обратите внимание на растворимость)?

8. Какие свойства – окислительные или восстановительные – могут проявлять в химических реакциях соединения титана (III) и титана (IV)?

9. Какой из двух гидроксидов проявляет более основные свойства: $\text{Ti}(\text{OH})_4$ или $\text{Zr}(\text{OH})_4$, $\text{Ti}(\text{OH})_4$ или $\text{Ti}(\text{OH})_3$? Обоснуйте.

10. При прокаливании металлического титана на воздухе образуется белый порошок, который растворяется в концентрированной серной кислоте и сплавляется со щелочами. Что представляет собой этот белый порошок? Напишите уравнения реакций.

11. Сравните строение и свойства галогенидов титана, гафния, циркония.

12. Почему раствор титана (III) в соляной кислоте имеет синий цвет, а в серной – сиреневый?

13. Как качественно определить присутствие титана (IV) в растворе?

14. Напишите уравнение реакции получения титана магний-термическим восстановлением его высшего хлорида.

15. Составьте графические формулы сульфата оксотитана (IV) и нитрата оксоциркония (IV). Напишите уравнения реакций их образования при гидролизе соответствующих средних солей.

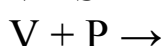
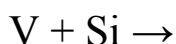
Тема 23. V Б группа
Периодической системы.
Подгруппа ванадия (ванадий, ниобий, тантал,
дубний, протактиний)

Контрольные вопросы и задачи

1. Как изменяются свойства соединений ванадия со степенями окисления +2, +3, +4, +5?

2. Какие свойства проявляют V, Nb, Ta?

3. Составьте уравнения следующих реакций:





В чем проявляется особенность взаимодействия ванадия с галогенами при нагревании до 200–300°C?

4. Какие продукты образуются при взаимодействии ванадия с водой, растворами: соляной, серной и азотной кислотами?

5. Напишите уравнения химических реакций:

а) металлического ванадия с HF, HNO₃, горячей концентрированной H₂SO₄;

б) растворения металлического ванадия в смеси азотной и плавиковой кислот.

6. Как ведут себя металлы подгруппы ванадия в присутствии окислителей при сплавлении со щелочами? Ответ поясните уравнениями реакций.

7. Комплексные соединения ванадия.

8. Какие существуют способы получения ванадия?

9. Оксид ванадия (II) VO. Отрадите уравнениями реакций его химические свойства.

10. Напишите соединения, в которых основными формами существования ванадия (III) являются V³⁺, VO⁺, VO₃³⁻; комплексные ионы, в которых ванадий имеет координационное число, равное 6.

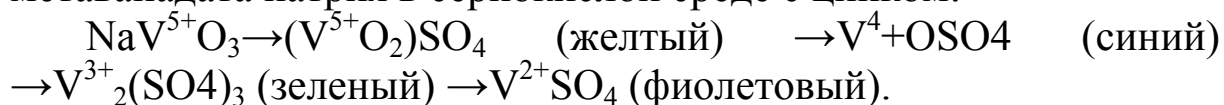
11. С какими веществами взаимодействует оксид ванадия (III) (V₂O₃)? Химические свойства V₂O₃.

12. Химические свойства гидроксида ванадия (III) (V(OH)₃) и солей ванадия (III). Подтвердите уравнениями реакций.

13. Приведите формулы соединений ванадия со степенью окисления +5, в которых содержатся оксокатионы VO₂⁺, VO³⁺ (ванадил-ионы) и оксоанионы VO₄³⁻, V₂O₇⁴⁻.

14. Какими свойствами обладает оксид ванадия (V) V₂O₅? Напишите уравнения реакций.

15. Составьте суммарное уравнение реакции перехода ванадия от высшей степени окисления +5 к низшей +2 через все промежуточные степени окисления при взаимодействии раствора метаванадата натрия в сернокислой среде с цинком:



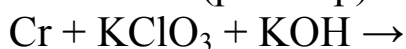
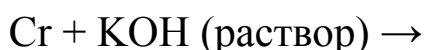
**Тема 24. VI Б группа
Периодической системы.
Подгруппа хрома (хром,
молибден, вольфрам, сиборгий)**

Контрольные вопросы и задачи

1. Напишите электронные формулы атомов хрома, молибдена, вольфрама, сиборгия. Почему в основном состоянии атом хрома имеет электронную конфигурацию $(n-1)d^5ns^1$, а не $(n-1)d^4ns^2$?

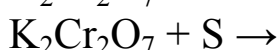
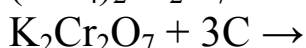
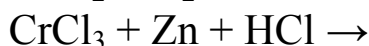
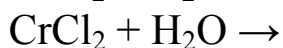
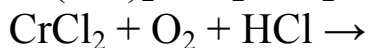
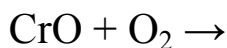
2. Укажите сходство и различие в строении атомов элементов VIA и VIB подгрупп на примере хрома и серы. Как это отражается на свойствах их оксидов и гидроксидов (кислот и оснований)?

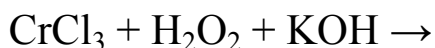
3. Особенности строения атома хрома. Свойства простого вещества. Какие свойства отражены примерами уравнений реакций?



3. Какие степени окисления характерны для атомов хрома? В рядах $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$; $\text{Cr(OH)}_2 - \text{Cr(OH)}_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$ укажите, как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соответствующих соединений.

4. Составьте уравнения следующих реакций:

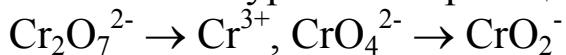




Укажите условия их протекания.

5. Почему при растворении металлического хрома в соляной или разбавленной серной кислоте образуются растворы различной окраски в зависимости от того, проводится ли реакция в контакте с воздухом или в среде инертного газа?

6. Составьте уравнения реакций, соответствующих переходу:



7. Напишите в ионной и молекулярной форме уравнение той реакции, которая обуславливает кислотность среды раствора $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$.

8. Почему комплексные анионы $[\text{CrCl}_6]^{2-}$, $[\text{MnCl}_6]^{2-}$ имеют одинаковые магнитные свойства?

9. Рассчитайте pH раствора соли – хлорида хрома (III), если ее концентрация 0,01 моль/л, а $K_{\text{д}_3} \text{Cr}(\text{OH})_3 = 1,02 \times 10^{-12}$.

10. К 14%-му раствору нитрата хрома (III) добавили сульфид натрия, полученный раствор отфильтровали и прокипятили (без потери воды), при этом массовая доля соли хрома уменьшилась до 10%. Определите массовые доли остальных веществ в полученном растворе.

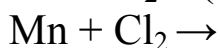
11. Напишите электронную формулу атома молибдена. Объясните близость атомных и ионных радиусов молибдена и вольфрама. Как это сказывается на химических свойствах атомов этих элементов?

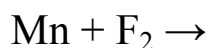
Тема 25. VII Б группа **Периодической системы** **(марганец, технеций, рений, борий)**

Контрольные вопросы и задачи

1. Приведите формулы соединений марганца с характерными степенями окисления.

2. Составьте уравнения следующих реакций:

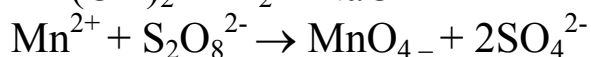
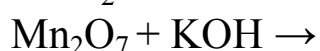
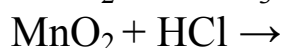
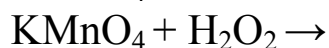




3. Как изменяются окислительные свойства соединений марганца в ряду: $\text{Mn}^{+3} - \text{Mn}^{+4} - \text{Mn}^{+5} - \text{Mn}^{+6} - \text{Mn}^{+7}$?

4. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих переходу: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. Укажите условия их протекания.

5. Составьте уравнения следующих реакций:



Укажите условия их протекания.

6. Охарактеризуйте химические свойства MnO .

7. Устойчив ли осадок $\text{Mn}(\text{OH})_2$ во влажном состоянии к действию кислорода воздуха? Можно ли это обнаружить по какому-то внешнему признаку?

8. Охарактеризуйте химические свойства оксидов марганца: Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . В ряду $\text{MnO} - \text{MnO}_2 - \text{Mn}_2\text{O}_7$ укажите, как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соответствующих соединений.

9. Приведите примеры химических соединений перманганатов и манганатов.

10. Какой минимальный объем раствора гидроксида натрия необходимо добавить к 100 мл раствора сульфата марганца (II), чтобы выпал осадок?

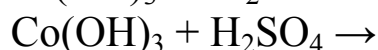
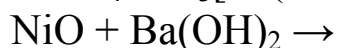
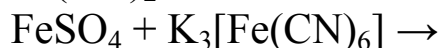
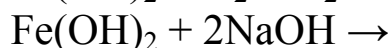
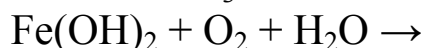
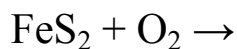
11. Образуется ли осадок сульфида марганца (II) при сливании растворов нитрата марганца (II) и сульфида калия с одинаковой концентрацией 0,01 моль/л в соотношении 1:2?

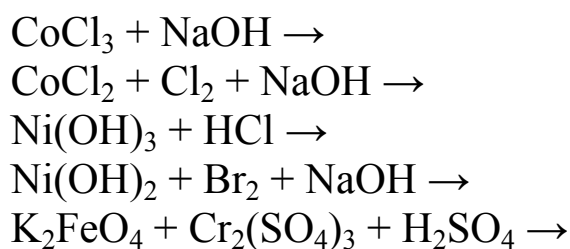
12. Вычислите массу йода, который выделится в реакции иодида калия с перманганатом калия в кислой среде. Объем раствора перманганата калия 0,3 л, $\omega = 6\%$, $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$.

**Тема 26. VIII Б группа
Периодической системы.
Триады железа (железо, кобальт, никель)**

Контрольные вопросы и задачи

1. Охарактеризуйте полиморфные соединения железа, кобальта.
2. Приведите пример нестехиометрического состава соединений триады железа.
3. Напишите уравнения реакций между железом и следующими веществами: а) разбавленной соляной кислотой; б) концентрированной серной кислотой; в) оксидом углерода (II); г) серой; д) оксидом олова (II); е) оксидом углерода (II).
4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
$$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4.$$
Укажите условия протекания реакций.
5. Как взаимодействует Fe_2O_3 с растворами и с расплавами щелочей?
6. Напишите качественные реакции на катион железа (II) и катион железа (III).
7. Почему при приготовлении водных растворов солей железа (III) добавляют кислоту?
8. Как перевести соль железа (II) в соль железа (III)? Как осуществить обратный переход?
9. Общие химические свойства железа, кобальта, никеля.
10. Составьте уравнения следующих реакций:





Укажите условия протекания реакций.

11. Напишите уравнения реакций между следующими веществами: а) оксидом никеля (II) и соляной кислотой; б) гидроксидом кобальта (II) и концентрированным раствором гидроксида натрия; в) гидроксидом никеля (II) и избытком раствора аммиака.

12. Какой из катионов (железа, никеля, кобальта в степени окисления +2) обладает более сильными восстановительными свойствами? Привести примеры реакций.

13. Вычислите количество железа (в кг), которое можно получить из 1 тонны пирита, содержащего 80% FeS_2 .

14. К 100 г раствора хлорида кобальта (II), содержащего 10% (масс.) CoCl_2 , прилили избыток раствора гидроксида натрия. Полученный осадок отфильтровали, высушили и прокалили. Вычислите объем соляной кислоты ($w = 24\%$, плотность раствора 1,121 г/мл), необходимый для растворения полученного вещества.

15. Реакция восстановления оксида железа (II) аммиаком:

$3\text{FeO}(\text{тв.}) + 2\text{NH}_3(\text{г.}) = 3\text{Fe}(\text{тв.}) + \text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ – начинается при температуре 322°C .

Вычислите $\Delta_r S_{298}^\circ$ этой реакции, если $E^\circ(\text{FeO}_{(\text{тв.})}/\text{Fe}_{(\text{тв.})}) = -0,865\text{В}$ и $E^\circ(\text{N}_{2(\text{г.})}/\text{NH}_{3(\text{г.})}) = -0,771\text{В}$ при $\text{pH}=14$ и $T=298\text{К}$, а $\Delta G_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})}) = 8,63 \text{ кДж/моль}$. Напишите уравнения полуреакций, использованных вами при вычислении термодинамических функций. При проведении расчетов зависимостью ΔH_T° и ΔS_T° реакции от температуры следует пренебречь. При какой температуре (большей или меньшей 322°C) начинается реакция восстановления FeO аммиаком? Дайте аргументированный ответ. Напишите уравнение соответствующей реакции.

16. При прокаливании 37,45 г гидроксида железа (III) получили твердый остаток. Вычислите объем соляной кислоты с массовой долей HCl 20% (плотность раствора 1,1 г/мл), необходимый для растворения полученного вещества.

17. Вычислите объем бромной воды, необходимый для окисления 15,2 г хлорида железа (II) в кислом растворе, если в 100 г воды при температуре 20°C растворяется 3,6 г брома.

Оглавление

Общая химия	3
Тема 1. Основные понятия и законы химии	3
Тема 2. Строение атома	4
Тема 3. Химическая связь	5
Тема 4. Скорость химических реакций	7
Тема 5. Химическое равновесие	9
Тема 6. Энергетика химических реакций	12
Тема 7. Растворы электролитов и неэлектролитов. Химическое равновесие в растворах электролитов	15
Тема 9. Произведение растворимости	27
Тема 10. Комплексные соединения	33
Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	36
Тема 12. Электрохимические процессы	41
Неорганическая химия. Элементы главных подгрупп	47
Тема 13. VII А группа Периодической системы элементов. Галогены	47
Тема 14. VI А группа Периодической системы элементов. Халькогены	50
Тема 15. V А группа Периодической системы элементов. Пниктогены. Азот	52
Фосфор	55
Тема 16. IV А группа Периодической системы элементов. Углерод, кремний, германий, олово, свинец	57
Тема 17. III А группа Периодической системы. Алюминий, бор, галлий, индий, таллий	59
Тема 18. I А и II А группы Периодической системы. Щелочные и щелочноземельные элементы	61
Элементы побочных подгрупп (переходные элементы)	63
Тема 19. I Б группа Периодической системы. Подгруппа меди (медь – серебро – золото)	63
Тема 20. II Б группа Периодической системы. Подгруппа цинка (цинк – кадмий – ртуть)	65
Тема 21. III Б группа Периодической системы. Редкоземельные элементы (РЗМ) (скандий, иттрий, лантан). Подгруппа скандия и лантаниды, актиний и актиниды	67
Тема 22. IV Б группа Периодической системы. Подгруппа титана (титан, гафний, цирконий)	68
Тема 23. V Б группа Периодической системы. Подгруппа ванадия (ванадий, ниобий, тантал, дубний, протактиний)	69
Тема 24. VI Б группа Периодической системы. Подгруппа хрома (хром, молибден, вольфрам, сиборгий)	71
Тема 25. VII Б группа Периодической системы (марганец, технеций, рений, борий)	72
Тема 26. VIII Б группа Периодической системы. Триады железа (железо, кобальт, никель)	74

**И. В. Волкова
Т. Н. Орлова**

**Общая
и неорганическая химия**