



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО

ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ

ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ

ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Колледж СамГТУ

Е.А. БЕЛЯКОВА

ХИМИЯ

*Методические указания практическим и
лабораторным занятиям*

Самара

Самарский государственный технический университет

2024

Печатается по решению методической комиссии Колледжа СамГТУ (протокол № 3 от 22.11.2024 г.).

Составитель: Белякова Е.А.

Химия: методические указания к практическим занятиям студентов СПО/
Е.А. Белякова – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2024. 74 с.

Методические указания предназначены для студентов, обучающихся по специальности среднего профессионального образования 08.02.02 Строительство и эксплуатация инженерных сооружений.

Методические указания включают в себя комплект методических материалов, необходимых для успешной подготовки и участия в проведении практических и лабораторных занятий по дисциплине «Химия» студентам СПО.

СОДЕРЖАНИЕ

	Введение	4
1	Лабораторное занятие 1. Техника безопасности. При работе в лаборатории химии. Классы неорганических веществ.	8
2	Лабораторное занятие 2. Определение молярной массы эквивалентов.	20
3	Лабораторное занятие 3. Скорость химической реакции и химическое равновесие	34
4	Лабораторное занятие 4. Гидролиз солей	41
5	Лабораторное занятие 5. Окислительно-восстановительные реакции	48
6	Практическое занятие 1. Растворы	58
7	Практическое занятие 2. Дисперсные системы	63
8	Практическое занятие 3. Гальванические элементы	66
9	Практическое занятие 4. Коррозия металлов	72
10	Литература	73

Введение

Методические указания по практических занятий по дисциплине «Химия» составлены в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования (ФГОС) по специальности 08.02.02 Строительство и эксплуатация инженерных сооружений.

Преподавание дисциплины имеет практическую направленность и проводится в тесной взаимосвязи с другими общепрофессиональными и специальными дисциплинами, такими как «Физика», «Экология».

Практические и лабораторные работы относятся к основным видам учебных занятий.

Основная задача - закрепление и приобретение необходимых практических умений и навыков.

Цели проведения практических и лабораторных занятий: обобщение, систематизация, углубление теоретических знаний по дисциплине, умение применять полученные знания на практике.

После завершения курса студенты должны приобрести следующие знания, умения и навыки:

- уметь выявлять характерные признаки и взаимосвязь изученных понятий, применять соответствующие понятия при описании строения и свойств неорганических и органических веществ и их превращений; выявлять взаимосвязь химических знаний с понятиями и представлениями других естественнонаучных предметов;
- уметь использовать наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия важнейших веществ (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин, угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других), составлять формулы неорганических и органических веществ, уравнения химических реакций, объяснять их смысл; подтверждать характерные химические свойства веществ соответствующими экспериментами и записями уравнений химических реакций;
- уметь устанавливать принадлежность изученных неорганических и органических веществ к определенным классам и группам соединений, характеризовать их состав и важнейшие свойства; определять виды химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), типы кристаллических решеток веществ; классифицировать химические реакции;

- сформировать представления: о химической составляющей естественнонаучной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;
- уметь проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций; использовать системные химические знания для принятия решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением.

Содержание лабораторных занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема лабораторного занятия	Содержание лабораторного занятия (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
1 семестр				
1	Основные понятия и законы химии	Техника безопасности при работе в лаборатории химии. Классы неорганических веществ.	Вводный инструктаж по работе в учебных химических лабораториях по работе с оборудованием, химической посудой и реактивами. Первая помощь. Вводный инструктаж по работе в учебных химических лабораториях по работе с оборудованием, химической посудой и реактивами. Первая помощь. Получение и изучение химических свойств оксидов, гидроксидов, кислот, оснований и солей различной природы, генетической связи между классами неорганических	2

			соединений.	
2	Строение вещества	Определение молярной массы эквивалентов	Ознакомление с понятием эквивалент вещества и методикой расчета молярной массы эквивалентов по закону эквивалентов	2
3	Закономерности протекания химических реакций	Скорость химической реакции и химическое равновесие	Рассмотрение основных закономерностей протекания химических превращений и химического равновесия. Изучение факторов влияющих на скорость протекания химических реакций, составление кинетических уравнений и выражений для константы химического равновесия. Определение направления смещения химического равновесия.	4
4	Растворы и дисперсные системы.	Гидролиз солей.	Установление взаимосвязи между составом соли и ее способностью подвергаться гидролизу. Составление молекулярных и ионных уравнений реакций гидролиза солей. С помощью индикаторов экспериментальное определение характера среды в растворах солей.	4

			Сопоставление результаты эксперимента с теоретическими данными, сравнение кислотности получаемых растворов.	
4	Электро-химия	Окислительно-восстановительные реакции.	Ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, с продуктами их взаимодействия между собой и составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, подбор стехиометрических коэффициентов с помощью электрон	4
Итого за семестр:				16
Итого:				16

Проведение лабораторной работы делится на две условные части: теоретическую и практическую.

Необходимыми структурными элементами занятия являются проведение лабораторной работы, проверка усвоенного материала, включающая обсуждение теоретических основ выполняемой работы.

Перед лабораторной работой, как правило, проводится технико-теоретический инструктаж по использованию необходимого оборудования. Преподаватель корректирует деятельность обучающегося в процессе выполнения работы (при необходимости). После завершения лабораторной работы подводятся итоги, обсуждаются результаты деятельности.

Возможны следующие формы организации лабораторных работ: фронтальная, групповая и индивидуальная. При фронтальной форме выполняется одна и та же работа (при этом возможны различные варианты заданий). При групповой форме работа выполняется группой (командой). При индивидуальной форме обучающимися выполняются индивидуальные работы.

По каждой лабораторной работе имеются методические указания по их выполнению, включающие необходимый теоретический и практический материал, содержащие элементы и последовательную инструкцию по проведению выбранной работы, индивидуальные варианты заданий, требования и форму отчетности по данной работе.

Лабораторная работа 1

Техника безопасности при работе в лаборатории химии. Классы неорганических веществ.

Цель работы: ознакомиться с техникой безопасности и правилами работы в лаборатории, изучить классы неорганических соединений, научиться составлять уравнения реакций.

Задание: провести опыты по получению основного и кислотного оксидов, основания, кислоты, основной соли, определить их химические свойства. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Теоретическое введение

Техника безопасности и правила работы в лаборатории

1. Порядок работы

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.
2. Не начинать опыта, пока не проверено наличие всего необходимого для него (посуда, приборы, реактивы).
3. При работе точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.
4. Соблюдать все необходимые меры предосторожности, указанные в данном разделе и в инструкции по технике безопасности.
5. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения. После окончания работы привести в порядок рабочее место.
6. Запись наблюдений и уравнений протекающих реакций делать сразу же после окончания опыта в тетради.

2. Реактивы и обращение с ними.

По чистоте реактивы делятся: на химически чистые (ХЧ), чистые для анализа (ЧДА), чистые (Ч). Кроме того применяются реактивы квалификации: спектрально чистый (СП. Ч), особой чистоты (ОСЧ), очищенный (ОЧ) и технический (техн.).

При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами.

Растворы и сухие реактивы хранить в стеклянной посуде, закрытой стеклянными (притертыми), резиновыми или корковыми пробками. На каждой реактивной

склянке или банке должна быть этикетка с названием реактива и указанием его качества, а также концентрации. Если на банке с реактивом нет этикетки и надписи, пользоваться им без указания преподавателя нельзя.

При пользовании реактивами следует соблюдать правила:

1. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве.
2. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.
3. Сухие реактивы брать роговыми, фарфоровыми или металлическими ложечками или лопаточками (шпатели), которые всегда должны быть чистыми и сухими. После употребления их следует тщательно обтереть.
4. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив с другой склянки.
5. Особую осторожность соблюдать при работе с ядовитыми и огнеопасными веществами.

3. Обязательные требования к технике безопасности при работе студентов в химической лаборатории.

1. Растворы и вещества для химических реакций необходимо брать в таком количестве, как это указано в практикуме (инструкции).
2. При возникновении каких-либо неясностей следует работу прекратить и обратиться к преподавателю.
3. Взяв вещество для опыта, следует внимательно прочесть этикетку (надпись) и в случае сомнения обратиться к преподавателю.
4. Новая или повторная постановка опыта с опасными веществами допускается лишь после получения на это разрешения преподавателя.
5. При работе в вытяжном шкафу дверцу вытяжного шкафа надо поднять на $\frac{1}{5}$ – $\frac{1}{4}$ высоты ее подъема. После завершения работы ее следует плотно закрыть.
6. Запрещается выполнение опыта в грязной посуде.
7. При переносе химического стакана с горячей жидкостью необходимо стакан держать обеими руками, положив под дно стакана полотенце.
8. Работы, связанные с выделением летучих веществ при выпаривании и кипячении растворов, содержащих аммиак, хлор, бром, йод, азотную кислоту и т.д., необходимо проводить только в вытяжном шкафу.
9. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ быстро погасить горелку, выключить электронагревательные приборы, отставить сосуды с огнеопасными веществами и принять следующие меры тушения:
 - а) горючие жидкости прикрыть асбестовым или обычным одеялом, или засыпать песком;
 - б) загоревшийся фосфор надо гасить мокрым песком или водой
10. В случае загорания одежды гасить пламя следует обертыванием в одеяло или пальто или другое. Ни в коем случае не бежать.

11. Если загорятся электрические провода надо немедленно выключить рубильник и тушить пожар имеющимися средствами (песок, вода, асбестовое одеяло).
12. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстоянии не менее 1 метра.
13. Не нюхать выделяющие газы, близко наклоняясь к сосуду. При определении –запаха газа или жидкости осторожно вдыхать воздух, слегка направляя рукой ток его от сосуда к себе.
14. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом, во избежание попадания брызг или частиц на лицо или платье.
15. Не наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как иногда ее может выбросить из сосуда.
16. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону товарища.
17. Если на лицо или руки попадут брызги кислоты, надо тотчас же смыть водой, после чего промыть пораженное место разбавленным раствором соды. Щелочь смывают водой до тех пор, пока пострадавший участок кожи не перестанет быть скользким.
18. В случае ожога (пламенем горелки или нагретыми предметами) обожженное место смочить концентрированным раствором перманганата калия, еще лучше протереть это место кристалликами перманганата калия так, чтобы кожа побурела, или же приложить ватку, смоченную жидкостью от ожогов.
19. Перед уходом из лаборатории проверить, закрыты ли краны газовых горелок.

Все вещества делятся на простые и сложные. Сложные вещества подразделяются на классы: оксиды, кислоты, основания, соли.

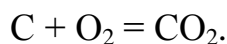
Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2. По химическим свойствам оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Химические свойства оксидов Таблица 1.1

Взаимодействие оксидов	Оксиды		
	Основные	Кислотные	Амфотерные
	Na ₂ O, CaO, MgO, CuO, Fe ₂ O ₃ , BaO	SO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ , CO ₂ , Cl ₂ O, Mn ₂ O ₇ , CrO ₃	BeO, ZnO, PbO SnO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃
С водой	Реагируют только оксиды ЩМ и	Образуют	Не взаимодействуют

	ЩЗМ, образуя щелочи:	кислоты:	
	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	
С кислотами или основаниями	Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды: $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с кислотами как основные оксиды: $\text{BeO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$. И с основаниями как кислотные оксиды: $\text{BeO} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Между собой	При взаимодействии основного и кислотного оксидов образуется соль: $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$		

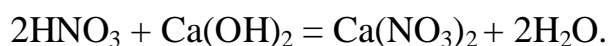
Одним из способов получения оксидов является взаимодействие простых веществ с кислородом: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$;



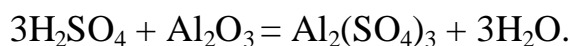
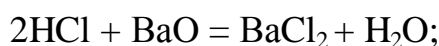
Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка (HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4).

Кислоты взаимодействуют:

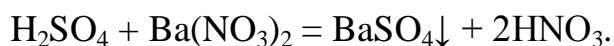
1. С основаниями с образованием соли и воды



2. С основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды



3. С солями с образованием новой соли и новой кислоты



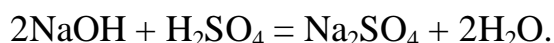
Одним из способов получения кислот является взаимодействие кислотного оксида с водой:



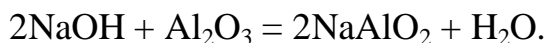
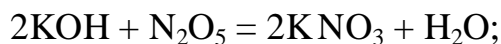
Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами (NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$).

Основания взаимодействуют:

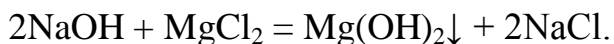
1. С кислотами с образованием соли и воды



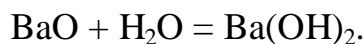
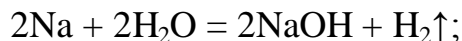
2. С кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды



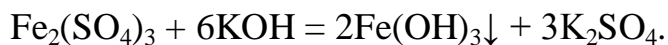
3. С солями с образованием новой соли и нового основания



Растворимые в воде основания (щелочи) получают взаимодействием активных металлов или их оксидов с водой:

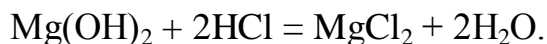
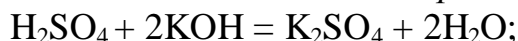


Нерастворимые в воде основания получают реакцией обмена:

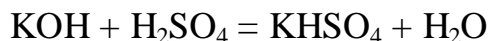


Соли – это продукты замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Соли бывают средние, кислые, основные.

Средние соли (K_2SO_4 , Na_3PO_4) – это продукты полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток:

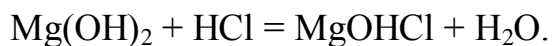


Кислые соли ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4) – это продукты неполного замещения водорода в кислоте на металл:



Кислые соли образуют только многоосновные кислоты (H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S).

Основные соли (CuOHNO_3 , FeOHCl_2) – это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток:



Основные соли образуют только многокислотные основания ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$).

Опыт 1. Получение и свойства основных оксидов (групповой)

Взять пинцетом кусочек магниевой стружки и внести в пламя спиртовки. После воспламенения сжечь его над фарфоровой чашкой. Собранный в чашке оксид магния поместить в две пробирки. В одну прилить 1-2 мл воды, хорошо взболтать и добавить 1-2 капли фенолфталеина. В какой цвет он окрашивается? В другую пробирку добавить 1-2 мл разбавленной серной кислоты и нагреть на спиртовке до растворения осадка.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия магния с кислородом, оксида магния с водой и серной кислотой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.
2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид магния.

Опыт 2. Получение и свойства кислотных оксидов (групповой)

(Проводить в вытяжном шкафу!) Поместить в металлическую ложечку кусочек серы величиной с горошину и нагреть на пламени спиртовки. Когда сера загорится, поднести к ней влажную индикаторную бумажку. В какой цвет она окрашивается?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия серы с кислородом, оксида серы (IV) с водой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.
2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид серы (IV).

Опыт 3. Взаимодействие амфотерных оксидов с кислотами и щелочами

В две пробирки поместить немного оксида цинка и прилить в одну пробирку соляной кислоты, а в другую – концентрированный раствор щелочи. Если осадок не растворяется, пробирку подогреть.

Требование к результатам опыта:

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида цинка с кислотой и щелочью.

Опыт 4. Получение и свойства оснований

Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата никеля NiSO_4 прибавить столько же раствора щелочи NaOH . Наблюдать образование студенистого осадка. Отметить его цвет. Содержимое пробирки поделить на две части. Испытать растворимость осадков в кислоте и щелочи.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения гидроксида никеля (II) и его растворения.
2. Сделать вывод, какие свойства, кислотные или основные, проявляет $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

Опыт 5. Получение основных солей

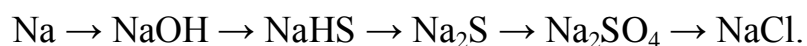
К 1-2 мл раствора хлорида кобальта (II) добавить концентрированный раствор щелочи до образования розового осадка гидроксида кобальта (II). К осадку прилить по каплям раствор соляной кислоты. Наблюдать образование синего осадка основной соли. Затем добавить избыток кислоты до растворения осадка.

Требования к результатам опыта:

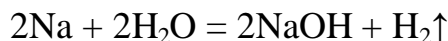
1. Написать уравнение реакции получения гидроксида кобальта (II).
2. Составить уравнение реакции получения основной соли CoOHCl .
3. Написать уравнение реакции растворения CoOHCl в избытке кислоты.

Примеры решения задач

Пример 1.1. Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



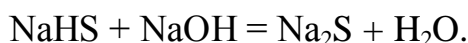
Решение. NaOH (гидроксид натрия) – основание (щелочь). Щелочи можно получить взаимодействием активного металла (в данном примере натрия) с водой:



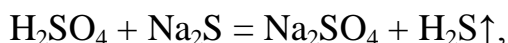
NaHS (гидросульфид натрия) – кислая соль. Кислые соли получаются при действии на многоосновные кислоты недостатком основания (щелочи):



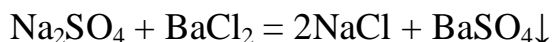
Na₂S (сульфид натрия) – средняя соль. Образуется при действии избытка щелочи на кислую соль:



Na₂SO₄ (сульфат натрия), NaCl (хлорид натрия) – средние соли. Средние соли можно получить взаимодействием кислоты и соли:

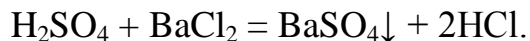
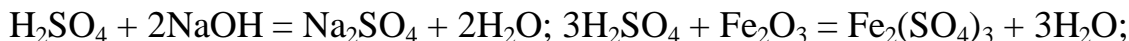


взаимодействием двух солей:



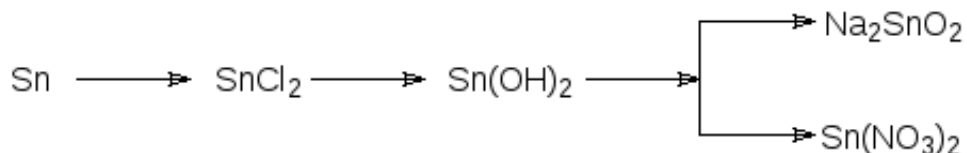
Пример 1.2. С какими из указанных ниже веществ будет взаимодействовать H₂SO₄: CO₂; NaOH; BaCl₂; HCl; Fe₂O₃. Написать уравнения соответствующих реакций.

Решение. Определяем, к каким классам относятся указанные соединения: CO₂ – кислотный оксид, NaOH – основание (щелочь), BaCl₂ – соль, HCl – кислота, Fe₂O₃ – основной оксид. Серная кислота будет взаимодействовать с основанием, основным оксидом и солью:



Задачи

№ 1.1. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



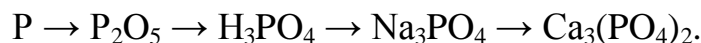
б) Какие из приведенных веществ будут взаимодействовать между собой: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaOH ; $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и KOH ; H_2SO_4 и H_2SO_3 ; HCl и Na_2S ; HNO_3 и MgO ? Написать уравнения соответствующих реакций.

№ 1.2. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Какие из приведенных оксидов будут реагировать с HCl : N_2O_5 ; SO_3 ; Al_2O_3 ; Cl_2O_7 ; ZnO ; K_2O ? Написать уравнения соответствующих реакций.

№ 1.3. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

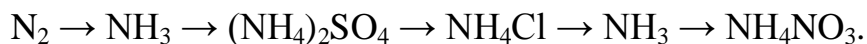


б) Закончить уравнения реакций, доказывающих амфотерность оксида свинца (II):

основные свойства $\text{PbO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

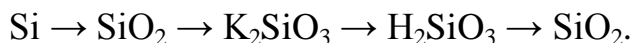
кислотные свойства $\text{PbO} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{спавление}}$

№ 1.4. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



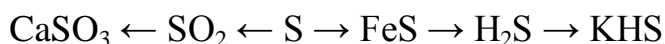
б) Какие из приведенных оксидов реагируют с NaOH : MgO ; Cr_2O_3 ; Na_2O ; CrO_3 ; CaO ; CO_2 ? Составить уравнения соответствующих реакций.

№ 1.5. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



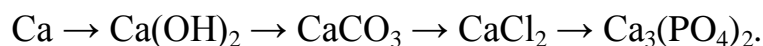
б) С какими из указанных ниже веществ может взаимодействовать раствор KOH : HI ; CuCl_2 ; SO_2 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; PbO ? Написать уравнения соответствующих реакций.

№ 1.6. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



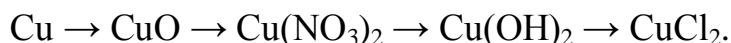
б) Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: Na_2S ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; K_3PO_4 .

№ 1.7. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: NaNO_3 ; CaHPO_4 ; CuOHCl .

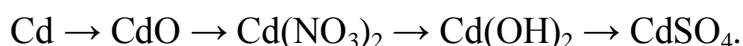
№ 1.8. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Между какими из приведенных пар веществ возможна реакция:

CO_2 и SO_2 ; LiOH и CO_2 ; P_2O_5 и CaO ; NaOH и KOH ; Li_2O и ZnO ; Li_2O и Na_2O ? Составить уравнения соответствующих реакций.

№ 1.9. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) С какими из указанных ниже веществ может взаимодействовать серная кислота: HCl ; BaCl_2 ; MgO ; CO_2 ; NaOH ; ZnO ? Составить уравнения соответствующих реакций.

№ 1.10. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Написать уравнения реакций образования солей: Na_2SO_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Ba(NO}_3)_2$ в результате взаимодействия основания и кислотного оксида.

№ 1.11. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения реакций образования солей: CaCO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; Na_3PO_4 в результате взаимодействия основного и кислотного оксидов.

№ 1.12. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Закончить уравнения реакций, доказывающих амфотерность оксида олова (II):

основные свойства $\text{SnO} + \text{HCl} \rightarrow$

кислотные свойства $\text{SnO} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{тавление}}$

№ 1.13. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



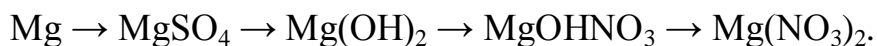
б) Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с KOH: Na_2O ; CO_2 ; Al_2O_3 ; MgO ; Fe_2O_3 ; Mn_2O_7 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

№ 1.14. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Как, используя простые вещества – кальций, фосфор и кислород, можно получить фосфат кальция? Написать уравнения соответствующих реакций.

№ 1.15. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения реакций, при помощи которых, исходя из четырех простых веществ – калия, серы, водорода и кислорода, можно получить KOH; K_2S ; H_2S .

№ 1.16. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



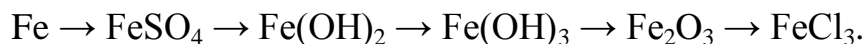
б) Написать уравнения не менее четырех реакций, при помощи которых можно получить карбонат кальция.

№ 1.17. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



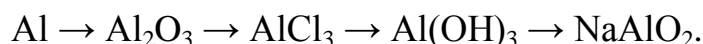
б) Написать уравнения реакций образования K_2CrO_4 , $\text{Mg(NO}_3)_2$, BaSO_4 , Ca(ClO)_2 в результате взаимодействия основания и кислотного оксида.

№ 1.18. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Могут ли находиться совместно в растворе: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 ; HCl и H_2S ; NaOH и HBr ; NaOH и KOH ; HCl и Na_2CO_3 ? Дать обоснованный ответ и привести уравнения соответствующих реакций.

№ 1.19. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Как, используя BaO , FeCl_3 , H_2SO_4 , H_2O , CuO , можно получить: гидроксид бария; гидроксид железа; сульфат меди? Составить уравнения соответствующих реакций.

№ 1.20. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения четырех реакций, в результате которых образуется бромид натрия.

Лабораторная работа №2

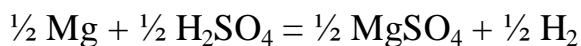
Определение молярной массы эквивалентов металлов

Цель работы: ознакомление с понятием эквивалент вещества и методикой расчета молярной массы эквивалентов по закону эквивалентов.

1. Теория

Моль эквивалентов вещества (эквивалент) - это такое его количество, которое взаимодействует с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Моль эквивалентов водорода равен одному 1 моль.

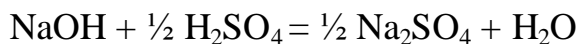
Чтобы определить эквивалент вещества надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.



Одному молю атомов водорода соответствует $\frac{1}{2}$ моля магния, $\frac{1}{2}$ моля MgSO_4 и $\frac{1}{2}$ H_2SO_4 .

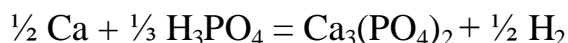
Отсюда

$$\mathcal{E}(\text{Mg}) = \frac{1}{2} \text{ моля}, \quad \mathcal{E}(\text{MgSO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моля}, \quad \mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моля}.$$



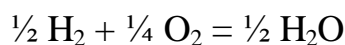
Отсюда

$$\mathcal{E}(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль}, \quad \mathcal{E}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моля}.$$



Отсюда

$$\mathcal{E}(\text{Ca}) = \frac{1}{2} \text{ моля}, \quad \mathcal{E}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{6} \text{ моля}, \quad \mathcal{E}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \text{ моля}.$$



Отсюда

$$\mathcal{E}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \text{ моля}, \quad \mathcal{E}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{2} \text{ моля}.$$

Массу 1 моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов (эквивалентная масса M_{\ominus}). Исходя из понятия моля эквивалентов и эквивалентной массы, для расчета молярной массы эквивалентов вещества можно использовать формулы:

для простого вещества

Для сложного вещества

$$M_{\ominus} = \frac{M}{B \cdot n},$$

где

M_A - атомная масса элемента

M – молярная масса вещества

B - валентность элемента или функциональной группы

n - количество функциональных групп.

Для оснований функциональной является гидроксогруппа (OH^-), для кислот ион водорода (H^+), для солей ион металла.

Пример.

Рассчитать молярную массу эквивалентов сульфата алюминия.

$$M_{\text{Э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ (г/моль)}$$

Для газообразных веществ удобнее пользоваться понятием объем моля эквивалентов (эквивалентный объем). Согласно закону Авогадро моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 литра (молярный объем, V_M). Исходя из этого можно рассчитать эквивалентный объем любого газа ($V_{\text{Э}}$). Например $V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 11,2$ л, $V_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 5,6$ л.

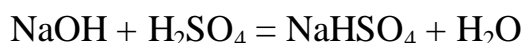
Все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах в соответствии с законом эквивалентов:

Массы (объемы), участвующих в реакции веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентным объемам).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}, \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$$

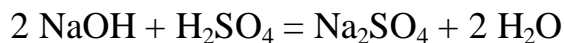
Из закона эквивалентов следует, что число молей эквивалентов участвующих в реакции веществ одинаковы.

Эквивалент вещества может измениться в зависимости от условий реакций.

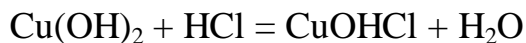


$$M_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

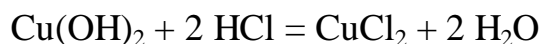
$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 49 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M(\text{Cu}(\text{OH})_2)/2 = 49 \text{ г/моль}$$

Пример.

Молярная масса эквивалентов металла равна 56 г/моль. Какой объем кислорода (н.у.) образуется при разложении 1,28 г оксида этого металла.

Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{оксида})}{V(\text{O}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{оксида})}{V_{\text{э}}(\text{O}_2)}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{m(\text{оксида}) \cdot V_{\text{э}}(\text{O}_2)}{M_{\text{э}}(\text{оксида})}$$

Оксид металла это соединение металла с кислородом, поэтому молярная масса эквивалентов оксида представляет собой сумму:

$$M_{\text{э}}(\text{оксида}) = M_{\text{э}}(\text{металла}) + M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 56 + 8 = 64 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{1,28 \cdot 5600}{64} = 112 \text{ мл.}$$

2. Экспериментальная часть

Приборы и реактивы: прибор для измерения объема водорода, кислота соляная ($W = 20\%$), цинк гранулированный.

Сущность опыта заключается в определении объема водорода, выделившегося при взаимодействии цинка с кислотой и расчете эквивалентной массы цинка по закону эквивалентов.

Описание работы:

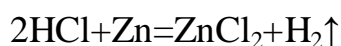
Определение эквивалентной массы цинка по объему вытесненного водорода осуществляется на лабораторной установке (рис.1).

Установка состоит из двух бюреток: рабочей измерительной B_1 и уравнивающей B_2 , соединенных резиновой трубкой T и заполненных подкрашенной водой. К рабочей бюретке при помощи газоотводной трубки Γ присоединена пробирка Π .

Перед началом выполнения опыта необходимо проверить герметичность установки. Для этого пробирку плотно надеть на пробку газоотводной трубки, после чего уравнивающую бюретку поднять или опустить на 15-20 см, закрепить ее в этом положении лапками штатива и наблюдать в течение 1-2 минут за положением в ней уровня жидкости. Если за это время уровень воды не изменится, это будет означать, что прибор герметичен, и можно приступать к выполнению работы.

Для удобства отсчета объема выделившегося водорода перед началом работы жидкость в измерительной бюретке установить на нулевую отметку (по нижнему мениску).

В пробирку Π налить 5-6 мл 20% -ой соляной или серной кислоты, опустить в пробирку навеску металла и быстро надеть пробирку на пробку с газоотводной трубкой, не нарушая герметичности прибора.



Когда весь металл растворится и прекратится выделение водорода, дать пробирке остыть 1-2 минуты, и не снимая пробирки, привести положение жидкости в измерительной и уравнивающей бюретке к одному уровню, для чего уравнивающую бюретку опустить вниз. Отметить объем выделившегося водорода в мл в измерительной бюретке от нулевой отметки до уровня жидкости (по нижнему мениску).

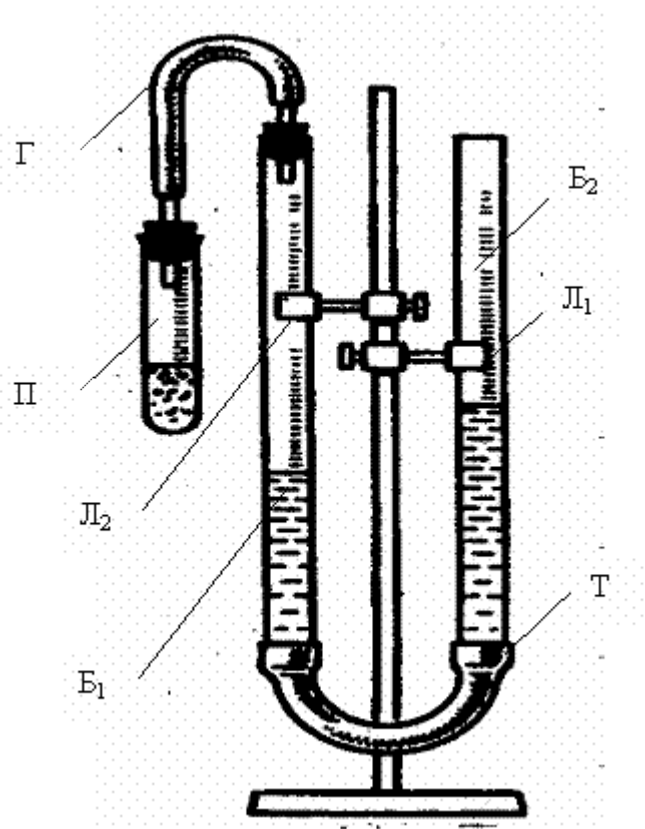


Рис.1. Лабораторная установка для определения эквивалентной массы металла

Опытные данные

1. Навеска металла m , кг
2. Объем выделившегося водорода V , л
3. Температура t , $^{\circ}\text{C}$
4. Абсолютная температура T , К
5. Атмосферное давление P , кПа
6. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре ($P_{\text{H}_2\text{O}}$), кПа (см. таблицу 1).
7. Парциальное давление водорода, $P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}}$, кПа

Расчет эквивалентной массы

1. Привести объем выделившегося водорода V к нормальным условиям V_0 , применив уравнение объединенного газового закона:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P_{\text{H}_2}}{T} ; \quad V_0 = \frac{T_0 \cdot V \cdot P_{\text{H}_2}}{P_0 \cdot T} ,$$

где T_0 - абсолютная температура, 273 К

P_0 - давление при нормальных условиях, 101325 Па.

2. По закону эквивалентов рассчитать эквивалентную массу металла Э.

$$\frac{m}{V_0} = \frac{M_{\text{Э}}}{V_{\text{Э}_0}}; \quad \text{Э} = \frac{m \cdot V_{\text{Э}_0}}{V_0},$$

где $M_{\text{Э}}$ - эквивалентная масса металла, кг/моль

m – масса навески металла, кг

$V_{\text{Э}_0}$ - эквивалентный объем водорода, л

V_0 – объем водорода, приведенный к нормальным условиям, л

3. Рассчитать относительную погрешность опыта:

$$= \frac{\text{Э}_{\text{теор}} - \text{Э}}{\text{Э}_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

относительная погрешность

где $\text{Э}_{\text{теор}}$ - теоретическое значение эквивалентной массы металла,

$$M_{\text{Э теор}} = M_A / B.$$

M_A - атомная масса металла

B – валентность металла.

Таблица 1

Давление насыщенного водяного пара.

Температура, °С	18	19	20	21	22	23	24
Давление пара, кПа	2,06	2,20	2,37	2,48	2,64	2,80	2,98

Данные опыта и результаты расчетов Таблица 2.1

Масса цинка m (Zn),	Объем выделившегося водорода V , л	Условия опыта			Масса водорода $m(\text{H}_2)$, г	Молярная масса эквивалентов цинка	
		Температура T , К	Давл.	Давл. водян.		практич. $M_{\text{эк,пр}}(\text{Zn})$,	теоретич.

г	атмосф.	пара	г/моль	$M_{\text{эк,т.}}$ (Zn), г/моль
	P_1 , кПа	P_2 , кПа		

Вычислить (все вычисления пояснить словами):

1. Массу выделившегося объема водорода, пользуясь уравнением

Менделеева – Клапейрона: $PV = \frac{m}{M} \cdot RT$, откуда $m = \frac{MPV}{RT}$

где P – парциальное давление водорода, кПа; V – объем выделившегося водорода, л; m – масса водорода, г; M – молярная масса водорода, г/моль; T – температура опыта, К; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К.

В нашем опыте водород собирается над водой, содержит водяной пар, поэтому для вычисления парциального давления водорода нужно из величины атмосферного давления вычесть величину давления насыщенного водяного пара при температуре опыта (табл.2). $P = P_1 - P_2$.

2. Молярную массу эквивалентов цинка $M_{\text{эк,пр.}}(\text{Zn})$ по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Zn})}{M_{\text{эк}}(\text{H}_2)}$$

3. Теоретическое значение молярной массы эквивалентов цинка $M_{\text{эк,т.}}(\text{Zn})$:

$$M_{\text{эк,т.}}(\text{Zn}) = \frac{M_{\text{Zn}}}{2}$$

4. Относительную ошибку опыта E :

$$E = \frac{M_{\text{эк,т.}} - M_{\text{эк,пр.}}}{M_{\text{эк,т.}}} \cdot 100\%$$

Таблица 2.3

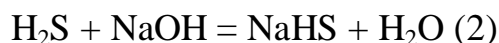
Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура Т, К	Давление водяного пара, кПа	Температура Т, К	Давление водяного пара, кПа	Температура Т, К	Давление водяного пара, кПа
---------------------	-----------------------------------	---------------------	-----------------------------------	---------------------	-----------------------------------

288	1,693	292	2,186	296	2,799
289	1,817	293	2,337	297	2,982
290	1,933	294	2,479	298	3,166
291	2,062	295	2,642	299	3,360

Примеры решения задач

Пример 2.1. Рассчитать эквивалент и молярную массу эквивалентов H_2S и $NaOH$ в реакциях $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$ (1) и



Решение. Молярная масса эквивалентов *кислоты* или *основания*, участвующих в *кисотно-основной* реакции, рассчитывается по формуле

$$M_{\text{эк}} (\text{кислоты, основания}) = \frac{M}{n},$$

где M – молярная масса кислоты или основания; n – для *кислот* – число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл; для *оснований* – число гидроксильных групп, замещенных в данной реакции на кислотный остаток.

Значение эквивалента и молярной массы эквивалентов вещества зависит от реакции, в которой это вещество участвует.

В реакции $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$ (1) оба иона водорода молекулы H_2S замещаются на металл и, таким образом, одному иону водорода эквивалентна условная частица $\frac{1}{2} H_2S$. В этом случае

$$\mathcal{E}(H_2S) = \frac{1}{2} H_2S, \text{ а } M_{\text{эк}}(H_2S) = \frac{M_{H_2S}}{2} = \frac{34}{2} = 17 \text{ г/мол}.$$

В реакции $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$ (2) в молекуле H_2S на металл замещается только один ион водорода и, следовательно, одному иону H^+ эквивалентна реальная частица – молекула H_2S . В этом случае

$$\mathcal{E}(H_2S) = 1 H_2S, \text{ а } M_{\text{эк}}(H_2S) = \frac{M_{H_2S}}{1} = \frac{34}{1} = 34 \text{ г/моль}.$$

Эквивалент $NaOH$ в реакциях (1) и (2) равен 1 $NaOH$, так как в обоих случаях на кислотный остаток замещается одна гидроксильная группа.

$$M_{\text{эк}}(NaOH) = 40 \text{ г/моль}.$$

Таким образом, эквивалент H_2S в реакции (1) равен $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{S}$, реакции (2) –

$1\text{H}_2\text{S}$, молярные массы эквивалентов H_2S равны соответственно 17 (1) и 34 (2) г/моль; эквивалент NaOH в реакциях (1) и (2) равен 1NaOH , молярная масса эквивалентов основания составляет 40 г/моль.

Пример 2.2. Рассчитать эквивалент и молярную массу эквивалентов оксидов P_2O_5 и CaO в реакции $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Решение. Молярная масса эквивалентов *оксида* рассчитывается по формуле

$$M_{\text{эк}}(\text{оксида}) = \frac{M_{\text{оксида}}}{n \cdot |\text{с.о.}|},$$

где M – молярная масса оксида; n – число катионов соответствующего оксиду основания или число анионов соответствующей оксиду кислоты; $|\text{с.о.}|$ – абсолютное значение степени окисления катиона или аниона.

В реакции $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ эквивалент P_2O_5 , образующего два трехзарядных аниона $(\text{PO}_4)^{3-}$, равен $\frac{1}{6} \text{P}_2\text{O}_5$, а

$$M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_{\text{P}_2\text{O}_5}}{6} = \frac{142}{6} = 23,7 \text{ г/моль. Эквивалент CaO, дающего один двухзарядный катион } (\text{Ca}^{2+}), \text{ равен } \frac{1}{2} \text{CaO, а } M_{\text{эк}}(\text{CaO}) = \frac{M_{\text{CaO}}}{2} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль.}$$

Пример 2.3. Вычислить эквивалент и молярную массу эквивалентов фосфора в соединениях PH_3 , P_2O_3 и P_2O_5 .

Решение. Чтобы определить молярную массу эквивалентов *элемента* в соединении, можно воспользоваться формулой

$$M_{\text{эк}}(\text{элемента}) = \frac{M_{\text{А}}}{|\text{с.о.}|},$$

где $M_{\text{А}}$ – молярная масса элемента; $|\text{с.о.}|$ – абсолютное значение степени окисления элемента.

Степень окисления фосфора в PH_3 , P_2O_3 , P_2O_5 соответственно равна 3, +3 и +5. Подставляя эти значения в формулу, находим, что молярная масса эквивалентов фосфора в соединениях PH_3 и P_2O_3 равна $31/3 = 10,3$ г/моль; в P_2O_5

$31/5 = 6,2$ г/моль, а эквивалент фосфора в соединениях PH_3 и P_2O_3 равен $\frac{1}{3} \text{P}$, в соединении P_2O_5 – $\frac{1}{5} \text{P}$.

Пример 2.4. Рассчитать молярную массу эквивалентов соединений PH_3 , P_2O_3 и P_2O_5 .

Решение. Молярная масса эквивалентов химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей.

$$M_{\text{эк}}(\text{PH}_3) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{H}) = 10,3 + 1 = 11 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_3) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{O}) = 10,3 + 8 = 18,3 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_5) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{O}) = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль}.$$

Пример 2.5. На восстановление 7,09 г оксида металла со степенью окисления +2 требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислить молярные массы эквивалентов оксида и металла. Чему равна молярная масса металла?

Решение. Задача решается по закону эквивалентов. Так как одно из реагирующих веществ находится в газообразном состоянии, то удобно воспользоваться формулой:

$$\frac{m}{M_{\text{эк}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{эк(газа)}}},$$

где $V_{\text{эк}}$ – объем одного моля эквивалентов газа. Для вычисления объема моля эквивалентов газа необходимо знать число молей эквивалентов (ν) в одном

моле газа: $\nu = \frac{M}{M_{\text{эк}}}$. Так, $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$; $M_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль}$. Следовательно, в одном моле молекул водорода H_2 содержится $\nu = 2/1 = 2$ моль эквивалентов водорода. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) ($T=273 \text{ К}$, $p=101,325 \text{ кПа}$) занимает объем 22,4 л. Значит, моль водорода займет объем 22,4 л, а так как в одном моле водорода содержится 2 моль эквивалентов водорода, то объем одного моля эквивалентов водорода равен $V_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л}$. Аналогично $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$, $M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль}$. В одном моле молекул кислорода O_2 содержится $\nu = 32 / 8 = 4$ моль эквивалентов кислорода. Один моль эквивалентов кислорода при н.у. занимает объем $V_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ л}$.

Подставив в формулу

$$\frac{m_{\text{ок}}}{M_{\text{эк(ок)}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{эк(H}_2)}}, \text{ численные значения, находим, что}$$

$$M_{\text{эк(оксида)}} = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса эквивалентов химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей. Оксид – это соединение металла с кислородом, поэтому молярная масса эквивалентов оксида представляет собой сумму $M_{\text{эк}}(\text{оксида}) = M_{\text{эк}}(\text{металла}) + M_{\text{эк}}(\text{кислорода})$. Отсюда $M_{\text{эк}}(\text{металла}) = M_{\text{эк}}(\text{оксида}) - M_{\text{эк}}(\text{кислорода}) = 35,45 - 8 = 27,45$ г/моль.

Молярная масса эквивалентов элемента ($M_{\text{эк}}$) связана с атомной массой

элемента (M_A) соотношением: $M_{\text{эк}}(\text{элемента}) = \frac{M_A}{|\text{с.о.}|}$, где $\frac{1}{2}\text{с.о.}$ – степень окисления элемента. Отсюда $M_A = M_{\text{эк}}(\text{металла}) \cdot \frac{1}{2}\text{с.о.} = 27,45 \times 2 = 54,9$ г/моль.

Таким образом, $M_{\text{эк}}(\text{оксида}) = 35,45$ г/моль; $M_{\text{эк}}(\text{металла}) = 27,45$ г/моль; $M_A(\text{металла}) = 54,9$ г/моль.

Пример 2.6. При взаимодействии кислорода с азотом получено 4 моль эквивалентов оксида азота (IV). Рассчитать объемы газов, вступивших в реакцию при нормальных условиях.

Решение. По закону эквивалентов число молей эквивалентов веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, равны между собой, т.е. $\nu(\text{O}_2) = \nu(\text{N}_2) = \nu(\text{NO}_2)$. Так как получено 4 моль эквивалентов оксида азота (IV), то, следовательно, в реакцию вступило 4 моль эквивалентов O_2 и 4 моль эквивалентов N_2 .

Азот изменяет степень окисления от 0 (в N_2) до +4 (в NO_2), и так как в его молекуле 2 атома, то вместе они отдают 8 электронов, поэтому

$M_{\text{эк}}(\text{N}_2) = \frac{M_{\text{N}_2}}{8} = \frac{28}{8} = 3,5$ г/моль. Находим объем, занимаемый молем эквивалентов азота (IV):

28 г/моль N_2 – 22,4 л

3,5 г/моль N_2 – x

$$x = \frac{3,5 \cdot 22,4}{28} = 2,8 \text{ л.}$$

Так как в реакцию вступило 4 моль эквивалентов N_2 , то их объем составляет $V(\text{N}_2) = 2,8 \cdot 4 = 11,2$ л. Зная, что моль эквивалентов кислорода при н.у. занимает объем 5,6 л, рассчитываем объем 4 моль эквивалентов O_2 , вступивших в реакцию: $V(\text{O}_2) = 5,6 \cdot 4 = 22,4$ л.

Итак, в реакцию вступило 11,2 л азота и 22,4 л кислорода.

Пример 2.7. Определить молярную массу эквивалентов металла, если из 48,15 г его оксида получено 88,65 г его нитрата.

Решение. Учитывая, что $M_{\text{эк}}(\text{оксида}) = M_{\text{эк}}(\text{металла}) + M_{\text{эк}}(\text{кислорода})$, а $M_{\text{эк}}(\text{соли}) = M_{\text{эк}}(\text{металла}) + M_{\text{эк}}(\text{кислотного остатка})$, подставляем соответствующие данные в закон эквивалентов:

$$\frac{48,15}{88,65} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + M_{\text{эк}}(\text{O})}{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + M_{\text{эк}}(\text{NO}_3^-)}; \quad \frac{48,15}{88,65} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + 8}{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + 62};$$

$M_{\text{эк}}(\text{металла}) = 56,2 \text{ г/моль}$.

Пример 2.8. Вычислить степень окисления хрома в оксиде, содержащем 68,42 % (масс.) этого металла.

Решение. Приняв массу оксида за 100%, находим массовую долю кислорода в оксиде: $100 - 68,42 = 31,58\%$, т.е. на 68,42 частей массы хрома приходится 31,58 частей массы кислорода, или на 68,42 г хрома приходится 31,58 г кислорода. Зная, что молярная масса эквивалентов кислорода равна 8 г/моль, определим молярную массу эквивалентов хрома в оксиде по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{эк}}(\text{Cr})} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{эк}}(\text{O})}; \quad M_{\text{эк}}(\text{Cr}) = \frac{m_{\text{Cr}} \cdot M_{\text{эк}}(\text{O})}{m_{\text{O}}} = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,3 \text{ г/моль}.$$

Степень окисления хрома находим из соотношения

$$M_{\text{эк}}(\text{Cr}) = \frac{M_{\text{Cr}}}{|c. o.|}, \text{ отсюда } |c. o.| = \frac{M_{\text{Cr}}}{M_{\text{эк}}(\text{Cr})} = \frac{52}{17,3} = 3.$$

Задачи

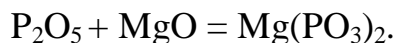
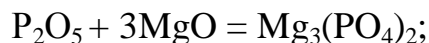
№ 2.1. При взаимодействии 6,75 г металла с серой образовалось 18,75 г сульфида. Рассчитать молярные массы эквивалентов металла и его сульфида. Молярная масса эквивалентов серы равна 16 г/моль.

(Ответ: 9 г/моль; 25 г/моль).

№ 2.2. Вычислить степень окисления золота в соединении состава: 64,9% золота и 35,1% хлора. Молярная масса эквивалентов хлора 35,45 г/моль.

(Ответ: 3).

№ 2.3. Вычислить молярные массы эквивалентов и эквиваленты P_2O_5 в реакциях, идущих по уравнениям:



(*Ответ:* 23,7 г/моль; 71 г/моль).

№ 2.4. Сколько моль эквивалентов металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 5,6 л водорода при нормальных условиях?

(*Ответ:* 0,5 моль).

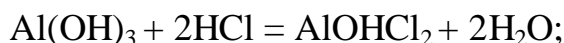
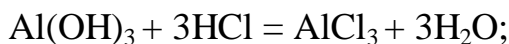
№ 2.5. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH. Вычислить молярную массу эквивалентов кислоты.

(*Ответ:* 41 г/моль).

№ 2.6. Определить молярную массу эквивалентов металла и назвать металл, если 8,34 г его окисляются 0,68 л кислорода (н.у.). Металл окисляется до степени окисления +2. (*Ответ:* 68,7 г/моль).

№ 2.7. Вычислить степень окисления свинца в оксиде, в котором на 1 г свинца приходится 0,1544 г кислорода. (*Ответ:* 4).

№ 2.8. Вычислить эквивалент и молярную массу эквивалентов $\text{Al}(\text{OH})_3$ в каждой из следующих реакций, выраженных уравнениями:



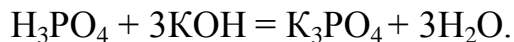
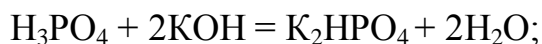
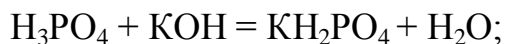
№ 2.9. Для получения гидроксида железа (III) смешали растворы, содержащие 0,2 моль эквивалентов щелочи и 0,3 моль эквивалентов хлорида железа (III). Сколько граммов гидроксида железа (III) получилось в результате реакции? (*Ответ:* 7,13 г).

№ 2.10. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислить молярную массу эквивалентов этого металла. (*Ответ:* 9 г/моль).

№ 2.11. При взаимодействии 22 г металла с кислотой выделилось при н. у. 8,4 л водорода. Рассчитать молярную массу эквивалентов металла. Сколько литров кислорода потребуется для окисления этого же количества металла? (*Ответ:* 29,33 г/моль; 4,2 л.).

№ 2.12. Вычислить степень окисления мышьяка в соединении его с серой, в котором на 1 г мышьяка приходится 1,07 г серы. Молярная масса эквивалентов серы 16 г/моль. (*Ответ:* 5).

№ 2.13. Вычислить эквивалент и молярную массу эквивалентов H_3PO_4 в каждой из следующих реакций, выраженных уравнениями:



№ 2.14. При взаимодействии водорода и азота получено 6 моль эквивалентов аммиака. Какие объемы водорода и азота вступили при этом в реакцию при нормальных условиях? (Ответ: 67,2 л; 22,4 л.)

№ 2.15. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 2,98 г хлорида металла, образуется 2,2 г его сульфида. Вычислить молярную массу эквивалентов металла. (Ответ: 39 г/моль).

№ 2.16. Молярная масса эквивалентов металла равна 56,2 г/моль. Вычислить массовую долю металла в его оксиде. (Ответ: 87,54%).

№ 2.17. Определить эквивалент и молярную массу эквивалентов азота, кислорода, углерода в соединениях NH_3 , H_2O , CH_4 .

№ 2.18. Рассчитать молярную массу эквивалентов металла, если при взаимодействии 7,2 г металла с хлором было получено 28,2 г соли. Молярная масса эквивалентов хлора равна 35,45 г/моль. (Ответ: 12,15 г/моль).

№ 2.19. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH . Вычислить эквивалент, молярную массу эквивалентов и основность H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета написать уравнение реакции. (Ответ: $\frac{1}{2} \text{H}_3\text{PO}_4$; 49 г/моль; 2).

№ 2.20. 0,43 г металла при реакции с кислотой вытеснили при н. у. 123,3 мл водорода. 1,555 г этого же металла вступают во взаимодействие с 1,415 г некоторого неметалла

Лабораторная работа 3

Скорость химической реакции и химическое равновесие

Цель работы: изучить понятия «химическое равновесие», «смещение равновесия», факторы, влияющие на смещение равновесия, закон действия масс для обратимых процессов.

Задание: проделать опыты и определить, как влияет изменение концентрации реагирующих веществ и температуры на смещение равновесия. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Теоретическое введение

Химическим равновесием называется *такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции*. **Закон действия масс для обратимых процессов:** *в состоянии химического равновесия при постоянной температуре отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ есть величина постоянная*. Она называется **константой равновесия** и обозначается K_c . Для реакции $nA + mB \leftrightarrow pC + qD$ константа равновесия имеет вид:

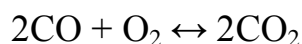
$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m}, \text{ где}$$

$[A], [B], [C], [D]$ – равновесные концентрации реагирующих веществ;

n, m, p, q – коэффициенты перед веществами A, B, C, D

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия (концентрация, температура, давление), при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изменении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей и новыми равновесными концентрациями всех веществ. *Переход системы из одного равновесного состояния в другое* называется **смещением равновесия**.

При увеличении концентрации исходных веществ и уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону прямой реакции. При увеличении концентраций продуктов реакции и понижении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону обратной реакции. Например, в реакции



увеличение концентраций CO, O_2 (исходные вещества) или уменьшение концентрации CO_2 (продукт реакции) приводит к смещению равновесия вправо. Увеличение концентрации CO_2 или понижение концентраций исходных веществ CO, O_2 смещает равновесие влево.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении – в направлении экзотермической реакции. Например, в равновесной системе

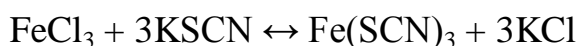


прямая реакция эндотермическая, поэтому повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции, а понижение температуры – в сторону обратной реакции.

Выполнение работы

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Для опыта удобно воспользоваться реакцией



Из веществ этой системы только роданид железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ окрашен в красный цвет. Поэтому всякое изменение его концентрации можно легко заметить по изменению интенсивности окраски раствора, что позволяет сделать вывод о направлении смещения равновесия системы при изменении концентрации реагирующих веществ.

Смешать в пробирке равные объемы разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Полученный раствор разлить поровну в 4 пробирки. Оставить одну пробирку для сравнения, а в трех других изменить концентрации реагирующих веществ. Для этого добавить в первую пробирку несколько капель концентрированного раствора роданида калия, во вторую – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – кристаллического хлорида калия. Сравнить окраску в трех пробирках с контрольной.

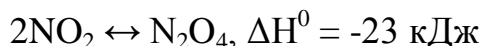
Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о смещении химического равновесия в каждой пробирке.
2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.
3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.
4. Рассчитать молярную массу эквивалентов неметалла.

Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие

Прибор, состоящий из двух шаров, заполнен смесью оксида азота (IV) и его димером. Чистый оксид азота (IV) существует при температуре выше

140 °С. Ниже этой температуры NO_2 частично полимеризуется по уравнению:



NO_2 – газ бурого цвета, N_2O_4 – бесцветен. Изменение температуры позволяет судить о смещении равновесия в системе по изменению интенсивности окраски газов.

Один шар прибора опустить в стакан с холодной, а второй – в стакан с горячей водой. Наблюдать изменение интенсивности окраски газов в шарах.

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о направлении смещения равновесия в данной реакции при нагревании и охлаждении.
2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении температуры.
3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.

Примеры решения задач

Пример 6.1. При некоторой температуре в системе

$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ равновесные концентрации составляли (моль/л):

$[\text{N}_2] = 1,5$; $[\text{H}_2] = 1,7$; $[\text{NH}_3] = 2,6$. Вычислить константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}. \text{ Подставляя данные задачи, получаем: } K_c = \frac{(2,6)^2}{1,5 \cdot (1,7)^3} = 0,92.$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. Согласно уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 расходуется 1 моль N_2 . По условию задачи образовалось 2,6 моль NH_3 , на что израсходовалось 1,3 моль N_2 . Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его исходную концентрацию: $C_{\text{N}_2} = 1,5 + 1,3 = 2,8$ моль/л.

По уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 необходимо 3 моль H_2 , а для получения 2,6 моль NH_3 требуется $3 \times 2,6 / 2 = 3,9$ моль H_2 . Исходная концентрация водорода $C_{\text{H}_2} = 1,7 + 3,9 = 5,6$ моль/л. Таким образом, $K_c = 0,92$; исходные концентрации $C_{\text{N}_2} = 2,8$ моль/л, $C_{\text{H}_2} = 5,6$ моль/л.

Пример 6.2. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{D} + \text{F}$. Определить равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные

концентрации веществ А и В, соответственно, равны 2 и 1,2 моль/л, а константа равновесия реакции $K_C = 1$.

Решение. Так как все вещества в данной реакции реагируют в одинаковых соотношениях, обозначим изменение концентрации всех реагирующих веществ через x . К моменту установления равновесия образовалось x моль D и x моль F и соответственно $[D] = x$; $[F] = x$. По уравнению реакции на столько же уменьшились концентрации А и В, т. е. $[A] = 2 - x$; $[B] = 1,2 - x$. Подставим равновесные концентрации в выражение константы равновесия:

$$K_C = \frac{[D][F]}{[A][B]} ; 1 = \frac{x \cdot x}{(2 - x)(1,2 - x)} ; x = 0,75.$$

Отсюда равновесные концентрации: $[D] = 0,75$ моль/л; $[F] = 0,75$ моль/л; $[A] = 2 - 0,75 = 1,25$ моль/л; $[B] = 1,2 - 0,75 = 0,45$ моль/л.

Пример 6.3. Реакция протекает по уравнению $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$. В каком направлении сместится химическое равновесие, если объем системы уменьшить в 3 раза?

Решение. До изменения объема скорости прямой и обратной реакций выражались уравнениями:

$$v_{пр} = k_1 C_{SO_2}^2 C_{O_2} ; v_{обр} = k_2 C_{SO_3}^2.$$

При уменьшении объема в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в 3 раза. После увеличения концентрации скорость прямой реакции стала: $v_{пр} = k_1 \times (3 C_{SO_2})^2 \times (3 C_{O_2}) = k_1 \times 9 C_{SO_2}^2 \times 3 C_{O_2} = 27 k_1 C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$,

т. е. возросла в 27 раз; а скорость обратной – $v_{обр} = k_2 \times (3 C_{SO_3})^2 = k_2 \times 9 C_{SO_3}^2 = 9 k_2 C_{SO_3}^2$, т. е. возросла в 9 раз. Следовательно, равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо).

Пример 6.4. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции $A + B \rightleftharpoons D$, если повысить температуру на $30^\circ C$? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакции равны соответственно 2 и 3.

Решение. При повышении температуры на 30° скорость прямой реакции

$$\frac{v_{2пр}}{v_{1пр}} = \gamma_{10}^{\frac{\Delta T}{T}} = 2^3 = 8 \qquad \frac{v_{2обр}}{v_{1обр}} = \gamma_{10}^{\frac{\Delta T}{T}} = 3^3 = 27$$

возрастет в 8 раз, а скорость обратной в 27 раз. Так как скорость обратной реакции возросла в 27 раз, а скорость прямой в 8 раз, то равновесие этой реакции при повышении температуры сместится в сторону обратной реакции (влево).

Пример 6.5. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ уменьшить давление в 2 раза? Произойдет ли при этом смещение равновесия? Если да, то в какую сторону?

Решение. До уменьшения давления выражения для скорости прямой и обратной реакции имели вид $v_{\text{пр}} = k_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$, $v_{\text{обр}} = k_2 C_{\text{NO}_2}^2$.

При уменьшении давления в 2 раза концентрации каждого из реагирующих веществ уменьшаются в 2 раза, так как общий объем системы увеличивается в 2 раза. Тогда

$$v_{\text{пр}} = k_1 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}}\right)^2 \cdot \left(\frac{1}{2} C_{\text{O}_2}\right) = \frac{1}{8} k_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}; \quad v_{\text{обр}} = k_2 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}_2}\right)^2 = \frac{1}{4} k_2 C_{\text{NO}_2}^2.$$

В результате уменьшения давления скорость прямой реакции уменьшилась в 8 раз, а скорость обратной – в 4 раза. Таким образом, скорость обратной реакции будет в 2 раза больше, чем прямой, и смещение равновесия произойдет в сторону обратной реакции, т. е. в сторону разложения NO_2 .

Пример 6.6. В каком направлении сместится равновесие реакции

$\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$, $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = +112,5 \text{ кДж а)}$ при повышении давления;

б) с понижением температуры; в) при уменьшении концентрации хлора.

Решение. а) При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, при понижении давления – в сторону реакции, идущей с увеличением числа молекул газа. В левой части приведенной реакции 1 молекула (COCl_2), а в правой – 2 (1 CO и 1 Cl_2), поэтому при повышении давления равновесие смещается в сторону обратной реакции;

б) При понижении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции, при повышении температуры – в сторону эндотермической. В нашем примере прямая реакция эндотермическая ($\Delta H_{\text{х.р.}}^0 > 0$), а обратная – экзотермическая, следовательно, при понижении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции;

в) При увеличении концентрации исходных веществ и уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При уменьшении концентрации хлора (продукта реакции) равновесие сместится в сторону прямой реакции, т.е. в сторону образования продуктов реакции.

Задачи

№ 6.1. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{NO}_2] = 0,4$; $[\text{NO}] = 1$; $[\text{O}_2] = 0,5$. Вычислить константу равновесия для этой температуры и исходную концентрацию диоксида азота. (Ответ: 3,125; 1,4 моль/л).

№ 6.2. Реакция протекает по уравнению $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A} + \text{B}$. При некоторой температуре из 1 моль АВ, находящегося в закрытом сосуде емкостью 20 л, разлагается 0,6 моль АВ. Определить константу равновесия. (Ответ: 0,045).

№ 6.3. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ равна 0,16 при 375 К. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,09 моль/л. Вычислить равновесную концентрацию N_2O_4 . (Ответ: 0,051 моль/л).

№ 6.4. Рассчитать равновесную концентрацию O_3 и константу равновесия в реакции $3\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{г})$, если начальная масса O_2 равна 24 г, а равновесная концентрация O_2 равна 0,6 моль/л. (Ответ: 0,1 моль/л; 0,046).

№ 6.5. Используя справочные данные табл. 1 приложения, рассчитать $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$ реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ и определить, в какую сторону сместится равновесие при охлаждении системы.

№ 6.6. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ в гетерогенной системе $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$, если начальная концентрация CO составляла 2 моль/л, константа равновесия $K_{\text{с}} = 0,6$.

(Ответ: 1,25 моль/л; 0,75 моль/л.).

№ 6.7. При состоянии равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации веществ были (моль/л): $[\text{N}_2] = 0,3$; $[\text{H}_2] = 0,9$; $[\text{NH}_3] = 0,4$. Рассчитать, как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если концентрации всех участвующих в реакции веществ увеличить в 4 раза. В каком направлении сместится равновесие? (Ответ: 256; 16).

№ 6.8. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы:

$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, если равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}] = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$; $[\text{CO}_2] = 0,016$, $[\text{H}_2] = 0,016$. Чему равны исходные концентрации воды и CO ?

(Ответ: 1; 0,08 моль/л; 0,02 моль/л).

№ 6.9. В начальный момент протекания реакции

$\text{NiO (к)} + \text{H}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons \text{Ni (к)} + \text{H}_2\text{O (г)}$ концентрации были равны (моль/л): $C_{\text{H}_2} = 0,5$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1,7$. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ, если $K_C = 5,66$. (Ответ: 0,33 моль/л; 1,87 моль/л).

№ 6.10. В реакторе при некоторой температуре протекает реакция

$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. Определить константу равновесия, если в начальный момент $C_{\text{H}_2} = 2,15$ моль/л, $C_{\text{CO}_2} = 1,25$ моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 60 % начального количества CO_2 . (Ответ: 0,8).

№ 6.11. Определить, в какую сторону произойдет смещение равновесия реакции $\text{CO}_2 \text{ (г)} + 4\text{H}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons \text{CH}_4 \text{ (г)} + 2\text{H}_2\text{O (г)}$, $\Delta H_{\text{x.p}}^0 = -165$ кДж

при следующих воздействиях: а) увеличении давления; б) повышении концентрации CO_2 ; в) понижении температуры.

№ 6.12. В гомогенной системе установилось равновесие

$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Константа равновесия $K_C = 3 \cdot 10^5$. Исходные вещества или продукты реакции будут преобладать в равновесной смеси веществ?

Вычислить равновесную концентрацию диоксида серы, если равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции, равны (моль/л):

$[\text{H}_2\text{S}] = 0,02$; $[\text{O}_2] = 0,30$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$. (Ответ: 4,5 моль/л).

№ 6.13. Рассчитать K_C реакции $\text{PCl}_5 \text{ (г)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 \text{ (г)} + \text{Cl}_2 \text{ (г)}$ при 500 К, если к моменту равновесия разложилось 54 % PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/л. (Ответ: 0,634).

№ 6.14. После смешивания газов А и В в системе $\text{A (г)} + \text{B (г)} \rightleftharpoons \text{C (г)} + \text{D (г)}$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[\text{B}] = 0,5$ моль/л; $[\text{C}] = 0,2$ моль/л. Константа равновесия реакции равна 4×10^{-2} . Найти исходные концентрации вещества А и В. (Ответ: 2,2 моль/л; 0,7 моль/л).

№ 6.15. Система $\text{C (графит)} + \text{CO}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons 2\text{CO (г)}$, $\Delta H_{\text{x.p}}^0 = 172,5$ кДж

находится в состоянии равновесия. Как повлияет на равновесие системы:

а) повышение температуры; б) понижение давления; в) понижение концентрации CO_2 ?

№ 6.16. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ составляли (моль/л): $[\text{SO}_2] = 0,04$; $[\text{O}_2] = 0,06$; $[\text{SO}_3] = 0,02$.
Определить константу равновесия и исходные концентрации SO_2 и O_2 .

(Ответ: 4,17; 0,06 моль/л; 0,07 моль/л).

№ 6.17. Реакция протекает по уравнению $\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{NOCl}_2$, $\Delta H < 0$

Какие изменения а) температуры; б) давления; в) концентраций участвующих в реакции веществ способствуют увеличению выхода продукта реакции?

№ 6.18. Константа равновесия реакции $\text{FeO(к)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons \text{Fe(к)} + \text{CO}_2(\text{г})$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/л): $C_{\text{CO}} = 0,08$; $C_{\text{CO}_2} = 0,02$. (Ответ: 0,67 моль/л; 0,33 моль/л).

№ 6.19. Система $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$; $\Delta H_{\text{х.р}}^0 = -92,4$ кДж находится в состоянии равновесия. Определить, в каком направлении сместится равновесие: а) с ростом температуры; б) при повышении давления; в) при понижении концентрации NH_3 .

№ 6.20. Найти константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия разложилось 50 % N_2O_4 . (Ответ: 0,16).

Лабораторная работа 4

Гидролиз солей

Цель работы: изучить понятие «гидролиз», рассмотреть типы гидролиза солей, научиться составлять молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

Задание: определить pH среды в растворах различных солей, выявить влияние концентрации растворов и температуры на смещение равновесия гидролиза. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Теоретическое введение

Гидролизом соли называется *взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH среды.*

Гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят катионы слабых оснований, или анионы слабых кислоты, или те и другие одновременно. Эти ионы связываются с ионами H^+ или OH^- из воды с образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В растворе накапливаются ионы H^+ или OH^- , сообщая ему кислую или щелочную реакцию. Соли, образованные

сильным основанием и сильной кислотой (NaCl , NaNO_3 , K_2SO_4 , BaCl_2 , LiNO_3), гидролизу не подвергаются. В этом случае ни катион, ни анион соли не будут связывать ионы воды в малодиссоциированные продукты, поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается. Реакция среды в растворах таких солей нейтральная, $\text{pH} \sim 7$

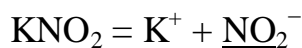
Можно выделить три типа гидролиза:

1. Г и д р о л и з п о а н и о н у происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот и катионов сильных оснований (CH_3COOK , KNO_2 , Na_2CO_3 , Cs_3PO_4). В этом случае **анион слабой кислоты** связывается с **ионами H^+** из воды с образованием слабого электролита.

В качестве примера рассмотрим гидролиз нитрита калия KNO_2 . Эта соль образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HNO_2 . При растворении в воде KNO_2 полностью диссоциирует на ионы K^+ и NO_2^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как KOH – сильный электролит. Анионы же NO_2^- связывают ионы H^+ воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабой кислоты HNO_2 и гидроксид-ионы OH^- .

Порядок составления уравнений гидролиза следующий:

а). Записывают уравнение диссоциации соли и подчеркивают ион, который может образовать с ионами воды (H^+ или OH^-) слабый электролит:



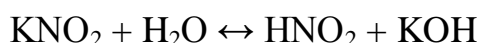
б). Составляют краткое ионное уравнение и указывают pH среды:



в). Составляют полное ионное уравнение реакции. Для этого прибавляют к левой и правой частям краткого ионного уравнения ионы, не претерпевающие в результате гидролиза никаких изменений. В рассматриваемом примере – это катионы калия:

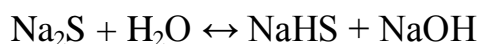


г). Составляют молекулярное уравнение гидролиза. Для этого ионы из полного ионного уравнения соединяют в молекулы:



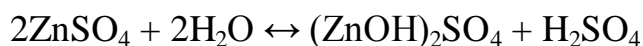
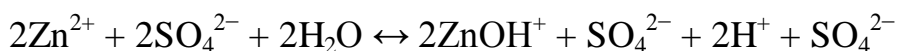
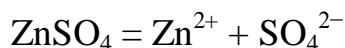
Продукты гидролиза – слабая кислота HNO_2 и гидроксид калия KOH .

Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Гидролиз протекает в значительно большей мере по первой ступени. Это приводит к образованию кислых солей:



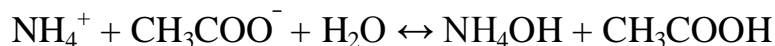
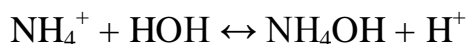
Продуктами гидролиза является *кислая* соль NaHS и гидроксид натрия NaOH.

2. Г и д р о л и з к а т и о н у происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов сильных кислот (NH_4Cl , CuSO_4 , FeCl_3 , AlCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4). В этом случае **катион слабого основания** связывается с **ионами OH^-** из воды с образованием слабого электролита. Так, гидролиз сульфата цинка может быть представлен уравнениями:



Продуктами гидролиза являются *основная* соль $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ и серная кислота H_2SO_4 .

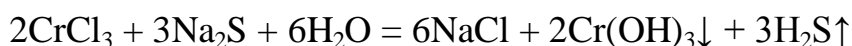
3. Г и д р о л и з п о а н и о н у и к а т и о н у одновременно происходит в растворах солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами (NH_4NO_2 , Al_2S_3 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, NH_4CN). В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты, например:



Гидролиз идет по катиону и аниону, среда близка к нейтральной, $\text{pH} \sim 7$.

Как правило, гидролиз – обратимый процесс. В первых двух случаях равновесие сильно смещено влево – в сторону малодиссоциированных молекул воды, в третьем – вправо, в сторону образования продуктов гидролиза – двух слабых электролитов.

Практически необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений. Необратимо гидролизующиеся соли невозможно получить в результате реакции обмена в водных растворах. Например, вместо ожидаемого Cr_2S_3 при смешивании растворов CrCl_3 и Na_2S образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газообразный H_2S :



На равновесие гидролиза влияют температура и концентрация. Смещение равновесия гидролиза происходит в соответствии с принципом Ле Шателье. Гидролиз – это реакция, обратная нейтрализации, а нейтрализация – экзотермический процесс, следовательно, гидролиз – эндотермический. Поэтому увеличение температуры усиливает гидролиз (т.е. смещает равновесие вправо). При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить вправо (усилить гидролиз), разбавляя раствор водой и удаляя продукты гидролиза. Гидролиз подавляется

Выполнение работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

На полоски универсальной индикаторной бумаги нанести по капле раствора хлорида натрия NaCl , сульфата меди CuSO_4 , нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, карбоната натрия Na_2CO_3 , ацетата калия CH_3COOK и ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. По изменению окраски индикаторной бумаги сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Требования к результатам опыта:

1. Составить сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей, указать pH среды. В случае ступенчатого гидролиза написать уравнения реакций только для первой ступени.
2. Сделать вывод, какие типы солей подвергаются гидролизу.

Опыт 2. Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора

Налить в пробирку 1-2 мл раствора нитрата висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и постепенно разбавлять водой до выпадения осадка. Прибавить в пробирку с осадком несколько капель концентрированной азотной кислоты. Что происходит с осадком?

Требования к результатам опыта:

1. Составить сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакции гидролиза нитрата висмута по первой и второй ступени.
2. Сделать вывод о смещении равновесия при разбавлении раствора и добавлении кислоты.

Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры

В пробирку налить 5-6 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa и добавить 1-2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки разделить на 2 части, одну из них оставить для сравнения, другую – нагреть до кипения. Сравнить окраску индикатора в обеих пробирках. Дать пробирке охладиться и снова сравнить окраску индикатора в обеих пробирках.

Требования к результатам опыта:

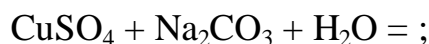
1. Составить сокращенное, полное ионное и молекулярное уравнение реакции гидролиза CH_3COONa .
2. Сделать вывод о смещении равновесия при изменении температуры.

Опыт 4. Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора сульфата меди (II), в другую – столько же хлорида железа (III). Затем в каждую пробирку добавить по 2-3 мл раствора карбоната натрия. Отметить выделение углекислого газа в обеих пробирках и выпадение осадков. В первой пробирке в осадок выпадает карбонат гидроксомеди (II), во второй – гидроксид железа (III).

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

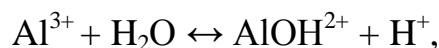


2. Объяснить, почему не получились карбонаты меди и железа.

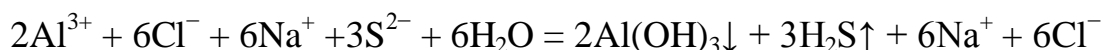
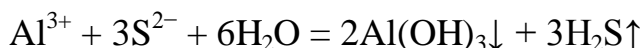
Примеры решения задач

Пример 9.1. Какие продукты получатся при смешивании растворов AlCl_3 и Na_2S ? Составить ионно-молекулярные и молекулярное уравнение реакции.

Решение. Соль AlCl_3 гидролизуеться по катиону, а Na_2S – по аниону:



Гидролиз приведенных солей обычно ограничиваются первой ступенью. При смешивании растворов этих солей ионы H^+ и OH^- связываются в молекулы слабого электролита H_2O , сдвигая гидролитическое равновесие вправо. Это приводит к тому, что усиливается гидролиз каждой из солей до образования $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S . Ионно-молекулярные и молекулярные уравнения имеют вид:

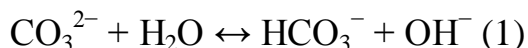


Таким образом, продуктами гидролиза являются $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

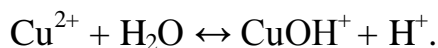
Пример 9.2. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) NaOH ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

Решение. Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль слабой кислоты и сильного основания гидролизует по аниону:



Чтобы усилить гидролиз соли, нужно уменьшить концентрацию ионов OH^- и таким образом сместить равновесие (1) вправо. Этого можно достигнуть добавлением в раствор Na_2CO_3 веществ, растворы которых содержат ионы H^+ . Ионы H^+ свяжут ионы OH^- из (1) в молекулы слабого электролита H_2O , в результате чего равновесие (1) сместится вправо и гидролиз усилится. В нашей задаче такими веществами являются кислота HCl ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$) и соль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, содержащая ионы H^+ вследствие ее гидролиза по катиону



Задачи

№ 9.1. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: NaCN , KNO_3 , CuCl_2 , ZnSO_4 ? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, указать pH среды.

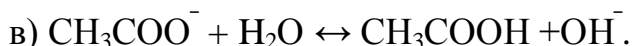
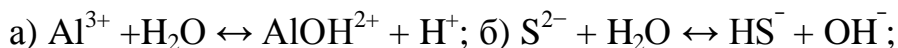
№ 9.2. К раствору $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили раствор K_2S . Объяснить причину образования осадка и выделения газа. Составить молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

№ 9.3. Какие из солей: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , NH_4CN , LiCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Какое значение pH (> 7 $<$) имеют растворы этих солей?

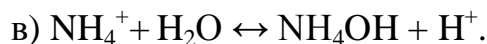
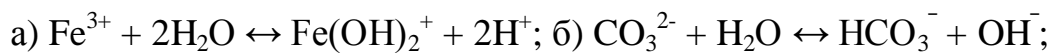
№ 9.4. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при сливании растворов: а) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2CO_3 ;

б) CuCl_2 и K_2CO_3 .

№ 9.5. Подобрать по два уравнения в молекулярном виде к каждому из трех ионно-молекулярных уравнений:



№ 9.6. Подобрать по два уравнения в молекулярном виде к каждому из трех ионно-молекулярных уравнений:



№ 9.7. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций для солей, подвергающихся гидролизу, указать реакцию среды: K_2SO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaNO_2 , NiSO_4 .

№ 9.8. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах: K_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2CO_3 , Li_2SO_4 ? Ответ обосновать ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями реакций гидролиза солей.

№ 9.9. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций для солей, подвергающихся гидролизу, указать реакцию среды: KI , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2SiO_3 , ZnSO_4 .

№ 9.10. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу по катиону, по аниону, по катиону и аниону: BaS , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3 , Cr_2S_3 ? Указать pH среды для водных растворов солей. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

№ 9.11. Какие из солей NaI , CrCl_3 , NH_4NO_3 , NH_4NO_2 подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей, указать реакцию среды.

№ 9.12. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 ;

б) KOH ; в) Na_2SO_3 ; г) ZnSO_4 . В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

№ 9.13. Какие из веществ: Na_2CO_3 , Li_2SO_3 , CuCl_2 , MgSO_4 , BaS создадут избыток гидроксид-ионов в растворе своей соли? Почему? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

№ 9.14. При сливании растворов солей CrCl_3 и Na_2CO_3 образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газ CO_2 . Объяснить причину и написать молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

№ 9.15. Написать уравнения реакций гидролиза в ионно-молекулярном и молекулярном виде: ацетата лития, хлорида алюминия, цианида аммония, сульфида бария.

№ 9.16. Объяснить, почему водные растворы NaNO_2 , Li_2CO_3 , Na_3PO_4 имеют щелочную реакцию. Ответ подтвердить уравнениями реакций в ионно-молекулярном и молекулярном виде.

№ 9.17. К раствору FeCl_3 добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) KOH ; в) CuCl_2 ; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

№ 9.18. При смешивании растворов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S образуется осадок и выделяется газ. Написать молекулярное и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза солей.

№ 9.19. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, K_3PO_4 , MnCl_2 .

№ 9.20. Почему при добавлении горячей воды к водному раствору хлорида железа (III) выпадает осадок? Подтвердить это уравнениями реакций в ионно-молекулярном и молекулярном виде. равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза.

Лабораторная работа 5

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: изучить понятия «степень окисления», «окислительно-восстановительные реакции (ОВР)», «окислитель», «восстановитель»,

«процессы окисления и восстановления», научиться составлять уравнения ОВР с помощью метода электронного баланса, определять тип ОВР.

Задание: провести опыты и выявить влияние реакции среды на ОВР с участием перманганата калия; опытным путем определить окислительно-восстановительные функции нитрита калия; проделать внутримолекулярную реакцию и реакцию диспропорционирования. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Теоретическое введение

Окислительно-восстановительными называются *реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов.*

Окисление – *процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления элемента.*

Восстановление – *процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления элемента.*

Окисление и восстановление – взаимосвязанные процессы, протекающие одновременно.

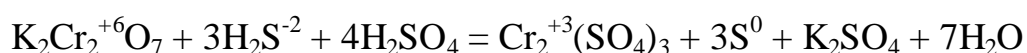
Окислителями называются *вещества (атомы, ионы или молекулы), которые в процессе реакции присоединяют электроны, восстановителями – вещества, отдающие электроны.* Окислителями могут быть атомы галогенов и кислород, положительно заряженные ионы металлов (Fe^{3+} , Au^{3+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Ag^{+}), сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла в высшей степени окисления (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3 и др.), атомы неметаллов в положительной степени окисления (HNO_3 , концентрированная H_2SO_4 , HClO , HClO_3 , KClO_3 , NaBrO и др.).

Типичными восстановителями являются почти все металлы и некоторые неметаллы (углерод, водород) в свободном состоянии, отрицательно заряженные ионы неметаллов (S^{2-} , I^{-} , Br^{-} , Cl^{-} и др.), положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления (Sn^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{+} и др.).

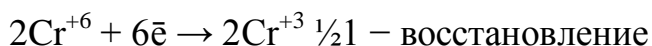
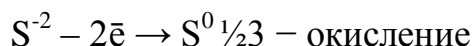
Соединения, содержащие элементы в максимальной или минимальной степенях окисления, могут быть соответственно или только окислителями (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , H_2SO_4 , PbO_2), или только восстановителями (KI , Na_2S , NH_3). Если же вещество содержит элемент в промежуточной степени окисления, то в зависимости от условий проведения реакции, оно может быть либо окислителем, либо восстановителем. Например, нитрит калия KNO_2 , содержащий азот в степени окисления +3, пероксид водорода H_2O_2 , содержащий кислород в степени окисления -1, в присутствии сильных окислителей проявляют восстановительные свойства, а при взаимодействии с активными восстановителями являются окислителями.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций рекомендуется придерживаться следующего порядка:

1. Написать формулы исходных веществ. Определить степень окисления элементов, которые могут ее изменить, найти окислитель и восстановитель. Написать продукты реакции.
2. Составить уравнения процессов окисления и восстановления. Подобрать множители (основные коэффициенты) так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.
3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

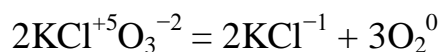


ок-ль восст-ль среда

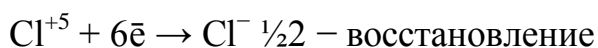


Характер многих окислительно-восстановительных реакций зависит от среды, в которой они протекают. Для создания кислой среды чаще всего используют разбавленную серную кислоту, для создания щелочной – растворы гидроксидов натрия или калия.

Различают три типа ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования. **Межмолекулярные** окислительно-восстановительные реакции – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе разных веществ. Рассмотренная выше реакция относится к этому типу. К **внутримолекулярным** относятся реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в одном и том же веществе.



ок-ль в-ль

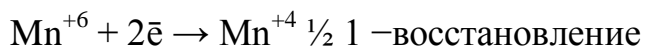
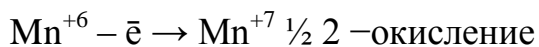


В реакциях **диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) молекулы одного и того же вещества реагируют друг с другом как окислитель и как восстановитель.



ОК-ЛЬ

В-ЛЬ



Выполнение работы

Опыт 1. Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции

В три пробирки налить по 2-3 мл раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую пробирку прилить 1-2 мл разбавленной серной кислоты, во вторую 1-2 мл воды, в третью — 1-2 мл концентрированного раствора щелочи.

В каждую пробирку добавить по 2-3 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . Отметить наблюдения, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , бесцветная или слабо-розовая — для ионов Mn^{2+} , зеленая — для ионов MnO_4^{2-} , бурый цвет имеет осадок MnO_2 .

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций. В каждой реакции указать окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.
2. Сделать вывод о характерной степени окисления марганца в кислой, щелочной и нейтральной среде.

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита калия

В две пробирки налить по 2-3 мл раствора нитрита калия KNO_2 . Добавить в каждую из них по 1-2 мл разбавленной серной кислоты. Затем в одну из них прилить раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, в другую — раствор иодида калия KI . Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций. Указать в каждой реакции окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.
2. Сделать вывод об окислительно-восстановительных функциях KNO_2 в проведенных реакциях.

3. Сделать общий вывод, какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

Опыт 3. Реакция диспропорционирования

Поместить в пробирку 1-2 кристалла йода I_2 , 3-5 капель концентрированного раствора щелочи NaOH (или KOH). Как меняется цвет раствора?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктом окисления йода в щелочной среде является йодат натрия $NaIO_3$ (или KIO_3).
2. Сделать общий вывод, какие вещества могут участвовать в реакциях диспропорционирования.

Опыт 4. Внутримолекулярная реакция (групповой)

В форфоровую чашку насыпать горкой небольшое количество дихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и горячей спичкой нагреть его сверху. Наблюдать бурное разложение соли. Отметить цвет исходного вещества и продукта реакции.

Требование к результату опыта:

Написать уравнение реакции разложения дихромата аммония, указать окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.

Примеры решения задач

Пример 11.1. Определить степень окисления хрома в молекуле $K_2Cr_2O_7$ и ионе $(CrO_2)^-$.

Под **степенью окисления (с.о.)** понимают заряд элемента в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления элемента в простом веществе, например, в Zn, Ca, H_2 , B_{r_2} , S, O_2 , равна нулю.

Определение степени окисления элемента в соединении проводят, используя следующие положения:

1. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 . Исключения составляют пероксиды $H_2^{+1}O_2^{-1}$, $Na_2^{+1}O_2^{-1}$ и фторид кислорода $O^{+2}F_2$.
2. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна $+1$, за исключением солеобразных гидридов, например, $Na^{+1}H^{-1}$.

3. Постоянную степень окисления имеют металлы IA группы (щелочные металлы) (+1); IIA группы (бериллий, магний и щелочноземельные металлы) (+2); фтор (–1).

4. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе – заряду иона.

Решение. Чтобы рассчитать степень окисления элемента в молекуле, следует:

1) поставить степень окисления над теми элементами, для которых она известна, а искомую степень окисления обозначить через x . В нашем примере известна степень окисления калия (+1) и кислорода (–2) $K_2^{+1}Cr_2^xO_7^{-2}$;

2) умножить индексы при элементах на их степени окисления и составить алгебраическое уравнение, приравняв правую часть к нулю.

$$K_2^{+1}Cr_2^xO_7^{-2} \quad 2(+1) + 2x + 7(-2) = 0 \quad x = +6$$

Степень окисления элемента в ионе определяют также, только правую часть уравнения приравнивают к заряду иона:

$$(Cr^xO_2^{-2})^- \cdot x + 2(-2) = -1 \quad x = +3$$

Пример 11.2. Исходя из степени окисления азота в соединениях NH_3 , KNO_2 , KNO_3 , определить, какое из них может быть только восстановителем, только окислителем и какое из них может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.

Решение. Возможные степени окисления азота: –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3, +4, +5. В указанных соединениях с.о. азота равны: –3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая). Следовательно, $N^{-3}H_3$ – только восстановитель, $KN^{+3}O_2$ – и окислитель и восстановитель, $KN^{+5}O_3$ – только окислитель.

Пример 11.3. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) HBr и H_2S ; б) MnO_2 и HCl ; в) MnO_2 и $NaBiO_3$?

Решение. а) В HBr с.о. (Br) = –1 (низшая); в H_2S с.о. (S) = –2 (низшая). Так как бром и сера находятся в низшей степени окисления, то могут проявлять только восстановительные свойства, и реакция между ними невозможна; б) в MnO_2 с.о. (Mn) = +4 (промежуточная); в HCl с.о. (Cl) = –1 (низшая). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем MnO_2 является окислителем; в) в MnO_2 с.о. (Mn) = +4 (промежуточная); в $NaBiO_3$ с.о. (Bi) = +5 (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. MnO_2 в этом случае будет восстановителем.

Пример 11.4. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

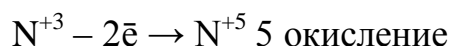


Определить окислитель и восстановитель. На основании электронных уравнений расставить коэффициенты.

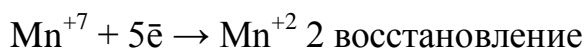
Решение. Определяем степени окисления тех элементов, которые ее изменяют:
 $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4 + \text{KN}^{+3}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{+2}\text{SO}_4 + \text{KN}^{+5}\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

ок-ль восст-ль среда

Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определяем окислитель и восстановитель:



10



Уравниваем реакцию методом электронного баланса, суть которого заключается в том, что *общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем*. Находим общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов. В приведенной реакции оно равно 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свои степени окисления, находим подбором.

Уравнение реакции будет иметь вид:

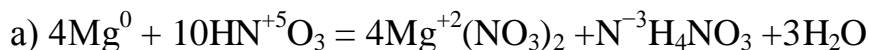


Пример 11.5. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, идущих по схемам: а) $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

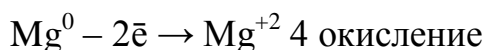
б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$; в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$.

В каждой реакции определить окислитель и восстановитель, расставить коэффициенты, указать тип каждой реакции.

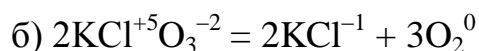
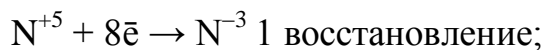
Решение. Составляем уравнения реакций:



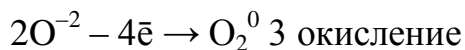
в-ль ок-ль, среда



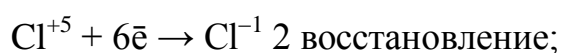
8



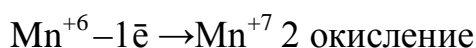
ОК-ЛЬ В-ЛЬ



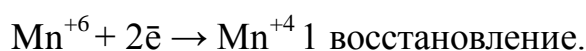
12



В-ЛЬ, ОК-ЛЬ



2

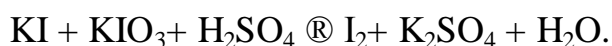


Как видно из представленных уравнений, в реакции (а) окислитель и восстановитель – разные элементы в молекулах двух разных веществ, значит, данная реакция относится к типу межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций. В реакции (б) окислитель (хлор) и восстановитель (кислород) содержатся в одной молекуле, следовательно, реакция внутримолекулярная. В реакции (в) роль окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент – марганец, значит, это реакция диспропорционирования.

Задачи

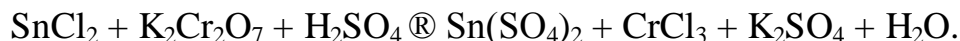
№ 11.1. а) Исходя из степени окисления серы в веществах S, H₂S, Na₂SO₃, H₂SO₄, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какие могут быть и окислителем, и восстановителем. Ответ обосновать.

б) На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



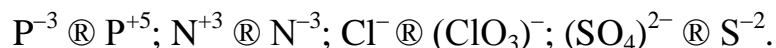
Определить тип окислительно-восстановительной реакции.

№ 11.2. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, подобрать коэффициенты, указать, какое вещество в каждой реакции является окислителем, какое восстановителем.

№ 11.3. а) Составить электронные уравнения и указать, какой процесс (окисление или восстановление) происходит при следующих превращениях:



б) Реакция выражается схемой:



Определить окислитель и восстановитель, на основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнении реакции.

№ 11.4. а) Могут ли протекать окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) Cl_2 и H_2S ; б) KBr и KBrO_3 ; в) HI и NH_3 ? Ответ обосновать.

б) На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты, определить тип окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

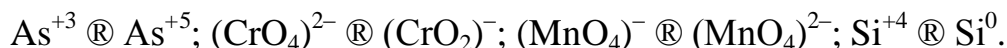


№ 11.5. а) Исходя из степени окисления железа, определить, какое из веществ может быть восстановителем, только окислителем и какое – и окислителем и восстановителем: FeSO_4 , Fe_2O_3 , K_2FeO_4 . Ответ обосновать.

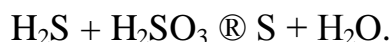
б) На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты для веществ в уравнении реакции, идущей по схеме:



№ 11.6. а) Составить электронные уравнения и указать, какой процесс (окисление или восстановление) происходит при следующих превращениях:



б) На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в реакции, идущей по схеме:



№ 11.7. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

Содержание практических занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема практического занятия	Содержание практического занятия (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
1 семестр				
1	Растворы и дисперсные системы	Растворы	Способы выражения концентрации раствора	4
2	Растворы и дисперсные системы	Дисперсные системы	Классификация дисперсных систем	4
3	Электрохимия	Гальванические элементы	Гальванические элементы и расчет ЭДС	4
4	Электрохимия	Коррозия	Коррозия металлы и защита от коррозии	4
Итого за семестр:				16
Итого:				16

Практические занятия по дисциплине проводятся в целях выработки практических умений и приобретения навыков в решении профессиональных задач.

Рекомендуется следующая схема подготовки к практическому занятию:

1. ознакомление с планом практического занятия, который отражает содержание предложенной темы;

2. проработка конспекта лекции;
3. чтение рекомендованной литературы;
4. подготовка ответов на вопросы плана практического занятия;
5. выполнение тестовых заданий, задач и др.

Подготовка обучающегося к практическому занятию производится по вопросам, разработанным для каждой темы практических занятий и (или) лекций. В процессе подготовки к практическим занятиям, необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованной литературы.

Работа студентов во время практического занятия осуществляется на основе заданий, которые выдаются обучающимся в начале или во время занятия. На практических занятиях приветствуется активное участие в обсуждении конкретных ситуаций, способность на основе полученных знаний

находить наиболее эффективные решения поставленных проблем, уметь находить полезный дополнительный материал по тематике занятий. Обучающимся необходимо обращать внимание на основные понятия, алгоритмы, определять практическую значимость рассматриваемых вопросов. На практических занятиях обучающиеся должны уметь выполнить расчет по заданным параметрам или выработать определенные решения по обозначенной проблеме. Задания могут быть групповые и индивидуальные. В зависимости от сложности предлагаемых заданий, целей занятия, общей подготовки обучающихся преподаватель может подсказать обучающимся алгоритм решения или первое действие, или указать общее направление рассуждений. Полученные результаты обсуждаются с позиций их адекватности или эффективности в рассмотренной ситуации.

Практическое занятие № 1

Растворы

Цель: решение задач на тему «Растворы»

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащееся в определенном весовом или объемном количестве раствора или растворителя.

Пример 1. Вычислите: а) процентную ($C\%$), б) молярную (C_M), в) нормальную (C_N) и г) моляльную (C_m) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³. Чему равен титр (T) этого раствора?

Решение:

а) Весовая процентная концентрация доказывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см³ воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора 18 + 282 = 300 г и, следовательно,

$$\begin{array}{r} 300 \square 18 \\ \hline 100 \square C\% \\ C\% \square \frac{100 \square 18}{300} = 6\% \end{array}$$

б) мольно-объемная концентрация или молярность показывает число грамм-молекул растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора. Масса 1 литра раствора 1031 г. Массу кислоты в литре раствора находим из соотношения

$$\begin{array}{r} 300 \square 18 \\ \hline x \square \frac{1031 \square 18}{300} = 61,86 \end{array}$$

Молярность раствора получим делением числа граммов H_3PO_4 в 1 л раствора на молекулярный вес H_3PO_4 :

$$C_M \square \frac{61,86}{97,99} \square 0,63M$$

в) нормальная концентрация, или нормальность, показывает числограмм-эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора.

$$\begin{array}{l} \text{Так как } 1 \text{ г-экв } H_3PO_4 \square \frac{M}{3} \square \frac{97,99}{3} \square 32,66 \text{ г,} \\ \text{то } C_N \square \frac{61,86}{32,66} \square 1,89 \end{array}$$

г) мольно-весовая концентрация, или моляльность, показывает число грамм-молекул растворенного вещества, содержащееся в 1000 г растворителя. Массу H_3PO_4 в 1000 г растворителя находим из соотношения

$$\begin{array}{r} 282 \quad 18 \\ \hline x \quad \frac{1000 \quad 1}{1000 \quad 1} \quad x \\ \hline 63,83 \\ 282 \end{array}$$

Отсюда $C_m = \frac{63,83}{97,99} = 0,65 \text{ м.}$

Титром раствора называется количество граммов растворенного вещества в 1 см^3 (мл) раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то

$$T = \frac{61,86}{0,06186 \cdot 1000} = \text{г/см}^3.$$

Зная нормальность раствора и эквивалент (\mathcal{E}) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = \frac{C_n \cdot \mathcal{E}}{1000}$$

Пример 2. На нейтрализацию 50 см^3 раствора кислоты израсходовано 25 см^3 0,5 н. раствора щелочи. Чему равна формальность кислоты?

Решение. Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных количествах, то растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных формальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, т. е.

$$\begin{array}{l} \frac{V_1}{C_{н.2}} = \frac{V_2}{C_{н.1}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{C_{н.2}} = \frac{V_2}{C_{н.1}} \cdot \frac{1}{1} \\ \frac{50}{C_{н.}} = \frac{25}{0,5} \end{array}$$

откуда $C_{н.} = \frac{25 \cdot 0,5}{50} = 0,25 \text{ н.}$

Пример 3. К 1 л 10%-ного раствора КОН (плотность 1 092 г/см³) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора КОН (плотность 1,045 г/см³). Объем смеси довели до 2 литров. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение. Масса одного литра 10%-ного раствора КОН 1092 г. В этом растворе содержится

$$\frac{1092 \cdot 10}{100} = 109,2 \text{ г КОН}$$

Масса 0,5 л 5%-ного раствора $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится

$$\frac{522,5 \cdot 5}{100} = 26,125 \text{ г КОН}$$

В общем объеме полученного раствора (2л) масса КОН составляет $109,2 + 26,125 = 135,325$ г. Отсюда молярность этого раствора

$$C_M = \frac{135,325}{2 \cdot 56,1} = 1,2M$$

где 56,1 – молекулярный вес КОН.

Пример 4. Какой объем 96%-ной кислоты, плотность которой 1,84г/см³, потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора?

$$\text{Решение. Эквивалент } \frac{H_2SO_4}{M} = \frac{98,02}{2} = 49,04 .$$

Для приготовления 3 л 0,4 н. раствора требуется $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$ г. Масса 1 см³ 96%-ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится

$$\frac{1,84 \cdot 96}{100} = 1,766 \text{ г } H_2SO_4$$

Следовательно, для приготовления 3 л 0,4 н. раствора надо взять $58,848 : 1,766 = 33,32 \text{ см}^3$ этой кислоты.

141. Вычислите молярную и нормальную концентрации 20%-ного раствора хлорида кальция, плотность которого $1,178 \text{ г/см}^3$. *Ответ:* 2,1 М; 4,2 н.

142. Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH, плотность которого $1,328 \text{ г/см}^3$? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. *Ответ:* 9,96 н.; 6,3%.

143. К 3 литрам 10%-ного раствора HNO_3 , плотность которого $1,054 \text{ г/см}^3$, прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты с плотностью $1,009 \text{ г/см}^3$. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л. *Ответ:* 5,0%; 0,82 М.

144. Вычислите нормальную и молярную концентрации 20,8%-ного раствора HNO_3 , плотность которого $1,12 \text{ г/см}^3$. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора? *Ответ:* 3,70 н.; 4,17 м; 931,8 г.

145. Вычислите молярную, нормальную и молярную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого $1,149 \text{ г/см}^3$. *Ответ:* 1,38 М; 4,14 н.; 1,43 м.

146. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см^3 0,3 н. раствора H_2SO_4 прибавить 125 см^3 0,2 н. раствора KOH? *Ответ:*

0,14 г KOH.

147. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см^3 раствора AgNO_3 , потребовалось 50 см^3 0,2 н. раствора HCl. Чему равна нормальность раствора AgNO_3 ? Сколько граммов AgCl выпало в осадок? *Ответ:* 0,1 н.; 1,433 г.

148. Какой объем 20,01%-ного раствора HCl (плотность $1,100 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л 10,17%-ного раствора (плотность $1,050 \text{ г/см}^3$)? *Ответ:* $485,38 \text{ см}^3$.

149. Смешали 10 см^3 10%-ного раствора HNO_3 (плотность $1,056 \text{ г/см}^3$) и 100 см^3 30%-ного раствора HNO (плотность $1,184 \text{ г/см}^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. *Ответ:* 28,38%.

150. Какой объем 50%-ного раствора KOH (плотность $1,538 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (плотность $1,048 \text{ г/см}^3$)? *Ответ:* $245,5 \text{ см}^3$.

151. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (плотность $1,105 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора (плотность $1,02 \text{ г/см}^3$)? *Ответ:* $923,1 \text{ см}^3$.

152. На нейтрализацию 31 см³ 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность и титр раствора H₂SO₄? *Ответ:* 0,023 н.; 1,127 · 10⁻³ г/см³.

153. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см³? *Ответ:* 26,6 см³.

154. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH, требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты. *Ответ:* 0,53 н.

155. Сколько граммов HNO₃ содержалось в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н. раствора NaOH? Чему равен титр раствора NaOH? *Ответ:* 0,882 г, 0,016 г/см³.

156. Сколько граммов NaNO₃ нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор? *Ответ:* 100 г.

157. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40%-ного раствора NaCl. Чему равна процентная концентрация полученного раствора? *Ответ:* 32,5%.

158. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного растворов серной кислоты. Какова процентная концентрация раствора после смешения? *Ответ:* 45,72%.

159. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна концентрация оставшегося раствора? *Ответ:* 84%.

160. Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора? *Ответ:* 16,7%.

Практическое занятие №2

Дисперсные системы

Цель: получить дисперсные системы и исследовать их свойства, научиться готовить суспензию и эмульсию; решать задачи на определение массовой доли компонентов смеси и примесей.

Оборудование: карбонат кальция, масло, вода, химический стакан, стеклянные палочки, мука, желатин, фонарик.

Теоретические сведения

Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще всего встречаются смеси. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гомогенные (растворы) и гетерогенные (дисперсные) системы.

Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество - дисперсная фаза (их может быть несколько) в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого - дисперсионной среде.

Среда и фазы находятся в разных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном. По величине частиц веществ, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делятся 2 группы:

- грубодисперсные (взвеси) с размерами частиц более 100 нм. Это непрозрачные системы, в которых фаза и среда легко разделяются отстаиванием или фильтрованием. Это эмульсии, суспензии, аэрозоли.
- тонкодисперсные - с размерами частиц от 100 до 1 нм. Фаза и среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом. Это золи (коллоидные растворы "клееподобные") и гели (студни).

Коллоидные системы прозрачны и внешне похожи на истинные растворы, но отличаются от последних по образующейся “светящейся дорожке” – конусу при пропускании через них луча света. Это явление называют эффектом Тиндаля.

При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции. Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок. При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель.

Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление синерезиса. Посмотрите учебный фильм «Дисперсные системы» используя ссылку <https://youtu.be/LVFLbTowgsY> или qr-код



Ход работы

Начертите таблицу для оформления опытов.

Название опыта Наблюдения Выводы

Задание 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде и изучение ее свойств.

В стеклянную пробирку влить 4-5 мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции.

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/8n7UFzWQ-wI>



Задание 2. Приготовление эмульсии масла в воде и изучение ее свойств.

В стеклянную пробирку влить 4-5 мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции.

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/8n7UFzWQ-wI>



Задание 3. Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств.

В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки (или желатина), тщательно перемешать. Пропустить через раствор луч света фонарика на фоне темной бумаги. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции. Наблюдается ли эффект Тиндаля?

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/pCrD2Zs9Ipg>



Общий вывод

Контрольные задания

Решите тест

1. Дисперсная система это:

а) гомогенная система б) гетерогенная система в) верно а и б

2. Туману соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж

3. Нефти соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж

4. Зубной пасте соответствует дисперсная система: а) т/г б) т/т в) т/ж

5. Сплавам соответствует дисперсная система: а) ж/г б) т/т в) г/ж

6. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: гель, суспензия, золь

7. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: золь, суспензия, аэрозоль

8. Что объединяет данные слова: мармелад, зефир, холодец

Ответ запишите в виде одного слова _____

9. Что объединяет данные слова: молоко, нефть, подсолнечное масло в воде.

Ответ запишите в виде одного слова _____

10. Что объединяет данные слова: лак для волос, дезодорант, пылевое облако.

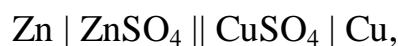
Ответ запишите в виде одного слова _____

Практическое занятие № 3 Гальванические элементы

Цель работы: Изучение работы гальванических элементов. Теоретический расчет потенциалов электродов и электродвижущих сил гальванических элементов.

Теория

Для гальванического элемента принята следующая форма записи (на примере элемента Даниэля):



где вертикальная линия | обозначает границу раздела фаз, а двойная вертикальная линия || - солевой мостик. Электрод, на котором происходит окисление, называется *анодом*; электрод, на котором происходит восстановление, называется *катодом*. Гальванический элемент принято записывать так, чтобы анод находился слева.

Электродные полуреакции принято записывать как реакции восстановления (таблица 12.1), поэтому общая реакция в гальваническом элементе записывается как разность между реакциями на правом и левом электродах:

Правый электрод: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$

Левый электрод: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$

Общая реакция: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

Потенциал E электрода рассчитывается по формуле Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}},$$

где a_{Ox} и a_{Red} - активности окисленной и восстановленной форм вещества, участвующего в полуреакции; E° - стандартный потенциал электрода (при $a_{\text{Ox}} = a_{\text{Red}} = 1$); n - число электронов, участвующих в полуреакции; R - газовая постоянная; T - абсолютная температура; F - постоянная Фарадея. При 25°C

$$E = E^{\circ} + \frac{0.0257}{n} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}} = E^{\circ} + \frac{0.0592}{n} \lg \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}$$

Стандартные электродные потенциалы электродов измеряются относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого принят равным нулю. Значения некоторых стандартных электродных потенциалов приведены в таблице 12.1.

Электродвижущая сила (ЭДС) элемента равна разности потенциалов правого и левого электродов:

$$E = E_{\text{П}} - E_{\text{Л}}.$$

Если ЭДС элемента положительна, то реакция (так, как она записана в элементе) протекает самопроизвольно. Если ЭДС отрицательна, то самопроизвольно протекает обратная реакция.

Стандартная ЭДС равна разности стандартных потенциалов:

$$E^{\circ} = E_{\text{П}}^{\circ} - E_{\text{Л}}^{\circ}.$$

Для элемента Даниэля стандартная ЭДС равна

$$E^{\circ} = E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = +0.337 - (-0.763) = +1.100 \text{ В}.$$

ЭДС элемента связана с ΔG протекающей в элементе реакции:

$$\Delta G = -nFE.$$

Зная стандартную ЭДС, можно рассчитать константу равновесия протекающей в элементе реакции:

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G^{\circ}}{RT}\right) = \exp\left(\frac{nFE^{\circ}}{RT}\right).$$

Константа равновесия реакции, протекающей в элементе Даниэля, равна

$$K = \exp\left(\frac{nFE^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{2 \cdot 96485 \cdot 1.10}{8.314 \cdot 298.15}\right) = 1.54 \cdot 10^{37}.$$

Зная температурный коэффициент ЭДС $\Delta S = nF\left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_p$, можно найти другие термодинамические функции:

$$\Delta S = nF\left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_p$$

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S = -nFE + nFT\left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_p.$$

Таблица 12.1. Стандартные электродные потенциалы при 25° С.

(Более полные данные можно найти в базе по окислительно-восстановительным потенциалам)

Электрод	Электродная реакция	E° , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e = Li	-3.045
K ⁺ /K	K ⁺ + e = K	-2.925
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2.906
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2.866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e = Na	-2.714
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3e = La	-2.522
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2.363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1.847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1.662
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1.628
Zr ⁴⁺ /Zr	Zr ⁴⁺ + 4e = Zr	-1.529
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e = V	-1.186
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1.180
WO ₄ ²⁻ /W	WO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O + 6e = W + 8OH ⁻	-1.05
Se ²⁻ /Se	Se + 2e = Se ²⁻	-0.77
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0.763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0.744

Ga^{3+}/Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ga}$	-0.529
S^{2-}/S	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0.51
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0.440
$\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0.408
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0.403
$\text{Ti}^{3+}, \text{Ti}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Ti}^{3+} + \text{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0.369
Tl^{+}/Tl	$\text{Tl}^{+} + \text{e} = \text{Tl}$	-0.3363
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0.277
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0.250
Mo^{3+}/Mo	$\text{Mo}^{3+} + 3\text{e} = \text{Mo}$	-0.20
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0.136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0.126
$\text{Ti}^{4+}, \text{Ti}^{3+}/\text{Pt}$	$\text{Ti}^{4+} + \text{e} = \text{Ti}^{3+}$	-0.04
$\text{D}^{+}/\text{D}_2, \text{Pt}$	$\text{D}^{+} + \text{e} = \frac{1}{2} \text{D}_2$	-0.0034
$\text{H}^{+}/\text{H}_2, \text{Pt}$	$\text{H}^{+} + \text{e} = \frac{1}{2} \text{H}_2$	0.000
Ge^{2+}/Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ge}$	+0.01
$\text{Br}^{-}/\text{AgBr}/\text{Ag}$	$\text{AgBr} + \text{e} = \text{Ag} + \text{Br}^{-}$	+0.0732
$\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	+0.15
$\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}^{+}/\text{Pt}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{Cu}^{+}$	+0.153
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	+0.337
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}, \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}/\text{Pt}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e} = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0.36
$\text{OH}^{-}/\text{O}_2, \text{Pt}$	$\frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{OH}^{-}$	+0.401
Cu^{+}/Cu	$\text{Cu}^{+} + \text{e} = \text{Cu}$	+0.521
$\text{J}^{-}/\text{J}_2, \text{Pt}$	$\text{J}_2 + 2\text{e} = 2\text{J}^{-}$	+0.5355
Te^{4+}/Te	$\text{Te}^{4+} + 4\text{e} = \text{Te}$	+0.56
$\text{MnO}_4^{-}, \text{MnO}_4^{2-}/\text{Pt}$	$\text{MnO}_4^{-} + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+0.564
Rh^{2+}/Rh	Rh^{2+}/Rh	+0.60
$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0.771
$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	+0.788
Ag^{+}/Ag	$\text{Ag}^{+} + \text{e} = \text{Ag}$	+0.7991
Hg^{2+}/Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	+0.854
$\text{Hg}^{2+}, \text{Hg}^{+}/\text{Pt}$	$\text{Hg}^{2+} + \text{e} = \text{Hg}^{+}$	+0.91
Pd^{2+}/Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	+0.987
$\text{Br}^{-}/\text{Br}_2, \text{Pt}$	$\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Br}^{-}$	+1.0652
Pt^{2+}/Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	+1.2
$\text{Mn}^{2+}, \text{H}^{+}/\text{MnO}_2, \text{Pt}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^{+} + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23

$\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+/\text{Pt}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Tl}^{3+}, \text{Tl}^+/\text{Pt}$	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	+1.25
$\text{Cl}^-/\text{Cl}_2, \text{Pt}$	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	+1.3595
$\text{Pb}^{2+}, \text{H}^+/\text{PbO}_2, \text{Pt}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.455
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	+1.498
$\text{MnO}_4^-, \text{H}^+/\text{MnO}_2, \text{Pt}$	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.695
$\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}/\text{Pt}$	$\text{Ce}^{4+} + \text{e} = \text{Ce}^{3+}$	+1.61
$\text{SO}_4^{2-}, \text{H}^+/\text{PbSO}_4, \text{PbO}_2, \text{Pb}$	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.682
Au^+/Au	$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	+1.691
$\text{H}/\text{H}_2, \text{Pt}$	$\text{H}_2 + 2\text{e} = 2\text{H}^-$	+2.2
$\text{F}^-/\text{F}_2, \text{Pt}$	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	+2.87

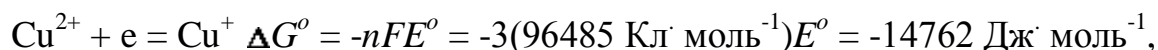
ПРИМЕРЫ

Пример 12-1. Рассчитать стандартный электродный потенциал пары $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ по данным таблицы 11.1 для пар Cu^{2+}/Cu и Cu^+/Cu .

Решение.

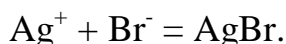


Вычитая, получаем:



откуда $E^\circ = +0.153 \text{ В}$.

Пример 12-2. Составить схему гальванического элемента, в котором протекает реакция



Рассчитать стандартную ЭДС элемента при 25°C , ΔG° и константу равновесия реакции и растворимость AgBr в воде.

Решение.



Правый электрод: $\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag} \quad E^\circ = 0.7792 \text{ В}$

Левый электрод: $\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$ $E^\circ = 0.0732 \text{ В}$

Общая реакция: $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$ $E^\circ = 0.7260 \text{ В}$

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -(96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1})(0.7260 \text{ В}) = -70.05 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{70050}{8.314 \cdot 298.15}\right) = 1.872 \cdot 10^{12}$$

$$1/K = a(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{Br}^-) = m(\text{Ag}^+) \cdot m(\text{Br}^-) \cdot (\pm)^2 = m^2 (\pm)^2$$

Отсюда, полагая $\pm = 1$, получаем $m = 7.31 \cdot 10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1}$

Пример 12-3. ΔH реакции $\text{Pb} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 = \text{PbCl}_2 + 2\text{Hg}$, протекающей в гальваническом элементе, равно $-94.2 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$ при 298.2 К . ЭДС этого элемента возрастает на $1.45 \cdot 10^{-4} \text{ В}$ при повышении температуры на 1 К . Рассчитать ЭДС элемента и ΔS при 298.2 К .

Решение.

$$\Delta S = nF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p = 2 \cdot 96485 \cdot 1.45 \cdot 10^{-4} = 28.0 \text{ (Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}\text{)}.$$

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = -nFE$, откуда

$$E = \frac{T \Delta S - \Delta H}{nF} = \frac{298.2 \cdot 28 - (-94200)}{2 \cdot 96485} = 0.531 \text{ (В)}.$$

Ответ. $\Delta S = 28. \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$; $E = 0.531 \text{ В}$.

ЗАДАЧИ

12-1. Рассчитать стандартный электродный потенциал пары Fe^{3+}/Fe по данным таблицы 12.1 для пар Fe^{2+}/Fe и $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. [\(ответ\)](#)

12-2. Рассчитать произведение растворимости и растворимость AgCl в воде при 25°С по данным таблицы 12.1. [\(ответ\)](#)

12-3. Рассчитать произведение растворимости и растворимость Hg_2Cl_2 в воде при 25°С по данным о стандартных электродных потенциалах. [\(ответ\)](#)

12-4. Рассчитать константу равновесия реакции диспропорционирования $2\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}$ при 25°С . [\(ответ\)](#)

12-5. Рассчитать константу равновесия реакции $\text{ZnSO}_4 + \text{Cd} = \text{CdSO}_4 + \text{Zn}$ при 25°С по данным о стандартных электродных потенциалах. [\(ответ\)](#)

12-6. ЭДС элемента, в котором обратимо протекает реакция $0.5 \text{ Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Ag} = \text{AgCl} + \text{Hg}$, равна 0.456 В при 298 К и 0.439 В при 293 К. Рассчитать ΔG , ΔH и ΔS реакции. [\(ответ\)](#)

12-7. Вычислить тепловой эффект реакции $\text{Zn} + 2\text{AgCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{Ag}$, протекающей в гальваническом элементе при 273 К, если ЭДС элемента $E = 1.015$ В и температурный коэффициент ЭДС $= -4.02 \cdot 10^{-4} \text{ В} \cdot \text{К}^{-1}$. [\(ответ\)](#)

12-8. В гальваническом элементе при температуре 298 К обратимо протекает реакция $\text{Cd} + 2\text{AgCl} = \text{CdCl}_2 + 2\text{Ag}$. Рассчитать изменение энтропии реакции, если стандартная ЭДС элемента $E^\circ = 0.6753$ В, а стандартные энтальпии образования CdCl_2 и AgCl равны -389.7 и -126.9 кДж·моль⁻¹ соответственно. [\(ответ\)](#)

12-9. ЭДС элемента $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{HCl} | \text{AgCl} | \text{Ag}$ при 25° С равна 0.322 В. Чему равен pH раствора HCl . [\(ответ\)](#)

12-10. Растворимость $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ в воде при 25° С равна $1.6 \cdot 10^{-8}$ моль·кг⁻¹. Рассчитать ЭДС элемента $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{HCl} (\text{pH} = 0) | \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{насыщ. р-р}) | \text{Cu}$ при 25° С. [\(ответ\)](#)

12-11. Три гальванических элемента имеют стандартную ЭДС соответственно 0.01, 0.1 и 1.0 В при 25° С. Рассчитать константы равновесия реакций, протекающих в этих элементах, если количество электронов для каждой реакции $n = 1$. [\(ответ\)](#)

12-12. ЭДС элемента $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{HBr} | \text{AgBr} | \text{Ag}$ в широком интервале температур описывается уравнением: $E^\circ (\text{В}) = 0.07131 - 4.99 \cdot 10^{-4}(T - 298) - 3.45 \cdot 10^{-6}(T - 298)^2$. Рассчитать ΔG° , ΔH° и ΔS° реакции, протекающей в элементе, при 25° С. [\(ответ\)](#)

12-13. Для измерения pH раствора можно применять хингидронный электрод. (Хингидрон, $\text{Q}^- \cdot \text{QH}_2$, представляет собой комплекс хинона, $\text{Q} = \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$, и гидрохинона, $\text{QH}_2 = \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2\text{H}_2$). Электродная полуреакция записывается как $\text{Q} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{QH}_2$, стандартный потенциал $E^\circ = +0.6994$ В. Если элемент $\text{Hg} | \text{Hg}_2\text{Cl}_2 | \text{HCl} | \text{Q}^- \cdot \text{QH}_2 | \text{Pt}$ имеет ЭДС +0.190 В, каков pH раствора HCl . [\(ответ\)](#)

12-14. В гальваническом элементе обратимо протекает реакция $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$. Рассчитать ΔH и ΔS реакции, если ЭДС элемента равна 1.960 В при 273 К и 1.961 В при 276 К. [\(ответ\)](#)

12-15. В элементе Вестона протекает реакция $\text{Cd} + \text{Hg}_2\text{SO}_4 = \text{Cd}^{2+} + 2\text{Hg}$. Рассчитать ЭДС этого элемента при 303 К, если ΔH и ΔS протекающей в нем реакции равны соответственно -198.8 кДж·моль⁻¹ и -7.8 Дж·моль⁻¹ К⁻¹. [\(ответ\)](#)

12-16. ΔH реакции $\text{Pb} + 2\text{AgCl} = \text{PbCl}_2 + 2\text{Ag}$, протекающей в гальваническом элементе, равно -105.1 кДж·моль⁻¹. ЭДС этого элемента равна 0.4901 В при 298.2 К. Рассчитать ЭДС элемента при 293.2 К. [\(ответ\)](#)

Практическое занятие 4

Коррозия металлов

Цель работы: изучение особенностей процессов коррозии в различных технологических средах.

Ход работы:

1. Обезуглероживание стали. При высоких температурах многие технологические процессы в газовой фазе осложняются декарбюризацией, или обезуглероживанием стали. Суть этого явления заключается в том, что при температурах выше 650 °С, помимо образования поверхностной оксидной пленки, происходит обеднение слоя металла, прилегающего к пленке, углеродом. Содержание углерода в поверхностных слоях стали уменьшается. Процесс наблюдается часто в окислительной атмосфере, содержащей O₂, H₂O или CO. Он может иметь место и в среде водорода.

2. Водородная коррозия. Может сопутствовать многим технологическим процессам, протекающим при повышенных температурах от 200 °С и давлениях от 300 МПа в средах, содержащих водород. Эти условия отвечают таким процессам, как гидрирование угля и нефти, синтез аммиака и метанола и др.

3. Карбонильная коррозия имеет место в технологических процессах, протекающих с участием углерода (II) при повышенных давлениях и температурах. К таким процессам относятся, например, получение метилового и бутилового спиртов, конверсия метана и окиси углерода.

При нормальных условиях CO инертна по отношению к металлам. При высоких температурах и давлениях оксид углерода вступает в реакцию со многими металлами и образует карбонилы.

Например, $\text{Fe} + n\text{CO} = \text{Fe}(\text{CO})_n$.

Основная литература:

1. Хомченко, И.Г. Общая химия: учеб. / И. Г. Хомченко.- М., Новая Волна, 1999 Оникс.- 464 с.

2. Еремин В.В., Борщевский А.Я. Основы общей и физической химии: учеб. пособие / В. В. Еремин, А. Я. Борщевский.- Долгопрудный, ИД Интеллект, 2012.- 847 с.

3. Березин Б.Д., Крестов Г.А. Основные законы химии / Б.Д.Березин, Г.А.Крестов; Рос.акад.наук. Ин-т химии растворов.- М., Наука, 1999.- 95 с.

1. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н.Л. Глинка . - изд. стер.- М., Кнорус, 2022.- 240 с.

2. Глинка, Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка .- изд., стер..-М., Кнорус, 2022.- 746 с.

Дополнительная литература:

1. Гаркушин, И.К. Иллюстрационный материал к лекциям по неорганической химии : учеб. пособие / И. К. Гаркушин, Е. М. Бехтерева, О. В. Лаврентьева; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2012.- 151 с.
2. Гаркушин, И.К. Общая химия для технических вузов : Учеб. пособие / И.К. Гаркушин, Н. И. Лисов, А. В. Немков; Самар.гос.техн.ун-т .- 2-е изд., доп. и перераб..- Самара, 2003.- 403 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии : Учеб.пособие / Под ред.Н.В.Коровина; ред. Н. В. Коровин .- 2-е изд.,испр..- М., Высш.шк.,2004.- 255 с.
4. Прикладное значение химии для студентов нехимических специальностей Самарского государственного технического университета : учеб. пособие / И. К. Гаркушин [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2008.- 117 с.
5. Егунов, В. П. Сборник задач по общей химии : учеб. пособие [Текст] / Самар. гос. архитектур.-строит. ун-т (СГАСУ), Каф. общ. и приклад. физики и химии.- Самара, СГАСУ, 2016.- 128 с.
- 6.Электронная библиотека по химии и технике.
<http://www.rushim.ru/books/books.htm>