

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ
РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН

ДЖИЗАКСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ

ФАКУЛЬТЕТ “ ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ ”

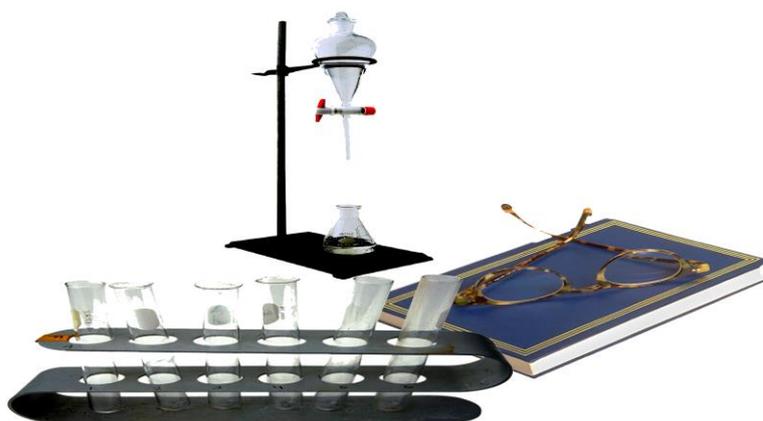
КАФЕДРА “ХИМИЯ”

ПО ПРЕДМЕТУ “ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ”

Методическое пособие

*По лабораторным работам
для направлений «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ»*

ЧАСТЬ-1

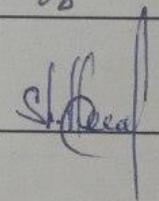


Джизак - 2020 год

Химия: методическое пособие для лабораторных работ.
Джизак: ДжизПИ, 2020 - 52 стр.

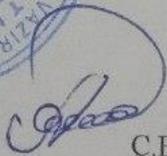
Данное методическое пособие предназначено для бакалавров обучающихся по специальности «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ», специализирующихся для работы в строительстве, и позволяет воспитывать у будущего специалиста правильное понимание взаимосвязи закона с опытом, с практикой, закрепить его теоретические знания и лучше подготовить его к практической деятельности.

Методическое пособие рассмотрено на заседании кафедры "Химии" протоколом № 1 от «26» 08 2020 г.

Зав. Кафедрой "Химия"  Ш.Хакбердиев.

Методическое указание утверждена на заседании учебно-методического совета института протоколом № 1 от «26» 08 2020 года.

Секретарь:  Матчанова М.Б.

Составитель:  С.Б.Каримова

Рецензенты: доц. ДжизПИ М.Н.Позиллов
доц. ДГПИ Ш.Р.Шарипов

Джизакский политехнический институт, 2020

ВВЕДЕНИЕ

В настоящее время одним из главных задач является изучение экологии, окружающего нас мира и природы. Для того чтобы изучать технику лаборатории нужно знать неорганическую химию. Поэтому, целью изучения этой науки является глубокое изучение законов химии. Самое главное ознакомление опытным путем с простыми и сложными веществами укрепить теоретические знания.

Наука химии основана на опытах. Для изучения этой науки теоретических знаний будет маловато, кроме того проведение практических занятий, сделать выводы на взятых результатах и сравнение с теоретическими знаниями студентов учит мыслить.

Лабораторные работы являются неотъемлемой частью курса химии. Сознательное выполнение лабораторных работ возможно только при условии предварительной домашней подготовки. Контрольные вопросы позволяют студенту проверить степень теоретической подготовленности по данному разделу.

При проведении лабораторных работ по Общей химии студенты учатся работать с лабораторными приборами и посудой, а также им предоставляется возможность для проведения не очень сложных экспериментов. Для того чтобы правильно и четко проводить лабораторные занятия, студенты обязательно должны овладеть теоретическими знаниями и навыками в области химии.

Это методическое пособие дает возможность для глубокого постижения выполненных работ, вместе сведениями для проведения лабораторных работ, вопросами и задачами, а также выводами экспериментов.

1 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА
ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ.
ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ЛАБОРАТОРНЫМИ ПРИБОРАМИ.
ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ.

(2 часов)

ПОРЯДОК РАБОТЫ. При работе в химической лаборатории необходимо знать и соблюдать следующие правила:

1. Перед приходом на занятия ознакомиться с темой занятия по методическому руководству, учебнику и по записям лекций.

2. Перед проведением опыта прочитать соответствующее описание, подготовить все, что требуется для проведения опыта, выяснить все непонятные вопросы у преподавателя и только после этого приступать к выполнению работы.

3. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его не нужными предметами. Перед уходом из лаборатории привести свое рабочее место в порядок, выключить воду, газ, электронагревательные приборы и вытяжную вентиляцию.

4. При пользовании реактивами придерживаться правил:

а) все склянки с растворами держать закрытыми и открывать их только на время употребления; закрывая склянки, не путать пробок, так как в этом случае реактивы загрязняются и становятся непригодными;

б) не уносить реактивы общего пользования на свои рабочие места;

в) сухие реактивы брать чистым шпателем, специальной ложечкой, чистой, сухой пробиркой;

д) если в руководстве не указано, какое количество вещества необходимо взять для проведения в пробирке того или иного опыта, следует брать сухое вещество в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор - не более 1/6 объема пробирки;

е) неизрасходованные реактивы ни в коем случае не высыпать или выливать обратно в те склянки, из которых они взяты;

ж) остатки растворов, содержащие серебро, ртуть, бром и йод, выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах.

5. Без разрешения преподавателя ни в коем случае не проводить опыты, не предусмотренные в соответствующем руководстве.

МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ. Во избежание несчастных случаев необходимо:

1. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов проводить в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легко воспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.

3. При работе с металлическим натрием и другими щелочными металлами, остерегаться воды.

4. При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и

всегда помещать пробирку так, чтобы ее отверстие было направлено в сторону отработавшего и его соседей по рабочему столу.

5. Не наклонять лицом над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания брызг на лицо.

6. Нюхать какие бы то ни было вещества в лаборатории с осторожностью, не наклоняясь над пробиркой и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газы легким движением руки.

7. При работе с твердыми щелочами (измельчение крупных кусков в ступке, приготовление смесей для сплавления и т.д.) обязательно надевать защитные очки. Брать щелочь разрешается только щипцами или пинцетом. Необходимо тщательно убирать остатки щелочи с рабочего места.

8. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать осторожно и небольшими порциями кислоту в воду, а не наоборот.

9. Работу со ртутью производить над специальными противнями.

10. Не бросать в водопроводные раковины бумагу, битое стекло, остатки металлов и т. д. Для этого следует пользоваться специальными мусорными ящиками или баками.

ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ. При попадании на кожу (рук, лица и т.д.) концентрированных кислот (серной, азотной и др.) немедленно промыть обожженное место большим количеством воды, после чего наложить повязку из ваты, смоченной спиртовым раствором танина или 3% раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи обратиться немедленно к врачу.

1. При ожоге кожи растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку из спиртового раствора танина или 3% раствора перманганата калия.

2. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего сейчас же обратиться к врачу.

3. При ожоге кожи горячими предметами (стекло, металлы и т.д.) наложить сначала повязку из спиртового раствора танина или 3% раствора перманганата калия, а затем жирную повязку с мазью от ожогов.

4--. При ожогах фосфором удалить с поверхности тела остатки фосфора, наложить на обожженное место повязку, смоченную 2% раствором сульфата меди и обратиться к врачу. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода немедленно вывести пострадавшего на воздух и одновременно обратиться к врачу.

ХИМИЧЕСКИЕ СОСУДЫ

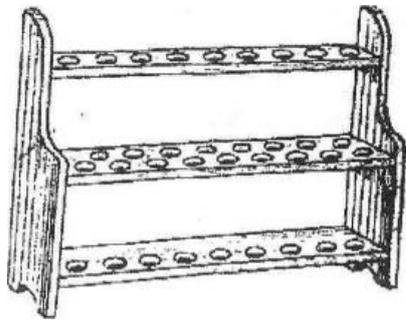
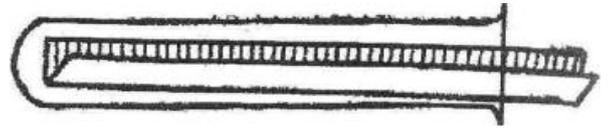


Рис 1. Пробирочный штатив



*Рис 2. Вложение измельчённых
веществ в пробирку*

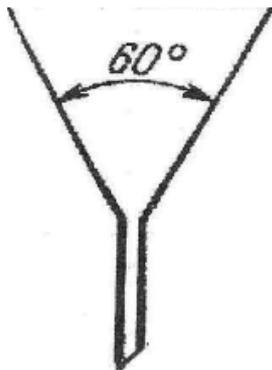


Рис 3. Химическая воронка

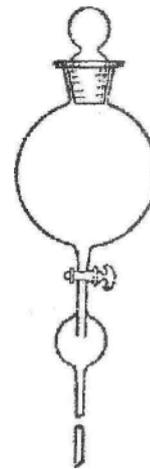


Рис 4. Капельная воронка

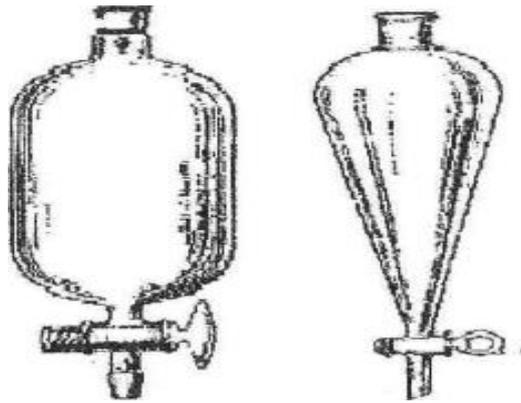


Рис 5. Разделительные воронки.

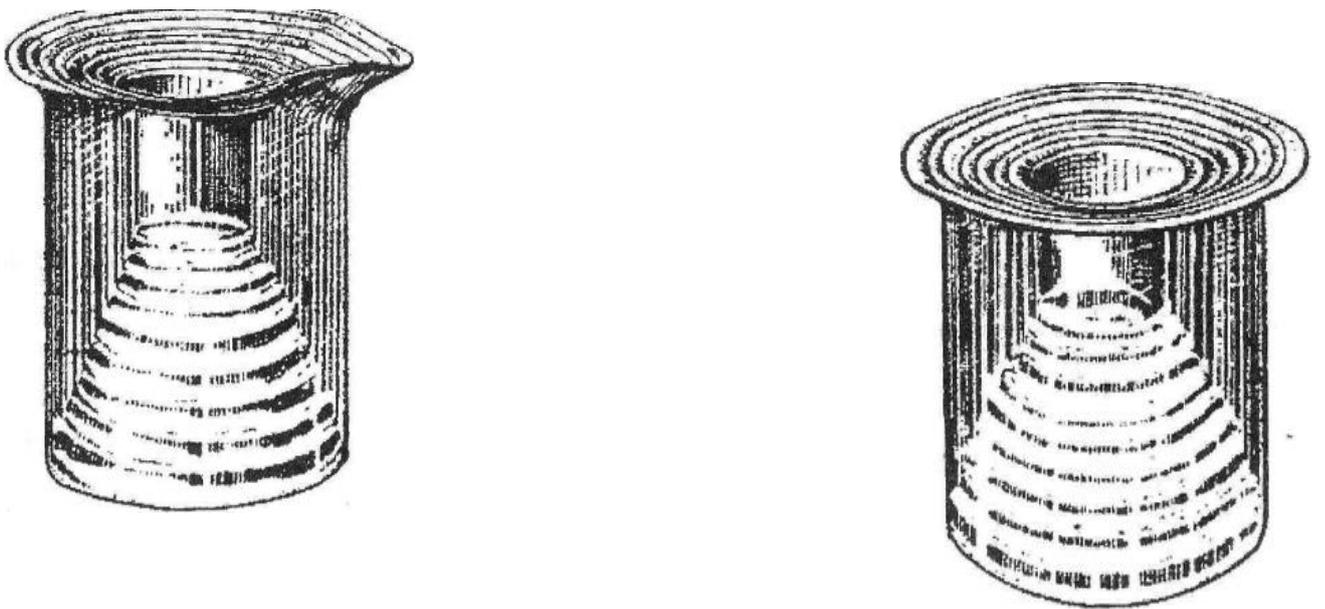


Рис 6. Конусообразные колбы.

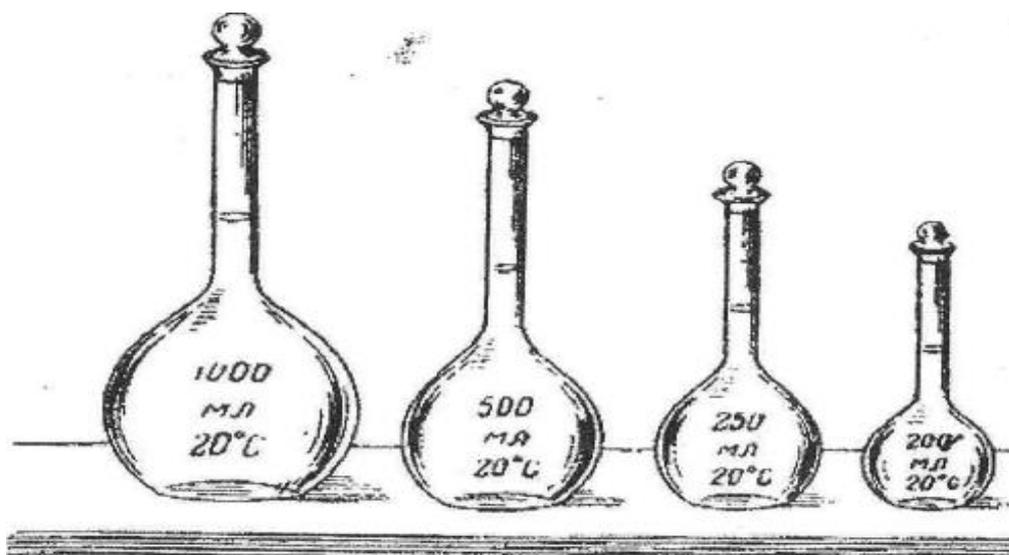


Рис 7. Измерительные колбы

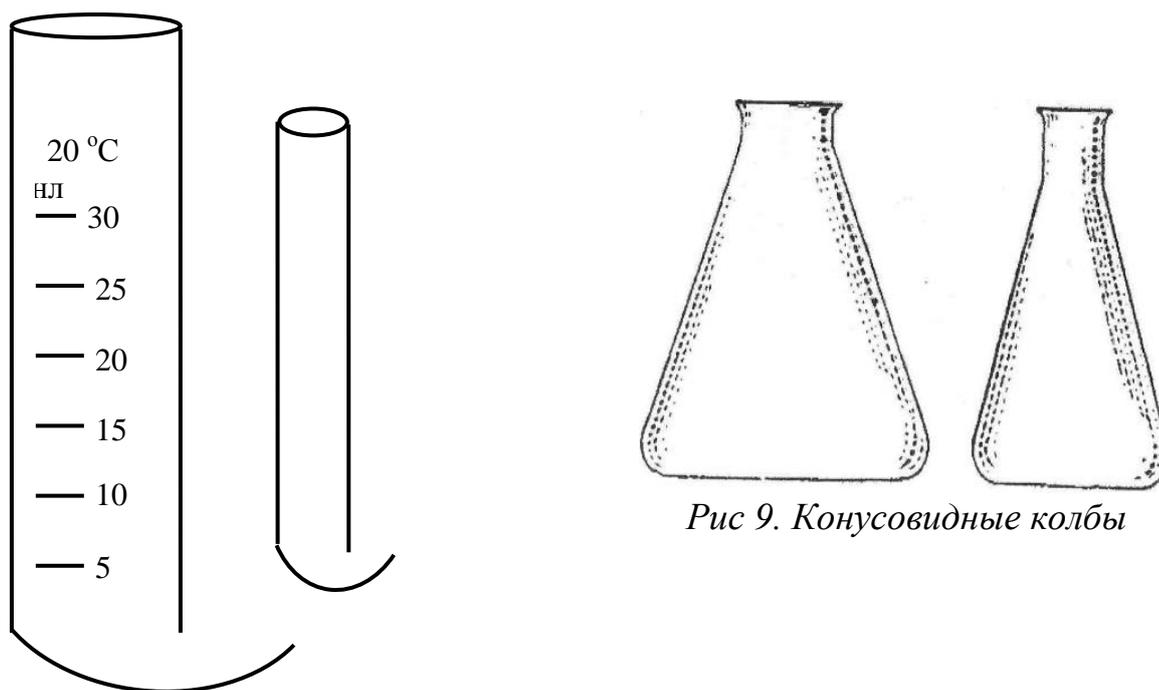


Рис 9. Конусовидные колбы

Рис 8. Простая и измерительная пробирка.

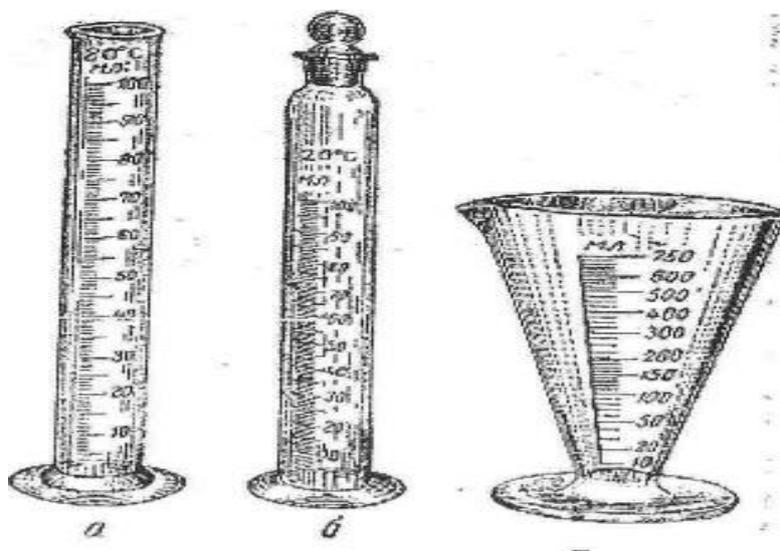


Рис 10. Измерительные цилиндры а) простой б) с колпачком в) мензурочный цилиндр

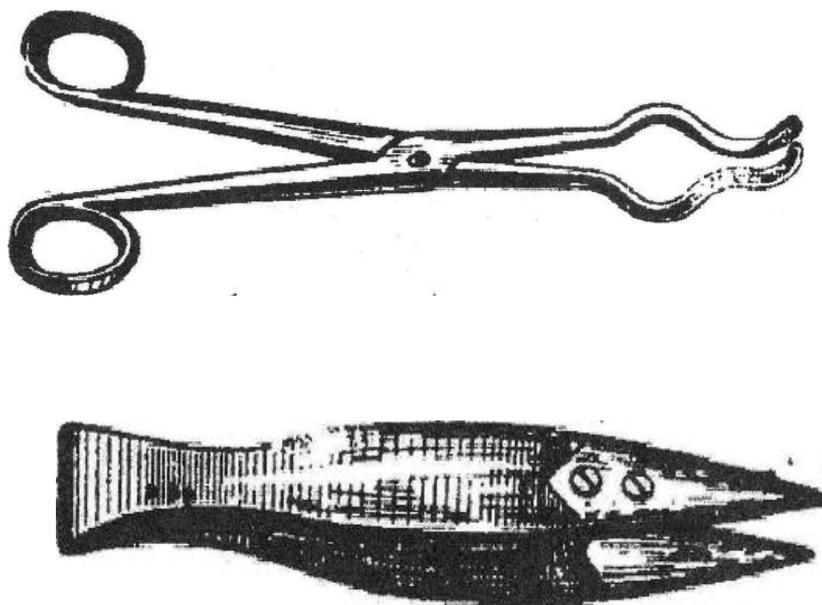


Рис 11. Щипцы

2 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: Основные классы неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Химические свойства и способы их получения. (4 часов)

Цель работы: Укрепление теоретических знаний о основных классах неорганических соединений (окислы, кислоты, основания и соли), получение и свойства путем практических опытов.

Необходимые оборудования и реактивы:

1) химический стакан, мензурка, пробирки, металлическая ложка, стеклянная пластика, спиртовая лампа;

2) дистиллированная вода, раствор метилоранжа, сера, раствор гидроксида кальция, серная кислота, соляная кислота, стружки цинка, сульфат меди, гидроксид натрия.

1-опыт. Получение оксида и серной кислоты

В химический стакан налить 10-15 мл дистиллированной воды и сверху 2-3 капли раствора метилоранжа. В металлическую ложку насыпать немного серы и зажечь. Горящую серу отпустить в стакан так чтобы оно не достала воды и закрыт стеклянной пластинкой. Наблюдать какое изменение происходит в стакане (образование газа). После окончания горения из стакана надо вытащит металлическую ложку. И постепенно не открывая стакан перемешать. При этом наблюдать изменение цвета раствора в стакане в результате растворения газа. Какой газ образуется? Написать уравнение реакции.

2-опыт. Взаимодействие гидроксида с кислотой

В пробирку налить 2 мл 10% раствора гидроксида кальция и добавить 2 мл серной кислоты. Что наблюдается. Наблюдая изменения в пробирке напишите уравнение реакции.

3-опыт. Получение средних солей

В пробирку налить 3-5 мл соляной кислоты. Сюда же бросить несколько стружек цинка. Что происходит в пробирке. Наблюдая опыт напишите уравнение реакции и определите выделяемый газ.

4-опыт. Получение основных солей

На две пробирки налить по 4 мл сульфата (II) меди. На первую из них добавить 2 мл гидроксида натрия, а на вторую 4 мл гидроксида натрия.

Обратите внимание на цвет осадка. Что образуется? На какой пробирке образуется соли оснований? Напишите уравнение реакции.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Какие вещества получаются при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Основания с солью?
2. Составьте уравнения реакций получения кислотных солей сернистой кислоты и металлов калия и кальция.

3 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛОВ (2 часов)

Теоретические сведения

Под *эквивалентом элемента* понимают такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Масса 1 эквивалента элемента называется его эквивалентной массой. Эквивалент водорода \mathcal{E}_H всегда равен 1, а эквивалент кислорода $\mathcal{E}_O=8$.

Эквивалент элемента равен: $\mathcal{E}_M=M/CO$,

где: M - молярная масса элемента; CO - степень окисления элемента (валентность) в соединении.

Эквивалент кислоты равен: $\mathcal{E}_M=M/x$,

где: M - молярная масса кислоты; x - основность кислоты.

Эквивалент основания равен: $\mathcal{E}_M=M/y$,

где: M - молярная масса основания; y - кислотность основания.

Эквивалент соли равен: $\mathcal{E}_M=M/x*z$,

где: M - молярная масса соли; z - валентность катиона; x - количество атомов катиона в соединении.

Примеры: эквивалент кислорода равен: $\mathcal{E}_O=16/2=8$ г-экв; эквивалент угольной кислоты H_2CO_3 равен: $\mathcal{E}_{H_2CO_3}=62/2=31$ г-экв; эквивалент едкого натрия $NaOH$ равен: $\mathcal{E}_{NaOH}=40/1=40$ г-экв; эквивалент хлорида кальция $CaCl_2$ равен: $\mathcal{E}_{CaCl_2}=111/2*1=55,5$ г-экв.

Закон эквивалентов: Массы реагирующих друг с другом веществ, а также массы продуктов этой реакции пропорциональны молярным массам эквивалентов этих веществ.

Например, в условной реакции $A + 2B = 3C + D$

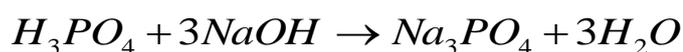
$m_A : m_B : m_C : m_D = \mathcal{E}_A : \mathcal{E}_B : \mathcal{E}_C : \mathcal{E}_D$,

где m - масса веществ, а \mathcal{E} - молярная масса эквивалентов.

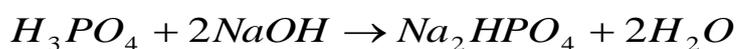
Другими словами можно сказать, что вещества реагируют и образуются в эквивалентных количествах. Один эквивалент одного вещества всегда взаимодействует с одним эквивалентом другого.

Эквивалент - реальная или условная частица, которая может присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалента одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

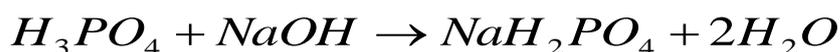
При использовании понятия «эквивалент» всегда необходимо указывать, к какой ионной реакции оно относится.



$$\mathcal{E}_{H_3PO_4} = \frac{M}{3};$$



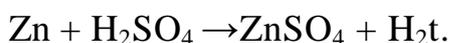
$$\mathcal{E}_{H_3PO_4} = \frac{M}{2};$$



$$\mathcal{E}_{H_3PO_4} = M.$$

Опыт 1. Определение эквивалентной массы цинка

Для определения \mathcal{E}_{Zn} можно воспользоваться реакцией:



Эквивалентная масса цинка равна массе цинка, вытесняющей 11,2 л водорода (эквивалентный объем водорода при давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па и температуре 0°C).

При выполнении работы следует руководствоваться следующим планом:

1. Рассмотреть прибор для определения эквивалентной массы и понять назначение отдельных его частей.

2. Зарисовать схему прибора (рис. 1).

3. Взвесить примерно 0,05-0,15 г цинка.

4. Заполнить бюретку водой до нулевого уровня или несколько ниже.

5. Налить в реакционную пробирку через воронку с удлинённым концом разбавленной (1:5) серной кислоты (около одной трети пробирки). Стенки пробирки должны быть сухими.

6. Наклонно закрепить пробирку в штативе и положить на край пробирки взвешенный кусочек цинка.

Осторожно присоединить пробирку к бюретке и убедиться в герметичности собранного прибора. Для этого создать в приборе давление, подняв воронку несколько выше уровня воды в бюретке, и убедиться, что уровень воды остается постоянным.

8. Привести воздух в приборе к атмосферному давлению, установив воду в бюретке и воронке на одном уровне.

9. Точно заметить установленный в бюретке уровень (записать).

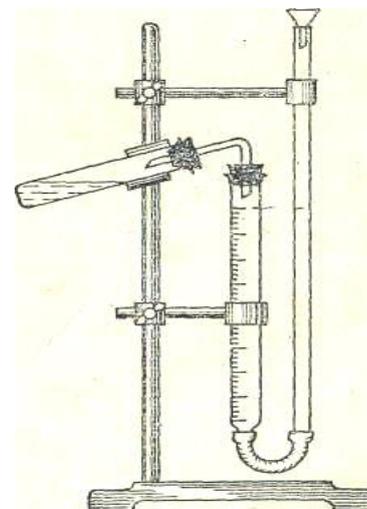
10. Поворотом лапки зажима сбросить металл в кислоту.

11. После окончания реакции снова привести газ к атмосферному давлению, уравнив уровень воды в бюретке и в воронке.

11. Подсчитать и записать выделившийся объем водорода.

12. Привести полученный объем к нормальным условиям.

13. Вычислить эквивалентную и атомную массу цинка.



Навеска цинка	a_1	b_1	P	$P_{\text{в}}$	T	A_{Zn}		
	мл	мл	Па	Па	К			

Исходные данные:

Масса Zn - m_{Zn} ;

Температура - $T, ^\circ\text{C}, \text{K}$;

Атмосферное давление - $P, \text{мм.рт.ст}, \text{Па}$;

Давление насыщенного водяного пара при данной температуре - $P_{\text{в}}, \text{мм.рт.ст}, \text{Па}$;

Уровень воды в бюретке до реакции - a_1 мл;

Уровень воды в бюретке после реакции - b_1 мл;

Расчеты и результаты работы записываются по следующей форме:

1. Напишите уравнение реакции, и найти, сколько понадобится 20% серной кислоты для данного взвешанного цинка?

2. Подсчитайте выделившийся объем водорода:

$$V_{\text{H}_2} = a_1 - b_1; \text{ м}^3 (1\text{мл} = 10^{-6} \text{ м}^3)$$

3. Подсчитать парциальное давление водорода:

$$P_{H_2} = P - P_B, \text{ Pa; } (\text{мм рт.ст.} = 133,3 \text{ Pa})$$

4. Определить массу водорода используя уравнение Менделеев-Клапейрона:

$$M_{H_2} = \frac{P_{H_2} V_{H_2} M_{H_2}}{RT}, \text{ гр (R= 8,314 Дж/моль} \cdot \text{ K)}$$

5. Определить эквивалентную массу цинка до 0,1 точности:

$$\mathcal{E}_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{m_{H_2}} \text{ гр.}$$

6. Определить относительную погрешность опыта.

$$\Delta = \frac{\mathcal{E}_{Zn}^E - \mathcal{E}_{Zn}^T}{\mathcal{E}_{Zn}^T} \times 100\%.$$

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Что понимается под эквивалентностью и как определяется эквивалент элементов?

2. Что называется эквивалентом? Эквивалентной массой? Эквивалентным объемом?

3. Определить эквивалентную массу азота в NO, в состав которого входит 25,93% азота и 74,07% кислорода.

4- ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОСТАВА ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ, СИНТЕЗИРОВАНИЕ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ ИХ ФОРМУЛЫ.

(2 часов)

Выполнение работы.

Фарворовый тигель прокалить на горелке, поставив его в фарворовый треугольник охладить в эксикаторе до комнатной температуры и взвесить на аналитических весах с точностью до 0,0002 г. Приблизительно 0,2-0,3 г мелко истолченной соли всыпать в тигель и взвесить на тех же весах. Поставить тигель с солью в треугольник и прокалить на небольшом пламени горелки. Наблюдать изменение цвета соли. Через 20 мин перенести тигель щипцами в эксикатор.

Когда тигель с окисью меди охладится до комнатной температуры, взвесить его с указанной ранее точностью. Провести контрольный опыт. Для этого снова прокалить тигель с солью в течение 10 мин, охладить его в эксикаторе и взвесить. Если расхождение в массе не больше 0,002-0,004 г, значит соль разложилась практически полностью.

Запись данных опыта и расчеты.

Все наблюдения и измерения записать в лабораторный журнал:

Масса тигля g_1 , г

Масса тигля с основным карбонатом меди, g_2 , г.

Навеска соли, $g_3 = g_2 - g_1$, г.

Масса тигля с окисью меди, g_4 , г.

Масса окиси меди, $g_5 = g_4 - g_1$, г.

По полученным данным рассчитать содержание окиси меди в исходной соли (в %). По формуле $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ содержание окиси меди в основном карбонате меди и сравнить экспериментально полученный результат с теоретическим. Определить абсолютную и относительную ошибку.

5 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: Термохимия. Реакция нейтрализации и определение теплового эффекта при растворении. (2 часов)

Цель работы: Углубленное изучение законов термохимии и определение теплового эффекта растворимости солей в практике.

Необходимые оборудования и реактивы:

1) пробирки, термометр, электронные весы, дистиллированная вода, нитрат натрия, карбонат натрия;

Теоретические сведения

Химическое превращение – это качественный скачок, при котором исчезают одни вещества и появляются другие. Происходящая при этом перестройка электронных структур атомов, ионов и молекул сопровождается выделением или поглощением тепла, света, электричества и т.д. – превращением химической энергии в другие виды энергии.

Энергетический эффект химического процесса возникает за счет изменения в системе внутренней энергии U или энтальпии H . Внутренней энергией системы называют энергию всех видов движения и взаимодействия тел или частиц, составляющих систему (кинетическая энергия межмолекулярного взаимодействия, вращательная энергия, колебательное движение атомов и групп в молекуле, энергия взаимодействия электронов между собой и с ядрами).

Предположим, что некоторая система за счет поглощения теплоты q переходит из состояния 1 в состояние 2. В общем случае эта теплота расходуется на изменение внутренней энергии системы ΔU и на совершение работы против внешних сил A : $q = \Delta U + A$ или $\Delta U = q - A$.

Приведенное уравнение выражает **закон сохранения энергии** (который называется также **первым законом термодинамики**), т.е. означает что **сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или над нею) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте**. Так, если теплота сообщается газу в цилиндре, закрытом поршнем, то газ, во-первых, нагревается, т.е. его внутренняя энергия возрастает, а во-вторых, расширяется, т.е. производит работу подъема поршня A .

Химические и физические изменения в системе, как правило, сопровождаются выделением и поглощением теплоты. *Наибольшую теплоту, которую можно получить при химическом процессе при данной температуре, называют тепловым эффектом процесса*. Процессы в химии, при которых теплота выделяется, называются экзотермическими, а процессы, при которых теплота поглощается, - эндотермическими. **Тепловые эффекты экзотермических реакций в термохимии принято считать положительными, а эндотермических функций – отрицательными**. В отличие от термохимии в химической термодинамике, наоборот, положительные значения принимаются для тепла (Q), поглощенного системой. С целью согласовать систему знаков, будем тепловой эффект процесса обозначать через Q и считать, что

$$Q = -q, \text{ т.е. } Q_V = -\Delta U; Q_P = -\Delta H.$$

(В химической термодинамике: q – поглощаемая энергия - положительна; q - отдаваемая (излучаемая) энергия – отрицательна.)

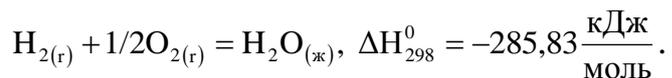
При экзотермических реакциях теплота выделяется, т.е. уменьшается энтальпия, или внутренняя энергия системы, и значения ΔH и ΔU для них отрицательны.

При эндотермических реакциях теплота поглощается, т.е. H и U системы возрастают, а ΔH и ΔU имеют положительные значения (это значит, что продукт реакции менее устойчив, чем исходное вещество).

Для того, чтобы можно было сравнивать энергетические эффекты различных процессов, термохимические расчеты обычно относят к 1 моль вещества и условиям, принятым за стандартные. За стандартные принимают давление 101325 Па и температуру 25 °С (298,15 К). Стандартные тепловые эффекты принято обозначать ΔH_{298}^0 (ΔU_{298}^0).

Уравнения химических реакций с указанием тепловых эффектов называют термохимическими уравнениями.

Термохимическое уравнение реакции синтеза 1 моля воды имеет вид:

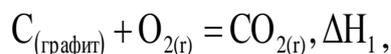


В термохимических уравнениях указывается также агрегатное состояние и полиморфная модификация реагирующих и образующихся веществ: г – газовое, ж – жидкое, к – кристаллическое и т.д.

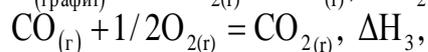
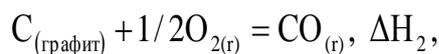
В основе термохимических расчетов лежит закон, сформулированный Гессом Г.И. (1841):

Тепловой эффект зависит только от вида (природы) и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути процесса, т.е. от числа и характера промежуточных стадий.

Так, образование оксида углерода (IV) из графита и кислорода можно рассматривать или как непосредственный результат взаимодействия простых веществ:



или как результат процесса, протекающего через промежуточную стадию образования и сгорания оксида углерода (II):



или суммарно



Согласно закону Гесса, тепловые эффекты образования CO_2 как непосредственно из простых веществ, так и через промежуточную стадию образования и сгорания CO равны

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

По приведенному равенству нетрудно вычислить одну из величин ΔH , зная две другие. Как известно, тепловые эффекты образования CO_2 (ΔH_1) и горения CO (ΔH_3) определяются экспериментально. Тепловой же эффект образования CO (ΔH_2) измерить невозможно, т.к. при горении углерода в условиях недостатка кислорода образуется смесь CO и CO_2 . Но теплоту образования CO можно рассчитать по известным значениям $\Delta H_1(-393,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}})$ и $\Delta H_3(-283,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}})$:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3; \quad \Delta H_2 = -110,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

1-опыт. Экзо - и эндотермические процессы

В две пробирки налить по 4-5 мл дистиллированной воды и измерить температуру. Не убирая термометр в первую пробирку налить 1-2 гр нитрата натрия, во вторую пробирку 1-2 гр карбоната натрия. В каждой пробирке измерить температуру. Объяснить, в какой пробирке идет экзотермический или эндотермический процесс.

2-опыт. Определение теплового эффекта растворимости солей

Чтобы провести опыт используется прибор колориметр. Во внутренний стакан колориметра налить 50 мл дистиллированную воду, измерить температуру и обозначить t_1^0 . Позже взять 2-3 гр соли карбоната натрия и добавить в колориметр. Хорошенько размешать, измерить температуру раствора и обозначить t_2^0 . Аналогичный опыт делать с нитратом натрия.



На основании полученных данных:

- 1) Определить выделенную или поглощенную теплоту при растворимости солей.
- 2) Определить тепловой эффект реакции с помощью следующей формулы:

$$Q = \frac{C * (m_{\text{соль}} * m_{\text{вода}}) \Delta t * Mr}{m_{\text{соль}} * 1000}$$

где: $m_{\text{соль}}$ - масса соли

$m_{\text{вода}}$ - масса воды

$\Delta t = t_2 - t_1$ - изменение температуры их растворения.

M_r – молекулярная масса соли.

Подсчитать абсолютный и относительный погрешностей теплового эффекта, используя данных в таблице №1

1-таблица

<i>Образцы солей</i>	<i>Тепловой эффект растворения</i>	<i>Образцы солей</i>	<i>Тепловой эффект растворения солей</i>
KNO_3	-35,75	ZnSO_4	+77,59
NaNO_3	-21,08	$\text{ZnSO}_4 \cdot$	-17,9
NH_4NO_3	-26,90	CuSO_4	+66,54
NH_4Cl	-16,30	$\text{CuSO}_4 * 5\text{H}_2\text{O}$	-11,70
K_2SO_4	-26,88	Na_2SO_4	+2,30
Na_2CO_3	+23,60	$\text{Na}_2\text{SO}_4 * 10\text{H}_2\text{O}$	-78,51
$\text{Na}_2\text{CO}_3 * 10\text{H}_2\text{O}$	-66,58	KOH	+53,18

$$\Delta Q = Q_{\text{теор}} - Q_{\text{оп}} \quad \delta\Delta = \Delta Q \cdot 100\% / Q_{\text{теор}}$$

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Какие реакции называют термодимическими? Приведите примеры.
2. Объясните энтальпию и энтропию реакции.
3. Определение закона Гесса.
4. Приведите примеры по экзо- и эндотермическим реакциям.

6- ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: Химическая кинетика. Зависимость скорости химической реакции от других факторов. Строение его графика. Химическое равновесие. (4 часов)

Цель работы: Укрепление теоретических знаний о скорости химических реакций и влияние факторов на скорость реакций путем практических опытов.

Необходимые оборудования и реактивы:

- 1) пробирки, бюретка, секундомер, сера, дистиллированная вода, раствор тиосульфата натрия, серная кислота;
- 2) электронные весы, гранулы мела, соляная кислота;
- 3) пробирка, спиртовая лампа, крахмал, йод.

Теоретические сведения

Скорость химической реакции измеряется изменением концентраций реагирующих веществ в единицу времени. Под концентрацией вещества понимают количество его в единице объема. Концентрацию обычно выражают числом вещества, содержащихся в одном литре. Раздел химии изучающая скорость химических реакций называется химической кинетикой.

Химической кинетикой называется учение о скорости химических реакций и ее зависимости от различных факторов (концентрации реагентов, температуры, давления, катализатора и т.д.). главными факторами, влияющими на скорость реакции, являются концентрация реагирующих веществ и температура.

Химические реакции протекают с различной скоростью. Одни реакции заканчиваются в течение долей секунды (разложение взрывчатых веществ), другие - продолжаются минутами, часами, сутками, третьи - длятся десятки, сотни, тысячи лет (процессы, протекающие в земной коре).

Фазой называется часть системы, отличающаяся по своим физическим и химическим свойствам от других частей системы и отделенная от них поверхностью раздела, при переходе через которую свойства системы резко меняются.

Системы, состоящие из одной фазы, называются гомогенными, из нескольких фаз - гетерогенными. Соответственно реакции, в которых взаимодействующие вещества находятся в одной фазе, называются гомогенными, а реакции, в которых вещества соединяются в различных фазах – гетерогенными.

Скорость гомогенной химической реакции принято выражать изменением концентрации реагирующих веществ или образующихся продуктов реакции в единицу времени. Концентрации исходных веществ в ходе реакции уменьшаются, а концентрации продуктов реакции возрастают во времени. Скорость гомогенной химической реакции по мере израсходования исходных веществ уменьшается.

Средняя скорость реакции v_{cp} в интервале времени от t_1 до t_2 определяется соотношением:

$$v_{cp} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} ; \quad [v] = \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \text{ Природа реагирующих веществ}$$

$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ - идет при стандартных условиях.

$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ - не реагирует при стандартных условиях, хотя чисто внешне уравнения данных реакций похожи, но природа веществ различна.

Концентрация реагентов

Необходимой предпосылкой взаимодействия веществ является столкновение молекул. Число столкновений, а значит и скорость химической реакции, зависит от концентрации реагирующих веществ: чем больше молекул, тем больше и столкновений.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Эта зависимость носит название закона действия масс и выражается математически следующим уравнением:

Закон действующих масс

Для реакции $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C}$ скорость прямой реакции

$$v = k \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n ,$$

где v - скорость реакции, $[\text{A}]$, $[\text{B}]$ - молярные концентрации реагирующих веществ А и В; m и n – коэффициенты при формулах в уравнении реакции; k – постоянная для данной реакции величина, называемая константой скорости химической реакции (данной).

Закон действия масс строго применим только для газообразным и растворенным веществам. Если наряду с ними в реакции участвуют также и твердые вещества, концентрация которых постоянна, то скорость реакции изменяется только в зависимости от концентраций газов или растворенных

веществ. Например, скорость реакции горения серы ($S+O_2=SO_2$) пропорционально только концентрации кислорода:

$$v = k[O_2]$$

Физический смысл константы скорости: она равна скорости реакции, когда $[A]=1$ моль/л и $[B]=1$ моль/л.

Гомогенная реакция, $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$

$$V = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2].$$

Гетерогенная реакция: $C_{(тв.)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$

$$V = k \cdot [O_2].$$

Считается, что площадь поверхности угля, на которой происходит реакция, остается постоянной в течение длительного времени и ее учитывает коэффициент - К.

Влияние температуры на скорость гомогенных реакций

Повышение температуры увеличивает скорость движения молекул и вызывает, соответственно, возрастание числа столкновений между ними. Последнее влечет за собой и повышение скорости химической реакции.

В количественном отношении влияние температуры на скорость гомогенных химических реакций может быть выражено в приближенной форме правилом Вант-Гоффа:

Повышение температуры на $10^\circ C$ увеличивает скорость гомогенных химических реакций примерно в $2 \div 4$ раза.

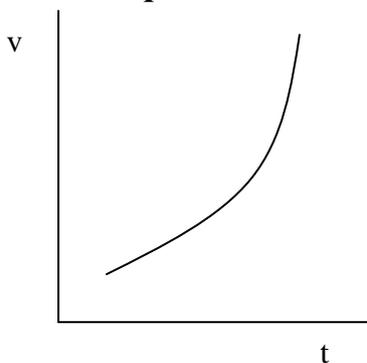


Рис. 1. Изменение скорости реакции в зависимости от повышения температуры реакции.

Математически это будет выглядеть следующим образом:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^n; \quad \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где γ - температурный коэффициент скорости реакции, равный примерно $2 \div 4$.

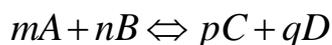
При понижении температуры скорость химических реакций уменьшается во столько же раз. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10°C , называется *температурным коэффициентом реакции*.

Катализаторами называются вещества, которые влияют на скорость химической реакции, но их химический состав сохраняется после промежуточных стадий. Влияние катализаторов на скорость химических реакций называется *катализом*.

Химические реакции делятся на обратимые и необратимые:

С течением времени скорость реакции уменьшается так как по мере взаимодействия веществ уменьшаются их концентрации. Но если реакция обратима и протекает в замкнутом пространстве, то одновременно с уменьшением скорости прямой реакции (v_1) увеличивается скорость обратной реакции (v_2) вследствие накопления продуктов прямой реакции. Когда обе скорости становятся одинаковыми, наступает состояние равновесия, и дальнейшее изменение концентраций всех участвующих в реакции веществ прекращается.

Если изобразить обратимую реакцию в общем виде уравнением



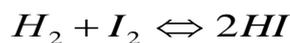
то соотношение между концентрациями при равновесии выразится формулой:

$$K = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

где, K – постоянная для данной температуры величина – константа равновесия, не зависящая от концентраций реагирующих веществ. Эта формула показывает, что при обратимых реакциях равновесие наступает тогда, когда отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций вступающих в реакцию веществ станет равно некоторой постоянной для данной реакции (при данной температуре) величине.

Химически необратимые реакции при данных условиях идут практически до конца, до полного расхода одного из реагирующих веществ ($\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$ – никакая попытка получить нитрат из H_2O и N_2O не приводит к положительному результату).

Химически обратимые реакции протекают одновременно при данных условиях как в прямом, так и в обратном направлении. Необратимых реакций меньше, чем обратимых. Примером обратимой реакции служит взаимодействие водорода с йодом:



$$v_{np} = k_{np} [H_2][I_2]; v_{обр} = k_{обр} [HI]^2.$$

Через некоторое время скорость образования HI станет равной скорости его разложения:

$$v_{np} = v_{обр}; k_{np} [H_2][I_2] = k_{обр} [HI]^2.$$

Химическим равновесием называется состояние системы, при котором скорость образования продуктов реакции равна скорости их превращения в исходные реагенты.

Состояние химического равновесия в основном зависит от трех величин: а) от концентраций реагирующих веществ, б) от температуры и в) от давления (если в реакции участвуют газы или пары). При изменении хотя бы одной из указанных величин равновесие нарушается и концентрации всех участвующих в реакции веществ начинают изменяться. Изменение концентраций продолжается до тех пор, пока при измененных условиях скорости прямой и обратной реакций снова не сравняются. Тогда снова устанавливается равновесие, но уже при иных, чем раньше, концентрациях.

Процесс изменения концентраций, вызванный нарушением равновесия, называется *смещением*, или *сдвигом равновесия*. Если при этом увеличиваются концентрации веществ, стоящих в правой части уравнения, то говорят, что равновесие смещается вправо; при увеличении концентраций веществ, стоящих в левой части уравнения, говорят о смещении равновесия влево.

Химическое равновесие является динамическим, то есть его установление не означает прекращения реакции.

Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле-Шателье:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в системе усиливаются те процессы, которые стремятся свести это воздействие к минимуму.

Влияние давления на состояние равновесия

✓ при изменении давления равновесие смещается только в тех обратимых реакциях, которые сопровождаются изменением объемов газообразных веществ;

✓ повышение давления сдвигает равновесие в сторону меньших объемов, понижение – в сторону больших объемов.

Влияние температуры на состояние равновесия

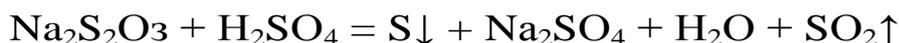
При нагревании равновесной системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении – в сторону экзотермической реакции.

Влияние катализаторов на состояние равновесия

Введение катализаторов в равновесную систему не вызывает смещения равновесия, поскольку катализатор, ускоряя прямую реакцию, в такой же мере ускоряет и обратную реакцию. Но введение катализаторов позволяет добиваться наступления равновесия в более короткие сроки.

1-опыт. Влияние концентрации на скорость реакции

Зависимость скорости реакции от концентрации рассмотреть на примере реакции:



Налить в три пробирки, пользуясь бюреткой, по 1 мл 1н раствора H_2SO_4 . В три другие пробирки, также пользуясь бюреткой, налить: в первую - 1мл 1н раствора тиосульфата натрия и 2 мл воды, во вторую - 2 мл 1н тиосульфата натрия и 1 мл воды, в третью - 3мл 1н тиосульфата натрия.

Быстро влить серную кислоту, находящуюся в одной из пробирок, в раствор тиосульфата натрия в первой пробирке. Раствор быстро перемешать, отметить по секундомеру или часам отрезок времени (Дт), через который началось помутнение раствора. Поступить точно так же со второй и третьей пробирками, определяя время до одной и той же степени помутнения раствора.

Результаты эксперимента записать по следующей форме:

2-таблица

№	Объем, мл			Соотношение концентраций тиосульфата натрия	Время от сливания растворов до помутнения t	Скорость реакции в условных единицах $V = 100/t$
	исходного раствора тиосульфата натрия	воды	исходного раствора серной кислоты			
1	1		1	$c_1 =$	$t_1 =$	$V_1 =$
2	2		1	$c_2 =$	$t_2 =$	$V_2 =$
3	3		1	$c_3 =$	$t_3 =$	$V_3 =$

На основании полученных данных:

- 1) проверить применимость закона действия масс к рассматриваемой реакции;
- 2) показать независимость константы скорости от концентрации.

(х-абцисса: условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и у- ордината: скорость химической реакции).

2-опыт. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе

Уравновесить с помощью весов на одинаковых листочках бумаги гранулу мела и мела в виде порошка. Наполнить две пробирки на 1/3 разбавленной соляной кислотой.

Одновременно стряхнуть кусочек мела в одну из пробирок, а порошкообразный мел в другую. Сравнить скорость растворения мела в обеих пробирках. Написать уравнение реакции. Сделать вывод о влиянии поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе.

3-опыт. Воздействие изменения температуры на химическое равновесие

Под действием йода, крахмал меняет свой цвет и становится сложным веществом синего цвета. Происходит экзотермическая реакция.



Взяв две пробирки, влить 2-3 мл в каждую пробирку раствора крахмала и добавить в каждую 2-3 мл йода. Обратите внимание на появление синего цвета. Подогреть одну пробирку и объясните на основе принципа Ле-Шателье изменение или исчезновение цвета при нагревании.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Назовите факторы, влияющие на скорость реакции.
2. Как изменится константа скорости реакции при увеличении температуры на 20°C , если скорость реакции увеличилась при этом в 4 раза?
3. Влияет ли катализатор на: а) скорость химической реакции; б) константу химического равновесия?
4. Объясните правила Вант-Гоффа.

7 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ РАЗНЫХ КОНЦЕНТРАЦИЙ.

Цель работы: Изучение приготовления растворов различных концентраций.

Необходимые оборудования и реактивы:

- 1) пробирки, бюретка, дистиллированная вода, различные реактивы;
- 2) электронные весы, гранулы мела, соляная кислота;

Рекомендованная литература: [3,4,5,9,11,12,13]

Теоретические сведения

В широком смысле растворы бывают газообразными, жидкими, твердыми. Примером газообразного раствора может служить воздух, жидкого – раствор сахара в воде, твердого – многочисленные сплавы металлов.

Раствором называется гомогенная система, состоящая из двух или более независимых компонентов, соотношение между которыми может изменяться.

Один из компонентов раствора считается растворителем, остальные – растворенными веществами.

Растворителем считается то вещество, количество которого преобладает в данной системе. С этой точки зрения, воздух – это раствор кислорода, паров воды, углекислого газа и благородных газов в азоте, так как содержание азота в воздухе составляет 78% (об.). Этиловый или метиловый спирты неограниченно смешиваются с водой. Поэтому в зависимости от соотношения количества спирта и воды эта система может быть раствором спирта в воде или раствором воды в спирте. Электролиты (вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток) в растворах, например, серная кислота в воде, всегда рассматриваются как растворенные вещества независимо от их количества.

Вода остается пока наиболее важным и распространенным растворителем, хотя в последние годы все большее значение приобретают неводные растворители.

Вода – химическое соединение кислорода с водородом, отвечающее в парообразном состоянии формуле H_2O (11,9 % масс. водорода и 88,81 % масс. кислорода).

Насыщенным называется раствор, находящийся в равновесии с твердой фазой растворенного вещества и содержащий максимально возможное при данных условиях его количество (имеет место динамическое равновесие).

Концентрацией раствора называется весовое содержание растворенного вещества в определенном весовом количестве или в определенном объеме раствора.

Раствор, концентрация которого ниже концентрации насыщенного раствора, называется *ненасыщенным*. В таком растворе можно при тех же условиях растворить дополнительное количества вещества. Существуют и *пересыщенные растворы*, которые содержат вещества больше, чем это следует из его растворимости при данных условиях (получаются путем охлаждения растворов, полученных при более высоких температурах. Такие растворы метастабильны. «Затравки» в виде кристаллов или потирание стеклянной палочки о стенку сосуда вызывают бурную кристаллизацию вещества).

Растворы, содержащие большое количество растворенного вещества, называются *концентрированными*, а с малым содержанием растворенного вещества – *разбавленными*.

Способы выражения состава растворов

1. Массовая доля – отношение (обычно процентное) массы растворенного вещества к массе раствора. Например, 15% (масс.) водный раствор NaCl на 100 единиц массы содержит 15 единиц массы NaCl и 85 единиц массы H₂O.

$$w = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

2. Мольная доля – отношение химического количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме химических количеств всех веществ, составляющих раствор. В случае раствора одного вещества в другом мольная доля растворенного вещества (N₂) равна

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2},$$

а мольная доля растворителя (N₁)

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

где n₁ и n₂ – соответственно количество растворителя и растворенного вещества.

3. Молярная концентрация (молярность) – отношение химического количества растворенного вещества к объему раствора. Обычно молярность обозначается C_м или (после численного значения молярности) М. Так, 2 М H₂SO₄ означает раствор, в каждом литре которого содержится два моля серной кислоты, то есть C_м = 2 моль/дм³.

$$C_M = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}}$$

4. Моляльность (моляльная концентрация) – отношение химического количества растворенного вещества к массе растворителя. Обычно моляльность обозначается буквой m. Так, для раствора H₂SO₄ запись m=2 моль/кг (H₂O) означает, что в этом растворе на каждый килограмм растворителя (воды) приходится два моля H₂SO₄. Моляльность раствора в отличие от молярности не изменяется при изменении температуры.

$$C_m = \frac{n_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

5. Нормальность (нормальная или эквивалентная концентрация) – отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора. Концентрация, выраженная этим способом, обозначается C_н или (после численного значения нормальности) буквой н. Так, 2 н. H₂SO₄ означает раствор, в каждом литре которого содержится 2 эквивалента H₂SO₄, то есть 98 г H₂SO₄.

$$C_n = \frac{\text{Э}}{V_{р-ра}}$$

1-опыт. Приготовление раствора заданной процентной концентраций солей

Способ применяется, главным образом, для приготовления растворов солей. Работу следует выполнять в следующей последовательности:

1. Получить у преподавателя задание для приготовления раствора соли определенной концентрации.
2. Рассчитать необходимое количество соли и воды ($m_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{H}_2\text{O}}$).
3. Взвесить с точностью до 0,01 г: а) часовое стекло; б) часовое стекло с навеской соли.
4. Записать в тетрадь полученные результаты и рассчитать массу взятой соли.
5. Отмерить с помощью мерного цилиндра нужное количество воды.
6. В приготовленную стакан осторожно перенести навеску соли и обмыть часовое стекло небольшим количеством отмеренной для растворения воды.
7. Перемешивать содержимое со стеклянной палочкой с резиновым наконечником, до полного растворения соли, постепенно прибавляя отмеренную воду.
8. Получить у преподавателя ареометр и измерить плотность приготовленного раствора. Если при растворении соли произошло заметное разогревание или охлаждение раствора, следует выждать, пока раствор вновь не приобретет комнатную температуру, и только после этого производить измерение плотности. Проверить по справочнику правильность приготовления раствора сравнением найденной плотности с табличными данными.
9. Рассчитать молярность и нормальность полученного раствора.
10. Приготовленный раствор сдать лаборанту.

2-опыт. Приготовление раствора процентной концентрации

Приготовьте три литра 10% ного раствора едкого натра. Для приготовления раствора едкого натра надо рассчитать сколько граммов потребуется. Находим по таблице плотности 10%-ного раствора едкого натра. Она равняется 1,109 г/мл. Вычисляем массу трех литров раствора, исходя из зависимости между массой m , объемом V и плотностью ρ :

$$m = V \cdot \rho = 3000 \cdot 1,109 = 3327 \text{ г}$$

По условию задачи 10% этого количества должен составлять едкий натр. Следовательно, количество едкого натра, необходимого для приготовления трех литров 10% ного раствора, равно:

$$\frac{3327 \cdot 10}{100} = 3327,7 \text{ г}$$

Значит, для приготовления три литра 10%ного раствора едкого натра потребуется 332,7 г едкого натра.

3-опыт. Приготовление раствора молярной концентрации

Сколько граммов азотной кислоты содержится в 200 миллилитрах 0,1 М раствора?

Грамм-молекула азотной кислоты равна 63 г, следовательно, в одном литре 0,1 М раствора содержится 6,3 г HNO₃, а в 200 мл раствора

$$\frac{6,3 \cdot 200}{1000} = 1,26 \text{ г}$$

4-опыт. Приготовление раствора нормальной концентрации

Сколько граммов кристаллической соды Na₂CO₃·10H₂O надо взять для приготовления одного литра 0,1 н раствора?

Молекулярный вес соды Na₂CO₃·10H₂O равен 286, откуда один грамм-эквивалент соды составляет 286: 2 = 143 г, а 0,1 грамм-эквивалента – 14,3 г. Следовательно, для приготовления одного литра 0,1 н раствора надо 14,3 г кристаллической соды растворить в мерной колбе в небольшом количестве воды и добавить воды до литра.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Что такой раствор и какие виды растворов можно различать от агрегатного состояния раствора?
2. Что такое концентрация раствора? Различают какие виды выражения концентрации?

8 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: РЕАКЦИИ ПРОТЕКАЮЩИЕ В ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИХ РАСТВОРАХ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СРЕДЫ pH РАСТВОРА С ПОМОЩЬЮ ИНДИКАТОРА.

Цель работы: Приготовить растворов разных концентраций. Электролитическая диссоциация, слабые и сильные электролиты, закрепить теоретические знания о pH путем практических опытов.

Необходимые оборудования и реактивы:

- 1) Прибор для определения электрической проводимости раствора, электродный стакан, дистиллированная вода, хлорид натрия, концентрированная уксусная кислота, сахар;
- 2) пробирки, спиртовая лампа, кусочек цинка, соляная и уксусная кислота;
- 3) пробирки, универсальная индикаторная бумага, стеклянная палочка, хлорид аммония, гидроксид калия;

4) пробирки, универсальная индикаторная бумага, стеклянная палочка, уксусная кислота, соляная кислота, гидроксид аммония, вода;

Рекомендованная литература: [3,4,5,6,11,12,13]

Теоретические сведения

Кислоты, основания и соли при растворении в воде в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы.

Этот процесс называется электролитической диссоциацией и является обратимым. Поэтому в растворе устанавливается равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами.

Молекулы кислот распадаются на положительно заряженные ионы водорода и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, молекулы оснований – на положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы гидроксидов и, наконец, соли распадаются на ионы металлов и кислотных остатков.

Отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул растворенного вещества называется степенью диссоциации электролита и обозначается буквой α . Например, если из каждых 200 молекул растворенного вещества 80 распались на ионы, то степень диссоциации будет $\alpha = \frac{n}{N} = \frac{80}{200} = 0,4$

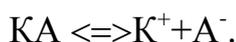
или 40%. При разбавлении раствора водой степень диссоциации увеличивается.

Электролитами называются вещества, которые в расплавленном или растворенном состоянии проводят электрический ток.

Теорию электролитической диссоциации разработал Серванте Аррениус. Предложенная им теория объяснила поведение и многие свойства электролитов.

Согласно этой теории молекулы электролита в воде или другой среде, характеризующейся большой диэлектрической проницаемостью*, распадаются на ионы – положительные (катионы) и отрицательные (анионы).

Процесс распада вещества на ионы получил название электролитической диссоциации. Для слабых электролитов она протекает обратимо и выражается следующим примерным уравнением



К электролитам относятся вещества, в молекулах которых атомы связаны сильно полярной или ионной химической связью.

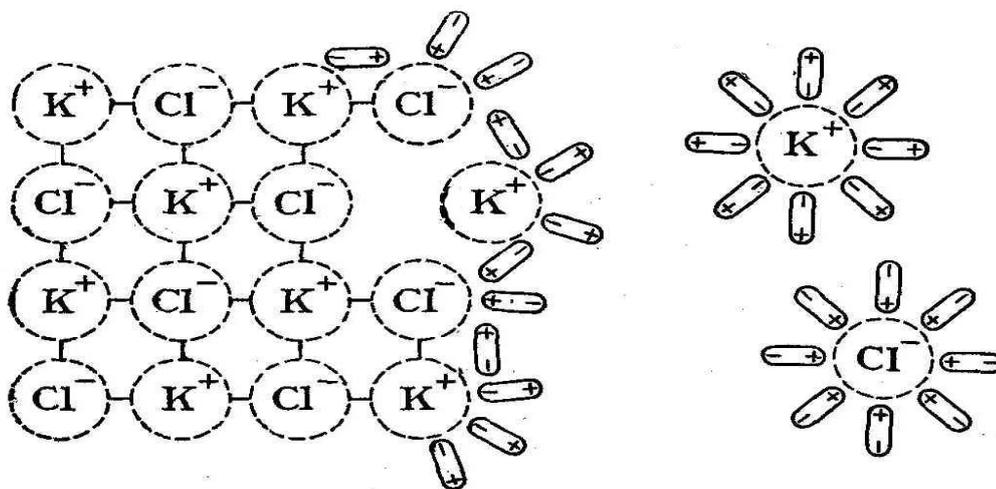
* Диэлектрическая проницаемость ϵ характеризует поляризацию диэлектриков под действием электрического поля E .

По современным представлениям электролитическая диссоциация в растворе происходит в результате сложного физико–химического взаимодействия молекул электролита с полярными молекулами растворителя.

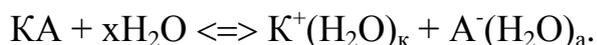
Взаимодействие ионов с полярными молекулами растворителя называется сольватацией (для водных растворов - гидратацией) ионов. Сольватация приводит к образованию в растворе ассоциаций между ионами (катионами и анионами) и молекулами растворителя. Процесс растворения вещества K^+A^- в воде, являющегося соединением с типичной ионной связью, может быть записан следующим образом:



твердое жидкий раствор
вещество растворитель



Электролитическая диссоциация полярных молекул (КА) в растворе происходит вследствие ослабления связи, вызванного действием полярных молекул растворителя:



Ассоциации $K^+(H_2O)_k$ и $A^-(H_2O)_a$ представляют собой гидратированные катионы и анионы.

Количественно процесс диссоциации может быть охарактеризован рядом величин: степенью электролитической диссоциации α , константой электролитической диссоциации K и др.

Отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул растворенного вещества называется *степенью диссоциации электролита* и обозначается греческой буквой α .

Степень электролитической диссоциации α – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества в растворе.

α может измеряться в долях единицы или в процентах. $\alpha = 0$, если диссоциация отсутствует; $\alpha = 1$ или $\alpha = 100\%$ при полной диссоциации электролита.

В зависимости от степени диссоциации электролиты принято делить на сильные и слабые. *Сильными* обычно считают те электролиты, у которых степень диссоциации в разбавленных растворах велика и сравнительно мало изменяется с увеличением концентрации раствора. К ним принадлежит большинство солей, щелочи (кроме NH_4OH) некоторые кислоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и др.). у слабых электролитов, наоборот, степень диссоциации даже в сильно разбавленных растворах очень мала и быстро падает с увеличением концентрации раствора.

Согласно современным взглядам, сильные электролиты в водных растворах полностью диссоциированы на ионы, однако при экспериментальном определении степени диссоциации (по электропроводности раствора или иными методами) она всегда получается меньше 100%. Это объясняется электростатическим взаимодействием между ионами, вследствие которого активность ионов уменьшается и все свойства растворов, зависящие от концентрации ионов, проявляются так, как если бы количество ионов в растворе было меньше, чем их в действительности образуется при полной диссоциации электролита.

При разбавлении раствора сильного электролита водой увеличивается не степень диссоциации, а активность ионов вследствие увеличения среднего расстояния между ними. Поэтому определяемая обычными методами степень диссоциации сильных электролитов является лишь «кажущейся», а не истинной. Тем не менее, она имеет важное значение для характеристики электролитов, обуславливая многие их свойства.

Водородный показатель

Водные растворы различных соединений могут давать кислую, щелочную или нейтральную реакцию. Реакция среды зависит от соотношения концентраций ионов гидроксония и гидроксид – ионов в растворе.

Если концентрации этих ионов равны между собой, то есть $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, то реакция среды нейтральная. Следовательно, вода принадлежит к типичным амфотерным соединениям, совмещающим кислотные и основные свойства, выраженные в одинаковой степени.

Если концентрация ионов гидроксония больше концентрации гидроксид-ионов, то есть $[H_3O^+] > [OH^-]$, то реакция среды становится кислой. Кислотность тем выше, чем больше концентрация ионов гидроксония. Если наоборот, концентрация ионов гидроксония меньше концентрации гидроксид-ионов, то есть $[H_3O^+] < [OH^-]$, то реакция среды становится щелочной. Следовательно, по значению концентрации этих ионов можно количественно охарактеризовать реакцию среды.

Кислотность или основность раствора можно выразить, взяв вместо концентрации ионов водорода ее десятичный логарифм. Чтобы избавиться от отрицательной степени в значении концентрации ионов водорода, предложено пользоваться отрицательным значением логарифма величины $[H^+]$, названным водородным показателем или рН:

$$pH = -\lg[H^+];$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

В практике принимается $K_w = 10^{-14}$ (22 °С), отсюда $[H^+] = 10^{-7}$ г-ион/л и рН=7.

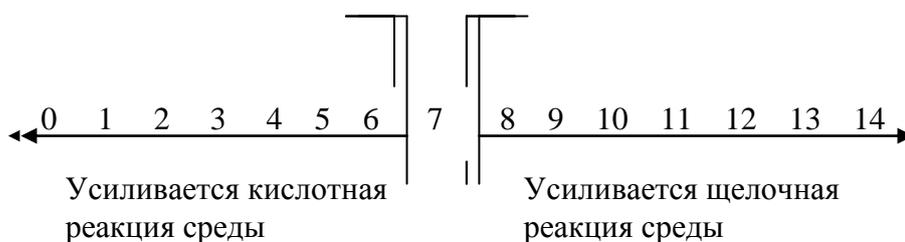
Соотношения между реакцией среды, концентрациями ионов и значением водородного показателя получаются следующие:

Нейтральная среда $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ г-ион/л, рН = 7.

Кислотная среда $[H_3O^+] > [OH^-] > 10^{-7}$ г-ион/л, рН < 7.

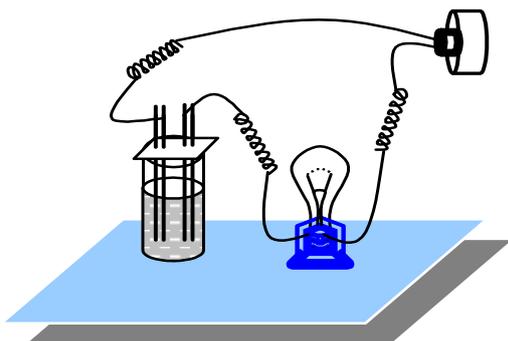
Щелочная среда $[H_3O^+] < [OH^-] < 10^{-7}$ г-ион/л, рН > 7.

Это можно представить в виде схемы:



1-опыт. Электропроводность растворов

Собрать схему для определения электропроводности (рис-2).



2-рисунок. Прибор для определения электрической проводимости раствора

а) Налить в электродный сосуд 100 мл концентрированной уксусной кислоты (так, чтобы нижняя часть электродов была погружена в жидкость). Включить ток, лампочка загорелась? Постепенно в электродный сосуд добавляем дистиллированную воду. Что наблюдается? Объяснить наблюдаемое изменение лампочки.

б) Налить в электродный сосуд 100 мл дистиллированной воды. Включить ток, лампочка загорелась? Добавить 2-3гр поваренной соли NaCl в воду и перемешать. Включить ток. Объяснить наблюдаемое изменение накала лампочки.

в) Повторить опыт б) поменяв NaCl на сахар. Что наблюдаем? Объяснить изменение.

2-опыт. Различие сильных и слабых кислот

Взяв две пробирки, в первую добавить 2 мл 10% соляной кислоты, во вторую 2 мл 10% уксусной кислоты. Положите в каждую пробирку кусочки цинка, подогреть в горячей воде. В какой из пробирок реакция пойдет сильнее? Напишите уравнение реакции.

3-опыт. Образование слабых электролитов

К 2 мл раствора NH_4Cl (хлорида аммония) добавить такой же объем – 2 мл KOH. Обратит внимание на появление запаха. Пробирку нагреть и поднести к её отверстию намоченную универсальную бумагу. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции, объяснить, как влияет концентрация щелочи на положение равновесия.

4-опыт. Определение среды pH с помощью индикаторов

Взять четыре пробирок. Положить в первую пробирку 2 мл 0,1 н раствора HCl, во вторую 0,1 н раствора уксусной кислоты, в третью 2 мл 0,1 н гидроксида аммония и в четвертую пробирку 2 мл питьевой воды. А потом покапать по 1-2 капли в каждую пробирку, раствора универсального индикатора и медленно встряхивать (можно использовать индикаторную бумагу). Сравнить цвет получившего раствора с цветом эталона pH, определить среды раствора.

При использовании универсальной индикаторной бумагой, нужно опускать стеклянную палочку в раствор и капать на индикаторную бумагу. Сравните получившие цвета с цветом эталона pH.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Кто высказал гипотезу электролитической диссоциации?
2. Какие вещества называются электролитами?

3. Что называется степенью диссоциации?
4. Расскажите об индикаторах.
5. Как различить сильных и слабых электролитов?
6. Что такое показатель водорода pH?

9 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СРЕДЫ РАСТВОРОВ ПРИ ГИДРОЛИЗЕ.

Цель работы: Гидролиз солей, обратимые и необратимые гидролизы, закрепление теоретических знаний об изменении среды раствора при гидролизе солей путем практических опытов.

Необходимые оборудования и реактивы:

- 1) пробирки, нейтральный раствор лакмуса, дистиллированная вода, раствор хлорида натрия, раствор сульфита натрия, раствор сульфата алюминия;
- 2) пробирки, дистиллированная вода, кристаллы хлорида цинка, универсальная индикаторная бумага, карбонат натрия;
- 3) пробирки, универсальная индикаторная бумага, стеклянная палочка, раствор соды, раствор буры, раствор сульфата калия;
- 4) пробирки, фенолфталеин, спиртовая лампа, раствор ацетата натрия.

Рекомендованная литература: [3,4,5,10,12,13]

Теоретические сведения

Гидролизом соли называется взаимодействие соли с водой, в результате которого образуются кислота (или кислая соль) и основание (или основная соль).

Гидролиз – процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита.

С точки зрения ионной теории сущности ионной теории сущность гидролиза заключается в соединении ионов соли с водородными или гидроксильными ионами воды (иногда с теми и другими одновременно) и образовании недиссоциированных молекул или новых слабо диссоциирующих ионов.

Так как, сильные кислоты и сильные основания практически полностью диссоциируют на ионы, то очевидно, что из ионов, входящих в состав солей, могут связываться с ионами воды только ионы кислотных остатков слабых кислот и ионы металлов, образующих слабые основания. Отсюда следует, что гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят указанные выше ионы, т.е. соли, образованные: а) слабой кислотой и сильным основанием (например, NaCN); б) сильной кислотой и слабым основанием (например, $ZnCl_2$); в) слабой

кислотой и слабым основанием (например, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$). Соль сильной кислоты и сильного основания (например, NaCl) гидролизу не подвергается. Связывание водородных или гидроксильных ионов воды ионами растворенной соли нарушает равновесие между молекулами воды и ее ионами, обуславливая кислую или щелочную реакцию полученного раствора.

Гидролиз является обратимым процессом. В большинстве случаев гидролизованная часть соли настолько мала, что продукты гидролиза, даже если они практически нерастворимы (например, гидроокиси тяжелых металлов или основные соли), не выпадают в осадок, а остаются в растворе.

Если соль рассматривать как продукт взаимодействия кислоты с основанием, то в зависимости от их силы все соли можно разделить на четыре типа по приведенной схеме.

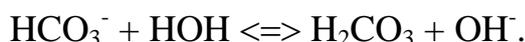
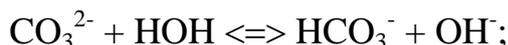
3-таблица

		<i>Кислоты</i>	
		<i>Сильные</i>	<i>Слабые</i>
<i>Основания</i>	<i>Сильные</i>	I: NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 pH=7 гидролиз не идет	II: Na_2CO_3 , K_2S , $\text{Ca}(\text{CN})_2$; pH > 7
	<i>Слабые</i>	III: ZnCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; pH < 7	IV: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3

Соли первого типа гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой слабые электролиты не могут быть получены. В системе $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ не нарушается равновесие. pH в растворах этих солей будет равно 7.

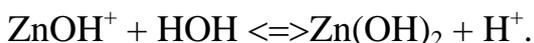
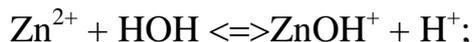
Рассмотрим гидролиз солей оставшихся трех типов. Соли, образованные многоосновными кислотами или многокислотными основаниями, гидролизуются ступенчато, переходя в первой фазе в кислотные или основные соли.

Гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 :



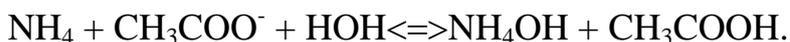
При гидролизе Na_2CO_3 и других солей этого типа в растворе накапливаются ионы OH^- , сообщающие ему щелочную реакцию с pH > 7. Более сильно выражена первая ступень гидролиза, чем вторая.

Гидролиз ZnCl_2 :



При гидролизе $ZnCl_2$ и других солей этого типа в растворе накапливаются ионы H^+ , сообщающие ему кислотную реакцию с $pH < 7$.

Гидролиз CH_3COONH_4 :



Соли этого типа подвергаются гидролизу относительно легко. Реакция и pH раствора определяется относительной силой образующихся оснований и кислот. В рассматриваемом случае константы электролитической диссоциации NH_4OH и CH_3COOH при $25\text{ }^\circ\text{C}$ соответственно равны $1,79 \cdot 10^{-5}$ и $1,76 \cdot 10^{-5}$, а поэтому реакция раствора практически нейтральна ($pH = 7$).

Процесс гидролиза солей количественно может быть охарактеризован с помощью двух величин: степени гидролиза h , константы гидролиза $K_{гидр}$.

Степенью гидролиза называется отношение количества молекул соли, подвергшихся гидролизу, к общему количеству молекул соли в растворе.

1-опыт. Изменение среды pH в процессе гидролиза

Возьмите четыре пробирки. В одну налить 3 мл 0,5 н раствора $NaCl$, во вторую 3 мл 0,5 н раствора Na_2SO_3 , в третью 3 мл 0,5 н раствора $Al_2(SO_4)_3$ а в четвертую для сравнения 3 мл дистиллированную воду. Во все пробирки добавить по 1 мл нейтрального раствора лакмуса и перемешать. Как изменится цвет растворов в этих пробирках по сравнению с четвертой. В какой пробирке происходит процесс гидролиза? Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции.

2-опыт. Обратимый гидролиз

а) в пробирку налить 3 мл дистиллированную воду и добавить кристаллов $ZnCl_2$ и растворить. Объясните причину помутнения воды. Проверьте среду раствора с помощью индикаторной бумаги. Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза.

б) налить в чистую пробирку 2 мл дистиллированной воды и добавить Na_2CO_3 перемешивая, введите индикатор в раствор. Объясните щелочная ли реакция или кислотная? Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции.

3-опыт. Необратимый гидролиз

Возьмите три пробирки. Влить по 2 мл в первую пробирку раствора сульфата калия, во вторую раствора соды и в третью раствора буры.

Определите среды раствора с помощью индикаторной бумаги. Определите какой из солей гидролизуется? Напишите уравнение в ионно-молекулярном виде.

4-опыт. Воздействие температуры на гидролиз солей

Влить в пробирку 5 мл раствора соли ацетата натрия в пробирку и покапать 3-4 капли фенолфталеина. Обратите внимание на цвет раствора. Подогреть пробирку на спиртовой лампе, наблюдайте и объясните изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции в ионно-молекулярном виде.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Что такое гидролиз?
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Что такое степень гидролиза?
4. Расскажите о обратимых и необратимых гидролизом солей.
5. Подвергаются ли растворы $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 к гидролизу. Если подвергаются напишите уравнение реакции в ионно-молекулярном виде.

10 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ И ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

Цель работы: Окислительные и восстановительные реакции, степень окисления, сильные и слабые окислители и восстановители, закрепление теоретических знаний путем практических опытов.

Необходимые оборудования и реактивы:

- 1) пробирки, кусочек железной проволоки, раствор сульфата меди;
- 2) пробирки, раствор калия перманганата, раствор гидроксида калия, раствор сульфита натрия;
- 3) сухая пробирка, штатив, спиртовая лампа, кристаллы бихромата аммония;
- 4) электролизёр, раствор сульфата меди.

Рекомендованная литература: [3,4,5,6,8,12,13]

Теоретические сведения

Окислительно-восстановительными называются реакции, при которых изменяется валентность элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Изменение валентности происходит вследствие перехода электронов от одних атомов или ионов к другим.

Окислением называется процесс потери электронов атомами или ионами, *восстановлением* – процесс присоединения электронов.

Вещество, атомы или ионы которого присоединяют к себе в процессе реакции электроны, называется *окислителем*, а вещество, атомы или ионы которого отдают электроны, называется *восстановителем*. Окислитель во время реакции отнимает электроны от окисляющего вещества и сам при этом восстанавливается; наоборот, восстановитель, теряя электроны, окисляется. Так как теряемые одним веществом электроны сейчас же присоединяются к другому веществу, то окисление всегда сопровождается восстановлением, а восстановление – окислением.

В практических целях (при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций) заряды на атомах в молекулах с полярными связями удобно представлять в виде целых чисел, равных таким зарядам, которые возникли бы на атомах, если бы валентные электроны полностью переходили к более электроотрицательным атомам, т.е. если бы связи были полностью ионными. Такие величины зарядов получили название **степеней окисления**. **Степень окисления любого элемента в простом веществе всегда равна 0.**

В молекулах сложных веществ некоторые элементы всегда имеют **постоянную степень окисления**. Для большинства элементов характерны **переменные степени окисления**, различающиеся как знаком, так и величиной, в зависимости от состава молекулы.

У щелочных металлов, а также у металлов главной подгруппы второй группы степень окисления во всех соединениях равна соответственно +1 и +2. Постоянную степень окисления, равную -1, имеет фтор. Кислород, как правило, имеет степень окисления -2. У водорода в соединениях с неметаллами степень окисления +1, в гидридах металлов - -1. Для того, чтобы отличить значения степени окисления от зарядов ионов в первом случае знак ставится перед цифрой, во втором - после цифры. Например, $H^{+1}Cl^{-1}$, но $Na^{1+}Cl^{1-}$.

Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

Окислением называется процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением С.О.

Вещество, в состав которого входит элемент, способный отдавать электроны, называется восстановителем. В процессе отдачи электронов *восстановитель окисляется*.

Присоединение электронов, сопровождающееся понижением степени окисления, называется восстановлением.

Вещество, в состав которого входит элемент, способный присоединить электроны, называется окислителем. В процессе присоединения электронов *окислитель восстанавливается*.

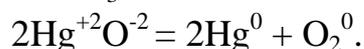
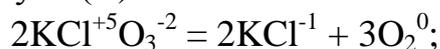
Типы окислительно-восстановительных реакций.

Различают три типа окислительно–восстановительных реакций: *межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления–самовосстановления.*

➤ *Межмолекулярные* – это такие реакции, в которых молекулы, атомы или ионы элементов, входящие в состав одного вещества и являющиеся окислителем, взаимодействуют с молекулами, ионами, атомами, входящих в состав другого вещества (восстановителя), например,



➤ *Во внутримолекулярных* реакциях изменяется СО элементов одного и того же вещества таким образом, что одни из них окисляются, а другие – восстанавливаются. К таким реакциям относится, например, разложение бертолетовой соли и оксида ртути (II):



➤ *В реакциях самоокисления – самовосстановления* (диспропорционирования) атомы одного и того же вещества так взаимодействуют друг с другом, что одни отдают электроны (окисляются), а другие их присоединяют (восстанавливаются). Например, растворение хлора в воде:

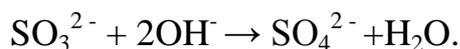
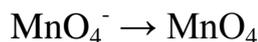


1-опыт. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Кусочек железной проволоки обработать раствором CuSO_4 . Обратить внимание через некоторое время на изменение цвета поверхности металла. Напишите уравнение реакции и найдите окислителя и восстановителя.

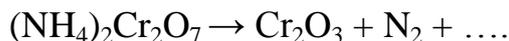
2-опыт. Окислительные свойства калия перманганата

Налив раствор калия перманганата в пробирку, добавьте раствор KOH в таком же объёме. После добавить раствор Na_2SO_3 . Обратите внимание на цвет раствора. Допишите реакции:



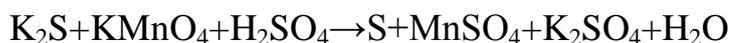
3-опыт. Реакции внутри молекулярного окисления и восстановления

Несколько кристаллов бихромата аммония поместить в сухую пробирку и нагреть до начала реакции разложения. Обратите внимание на характер образующихся продуктов реакции и закончить уравнение реакции:



Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Какие реакции называются окислительно – восстановительными?
2. Каких окислителей и восстановителей вы знаете?
3. Что такое степень окисления?
4. Расставьте коэффициенты в реакции и найдите окислителя и восстановителя.



11- ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ. ОБЩИЕ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ, РЯДЫ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ.

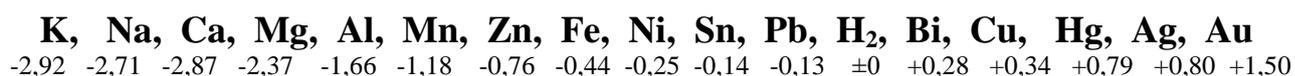
Цель работы: *Ознакомление с гальваническим элементом, и возникновением и протеканием электрического тока в гальваническом элементе*

Необходимые оборудования и реактивы:

1) Гальванический элемент: стаканчики, подставка для прибора, электролитный мостик, медная, железная, цинковая и никелевая пластинки или проволоки; 1М -го раствора сульфата никеля, 1М раствора сульфата меди.

Теоретические сведения

Если расположить металлы в ряд по их убывающей активности (по снижению способности отдавать электроны), поставив в этот ряд и водород, то получим так называемый ряд напряжений металлов. Для наиболее важных металлов этот ряд имеет следующий вид:



Числа, стоящие под символами металлов, означают нормальные потенциалы металлов в вольтах, отнесенные к нормальному водородному электроду, потенциал которого принят равным нулю. Они берутся со знаком минус, если потенциал металла ниже потенциала водородного электрода, и со знаком плюс он выше.

Ряд напряжений дает много важных указаний относительно химического поведения металлов.

1. Каждый из металлов этого ряда «вытесняет» все следующие за ним металлы из растворов их солей, т.е. восстанавливает ионы последующих металлов в электронейтральные атомы, отдавая электроны и сам превращаясь в ионы.

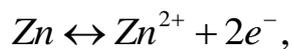
2. Только металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, могут «вытеснить» водород из растворов кислот (например, Zn, Fe, Ni, Sn, но не Cu, Hg).

3. Чем левее в ряду напряжений стоит металл, т.е. чем ниже его потенциал, тем он активнее, тем легче он отдает электроны (окисляется) и тем труднее его ионы присоединяют обратно электроны (восстанавливаются).

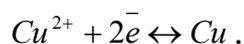
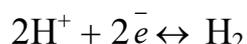
Гальванические элементы. Каждые два металла, будучи погружены в растворы их солей, которые сообщаются между собой через пористую перегородку или посредством сифона, заполненного электролитом, образуют *гальванический элемент*. Пластинки металлов, погруженные в растворы, называются *электродами элемента*.

Ячейка для измерения электродного потенциала, например, элемент Якоби-Даниэля, представляет собой пример *электрохимического (гальванического) элемента* – устройства, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции непосредственно преобразуется в электрический ток. Их называют также *химическими источниками электрической энергии (ХИЭЭ)*.

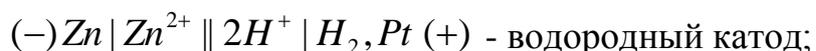
Гальванический элемент состоит из двух полу элементов (окислительно-восстановительных систем), соединенных между собой металлическим проводником и солевым мостиком. На каждом полу элементе (часто называемом электродом) происходит полу реакция (электродный процесс). *Процесс окисления* (отдача электронов) осуществляется *на аноде (отрицательный полюс)*, а *восстановления* (прием электронов) – *на катоде (положительный полюс)*. Например, в представленном гальваническом элементе анодом является цинковый электрод:



а катодом – водородный или медный электрод:



Электроны от анода по внешней цепи протекают к катоду. Соответствующая схема такого гальванического элемента записывается следующим образом:



На схеме одна вертикальная линия изображает границу раздела фаз (электрод-раствор), а две вертикальные линии – границу между растворами (на

практике она обычно обеспечивается с помощью солевого мостика – U-образной трубки с раствором электролита, необходимого для замыкания цепи между двумя электродами).

Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов (э.д.с) двух окислительно-восстановительных систем, соединенных между собой. Э.д.с (ΔE) любого гальванического элемента определяется общей формулой:

$$\Delta E = E_k - E_a,$$

где E_k и E_a – электродный потенциал соответственно на катоде и на аноде.

Так как ΔE может иметь только *положительное значение*, то $E_k > E_a$, т.е. *катодом является электрод с более высоким электродным потенциалом*.

При таком осуществлении окислительно-восстановительной реакции ее энергия превращается в электрическую энергию, которую можно использовать, включив во внешнюю цепь устройство, потребляющее электрическую энергию (например, электронагревательный прибор, электрическую лампу и т.п.).

Действие любого гальванического элемента основано на протекании в нем окислительно-восстановительной реакции. В простейшем случае гальванический элемент состоит из двух пластин или стержней, изготовленных из различных металлов и погруженных в раствор электролита. Такая система делает возможным пространственное разделение окислительно-восстановительной реакции: окисление протекает на одном металле, а восстановление – на другом. Таким образом, электроны передаются от восстановителя к окислителю по внешней цепи. Например, *элемент Якоби-Даниэля*:



В принципе электрическую энергию может дать любая окислительно-восстановительная реакция. Однако число реакций, практически используемых в химических источниках электрической энергии, невелико.

Все обычные ХИЭЭ не свободны от *недостатков*: стоимость веществ, необходимых для их работы (Pb, Cd и т.д.) высока; отношение количества энергии, которую может дать элемент, к его массе мало.

Электродвижущая сила гальванического элемента равна разности потенциалов двух его электродов. При определении ее всегда вычитают из большего потенциала меньший.

Такую величину она будет иметь при условии, что металлы погружены в растворы, в которых концентрации их ионов равны 1 г-ион/л. При других концентрациях растворов величины электродных потенциалов будут иными. Их можно вычислить по формуле

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

где E – искомый потенциал металла в вольтах; E_0 – его нормальный потенциал; n – валентность ионов металла; C – концентрация ионов в растворе, выраженная в грамм-ионах на литр.

Протекание окислительно-восстановительных процессов в сильной степени зависит от различных условий, прежде всего от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и характера среды.

Электролиз

Электролизом называется процесс разложения вещества электрическим током.

Сущность электролиза заключается в том, что при пропускании тока через раствор электролита (или расплавленный электролит) положительно заряженные ионы перемещаются к катоду, а отрицательно заряженные – аноду. Достигнув электродов, ионы разряжаются, в результате чего у электродов выделяются составные части растворенного электролита или водород и кислород из воды.

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

При электролизе энергия электрического тока превращается в химическую энергию, иначе говоря, осуществляется процесс, обратный по характеру происходящему в гальваническом элементе. Как и в случае гальванического элемента, на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление. Но при электролизе анодом является положительный электрод, а катодом – отрицательный.

Характер протекания электродных процессов при электролизе зависит от многих факторов, важнейшими из которых являются состав электролита, материал электродов и режим электролиза (температура, плотность тока и т.д.).

Различают электролиз расплавов и растворов электролитов.

Электролиз расплавов электролитов

Электролиз расплава соли с использованием инертных электродов показан на следующей схеме:



При высоких температурах расплав соли диссоциирует на ионы:



Прохождение электрического тока через расплав обусловлено тремя одновременно протекающими процессами:

- 1) направленное движение катионов Mg^{2+} к катоду, а анионов Cl^- - к аноду;

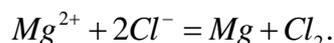
2) восстановление, происходящее на катоде:



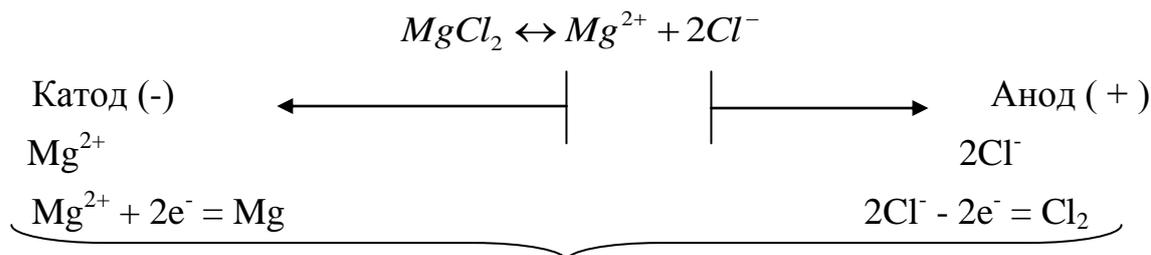
3) окисление, происходящее на аноде:



Суммарное уравнение электролиза после уравнивания числа отдаваемых и присоединенных электронов принимает вид:

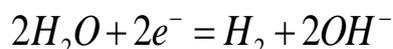


Схематически весь процесс можно представить следующим образом:

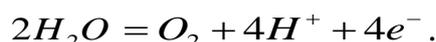


Электролиз растворов электролитов

Электролиз растворов электролитов более сложен из-за возможности участия в электродных процессах молекул воды в восстановлении на катоде:



и окислении на аноде:



В тех случаях, когда на одном и том же электроде возможно протекание двух или большего числа процессов, наиболее вероятен тот, осуществление которого связано с минимальной затратой энергии. Это означает, что *на катоде восстанавливаются* в первую очередь окисленные формы окислительно-восстановительных систем *с наибольшим электродным потенциалом*, а *на аноде окисляются* восстановленные формы *с наименьшим электродным потенциалом*.

Для определения порядка протекания окислительно-восстановительных процессов на электродах при электролизе водных растворов можно руководствоваться следующими практическими правилами.

Катод.

1. В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода, в порядке уменьшения E° .

- Катионы металлов с малым стандартным электродным потенциалом (от Li^+ до Al^{3+} включительно) не восстанавливаются, а вместо них восстанавливаются молекулы воды (в кислой среде – ионы H^+).
- Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия, восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Анод.

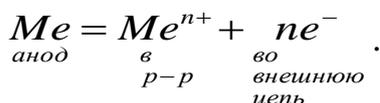
Характер окислительных процессов зависит также от материала электродов. Различают нерастворимые(инертные) и растворимые(активные)электроды.

Инертные электроды изготавливаются обычно из графита, угля, платины; в процессе электролиза они химически не изменяются, а служат лишь для передачи электронов во внешнюю цепь.

При использовании инертных анодов следует учитывать следующее:

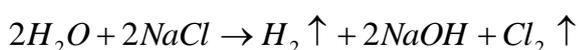
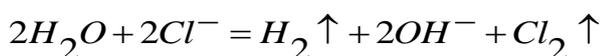
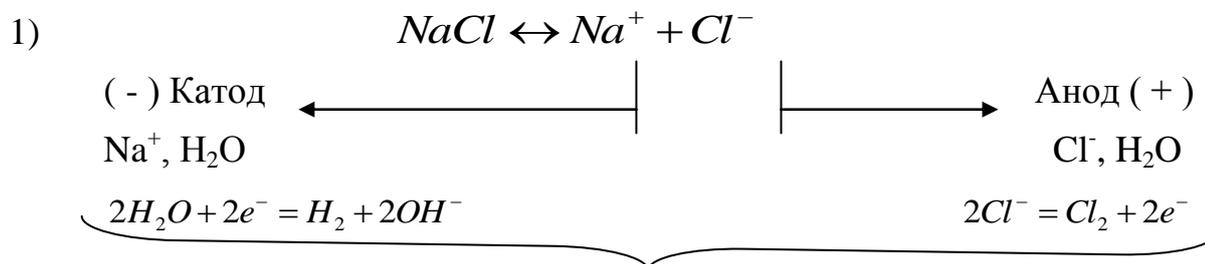
- В первую очередь окисляются простые анионы в порядке возрастания их E° , не превышающих + 1,5 В (S^{2-} , J^- , Br^- , Cl^-).
- При электролизе водных растворов, содержащих анионы кислородосодержащих кислот (CO_3^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.), на аноде окисляются не эти анионы, а молекулы воды.
- В щелочных растворах на аноде окисляются ионы OH^- :
 $4\text{OH}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^-$.

При использовании растворимых анодов (из Cu , Zn , Ag , Ni и др. металлов) электроны во внешнюю цепь посылает сам анод за счет окисления атомов металла, из которого сделан анод:



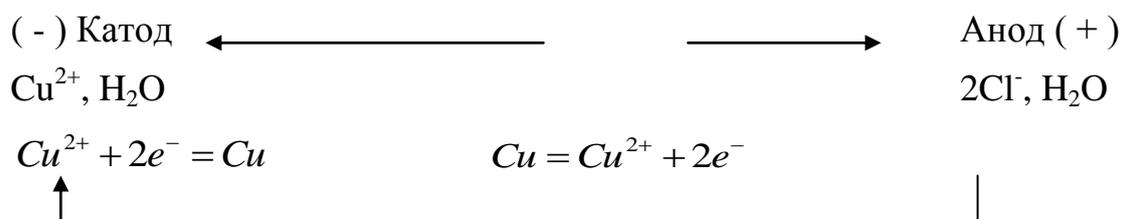
Рассмотрим конкретные примеры:

Электролиз водных растворов солей (инертные электроды)



2) Электролиз водного раствора CuCl_2 (активный медный анод)





Количественные характеристики электролитических процессов устанавливаются двумя законами Фарадея:

- I. Масса веществ, выделившихся на электродах при электролизе, прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита.
- II. При пропускании одинакового количества электричества через растворы или расплавы различных элементов масса веществ, выделяющихся на электродах, пропорциональна молярным массам их эквивалентов.

Экспериментально установлено, что для выделения на электроде одной молярной массы эквивалента вещества необходимо затратить одно и то же количество электричества, равное ~ 96500 Кл. Оно получило название *постоянной Фарадея F*.

Оба закона можно объединить общей формулой:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot J \cdot t}{F} = \frac{\mathcal{E} \cdot Q}{F} = \kappa Q,$$

где m – масса окисленного или восстановленного вещества, г; \mathcal{E} – молярная масса его эквивалента, г/моль; Q – количество электричества, прошедшее через элемент ($Q = Jt$, где J – сила тока, А; t – время, с).

Если, $Q = Jt = 1$ Кл, то

$$m = \kappa = \frac{\mathcal{E}}{F} = \frac{\mathcal{E}}{96500}.$$

Величина (κ) называется *электрохимическим эквивалентом вещества*. Она представляет собой массу вещества, окисляющегося или восстанавливающегося на электродах при прохождении через элемент 1 Кл электричества. Видно, что химический эквивалент связан с электрохимическим эквивалентом соотношением:

$$\kappa = \frac{\mathcal{E}}{F}.$$

Показателем эффективности электролиза является *выход по току η , %*, определяемый как отношение массы вещества, фактически полученной в данных условиях электролиза $m_{\text{практ}}$, к массе вещества, теоретически вычисленной на основании закона Фарадея $m_{\text{теор}}$:

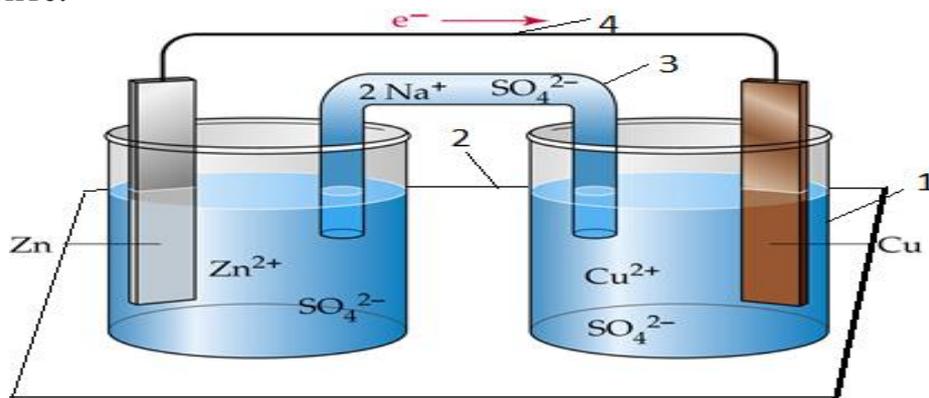
$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{практ}} \cdot 96500}{\mathcal{E} \cdot J \cdot t} \cdot 100\%$$

Области применения электролиза:

- получение металлов;
- очистка металлов от примесей (рафинирование);
- извлечение ценных компонентов;
- нанесение на поверхность металлических изделий слоев других металлов (гальваностегия);
- получение точных металлических копий с рельефных предметов электроосаждением металла (гальванопластика).

1-опыт. Изготовление медно-никелевого элемента

В один микро стаканчик 1 (рис.3) налейте почти до верха 1М раствор сульфата никеля и опустите никелевую пластинку, в другой налейте 1М раствор сульфата меди и опустите медную пластинку. Оба полу элемента поставьте на подставку 2 и соедините растворы электролитным мостиком 3, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси агар-агаром. Звонковым проводом соедините опущенные пластинки гальванометром. Наблюдайте отклонение стрелки гальванометра, указывающее на возникновение электрического тока, обусловленное различной величиной электродных потенциалов Ni/Ni²⁺ и Cu/Cu²⁺. Выпишите нормальные электродные потенциалы никелевого и медного электродов и укажите направление движение электронов по проволоке (во внешней цепи). Напишите уравнения химических реакций, протекающих на электродах, и суммарное уравнение окислительно -восстановительного процесса, в результате которого получается электрический ток в данном гальваническом элементе.



1-микро стаканчик, 2- подставка, 3- электролитный мостик, 4- гальванометр.

Рис. 3. Схема гальванического элемента

2-опыт. Изготовление цинково-никелевого элемента

Найти из таблицы нормальные электродные потенциалы цинкового Zn/Zn^{2+} (-0,76) и никелевого Ni/Ni^{2+} (-0,25) электродов и напишите схему гальванического элемента, который можно составить из этих полуэлементов. Напишите уравнение реакций, протекающих на каждом электроде. В каком направлении должны переходить электроны во внешней цепи? Проверьте ваше заключение опытом. Для этого заполните один из полумикро стаканчиков (рис.3) 1М раствором сульфата цинка и опустите в него полоску цинка. Другой стаканчик заполните 1М раствором сульфата никеля и опустите в него полоску никеля. Опустите в стаканчик электролитный мостик. Соедините пластинки с гальванометром и отметьте направление тока. Вычислите Э.Д.С. цинково-никелевого гальванического элемента.

3-опыт. Влияние образования микрогальванических элементов на течение химических процессов

В две пробирки внесите по 5-6 капель раствора 2 н. серной кислоты. В одну из пробирок добавьте каплю раствора сульфата меди. В обе пробирки опустите по кусочку чистого цинка (без примесей). Наблюдайте более интенсивное выделение водорода в той пробирке, в которую был добавлен сульфат меди. Что проявилось на поверхности цинка в присутствии $CuSO_4$? Объясните различную интенсивность выделения водорода в двух пробирках, учитывая, что цинк с медью образует микрогальванический элемент – микрогальванопару. Каково направление перехода электронов в паре цинк-медь? Какой металл будет иметь отрицательный заряд и являться катодом для ионов водорода, имеющих в растворе?

Это же явление можно наблюдать в опыте, поставленным следующим образом. Внесите в пробирку 5-6 капель 2 н. серной кислоты и кусочек чистого цинка. Наблюдается ли выделение водорода? Коснитесь цинка медной проволокой и наблюдайте интенсивное выделение водорода. Обратите внимание, на каком из металлов выделяется водород. Выньте медную проволоку из пробирки и убедитесь, что интенсивность выделения водорода снова уменьшилась. Объясните, какова роль меди, в присутствии которой водород выделяется интенсивнее.

4-опыт. Электролиз соли меди с медным анодом

Налейте в электролизер раствор сульфата меди. Опустите в одно колено электролизёра графитовый электрод и соедините его с катодом электрической батарейки. В другое колено опустите медный электрод, который будет служить анодом и присоедините его к положительному полюсу батарейки. Через 2-3 минут наблюдайте на графитовом катоде появление красного налёта меди и кажущееся отсутствие какой-либо реакции на аноде.

Выньте электроды и поменяйте их местами: медный электрод сделайте катодом, а графитовый с имеющимся на нем налетом меди – анодом. Что произошло с налётом меди на графитовом аноде через несколько минут

пропускания тока? Обратите внимание на то, что после полного растворения налета меди на аноде начал выделяться газ.

Какой процесс протекал в обоих случаях на катоде и на аноде, пока на графите имела медь? Какой газ выделялся на графитовом аноде после исчезновения медного налета? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Контрольные вопросы для самоподготовки:

1. Обратимые гальванические элементы.
2. Дайте понятие об Аккумуляторах.
3. Составьте схемы гальванических элементов для определения нормальных электродных потенциалов электродов Al/Al^{3+} и Cu/Cu^{2+} в паре с нормальным водородным электродом. Катодом или анодом является электроды Al/Al^{3+} и Cu/Cu^{2+} ?
4. Процесс электролиза. Чем различается процесс электролиза от процесса гальванического элемента?
5. Сформулируйте законы Фарадея.
6. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе: а) хлорида никеля с никелевым анодом; б) сульфата натрия с цинковым анодом.

12- ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ТЕМА: КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. СОСТАВЛЕНИЯ ИХ ФОРМУЛ. КЛАССИФИКАЦИЯ ЛИГАНДОВ И СТУПЕНЧАТАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ.

Определение солей двух и трехвалентного железа.

Налейте в пробирку 3-5 капель свежеприготовленного раствора $FeSO_4$ и добавьте несколько капель раствора красной кровяной соли $K_3Fe(CN)_6$. Пронаблюдайте за образованием осадка-турнбулевой сини $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Напишите уравнение реакции. Эта реакция считается качественной реакцией на присутствие Fe^{2+} ионов в растворе.

а) Налейте в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте одну каплю раствора желтой кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Пронаблюдайте за образованием берлинской лазури $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Налейте в пробирку 5-6 капель раствора $FeCl_3$, 0,01 М раствора роданида аммония или калия. Раствор приобретает темно-красный оттенок из-за роданида железа (III) $Fe(SCN)_3$. Напишите уравнение реакций в молекулярном и ионном виде.

3. Реакции А и В считаются качественными реакциями на ион Fe^{3+} .

Задание для самостоятельного обобщения:

Поясните произошедшие реакции.

ЛИТЕРАТУРА

Основная и дополнительная литература, а также информационное обеспечение

Основная литература:

1. Shriver and Atkins Inorganic Chemistry. Fifth Edition –New York.2010.P.824
2. Chemistry the central science.Thirteenth edition/Theodore L.Brown-USA.2015.P.1150
3. Ахмеров К.А, Жалилов А, Сайфутдинов Р.С, “Умумий ва анорганик кимё”. Т.: Узбекистан, 2006 г.
4. Ахмеров К.А. Жалилов.А. Сайфутдинов Р.С. “Умумий ва анорганик кимё” Т.: Узбекистон, 2003г.
5. Парпиев Н.А, Рахимов Х.Р, Мухтахов А.Г, “Анорганик кимёнинг назарий асослари”. Т.: Узбекистан, 2000г. I-том.
4. Парпиев Н.А, Мухтахов А.Г, Рахимов Х.Р. “Анорганик кимё”. Т.: Узбекистан, 2003г. II-том.
5. Павлов Н.Н. “Общая и неорганическая химия”. М.: Дрофа, 2002 г.
6. Эминов А, Ахмеров К, Туробжонов С “Умумий ва анорганик кимёдан лаборатория машгулотлари”. Т.: Узбекистан, 2007 г.

Дополнительная:

1. Ахметов Н.С. “Лабораторный и семинарские занятия по общей и неорганической химии” М, 1999 г. 2000 г.
2. Ахмеров К.А., Жалилов А., Исмоилов .А.Х, “Умумий ва анорганик кимё”, Т.: уқитувчи, 1988 г.
3. Гурова Н.Я. “Неорганическая химия в таблицах” 4-е.изд, Че Ро , 2002 г.
4. Жалилов А, “ Умумий ва ноорганик кимё” фанидан лаборатория машгулотлари буйича услубий кулланма. I и II том, Т.: ТКТИ, 2005г .

Сайты в Интернете:

1. www.msu.ru
2. www.technology.ru
3. [www.http//www.elbray.ru/menyinfo.asp](http://www.elbray.ru/menyinfo.asp)
4. www.ziyonet.uz
5. [http//el.tfi.uz/pdf/enmcoq22-uzk.pdf](http://el.tfi.uz/pdf/enmcoq22-uzk.pdf)
6. [http//www.rsl.ru](http://www.rsl.ru)
7. [http//pkanal.narod.ru/ximi](http://pkanal.narod.ru/ximi)

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 1.....	4
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 2.....	10
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 3.....	11
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 4.....	14
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 5.....	15
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 6.....	25
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 7.....	29
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 8.....	35
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 9.....	38
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 10.....	39
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 11.....	41
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА- 12.....	50
ЛИТЕРАТУРА.....	51