

Т.А. Ларичев, В.П. Морозов, Т.Ю. Кожухова

Химия: опорные конспекты и методические указания

Учебное пособие

Кемерово 2009

Министерство образования и науки Российской Федерации
ГОУ ВПО "Кемеровский государственный университет"

Т.А. Ларичев, В.П. Морозов, Т.Ю. Кожухова

Химия: опорные конспекты и методические указания

Учебное пособие
для студентов заочного отделения
I курса биологического факультета

Кемерово 2009

ББК Г1я73-5
УДК 546(075)
Л 25

*Печатается по решению редакционно-издательского совета
ГОУ ВПО "Кемеровский государственный университет"*

Рецензенты:

декан химико-технологического факультета ГОУ ВПО КузГТУ,
академик РАЕН, д.х.н., профессор Т. Г. Черкасова,
зав. кафедрой неорганической химии ГОУ ВПО "ТГУ", д.т.н.,
профессор В. В. Козик

Ларичев, Т. А.

Л 25 ХИМИЯ: опорные конспекты и методические указания: учебное пособие. / Т. А. Ларичев, В. П. Морозов, Т. Ю. Кожухова; ГОУ ВПО "Кемеровский государственный университет". – Кемерово: Кузбассвуиздат, 2009. – 148 с.

ISBN 978-5-8353-0929-0

Учебное пособие "ХИМИЯ: опорные конспекты и методические указания" разработано в соответствии с ГОС ВПО 2-го поколения для студентов, обучающихся по специальности 020800 "Экология и природопользование". Пособие содержит иллюстративные материалы к лекциям и семинарским занятиям, а также к лабораторному практикуму, вопросы к экзамену.

ISBN 978-5-8353-0929-0

ББК Г1я73-5

© Т. А. Ларичев, В. П. Морозов, Т. Ю. Кожухова, 2009 г.

© ГОУ ВПО "Кемеровский государственный университет"

СОДЕРЖАНИЕ

СОДЕРЖАНИЕ	3
ОПОРНЫЕ КОНСПЕКТЫ ПО ХИМИИ.....	5
Лекция 1. СТРОЕНИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АТОМОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	5
Лекция 2. ТАБЛИЦА МЕНДЕЛЕЕВА. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ	28
Лекция 3. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ	38
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 1. ХИМИЧЕСКАЯ НОМЕНКЛАТУРА. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ.....	48
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 2. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ.....	66
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 3. УРАВНЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ.....	77
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ	85
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЛОТНОСТИ РАСТВОРОВ.....	86
ВОПРОСЫ ДОПУСКА К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ	89
ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	90
1. Приготовление растворов с заданной массовой долей..	90
2. Приготовление молярных растворов и молярных концентраций эквивалента вещества.....	91
ПРИЛОЖЕНИЕ	92
КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ.....	92
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. КАТАЛИЗ.....	95
ВОПРОСЫ ДОПУСКА К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ	99
ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	100
1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.....	100
2. Зависимость скорости реакции от температуры	101
3. Гомогенный катализ	103
4. Скорость гетерогенных химических реакций.....	103

<i>5. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ</i>	<i>104</i>
КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ.....	104

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	107
ВОПРОСЫ ДОПУСКА К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ	107
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....	109
<i>Опыт 1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов (групповой опыт).....</i>	<i>109</i>
<i>Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.....</i>	<i>110</i>
ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ. УСЛОВИЯ ОБРАЗОВАНИЯ И РАСТВОРЕНИЯ ОСАДКОВ.....	111
<i>Опыт 3. Осаждение труднорастворимых солей.....</i>	<i>111</i>
<i>Опыт 4. Растворение труднорастворимых солей.....</i>	<i>112</i>
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	112
<i>Опыт 5. Гидролиз солей:</i>	<i>112</i>
<i>Опыт 6. Влияние температуры на гидролиз.....</i>	<i>112</i>
<i>Опыт 7. Растворение веществ в продуктах гидролиза. .</i>	<i>113</i>
<i>Опыт 8. Необратимый гидролиз.....</i>	<i>113</i>
КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ.....	113
ОБРАЗЦЫ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ ПО ХИМИИ	116

Опорные конспекты по химии

В данном разделе системно и в доступной форме в виде рисунков, схем и таблиц изложены базовые сведения по курсу химии для учащихся высших учебных заведений по специальностям нехимического профиля. Благодаря данной форме изложения существенно облегчается стоящая перед студентами задача систематизации полученных знаний и закрепления изученного материала.

Опорные конспекты используются как на теоретических (лекции), так и на практических занятиях (семинары) и позволяют усвоить требуемый объем знаний и навыков по химии за минимальный период времени.

Строение и химические свойства атомов. Химическая связь

Лекция 1

Химия

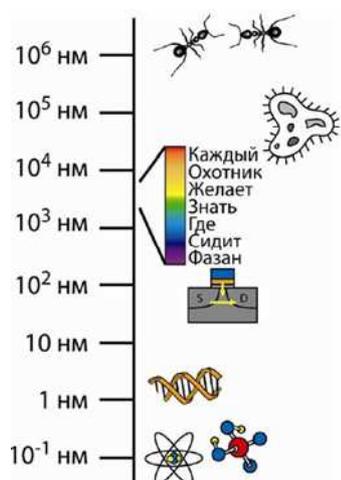
- Химия - наука о свойствах веществ и о возможных превращениях этих веществ

Конечная цель превращений -
получение веществ с нужными
свойствами



Строение вещества

- Вещества построены из атомов
- Атом (др.-греч. ἄτομος — неделимый) — наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств



10^{23} атомов
железа - 7 см^3



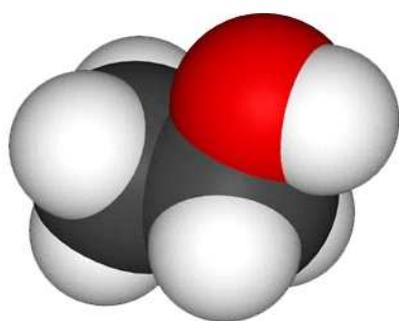
10^{23} кирпичей -
объем планеты
Земля - 10^{12} км^3



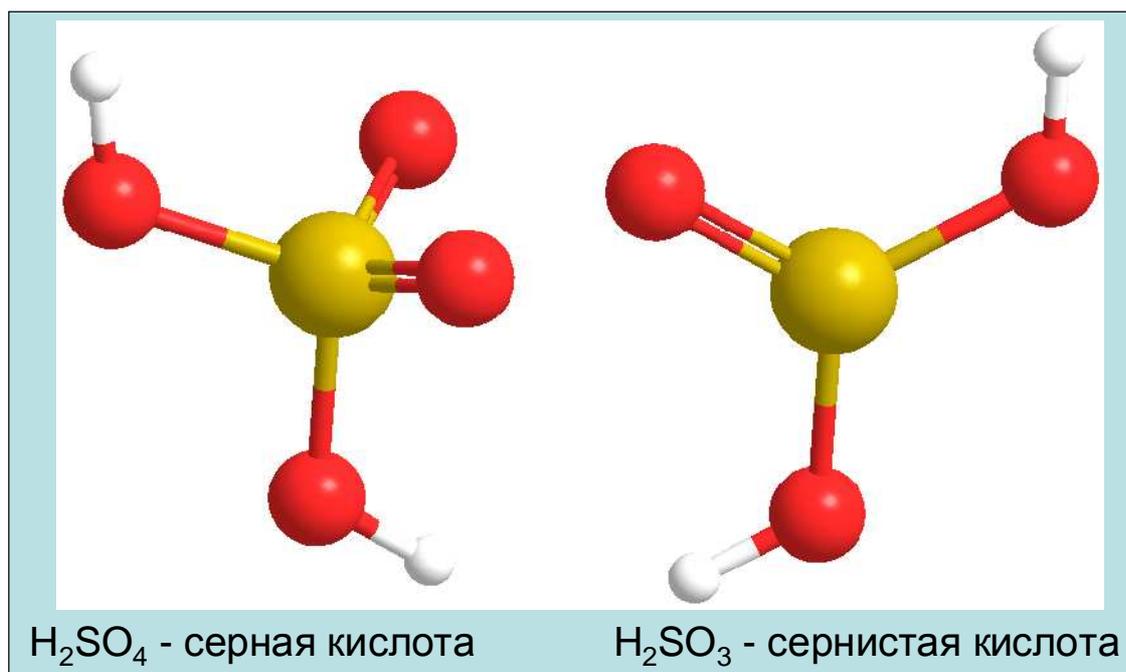
Молекулы

- Атомы обычно не существуют изолированно, а объединяются в устойчивые группы
- Молекула (новолат. *molecula*, уменьшительное от лат. *moles* — масса)

Наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Состав и строение молекул данного вещества не зависят от способа его получения



Взаимосвязь строения молекул и свойств веществ



Зависимость свойств веществ от строения на атомарном уровне

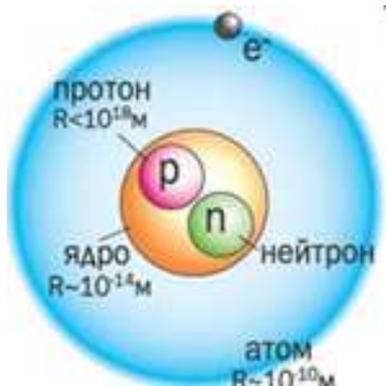
- Практически весь комплекс физических и химических свойств веществ зависит от способа объединения и взаимодействия образующих их атомов
- Сходные группы атомов обычно дают вещества со сходными свойствами

NaCl	KCl	CsCl
NaBr	KBr	CsBr
NaI	KI	CsI

Исследование строения атома

- Сходство в поведении и закономерное изменение свойств атомов связано с их внутренним строением
- Экспериментальное исследование строения атома – Э. Резерфорд (1908)
- Теория строения атома – Н. Бор (1913)

Строение атома



- Ядро и электронная оболочка
- Ядро – протоны (p^+) и нейтроны (n^0)



Химические явления

- Все многообразие химических процессов связано только с изменениями *электронного строения атомов*

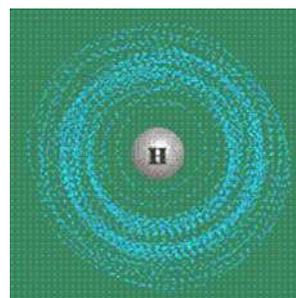


Структура электронной оболочки

- Электроны в атоме располагаются на *орбиталях*
- Каждая орбиталь характеризуется уникальным набором *квантовых чисел*
- Порядок распределения орбиталей по энергии определяется *правилом Клечковского*
- Число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента в таблице Менделеева

Орбиталь

- **ОРБИТАЛЬ** – область наиболее вероятного местонахождения электрона в атоме (атомная орбиталь) или в молекуле (молекулярная орбиталь)
- Орбитали существуют независимо от того, находится на них электрон (занятые орбитали), или отсутствует (вакантные орбитали)



Квантовые числа

Свойства орбиталей определяются набором квантовых чисел

- n – главное (энергетическое)
- l – побочное (орбитальное)
- m – магнитное (ориентационное)

- $n = 1 \dots \infty$
- $l = 0 \dots (n-1)$
- $m = -l \dots 0 \dots +l$

Уровни и подуровни

- $n = 1$
Первый энергетический уровень
- $l = 0, m = 0$
единственный возможный набор квантовых чисел
- только одна орбиталь
 $1s$

Уровни и подуровни

- $n = 2$

Второй энергетический уровень

- $l = 0, m = 0$ $2s$ s – подуровень (1 орбиталь)

$l = 1, m = -1$
 $l = 1, m = 0$
 $l = 1, m = 1$

} $2p$ p – подуровень (3 орбитали)

Уровни и подуровни

- $n = 3$

Третий энергетический уровень

- $l = 0, m = 0$ $3s$ s – подуровень (1 орбиталь)

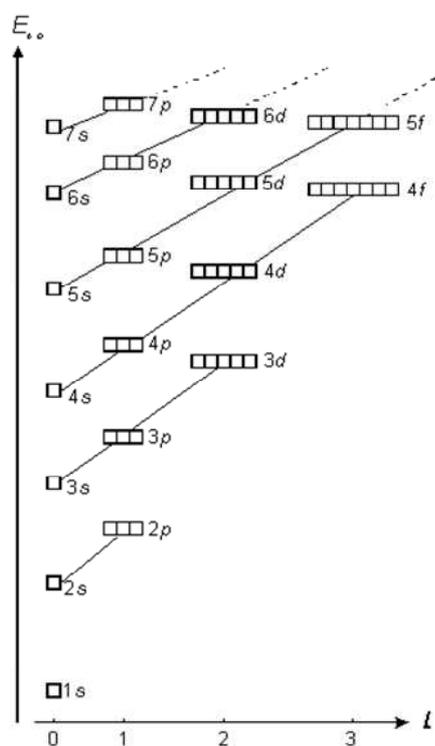
$l = 1, m = -1$
 $l = 1, m = 0$
 $l = 1, m = 1$

} $3p$ p – подуровень (3 орбитали)

$l = 2, m = -2$
 $l = 2, m = -1$
 $l = 2, m = 0$
 $l = 2, m = 1$
 $l = 2, m = 2$

} $3d$ d – подуровень (5 орбиталей)

Уровни и подуровни



- Заполнение подуровней электронами – в порядке увеличения энергии
- Определение порядка следования подуровней – Правило Клечковского (n+l)
- $1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d \dots$

Электронная конфигурация атома

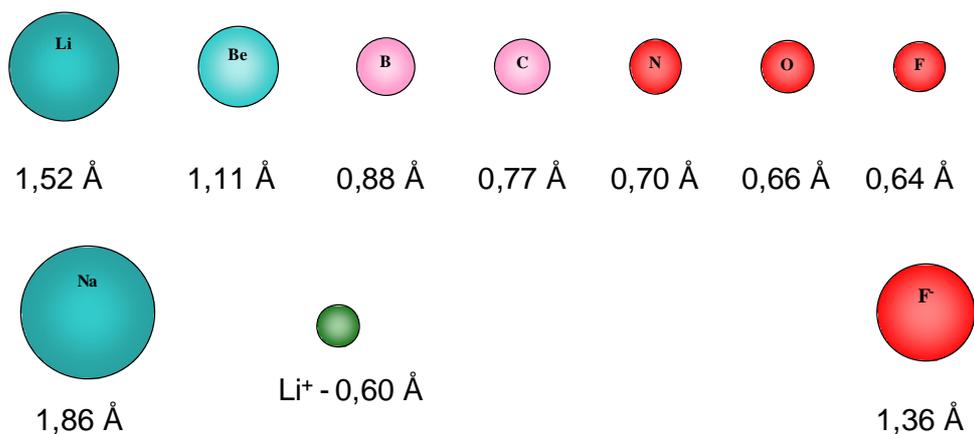
1. Заполнение начинается с орбиталей, имеющих минимальную энергию, затем последовательно заполняются орбитали, имеющие большую энергию
2. На каждой орбитали может находиться не более двух электронов (принцип Паули)
3. При заполнении подуровня электроны размещают так, чтобы получилась конфигурация с максимальным спином (правило Хунда)

Электронное строение атомов элементов II периода

Электронная схема	Орбитальная модель	Электронная схема	Орбитальная модель
Li $2s^1$		N $2s^2 2p^3$	
Be $2s^2$		O $2s^2 2p^4$	
B $2s^2 2p^1$		F $2s^2 2p^5$	
C $2s^2 2p^2$		Ne $2s^2 2p^6$	

Взаимосвязь электронного строения и свойств атомов

Размер атомов:



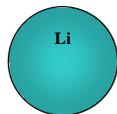
Эффективный заряд

$$Z_{\text{эфф}} = Z - S$$

- Z – заряд ядра
- S – постоянная экранирования
 - Электроны на более высоких орбитах не дают вклада
 - Электроны на том же уровне дают вклад 0,35
 - Электроны на предшествующем уровне дают вклад 0,85 (если d или f -электроны, то 1,0)
 - Все более глуболежащие дают вклад 1,0

Взаимосвязь электронного строения и свойств атомов

- С учетом эффекта экранирования для электрона внешнего слоя

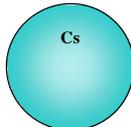
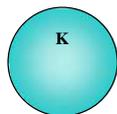


$$Z_{\text{эфф}} = +1,30$$



$$Z_{\text{эфф}} = +5,20$$

$$Z_{\text{эфф}} = +2,20$$



$$Z_{\text{эфф}} = +2,20$$

Химические свойства атомов

- Химические изменения – превращения на уровне электронных оболочек
- Основные процессы – принятие и отдача электронов
- Процессы могут быть описаны количественно (для сравнения)

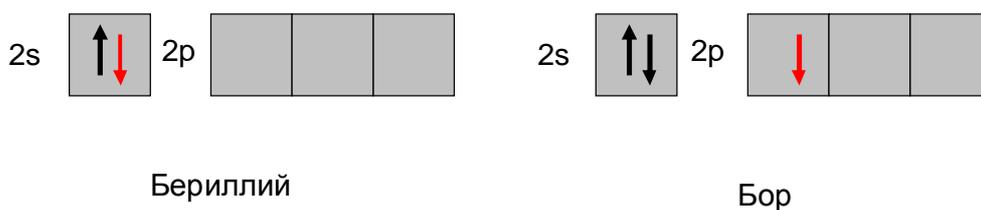
Энергия ионизации

- Энергия на отрыв внешнего электрона от изолированного атома (характеризует способность элемента отдавать электроны)

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
ЭИ, эВ	5,40	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6

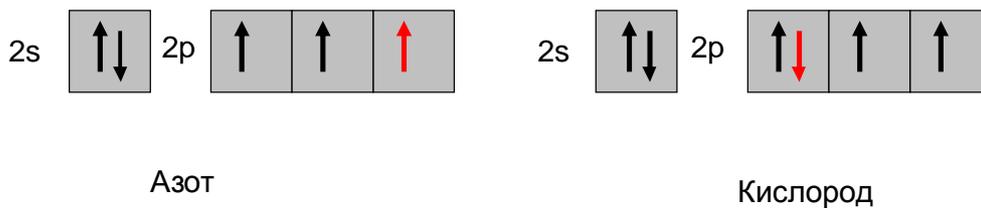
Энергия ионизации

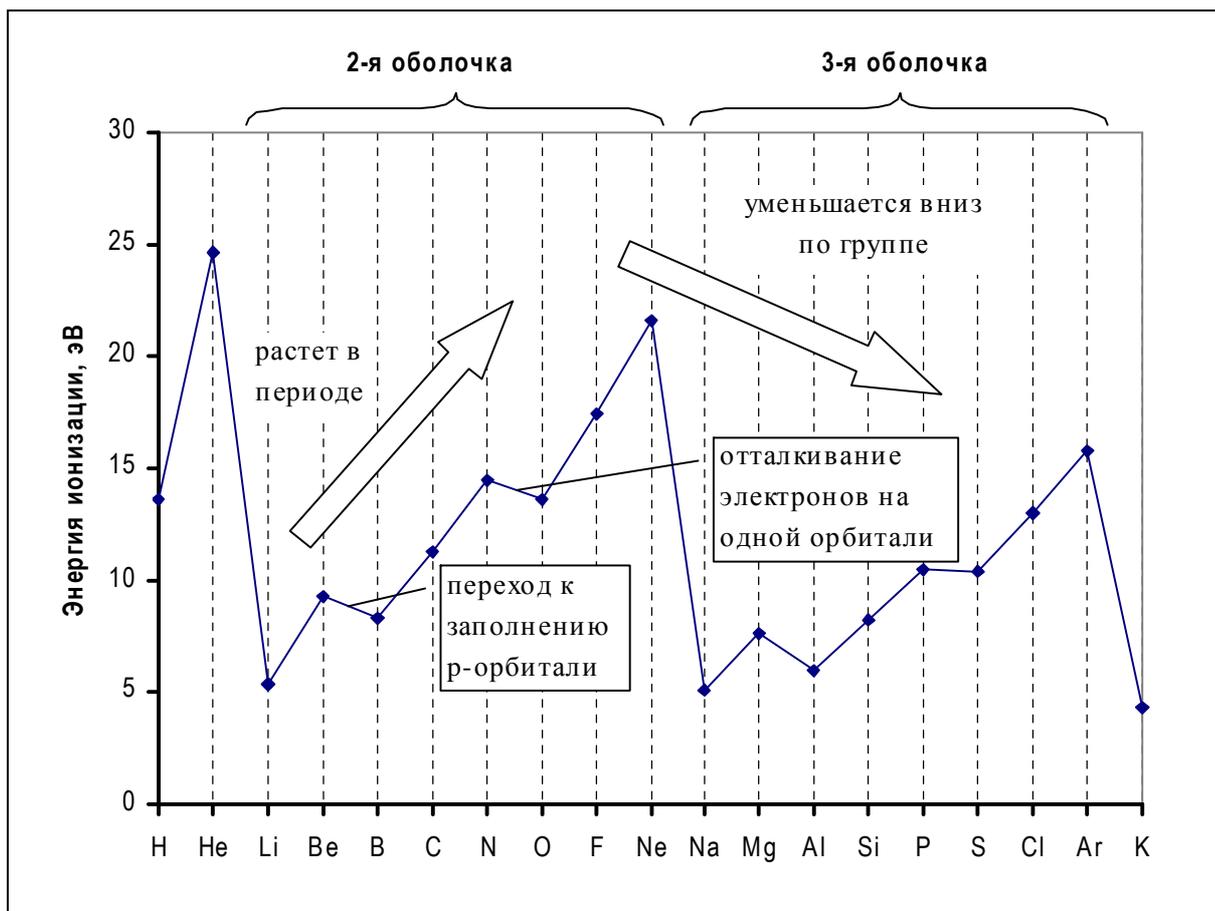
- Отклонения от монотонной закономерности – определяются электронным строением



Энергия ионизации

- Отклонения от монотонной закономерности – определяются электронным строением





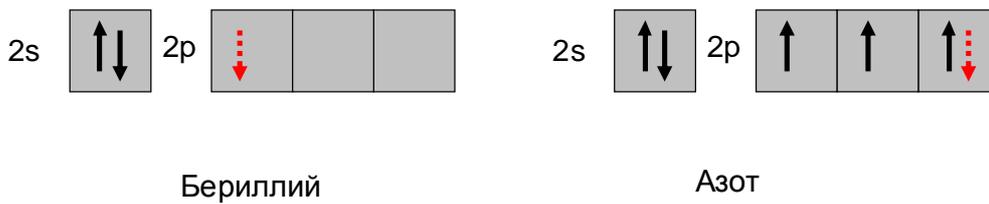
Энергия сродства к электрону

- Энергия – при присоединении электрона к изолированному атому (характеризует способность принимать электроны)

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na
СЭ, эВ	0,591	-0,19	0,30	1,27	-0,21	1,467	3,448	-1,28	0,34

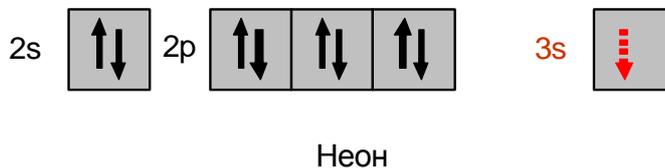
Энергия сродства к электрону

- Отрицательные значения – связь со строением атома



Энергия сродства к электрону

- Отрицательные значения – связь со строением атома



для Ne во II периоде
 - минимальная энергия сродства к электрону
 - максимальная энергия ионизации

Взаимосвязь электронного строения атома и его химических свойств

- В химическом взаимодействии вещество проявляет

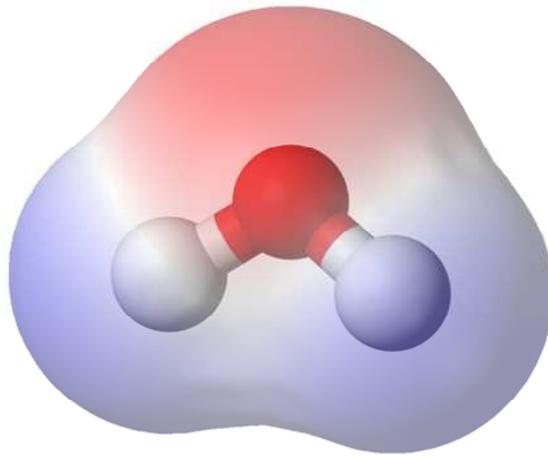
<i>Металлические свойства</i> - если его атомы отдают электроны	<i>Неметаллические свойства</i> - если его атомы принимают электроны
Отрыв электрона от нейтрального атома всегда протекает с затратой энергии	Присоединение электрона к нейтральному атому может сопровождаться как затратами, так и выделением энергии

Взаимосвязь электронного строения атома и его химических свойств

<i>Энергия ионизации (ЭИ)</i>	<i>Энергия сродства к электрону (СЭ)</i>
<p>При отрыве все большего числа электронов от атома наблюдается постоянный рост энергии ионизации.</p> <p><u>Поэтому</u> в реальных химических взаимодействиях невозможно добиться удаления всех электронов атома (исключение - H).</p>	<p>Присоединение все большего числа электронов к атому требует растущих затрат энергии и приводит к формированию неустойчивой структуры.</p> <p><u>Поэтому</u> в реальных химических взаимодействиях число присоединяемых к атому электронов всегда ограничено (не превышает 3).</p>
Атомы металлов характеризуются низкой энергией ионизации (преимущественно теряют электроны при химическом взаимодействии).	Атомы неметаллов характеризуются высокой энергией сродства к электрону (преимущественно присоединяют электроны при химическом взаимодействии)

Предсказания на основе ЭО

- Интенсивность химического взаимодействия элементов
- Направление смещения электронной плотности
- Степень полярности химической связи



Ионный потенциал

- Сходство в химическом поведении многих ионов обусловлено близостью **ионных потенциалов (ИП)**

$$ИП = \frac{z}{r}$$

- z - заряд иона
- r - его радиус

Близостью ионных потенциалов объясняется, например, сходство свойств ионов

Be^{2+} ($z = +2$, $r = 0,38 \text{ \AA}$, ИП = 5,25) и Al^{3+} ($z = +3$, $r = 0,52 \text{ \AA}$, ИП = 5,77).

Предсказание силы кислоты на основании величины ионного потенциала центрального атома

- Правило Полинга
 1. Представить формулу кислоты в виде $XO_m(OH)_n$
[$H_2SO_3 - SO(OH)_2$; $H_2SO_4 - SO_2(OH)_2$]
 2. Если $m=0$, то кислота очень слабая
если $m=1$, то кислота слабая
если $m=2$ или 3, то кислота сильная
- Ориентировочная формула

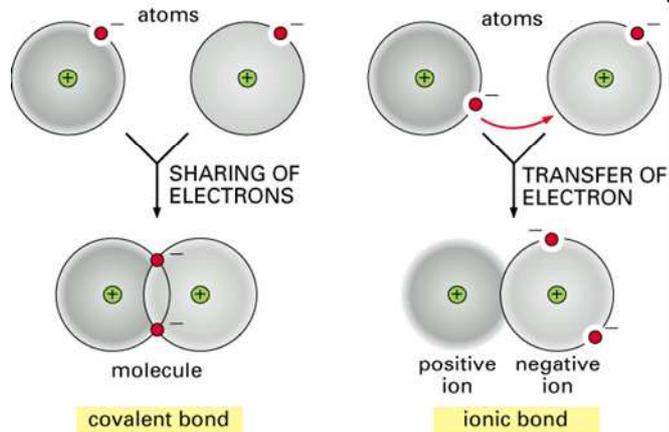
$$\lg K = 5m - 7$$
- Для H_2SO_3 ($m=1$) $K=1,2 \times 10^{-2}$
Для H_2SO_4 ($m=2$) $K \sim 10^3$

Природа химической связи

- Взаимодействие между атомами при образовании химической связи носит электростатический характер
- **Ионная связь** → Взаимодействие между разноименно заряженными ионами
- **Металлическая связь** → Взаимодействие между положительно заряженными ионами и отрицательно заряженными свободными электронами, которые могут свободно перемещаться в межионном пространстве

Природа химической связи

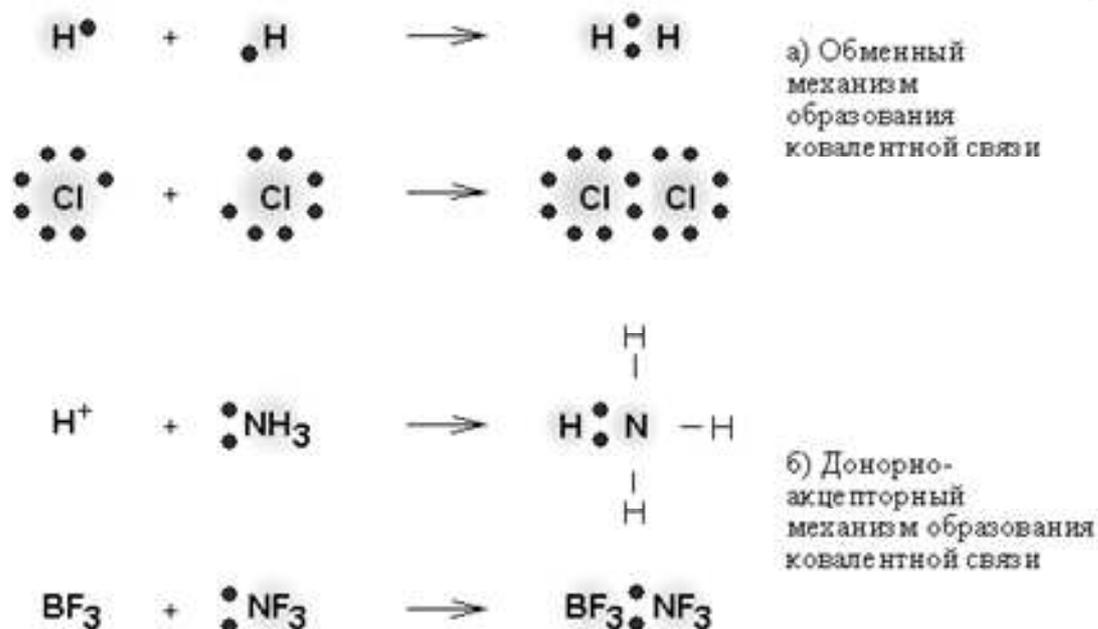
- **Ковалентная связь** → Взаимодействие между положительно заряженными ядрами атомов и обобществленными парами отрицательно заряженных электронов (которые находятся в межъядерном пространстве)
- Ковалентная связь является наиболее универсальной разновидностью химической связи.



Достоинства и недостатки МВС

- объяснение образования связи между одинаковыми атомами
- объяснение образования кратных связей
- объяснение образования связи по донорно-акцепторному механизму
- многочисленные отклонения от правила октета
- необходимость вводить новые допущения при объяснении "резонансных структур"

Донорно-акцепторный механизм

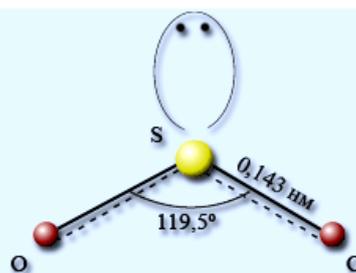


Определение структуры молекул по Гиллеспи

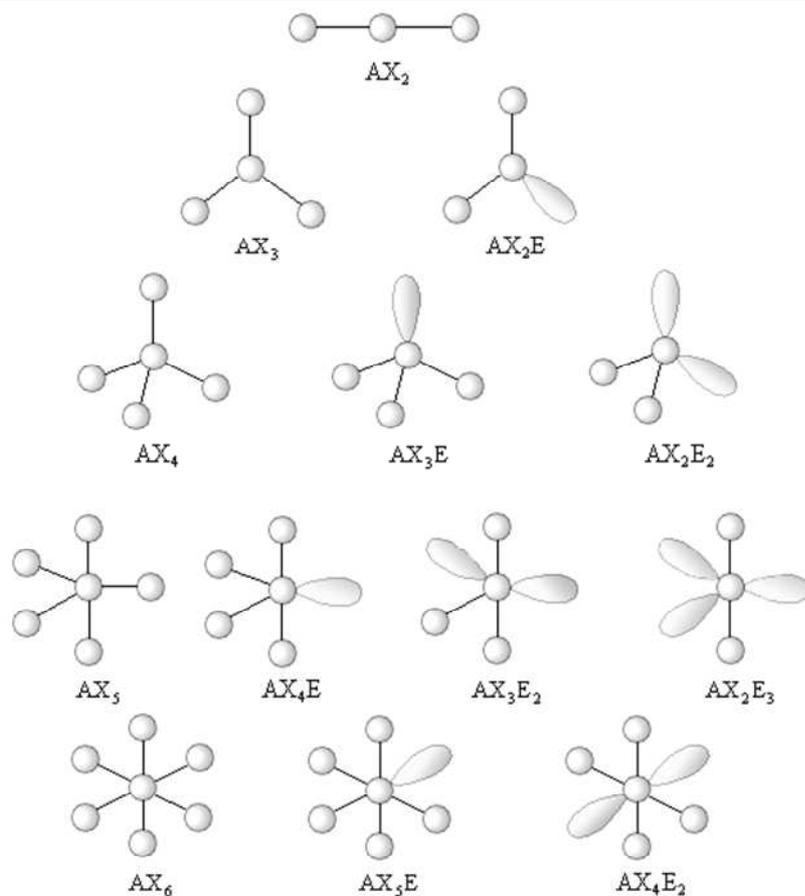
- 1. Определить центральный атом (обычно одиночный)
- 2. Определить число атомов, связанных с центральным (ЧА)
- 3. Определить число оставшихся неподеленных пар у центрального атома (НП)
- 4. Рассчитать стericское число $\text{СЧ} = \text{ЧА} + \text{НП}$
- 5. Определить строение молекулы, соответствующее стericскому числу.
- 6. Провести корректировку строения молекулы с учетом того, что наиболее сильное отталкивание наблюдается между неподеленными парами, затем - между электронными парами, образующими кратные связи и, наконец, наименее сильное отталкивание наблюдается между электронными парами, образующими одинарную ковалентную связь.

Пример: SO_2

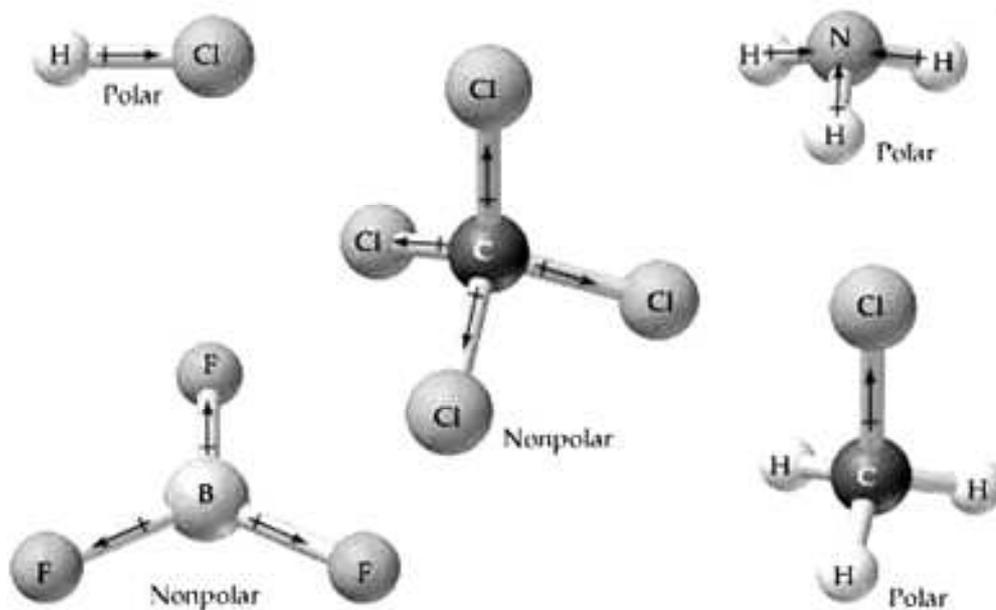
1. Центральный атом – S
2. С центральным атомом связаны – 2 --- $\text{O}=\text{S}=\text{O}$
3. Неподеленных пар – 1
4. Sterическое число = $2+1 = 3$
5. Фигура – треугольник
6. Искажения – угол SOS меньше 120°



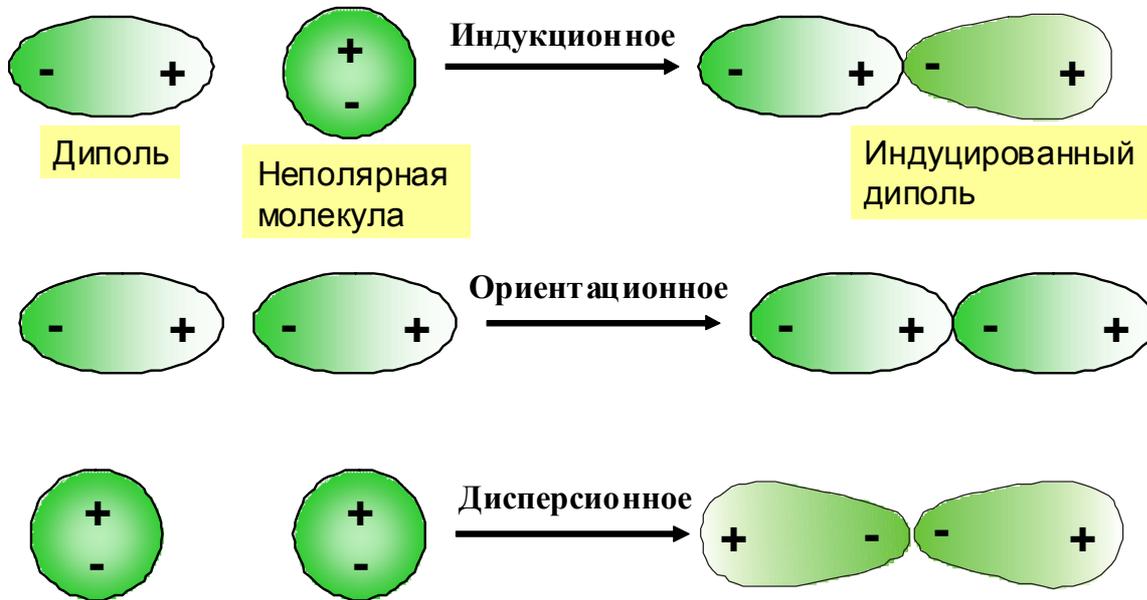
Предсказание структуры молекул в методе ОВЭП



Полярная связь и полярные молекулы

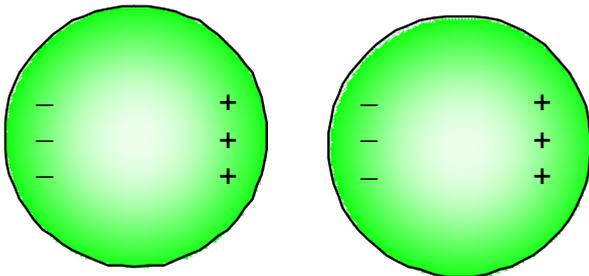


Типы межмолекулярного взаимодействия



Дисперсионное взаимодействие (Ван-дер-ваальсовы силы)

- Генерация мгновенных диполей за счет флуктуаций электронной плотности



- И поляризуемость, и поляризующее действие ионов зависит от электронной структуры, заряда и размера иона.
- Поляризуемость усиливается с ростом числа внешних электронов.
- Максимальная поляризуемость - у ионов, имеющих 18-электронные внешние оболочки.

Таблица Менделеева. Металлы и Неметаллы

Лекция 2

Металлы и неметаллы

- В химии принято деление элементов на металлы и неметаллы в зависимости от химических и физических свойств простых веществ
- Если связь металлическая, то простое вещество - металл с набором свойств.
- Неметаллам дать определение гораздо сложнее из-за их разнообразия.
- Критерием может служить отсутствие ВСЕХ (без исключения) свойств металлов.

Так, неметаллы могут быть

- не твердыми веществами (при стандартных условиях - кроме Hg)
- не блестящими
- не пластичными (это основной критерий для простых веществ) (значит связь не является металлической)

Неметаллы – физические свойства

- Галогены существуют в виде двухатомных молекул (поскольку они могут предоставить на образование связи между одинаковыми атомами только один электрон).
- Как и следовало бы ожидать, эти вещества являются легколетучими, но силы взаимодействия между молекулами растут с ростом атомной массы сверху вниз в Периодической таблице.
- Газами в свободном состоянии являются также такие важнейшие неметаллы, как кислород, водород и азот.

Неметаллы – физические свойства

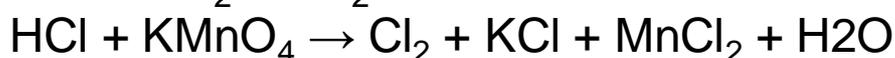
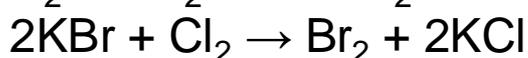
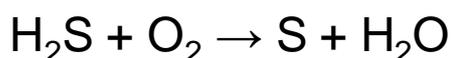
- Остальные неметаллы являются *твердыми*, так как используют возможность образовывать более чем одну связь. Причем связывание может носить разный характер, поэтому один и тот же элемент может образовывать несколько форм простого вещества, непохожих одна на другую. Такие формы носят название модификаций. Возможно осуществление превращения одних модификаций в другие.
- Модификации молекулярные (P_4 , As_4 , S_8 , Se_8) хорошо растворяются в неполярных органических растворителях.
- Напротив, полимерные модификации - с большой величиной связности - являются менее химически активными формами (белый и красный фосфор).

Способы получения неметаллов

- Исторически было разработано довольно много способов выделения неметаллов из окружающей среды. Способы эти разные по времени создания и по степени возможного воздействия на природу, тем не менее, в них много общего
- Некоторые неметаллы (простые вещества) присутствуют в окружающей среде и могут быть просто извлечены. Это прежде всего благородные газы, кислород и азот. В качестве простых веществ можно найти месторождения углерода (графита) и серы. Остальные неметаллы приходится извлекать из сложных соединений - проводить *химическую реакцию*

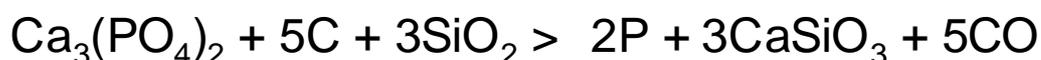
Химические методы получения неметаллов

- Как правильно выбрать реагенты для химической реакции?
- Существуют простые правила - по целевому элементу
 - если неметалл находится в соединении в отрицательной степени окисления, то для получения простого вещества необходимо использовать окислители



Химические методы получения неметаллов

- если неметалл находится в соединении в положительной степени окисления, то для получения простого вещества необходимо использовать окислители



Электрохимические методы

- Изменение степени окисления в нужном направлении может быть достигнуто также за счет использования электрического тока (электролиза).
- - анодное окисление (A^+ , анод)

$$2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$$

$$2\text{F}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{F}_2 \text{ (расплав)}$$
- - катодное восстановление (K^- , катод)

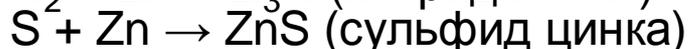
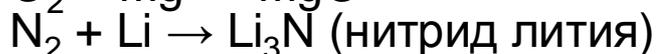
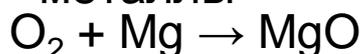
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$$

Химические свойства

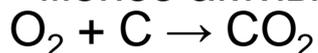
- Благородные газы, помимо низкой энергии ионизации, отличаются также отрицательным сродством к электрону. Поэтому они вообще не склонны вступать в химические взаимодействия
- Для остальных неметаллов в основном характерна достаточно высокая электроотрицательность, поэтому в химических реакциях они чаще проявляют свойства окислителей (акцепторов электронов)

Неметаллы - окислители

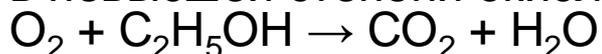
- В качестве сопряженной пары - восстановителей - в реакции могут выступать - металлы



- менее активные неметаллы

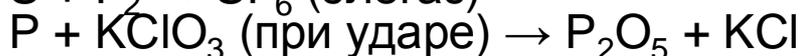
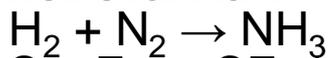


- сложные вещества, содержащие элементы в высшей степени окисления



Неметаллы - восстановители

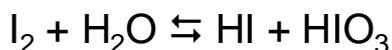
- Неметаллы МОГУТ быть восстановителями, но только в реакциях с сильными окислителями и более активными неметаллами



- Углерод и водород при повышенных температурах оказываются способными восстанавливать даже некоторые оксиды металлов (доменный процесс и окатыши)

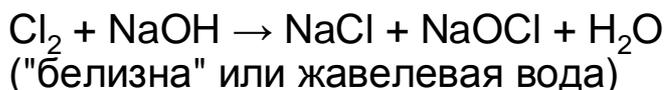
Реакции с водой

- При взаимодействии с водой (растворении) наиболее активных неметаллов происходит реакция диспропорционирования (кроме фтора)



(растворы галогенов в воде носят название хлорная, бромная и иодная вода)

- Смещения равновесия можно добиться, если проводить реакцию в щелочной среде



ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

- Типичны щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs) и некоторые металлы главной подгруппы 2 группы (щелочноземельные металлы Ca, Sr, Ba). У них низкая энергия ионизации и большой орбитальный радиус - электроны слабо удерживаются и легко переходят в общее пользование. Другими словами, у металлов — низкая электроотрицательность.
- Наличие газа общих электронов объясняет важнейшие свойства металлов: физические (высокие электропроводность, теплопроводность, блеск, пластичность) и химические (восстановительная активность - металлы легко отдают электроны).

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

- В главных подгруппах Периодической системы сверху вниз орбитальные и металлические радиусы атомов увеличиваются, энергии ионизации и электроотрицательность уменьшаются, а электродный потенциал смещается в отрицательную область. Таким образом, усиливаются восстановительные свойства простых веществ, гидроксиды становятся всё более сильными основаниями.
- ⇒ металлические свойства элементов возрастают.

ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

- Некоторые металлы, обычно химически наименее активные, встречаются в земной коре в самородном состоянии (чаще - золото Au, платина Pt, серебро Ag).
- Более активные металлы встречаются только в виде соединений: оксидов, сульфидов, галогенидов, других солей. В этих соединениях металлы находятся в положительной степени окисления, поэтому необходимо их восстановление.

ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ – ОСНОВНЫЕ МЕТОДЫ

- 1. Восстановление водородом
 $\text{MoO}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{Mo} + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$ (при 900°C).

В промышленности так получают ещё W и Re. В лаборатории этим способом можно получить также Cu, Pb, Bi, Fe, Co, Ni и другие металлы:



ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ – ОСНОВНЫЕ МЕТОДЫ

- 2. Восстановление углем и оксидом углерода

$$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{Nb} + 5\text{CO} \text{ (около } 1600^\circ\text{C)}$$

Таким способом в промышленности получают ещё и Ta. Так можно получить и Fe, но оно будет загрязнено углеродом и карбидом железа (как чугун), а также Si и другие металлы. Из-за необходимости использования очень высоких температур этот способ в лаборатории не применяют

ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ – ОСНОВНЫЕ МЕТОДЫ

- 3. Восстановление активными металлами



(алюмотермия или алюминотермия).

Процесс энергетически выгоден, так как у обоих продуктов прочные кристаллические решётки (особенно у корунда).

Алюмотермически в промышленности получают V, Mn, Cr, W, лантаноиды и другие металлы и их сплавы.

ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ – ОСНОВНЫЕ МЕТОДЫ

- 4. Восстановление электрическим током (на катоде при электролизе)
 $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ (в расплаве NaCl).
- Электролизом расплавов хлоридов в промышленности получают также K, Be, Mg, Ca, процессы идут при 500-900°C

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

- В виде простых веществ металлы проявляют восстановительные свойства.
Они могут окисляться неметаллами:

$$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{+2}\text{Cl}_2^{-1},$$

$$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2},$$

$$\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{Zn}^{+2}\text{S}^{-2},$$

$$3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3^{+2}\text{N}_2^{-3}.$$
- Чем активнее металл, тем интенсивнее идёт взаимодействие и больше тепловой эффект. Эти реакции - экзотермические ($\Delta H < 0$).

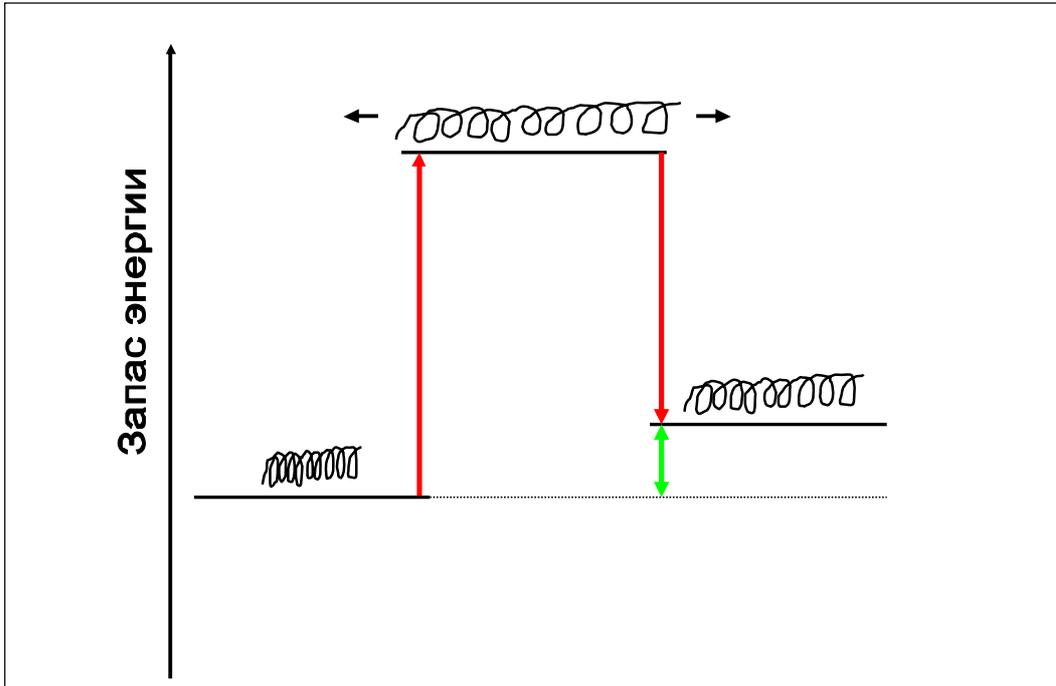
Химические процессы

Лекция 3

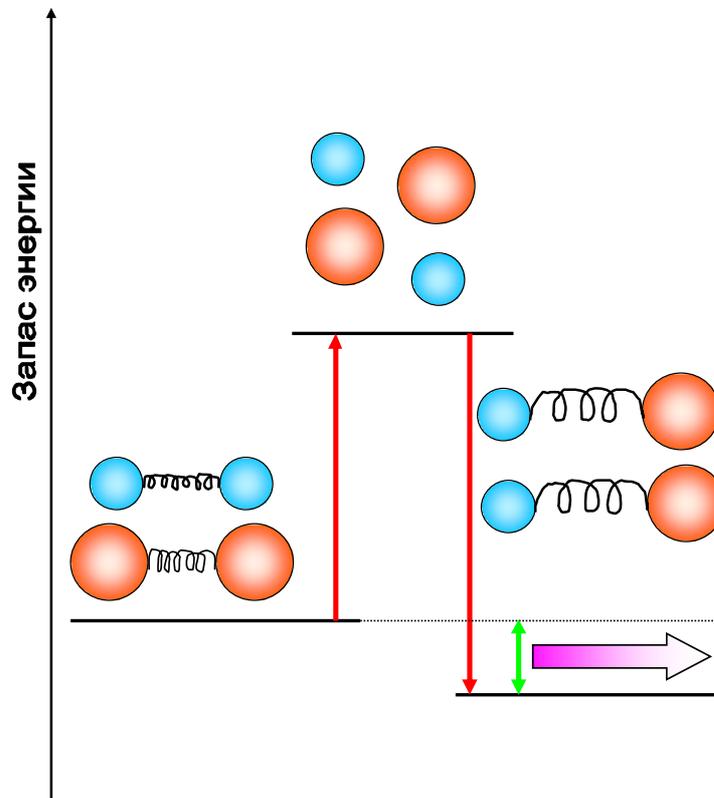
Термодинамика химических реакций

- Термодинамика - изучение превращений энергии в ходе химических реакций
- Энергия - способность совершать работу
- Энергия химической системы - сумма кинетической (энергии движения) и потенциальной (энергии связи) энергий частиц в системе

Аналогии – изменение энергии пружины



Изменение
энергии в
химическом
процессе



Энтальпия (H)

- Энтальпия = Теплосодержание системы - полное количество энергии в системе (кинетической + потенциальной)
- Не существует способа измерения всех энергий всех частиц в системе, поэтому произвольно было принято, что энтальпия простых веществ в *стандартном состоянии* при 298 К и 1 атмосфере равна нулю
- Это дает возможность измерять изменения энтальпии ΔH относительно этого стандартного состояния

Закон Гесса

- Закон сохранения энергии → закон Гесса (изменение энтальпии в химической реакции зависит только от начального и конечного состояний и не зависит от пути протекания реакции)

$$\Delta H_{\text{реакции}}^0 = \sum \Delta H_{\text{обр}}^0 (\text{продукты}) - \sum \Delta H_{\text{обр}}^0 (\text{исходные вещества})$$

Энтропия (S)

- Иногда самопроизвольно протекают процессы, в которых потенциальная энергия системы не возрастает, а уменьшается (эндотермические).
- Для системы, состоящей из одинаковых частиц, существует только один вариант строго упорядоченного расположения частиц и бесконечно большое число вариантов неупорядоченного расположения. Поэтому при температуре, отличной от 0 К (при наличии теплового движения) у частиц имеется возможность изменять свое упорядоченное положение.
- Мерой неупорядоченности является *энтропия (S)*. Энтропия системы зависит от температуры и растет с ее увеличением.

Энтропия

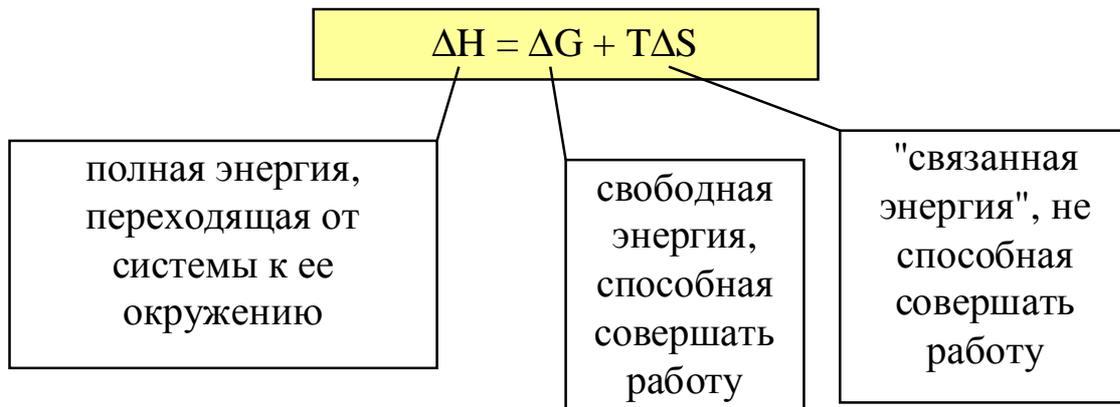
- Л. Больцман определил энтропию как термодинамическую вероятность состояния (беспорядок) системы W . Поскольку число частиц в системе велико (число Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$), то энтропия пропорциональна натуральному логарифму термодинамической вероятности состояния системы W :

$$S = R \cdot \ln W$$
- Размерность энтропии 1 моля вещества совпадает с размерностью газовой постоянной R и равна Дж·моль⁻¹·К⁻¹. Изменение энтропии в необратимых и обратимых процессах передается соотношениями $\Delta S > Q / T$ и $\Delta S = Q / T$.
 Например, изменение энтропии плавления равно теплоте (энтальпии) плавления $\Delta S_{\text{пл}} = \Delta H_{\text{пл}} / T_{\text{пл}}$
- Для химической реакции изменение энтропии аналогично изменению энтальпии

$$\Delta S_{\text{реакции}}^0 = \sum \Delta S_{\text{обр}}^0 (\text{продукты}) - \sum \Delta S_{\text{обр}}^0 (\text{исходные}_\text{ вещества})$$

Энергия Гиббса (G)

- Если система передает энергию своему окружению, то часть этой энергии способна совершать работу. Эта часть энергии называется *свободной энергией* (или *энергией Гиббса*). Другая часть энергии затрачивается на перестройку самой системы и, поэтому, не способна совершать работу.



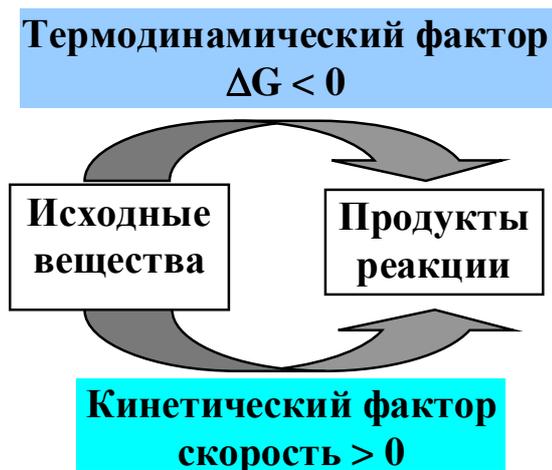
Самопроизвольные реакции

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0?$$

- Самопроизвольно протекают реакции, в которых изменение свободной энергии отрицательно
- Реакции, в которых изменение этой энергии положительно, протекают лишь при условии, что над системой будет совершена работа внешними силами, или системе будет передана извне энергия

Кинетический и термодинамический факторы

- Прогноз возможности протекания реакции не дает никакой информации о самой реакции и об ее скорости. Принципиальная возможность протекания процесса далеко не всегда соответствует его практической реализуемости.



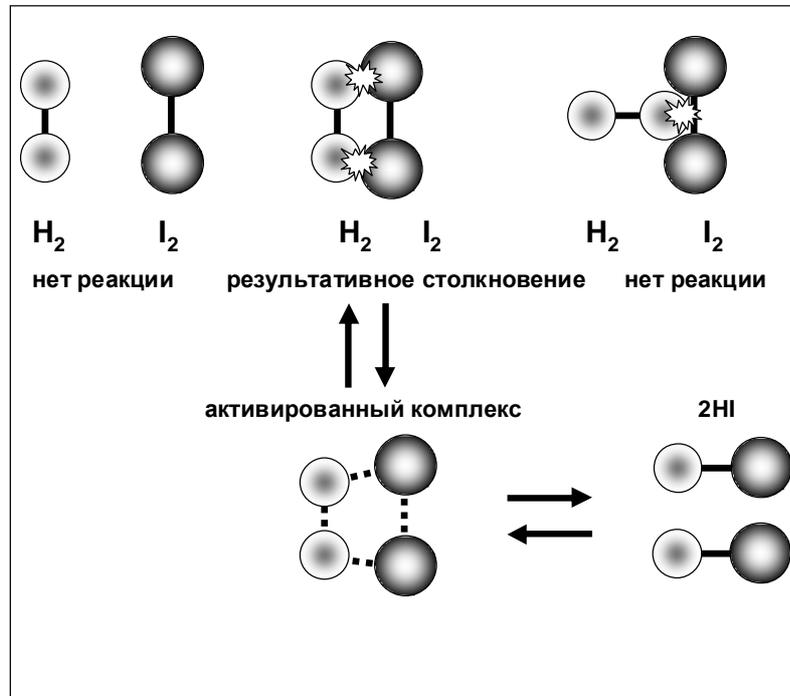
Химическая кинетика

Изучение скорости и механизма химических процессов составляют основу *химической кинетики*

Теория соударений

для протекания химической реакции:

- частицы должны столкнуться;
- с энергией, достаточной для того, чтобы разорвать существующие химические связи;
- с ориентацией, обеспечивающей максимальное сближение реагирующих групп.

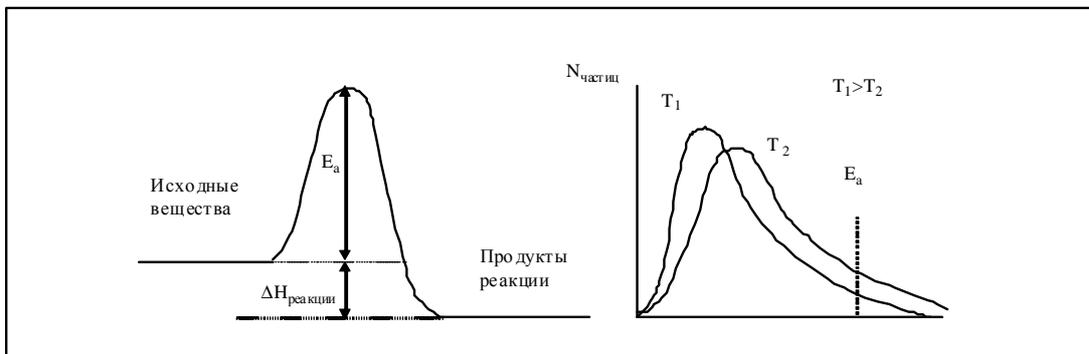


Факторы, влияющие на скорость реакции

- **Изменение концентрации** (или давления в случае газообразных реагентов) изменяет число частиц в единице объема и, следовательно, число столкновений в единицу времени в этом объеме. Если изменяется число столкновений, изменится и скорость реакции.
- **Изменение площади поверхности** при гетерогенных реакциях изменяет **число соударений** между подвижной фазой (жидкостью или газом) и твердой поверхностью. А так как меняется число соударений, изменится и скорость реакции.

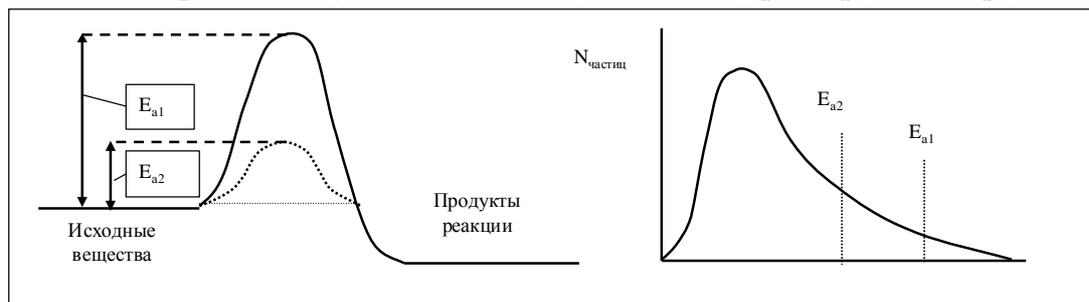
Факторы, влияющие на скорость реакции

- **Изменение температуры** приводит к изменению кинетической энергии частиц и, следовательно, к изменению числа продуктивных (активных) соударений с энергией, достаточной для того, чтобы разорвать существующие связи и образовать новые частицы — продукты реакции. Минимальная энергия, необходимая для активного соударения, называется энергией активации.
- Увеличение температуры системы:
 - 1) расширяет диапазон кинетических энергий частиц;
 - 2) увеличивает среднюю кинетическую энергию;
 - 3) увеличивает число частиц, обладающих энергией, превышающей энергию активации (области под кривыми, соответствующими T_1 и T_2).



Факторы, влияющие на скорость реакции

- **Применение катализатора** позволяет понизить энергию активации, необходимую для протекания реакции, и тем самым увеличить число частиц, способных совершать активные соударения.
- **Катализатор увеличивает скорость реакции, но сам в ней не расходуется, не входит в состав конечных продуктов.** Он направляет реакцию по пути с меньшей энергией активации:
 1. увеличивая число благоприятно ориентированных соударений;
 2. локально увеличивая концентрации реагентов на своей поверхности;
 3. создавая последовательность промежуточных реакций, каждая из которых имеет энергию активации, меньшую, чем энергия активации реакции без катализатора;
 4. образуя новые, более активные группы;
 5. увеличивая реакционную способность (активность) реагирующих групп.



Расчет скорости химической реакции

- Для реакции вида $A + B \rightarrow C$

Закон действующих масс
Гульдберга и Вааге (1864 г.)



$$\text{Скорость реакции} = k \times [A] \times [B]$$

Уравнение Аррениуса
(1889 г.)



$$k = A \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

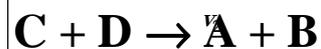
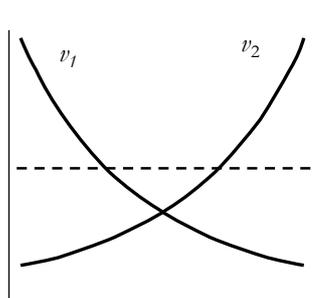
k также зависит от энергии активации и изменяется при добавлении катализатора

k зависит от температуры

при изменении концентрации реагентов изменяется скорость реакции

Химическое равновесие

- Для обратимой химической реакции



В условиях равенства скоростей прямой и обратной реакций может быть рассчитана константа равновесия



$$K_c = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

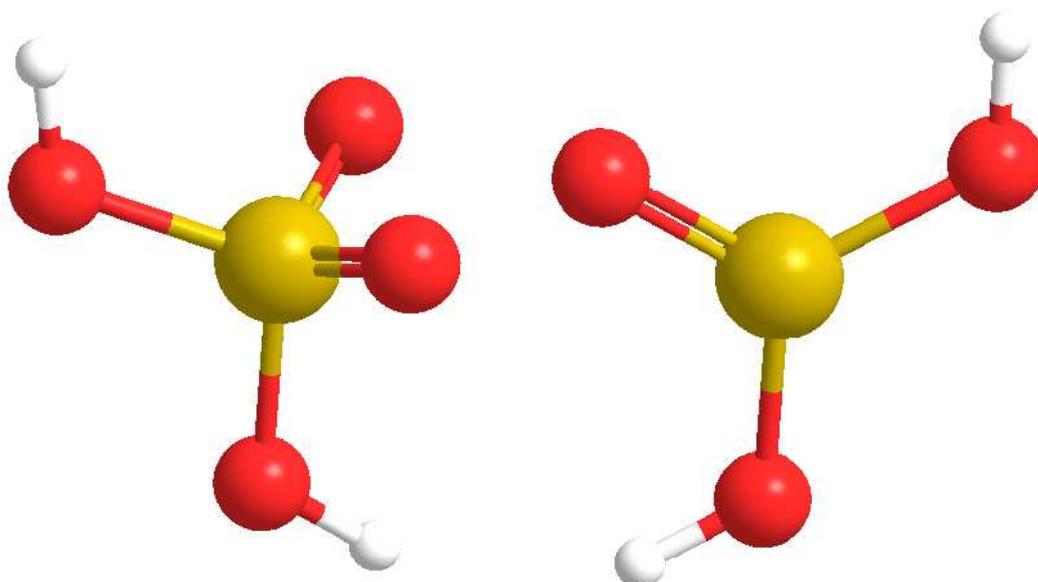
Принцип Ле-Шателье

- Смещение равновесия в системе подчиняется *принципу Ле Шателье*.
- "Если к системе в положении равновесия прилагается некоторое воздействие извне, система реагирует на него таким образом, чтобы ослабить влияние произведенного воздействия".

Химическая номенклатура. Основные законы химии

Практическое занятие 1

Взаимосвязь строения молекул и свойств веществ



H_2SO_4 - серная кислота

H_2SO_3 - сернистая кислота

Зависимость свойств веществ от строения на атомарном уровне

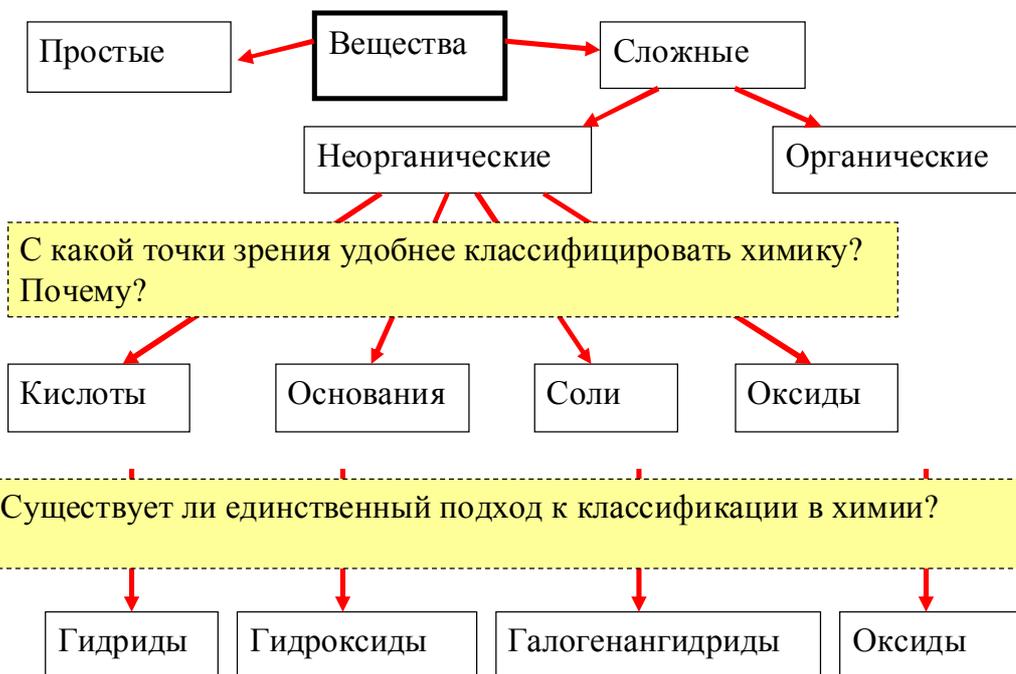
- Практически весь комплекс физических и химических свойств веществ зависит от способа объединения и взаимодействия образующих их атомов
- Сходные группы атомов обычно дают вещества со сходными свойствами

NaCl	KCl	CsCl
NaBr	KBr	CsBr
NaI	KI	CsI

Изучение свойств веществ

- Наука - как способ экономного мышления
- Усвоить максимум информации о максимальном числе объектов при минимальных затратах
- Один из наиболее эффективных приемов - *классификация*

Классификация в химии



Язык химии – названия веществ

- Зная название, записать формулу вещества или, зная формулу, написать название - *сверхзадача номенклатуры*.
- Названия - по системе - систематические (или по систематической номенклатуре), в отличие от тривиальных, исторически сложившихся.



Бертолетова соль

Хлорат калия

Требования к номенклатуре

- Все вещества должны иметь индивидуальные названия, однако вещества одного класса должны иметь названия близкие
- Внутри каждого класса названия должны изменяться по одному и тому же принципу

Термин = Слово

Роль отдельных частей слова

приставка + корень + суффикс + окончание

- корень - несет главную смысловую нагрузку. В терминологии отражает самый существенный признак - какие именно химические элементы образуют данное вещество
- окончание - характерно не для всех языков (есть в русском). Поскольку научные термины преимущественно английского происхождения, то для них наличие несущего смысловую нагрузку окончания не характерно (в русском языке - только отражение рода)
- суффикс - наиболее часто изменяемая часть слова. Именно на нее возложена основная функция - отражать изменения степени окисления
- приставка - когда возможностей суффикса оказывается недостаточно, когда степень окисления одна и та же, а вещества разные, то используются разные приставки, отражающие разные количества или свойства

Оксиды

- бинарные химические соединения, включающие в свой состав элемент и кислород в степени окисления 2-

Бинарный (2 элемента) ---- «-ид»

Неметалл – кислород --- «окс-»

«Окс-» + «-ид» = «Оксид»

+ название металла (РП)

CaO – «оксид кальция» = “calcium oxide”

Оксиды - 2

Возможность существования оксидов с разной степенью окисления второго элемента

- FeO (Fe²⁺) – оксид железа (II) или монооксид моножелеза
- Fe₂O₃ (Fe³⁺) – оксид железа (III) или триоксид дижелеза
- SO₂ - ?
- SO₃ - ?

Гидриды

- Бинарные соединения, включающие в свой состав водород (hydrogen)

Кислотные



с неметаллами

HCl – хлороводород (hydrogen chloride)

HF – фтороводород (hydrogen fluoride)

H₂S – сероводород (hydrogen sulfide)

Гидриды

- Бинарные соединения, включающие в свой состав водород (hydrogen)

Основные



с активными металлами

KH – гидрид калия (potassium hydride)

CaH₂ – гидрид кальция (calcium hydride)

Другие бинарные соединения

- FeCl_2 • – хлорид железа (II)
- AlN • – нитрид алюминия
- CdS • – сульфид кадмия
- NaI • – иодид натрия
- K_2Se • – селенид калия
- Na_3As • – арсенид натрия

Гидроксиды

- Соединения, в которых центральный атом связан с группой OH^-
- Образованные металлами гидроксиды - основания - обычно нерастворимы в воде ($\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$)
- Растворимые гидроксиды образуют элементы 1 группы - щелочи.
 KOH – гидроксид калия (potassium hydroxide)

Кислоты бескислородные

- Кислоты - соединения, которые при диссоциации в воде отщепляют ион H^+ (одно из возможных определений)
- Бескислородные - обычно растворы соответствующих гидридов неметаллов.
- HCl - хлороводород, раствор - хлороводородная кислота (hydrochloric acid)

Кислоты кислородсодержащие

- Более сложная ситуация – возможность существования кислот, образованных элементами в разной степени окисления – варьирование суффикса

H_2SO_3 (S^{4+}) – сернистая кислота

H_2SO_4 (S^{6+}) – серная кислота

HNO_2 (N^{3+}) – азотистая кислота

HNO_3 (N^{5+}) – азотная кислота

Больше двух степеней окисления:

суффикс по степени окисления:

(низшая)

-(н)оватистая

-(н)истая

-(н)оватая

(высшая)

-ная, -овая, -евая

в английском языке приходится применять еще и приставки:

hypochlorous acid

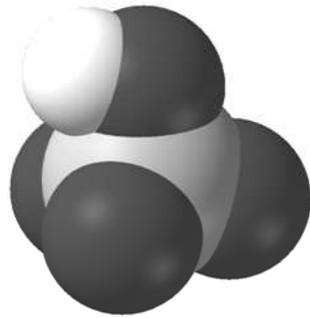
chlorous acid

chloric acid

perchloric acid

Кислородные кислоты хлора

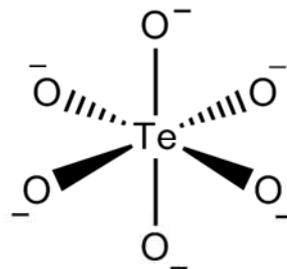
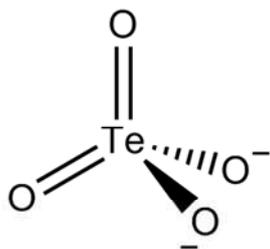
- HClO (Cl^{1+}) • – Хлорноватистая кислота
- HClO_2 (Cl^{3+}) • – Хлористая кислота
- HClO_3 (Cl^{5+}) • – Хлорноватая кислота
- HClO_4 (Cl^{7+}) • – Хлорная кислота



Когда без приставки не обойтись

Когда степень окисления одинакова, а формулы разные

- Разное число молекул воды
 H_2TeO_4 – метателлуровая кислота
 H_4TeO_5 – мезотеллуровая кислота
 H_6TeO_6 – ортотеллуровая кислота



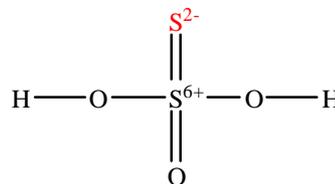
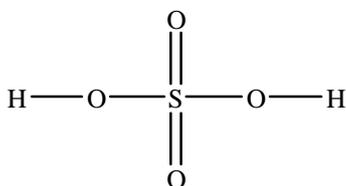
Когда без приставки не обойтись - 2

Когда разным является число атомов
кислотообразующего элемента в молекуле



Когда без приставки не обойтись - 3

В случае, когда происходит замещение
атомов кислорода в молекуле



Соли

- продукт взаимодействия кислот и оснований - самые многочисленные и сложные по строению
- название - из названия катиона и аниона

бескислородных кислот - по общему принципу бинарных соединений:
 FeCl_2 - хлорид железа (II) (silver chloride)

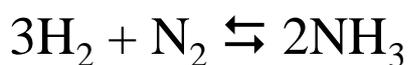
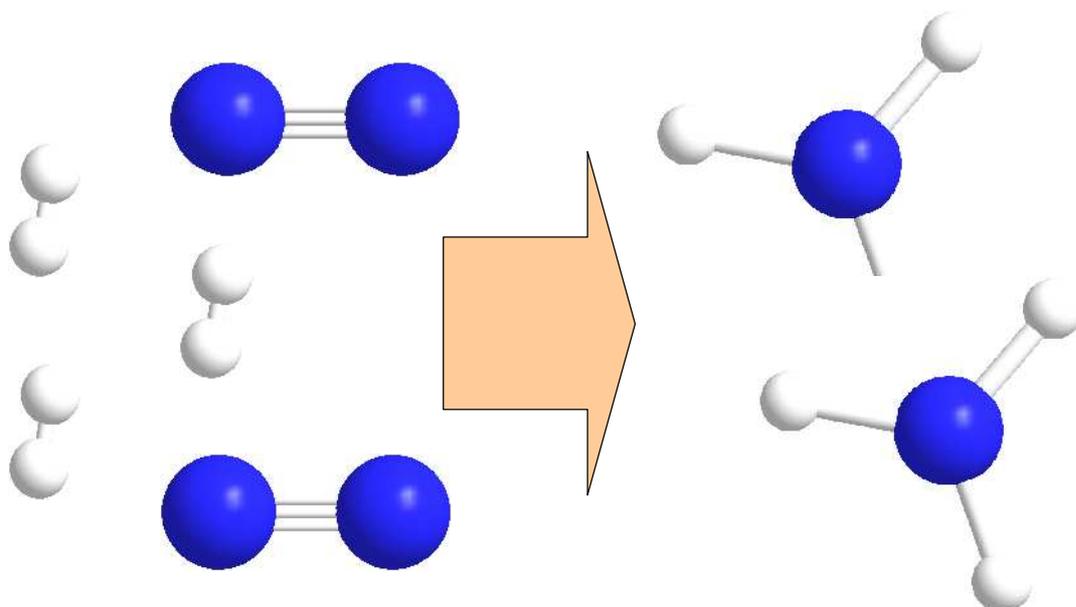
Соли кислородных кислот

- Соли кислородсодержащих кислот - следование международным стандартам:
- только 2 окончания
 низкая степень окисления -ит NaClO_2 – хлорит
 (sodium chlorite)
 высокая степень окисления -ат NaClO_3 – хлорат
 (sodium chlorate)
- Если число степеней окисления больше двух, то применяются приставки, усиливающие значение суффикса:
гипо- (ниже) NaClO – гипохлорит
пер- (выше) NaClO_4 - перхлорат
- При необходимости добавляются приставки (мета-, мезо-, орто-, ди-(би-), тио- и т. д.)

Разновидности солей кислородных кислот

- кислые (неполное замещение ионов водорода) - приставка гидро- (к названию аниона)
- основные (неполное замещение гидроксогрупп) - приставка гидроксо- (к названию катиона)
- двойные (наличие в составе двух разных катионов) - типа квасцов
- смешанные (наличие в молекуле двух разных анионов) - хлорид-гипохлорит кальция

Химическое уравнение



сбалансированное уравнение

Информация из химического уравнения



- количество атомов (молекул)
6 атомов водорода и 2 атома азота
- масса атомов (молекул)
1 атом Н - 1 а.е.м. 1 атом N - 14 а.е.м.
- массовое соотношение между реагентами
6 г водорода - 28 г азота

Моль (количество вещества)

- 1 моль = $6,02 \times 10^{23}$ штук (чего угодно)
число выбрано таким образом, чтобы
 $1 \text{ г} = 1 \text{ а.е.м.} \times 6,02 \times 10^{23}$
- 1 молекула O_2 - $m = 32 \text{ а.е.м.}$
1 моль молекул O_2 - $m = 32 \text{ а.е.м.} \times 6,02 \times 10^{23} = 32 \text{ г}$
масса 1 моля = M_r , поэтому
- Количество вещества (моль)

$$\nu = \frac{m}{M_r}$$

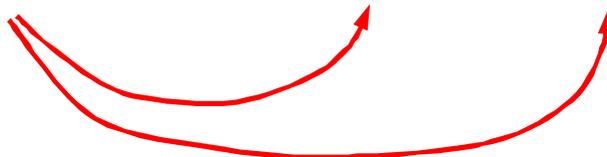
- Это дает возможность подсчитать реальное число частиц, участвующих в процессе

Моль (количество вещества)

- Задача: Имеется гранула Mg массой 0,1 г. Сколько кислорода будет израсходовано при сжигании всего магния?
- $2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
- полная информация из уравнения
 - количество молекул (атомов)
 - количество молей веществ
 - массовые соотношения между реагентами и продуктами реакции

Расчет по химическому уравнению

- $2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
- моль 2 моль 1 моль 2 моль
- m 48 г 32 г 80 г
- условия 0,1 г ... г ... г



Расчетные задачи

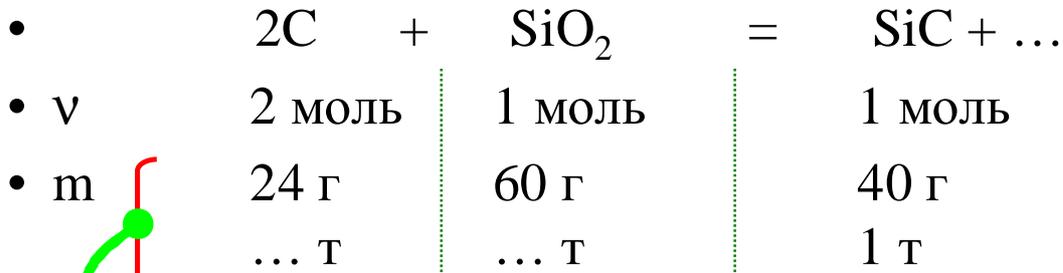
- В технике заменителем алмаза является, благодаря своим уникальным свойствам, карборунд. Его получают в электрических печах прокаливанием смеси песка с углем при 2000°C . Рассчитать расход сырья на получение одной тонны карборунда, если уголь и кремнезем содержат по 5% примесей.

Ход решения

- В технике заменителем алмаза является, благодаря своим уникальным свойствам, карборунд. Его получают в электрических печах прокаливанием смеси песка с углем при 2000°C . Рассчитать расход сырья на получение одной тонны карборунда, если уголь и кремнезем содержат по 5% примесей.
- 1. Уравнение реакции – только необходимые компоненты

$$2\text{C} + \text{SiO}_2 = \text{SiC} + \text{CO}_2$$
- 2. Стехиометрическое (молярное) соотношение реагирующих веществ – из уравнения
 2 моль С – 1 моль SiO_2 – 1 моль SiC
- 3. Массовое соотношение реагирующих веществ из уравнения
 24 г С – 60 г SiO_2 – 40 г SiC
- 4. Подстановка данных задачи
 $\dots \text{ т С} - \dots \text{ т SiO}_2 - 1 \text{ т SiC}$
- 5. Пересчет на реактив (учет примесей и т.д.)
 95 % кремнезема – 1,5 т SiO_2
 100% кремнезема - $\dots \text{ т SiO}_2$

Оформление решения



$$m(\text{C}) = \frac{24\text{г} \times 1m}{40\text{г}} = 0,6m$$

$$m(\text{SiO}_2) = \frac{60\text{г} \times 1m}{40\text{г}} = 1,5m$$

Чистые вещества
по уравнению реакции

Газовые законы – идеальный газ

Закон Бойля-Мариотта
Закон Гей-Люссака
Закон Шарля



Уравнение состояния
идеального газа
(уравнение Клапейрона)

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

Закон Авогадро

1 моль газа = 22,4 л при н.у.

Закон Дальтона

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

газы реагируют в
кратных отношениях

для газа А

$$D_{\text{возд.}}(\text{A}) = 2 \rightarrow M_r(\text{A}) = 29 \times 2$$

Для ν моль газа – уравнение Менделеева-Клапейрона

Нормальные условия $V_0 = \nu \times 22,4 \text{ л} = \nu \times 0,0224 \text{ м}^3$

$$T_0 = 273 \text{ К}$$

$$p_0 = 101300 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 1 \text{ атм.} = \dots$$

$$p_1 V_1 / T_1 = p_0 V_0 / T_0 \Rightarrow p_1 V_1 = 101300 \text{ Па} \times 0,0224 \text{ м}^3 / 273 \text{ К} \times \nu \times T_1$$

$$pV = \nu RT$$

Расчетные задачи

- Фторохлориды метана и этана под техническим названием фреоны применялись в качестве рабочего вещества холодильных машин. Их получали взаимодействием CCl_4 с HF в газовой фазе. Определите массу фреона-12 (CF_2Cl_2), образующуюся при взаимодействии HF объемом 56 л и CCl_4 массой 170 г при $t = 200^\circ\text{C}$ и $p = 1,5$ ат.

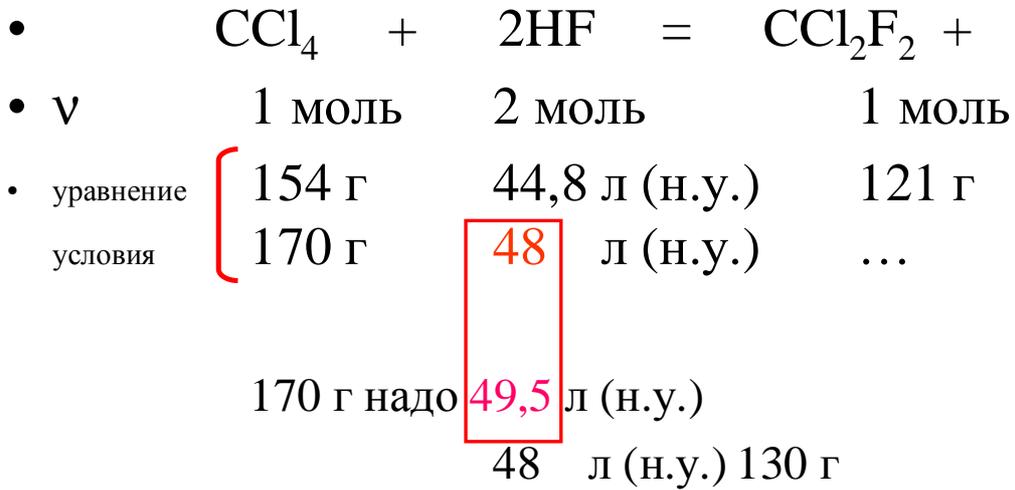
Ход решения

- Фторохлориды метана и этана под техническим названием фреоны применялись в качестве рабочего вещества холодильных машин. Их получали взаимодействием CCl_4 с HF в газовой фазе. Определите массу фреона-12 (CF_2Cl_2), образующуюся при взаимодействии HF объемом 56 л и CCl_4 массой 170 г при $T = 200^\circ\text{C}$ и $P = 1,5$ ат.
- 1. Уравнение реакции – только необходимые компоненты
 $\text{CCl}_4 + 2\text{HF} = \text{CF}_2\text{Cl}_2 + \dots$
- 2. Стехиометрическое (молярное) соотношение реагирующих веществ – из уравнения
 1 моль CCl_4 – 2 моль HF – 1 моль CF_2Cl_2
- 3. Массовое и объемное соотношение реагирующих веществ из уравнения
 154 г CCl_4 – 44,8 л (н.у.) HF – 121 г CF_2Cl_2
- 4. Пересчет объема газа на нормальные условия

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1} \quad V_0 = \frac{p_1}{p_0} \times \frac{T_0}{T_1} \times V_1 = \frac{1,5 \text{ атм}}{1 \text{ атм}} \times \frac{273 \text{ К}}{473 \text{ К}} \times 56 \text{ л} = 48 \text{ л}$$

- 5. Выбор недостаточного реагента
 154 г CCl_4 – 44,8 л HF
 170 г CCl_4 – 49,5 л HF

Оформление решения



Способы выражения концентрации растворов

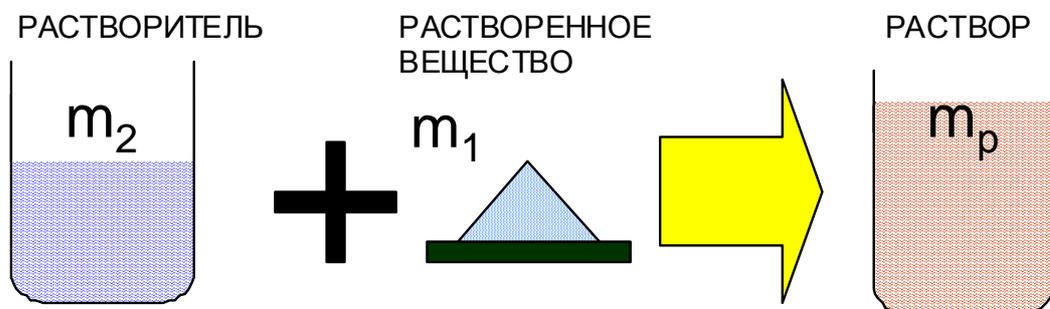
Практическое занятие 2

Раствор

- Раствор — гомогенная (однородная) смесь, образованная не менее чем двумя компонентами



Массовое соотношение между компонентами раствора



$$m_p = m_1 + m_2$$

Способы выражения концентрации

На практике используется ограниченное число способов выражения концентрации. Все они отображают соотношение между компонентами раствора

Вид концентрации	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
Процентная (массовая)	100 единиц массы (г, кг, т, пуды, фунты и т.д.)	X единиц массы	100-X единиц массы
Молярная	1 литр = 1000 мл	N моль	

Использование разных способов выражения концентрации

- $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{KNO}_3$
- 1 моль + 1 моль
- 10 мл 10%-ного раствора +
... мл 10%-ного раствора
- 10 мл 1 М раствора +
10 мл 1 М раствора

Процентная (массовая) концентрация

- 15%-ный водный раствор соли – значит:

100 г раствора = 15 г соли + 85 г воды

$$C_w = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{раствора})} \times 100\%$$

Удобна для расчета материального баланса

Решение расчетных задач

- В одной тонне морской воды находится 0,05 мг золота в виде растворенных солей. Какова массовая доля золота в морской воде? Какой объём морской воды необходимо переработать для получения одного грамма золота при условии его 50%-ного извлечения?

Ход решения

- В одной тонне морской воды находится 0,05 мг золота в виде растворенных солей. Какова массовая доля золота в морской воде? Какой объём морской воды необходимо переработать для получения одного грамма золота при условии его 50%-ного извлечения?

Компоненты	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
По условиям	1 т = 1000 кг = 10 ⁶ г	0,05 мг = 5·10 ⁻⁵ г	
Для расчета концентрации	100 %	... %	

$$C_w(Au) = \frac{100\% \times 5 \times 10^{-5} \text{ г}}{10^6 \text{ г}} = 5 \times 10^{-9}\%$$

Ход решения - 2

Компоненты	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
По условиям	1 т = 1000 кг = 10 ⁶ г	0,05 мг = 5*10 ⁻⁵ г	
Для расчета концентрации	100 %	5*10 ⁻⁹ %	
Расчет массы раствора	... г	2 г	

$$m(\text{раствора}) = \frac{100\% \times 2 \text{ г}}{5 \times 10^{-9}\%} = 4 \times 10^{10} \text{ г} = 40000 \text{ т}$$

1 цистерна – 60 т

40 000 т – 667 цистерн ~ 100 железнодорожных составов

Решение расчетных задач

- В ветеринарии в качестве глазных капель используется раствор сульфата калия-алюминия с массовой долей 0,5%. Определить массу кристаллогидрата $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \times 12\text{H}_2\text{O}$, (алюмокалиевых квасцов), необходимую для приготовления 750 г раствора.

Ход решения

- В ветеринарии в качестве глазных капель используется раствор сульфата калия-алюминия с массовой долей 0,5%. Определить массу кристаллогидрата $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, (алюмокалиевых квасцов), необходимую для приготовления 750 г раствора.

Компоненты	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
По условиям	100% 100 г	0,5% 0,5 г $KAl(SO_4)_2$	
Для расчета концентрации	750 г	... г $KAl(SO_4)_2$	

$$m(KAl(SO_4)_2) = \frac{750г \times 0,5г}{100г} = 3,75г$$

Ход решения - 2

Компонент	$KAl(SO_4)_2$	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Mr, г/моль	39+27+2*96	39+27+2*96+12*18
m, г	3,75	...

Решение расчетных задач

- Используемая в качестве примочки при воспалительных процессах свинцовая вода содержит 2% основного ацетата свинца (II). Какую массу соли необходимо взять для приготовления 2 литров примочки ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$)?

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{г}{мл} = \frac{кг}{л} = \frac{т}{м^3}$$

Молярная концентрация

- 0,1 М водный раствор соли – значит:

1 л (1000 мл) раствора - 0,1 моль соли

$$C(\text{соли}) = \frac{\nu(\text{моль})}{V(\text{л})}$$

Решение расчетных задач

- Тонирующий раствор для медных изделий содержит 10 г сульфата меди в литре раствора. Оценить молярную концентрацию соли.

Ход решения

- Тонирующий раствор для медных изделий содержит 10 г сульфата меди в литре раствора. Оценить молярную концентрацию соли.

Компоненты	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
По условиям	1 л = 1000 мл	10 г CuSO_4	
Для расчета концентрации	1 л = 1000 мл	... моль CuSO_4	

Решение расчетных задач

- Какая масса гидроксида натрия необходима для приготовления 200 л раствора «каустической соды» - $C(\text{NaOH}) = 2$ моль/л, используемого для обезжиривания поверхности металлов?

Ход решения

- Какая масса гидроксида натрия необходима для приготовления 200 л раствора «каустической соды» - $C(\text{NaOH}) = 2$ моль/л, используемого для обезжиривания поверхности металлов?

Компоненты	Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
По условиям	1 л = 1000 мл	2 моль NaOH	
Для расчета массы	200 л	... моль NaOH	
Для расчета массы - 2	200 л	... г NaOH	

Пересчет концентраций

- Вычислите молярную концентрацию 49%-ного раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,33$).

Ход решения

- Вычислите молярную концентрацию 49%-ного раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,33$).

Раствор	Растворенное вещество	Растворитель
100 г	49 г	51 г
Надо:		
1000 мл	... моль	

Ход решения - 2

Раствор	Растворенное вещество
100 г	49 г
100 г/1,33 г/мл = 75 мл	49 г/98 г/моль = 0,50 моль
Надо:	
1000 мл	... моль

ρ

M_r

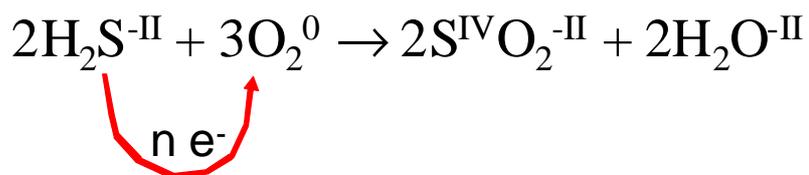
$$v(H_3PO_4) = \frac{1000 \text{ мл} \times 0,50 \text{ моль}}{75 \text{ мл}}$$

Уравнения окислительно-восстановительных реакций

Практическое занятие 3

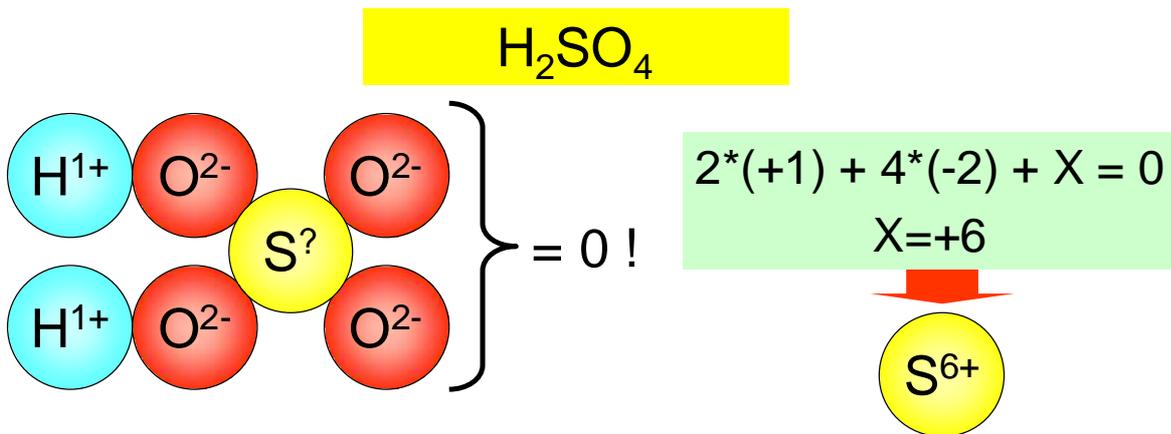
Определение

- Окислительно-восстановительные реакции протекают с одновременным повышением и понижением степеней окисления элементов и сопровождаются передачей электронов:



Степень окисления

- условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер



Окислительно-восстановительная двойственность

- Многие вещества могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. К таким веществам принадлежат KN^{+3}O_2 , H_2O_2 , S^{+4}O_2 , $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ и др.

СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Метод электронного баланса

Основное требование (закон сохранения материи):

*число электронов, отданных
восстановителем, должно равняться числу
электронов, присоединённых окислителем*

Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



1. Указываем степени окисления химических элементов

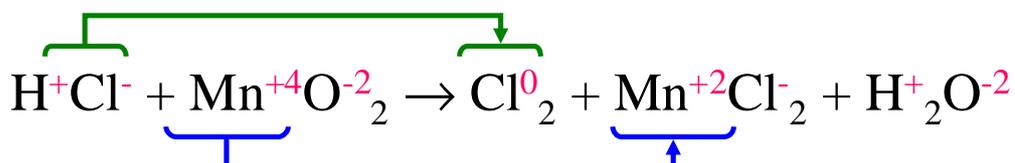


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



2. Указываем элементы, у которых степень окисления изменилась

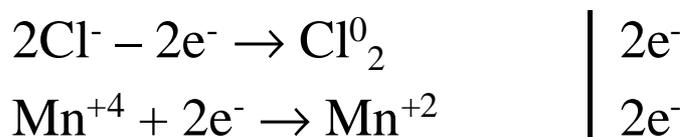


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



3. Составляем уравнения, показывающие переход электронов, сравниваем количество отданных и принятых электронов

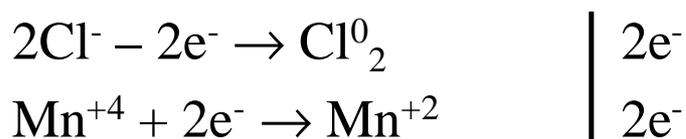


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



4. При необходимости проводим преобразования уравнений таким образом, чтобы число отдаваемых и принимаемых электронов было равным



Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



5. Полученные коэффициенты используем для подстановки в молекулярное уравнение, добиваемся равенства количества атомов в правой и левой частях

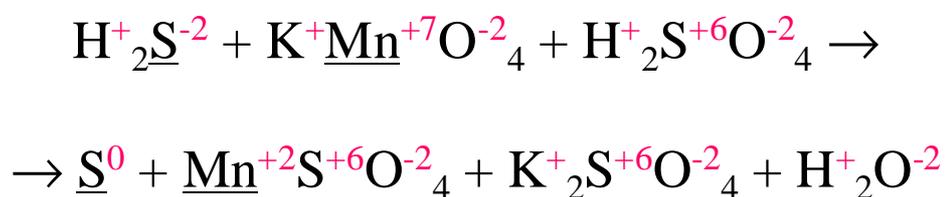


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

1, 2

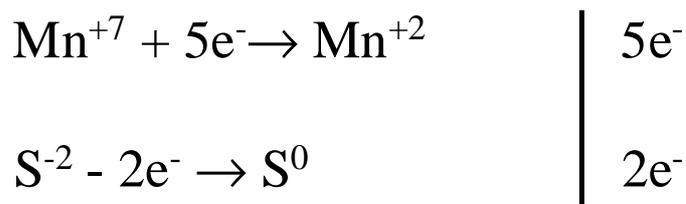


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

3.

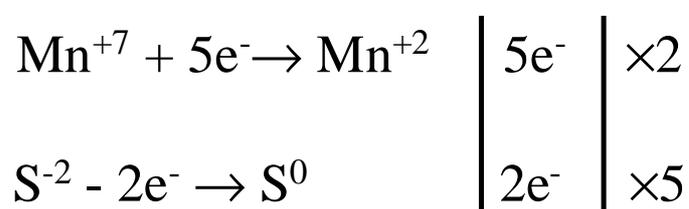


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

4.

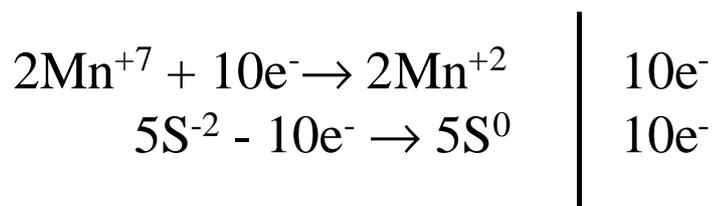


Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

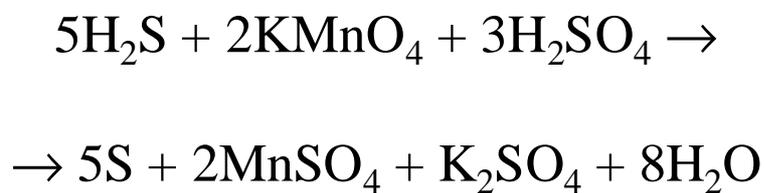
4.



Метод электронного баланса

- Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:
$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

5.



Лабораторная работа № 1

Приготовление растворов заданной концентрации

Растворами называются (гомогенные) системы, состоящие из двух и более компонентов.

Из определения понятия «растворы» следует, что они как минимум являются двухкомпонентными системами. Тот компонент, который количественно преобладает и находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор, называется растворителем. Таким образом, растворы можно рассматривать как системы, не имеющие строго определенного состава. Основным признаком, характеризующим растворы, является их однородность, поэтому они больше напоминают химические соединения и отличаются от механических смесей.

Важной характеристикой растворов является концентрация. Говоря лишь о концентрированных или разбавленных растворах, подразумевают лишь качественную сторону концентрации этих растворов. Например, концентрированная серная кислота содержит до 98 % H_2SO_4 , в то время как этот же термин применительно к соляной кислоте подразумевает раствор, содержащий 38 % HCl . Разбавленные растворы содержат наименьшую долю растворенного вещества.

Следовательно, в практическом отношении особое значение приобретает количественный способ выражения концентрации.

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве раствора или растворителя. Различают два типа обозначений концентраций веществ – *аналитические и технические*.

Аналитические обозначения употребляются для растворов реагентов, применяемых в анализе веществ, где в качестве основной массовой единицы веществ используют моль.

Молярность M – число молей растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора. Раствор, содержащий в 1 л 1 моль растворенного вещества, называется одномолярным или молярным; 0,1 моль – децимолярным (0,1 M раствор); 0,01 моль – сантимольярным и т. д.

Вместо молярности в последнее время применяют более точный термин – *Формульная концентрация* (F) – число молей вещества, соответствующих его химической формуле, содержащееся в 1 л раствора.

Моляльность – число молей вещества, приходящееся на 1 кг растворителя.

Молярная концентрация эквивалента вещества, или *нормальность* (N) – число молей эквивалентных масс $M_{\text{э}}$, содержащееся в 1 л раствора. Раствор называется *однонормальным*, или *нормальным*, если в 1 л его содержится 1 моль-экв. растворенного вещества (1 н. раствор); *полунормальным*, если он содержит 0,5 моль-экв. в 1 л (0,5 н. раствор) и т. д.

При определении количества вещества, необходимого для приготовления раствора той или иной нормальности, знать правила определения эквивалентов. Например, в 1 л 1н. H_2SO_4 содержится 1 моль-экв. H_2SO_4 (49 г), так как $\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2$.

Массовая эквивалентность (*массовая нормальность*) (X_a) – число молей эквивалентных масс, приходящееся на 1 кг растворителя.

Технические обозначения концентраций широко распространены в технике, медицине, фармации. Наиболее употребительными из них являются следующие обозначения:

Массовая доля – количество граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 г раствора. Например, 10 % раствор поваренной соли – это такой раствор, в 100 г которого содержится 10 г соли. Масса раствора представляет собой сумму масс растворенного вещества и растворителя. Следовательно, в приведенном примере в каждых 100 г раствора содержится 10 г соли и 90 г растворителя.

Объемная массовая доля употребляется для обозначения концентрации смесей жидкостей или газов.

Определение плотности растворов

Для быстрого, но приближенного определения плотности служит *ареометр* (рис. 1). Он представляет собой поплавков с дробью или ртутью и узким отростком-трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на

различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, и, следовательно, обратно пропорциональные их плотности. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости. В зависимости от заданной точности применяют один ареометр с большими интервалами на шкале или набор нескольких ареометров с мелкими делениями.

Если шкалу ареометра градуируют на плотность, то расстояния между делениями получают неодинаковыми. Для простоты на шкале ареометра иногда нанесены равные интервалы, указывающие условные градусы Боме (Be^0). Такие ареометры часто применяют в заводской практике.

Переводят градусы Боме в плотность при 15^0C при помощи специальных таблиц или по следующим формулам:

$$d = \frac{144,3}{(144,3 - Be^0)} - \text{для жидкостей тяжелее воды;}$$

$$d = \frac{144,3}{(144,3 + Be^0)} - \text{для жидкости легче воды.}$$

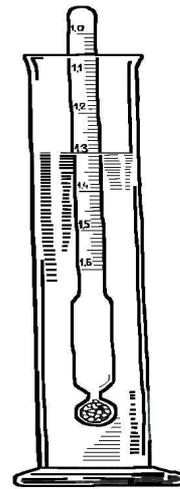


Рис. 1. Измерение плотности раствора при помощи ареометра

Ареометры, применяемые для определения плотности жидкостей тяжелее воды, имеют нуль вверху шкалы, а для жидкостей легче воды – внизу шкалы.

От плотности растворов можно перейти к массовой доле, пользуясь специальными таблицами. Если в таблицах не имеется цифры, точно отвечающей сделанному отсчету на шкале ареометра, а есть близкие величины (немного больше и немного меньше), то массовую долю растворенного вещества вычисляют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним).

Определяют массовую долю методом интерполяции по следующей формуле:

$$w_x = \frac{(\rho_{\text{экс.}} - \rho_1) * (w_2 - w_1)}{\rho_2 - \rho_1} + w_1,$$

где $\rho_{\text{экс.}}$ – экспериментально определенная плотность, которой соответствует концентрация w_x в %, ρ_1 – плотность раствора ближайшего меньшего значения концентрации (w_1), ρ_2 – плотность раствора ближайшего большего значения концентрации (w_2).

Можно воспользоваться другим способом определения концентрации методом интерполяции. Предположим, что имеется раствор серной кислоты с плотностью 1,200. По таблице находим, что для растворов серной кислоты с плотностью 1,174 и 1,205 массовая доля соответственно равна 24 % и 28 %. Считаем, что в этих интервалах массовая доля изменяется прямо пропорционально изменению плотности. Разница плотностей равна $1,205 - 1,174 = 0,031$, а разница массовых долей составляет $28 \% - 24 \% = 4 \%$. Находим разницу между плотностью нашего раствора и плотностью раствора кислоты с меньшей концентрацией. Она равна $1,200 - 1,174 = 0,026$. Увеличению плотности на 0,031 соответствует увеличение массовой доли на 4 %, а увеличение массовой доли, соответствующее увеличению плотности на 0,026, находим из пропорции:

$$\frac{0,031}{0,026} = \frac{4}{X}, \quad X = \frac{4 * 0,026}{0,031} = 3,35 \%$$

Найденную величину прибавляем к массовой доле кислоты в растворе с меньшей плотностью и получаем искомую массовую долю: $24 \% + 3,35 \% = 27,35 \%$.

С изменением концентрации плотность изменяется не всегда прямо пропорционально массовой доле. Поэтому приведенный расчет дает результат лишь приблизительный, но для практических целей достаточно точный.

Вопросы допуска к лабораторной работе

1. Для приготовления 5 %-го раствора необходимо 2 г сахара растворить в воде, масса которой равна:

- а) 19 г; б) 20 г; в) 38 г; г) 40 г.

2. Массовая доля растворенного вещества в растворе, приготовленном из 120 г воды и 40 г соли, равна:

- а) 20 %; б) 25 %; в) 30 %; г) 35 %.

3. При растворении 10 г NaOH в 30 г воды получается раствор с массовой долей щелочи:

- а) 5 %; б) 10 %; в) 20 %; г) 25 %.

4. Вода не используется при получении:

- а) кислородосодержащих кислот из соответствующих им оксидов;
б) нерастворимых оснований из соответствующих им оксидов;
в) щелочей из соответствующих им оксидов;
г) бескислородных кислот.

5. В 35 г воды растворили 15 г соли. Массовая доля соли в растворе равна:

- а) 15 %; б) 30 %; в) 35 %; г) 43 %.

6. Для приготовления 10 %-го раствора соли необходимо взять:

- а) 50 г воды и 5 г соли; б) 50 г воды и 10 г соли;
в) 90 г воды и 5 г соли; г) 90 г воды и 10 г соли.

7. Для приготовления 400 г 2 %-го раствора соли необходимо взять соль, масса которой равна:

- а) 2 г; б) 4 г; в) 8 г; г) 10 г.

8. Раствор, содержащий 9,8 г серной кислоты, нейтрализовали избытком раствора щелочи. Количество образовавшейся соли равно:

- а) 0,05 моль; б) 0,01 моль;
в) 0,1 моль; г) 0,2 моль.

9. В 30 г воды растворили 20 г NaOH. Массовая доля щелочи в растворе равна:

а) 10 %; б) 20 %; в) 30 %; г) 40 %.

10. После выпаривания 80 г раствора осталось 20 г соли. Массовая доля растворенной соли была:

а) 20 %; б) 22 %; в) 25 %; г) 30 %.

Экспериментальная часть

1. Приготовление растворов с заданной массовой долей

а) Из твердого вещества и воды

Приготовить 50 г 5 %-го раствора карбоната натрия из кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды.

Вычислить, какое количество $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 50 г 5 %-го раствора в расчете на водную соль. Отвесить это количество измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на электронных весах с точностью до 0,01 г. Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль. Измерить температуру приготовленного раствора, если она не равна температуре, которая указана в таблице 1, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор. Вылить раствор в сухой высокий узкий цилиндр и опустить в него сухой ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Отметить то деление шкалы, которое совпадает с нижним мениском жидкости в цилиндре, произведя отсчет по шкале сверху вниз. Ареометр промыть водой, осторожно вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку для слива раствора.

По найденной плотности, пользуясь таблицей 1, определить массовую долю карбоната натрия в растворе. Если в таблице нет этой величины плотности, а есть немного меньшая и большая, то вычислить массовую долю, используя метод интерполяции. Сравнить полученную величину с заданной концентрацией раствора.

Рассчитать молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.

2. Приготовление молярных растворов и молярных концентраций эквивалента вещества

а) Из твердого вещества и воды

Приготовить 50 мл 0,5 н. раствора хлорида бария BaCl_2 из $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды.

Рассчитать, какое количество из $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 50 мл 0,5 н. раствора хлорида бария.

Отвесить в предварительно взвешенном стаканчике рассчитанное количество соли на электронных весах с точностью до 0,01 г. Всыпать через воронку взятую навеску в мерную колбу емкостью 50 мл и тщательно смыть небольшим количеством дистиллированной воды со стакана и воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе полностью растворить, долить колбу водой до черты, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Измерить температуру приготовленного раствора, если она не равна температуре, которая указана в таблице 1, довести ее до указанной величины. Перелить полученный раствор в сухой цилиндр и определить ареометром его плотность. Затем вылить приготовленный раствор в склянку для слива хлорида бария. Найти массовую долю в растворе хлорида бария по таблице 1. Вычислить молярность и нормальность полученного раствора. Установить расхождение концентрации полученного раствора с заданной.

б) Из концентрированного раствора и воды

Приготовить 50 мл 1 М раствора H_2SO_4 из раствора, имеющегося в лаборатории.

Определить ареометром плотность раствора серной кислоты, имеющейся в лаборатории. Найти массовую долю этого раствора по таблице 2. Вычислить массу, а затем объем этого раствора, необходимый для приготовления заданного раствора.

Налить в мерную колбу емкостью 50 мл около половины ее объема воды и влить в нее (в случае серной кислоты тонкой струей) через воронку вычисленный объем раствора кислоты, отмеренный мерным цилиндром. Смыть кислоту с воронки водой, взболтать

раствор и охладить до комнатной температуры. Долить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Довести температуру раствора до указанной в таблице 2. Вылить полученный раствор в сухой высокий цилиндр, определить ареометром его плотность и затем вылить в приготовленную склянку. Найти массовую долю, молярную и нормальную концентрации. Сравнив вычисленную молярность с заданной молярностью, установить точность выполнения опыта.

Приложение

Таблица 1

Процентное содержание и плотность растворов солей (при 20 °С)

% содержание	1	2	4	6	8	10
плотность, г/мл Na ₂ CO ₃	1,009	1,019	1,040	1,061	1,082	1,103
плотность, г/мл BaCl ₂	-	1,016	1,034	1,053	1,072	1,092

Таблица 2

Процентное содержание и плотность растворов серной кислоты (при 15 °С)

% содержание	4	8	12	16	80	84	88	92
плотность, г/мл	1,027	1,055	1,083	1,112	1,732	1,776	1,808	1,830

Контрольные задания

1. Дайте определение дисперсным системам.
2. Что такое дисперсная среда, дисперсная фаза, степень дисперсности?
3. Какие системы называют коллоидными? Приведите примеры.
4. Приведите примеры растворов, различающихся по агрегатному состоянию. Что принято называть растворителем?
5. Какие свойства воды делают ее универсальным растворителем?

6. Дайте определение понятиям «насыщенный раствор», «ненасыщенный раствор», «перенасыщенный раствор».
7. Как количественно оценивается растворимость вещества при данных условиях?
8. Что называется массовой и молярной долей растворенного вещества?
9. Дайте определение, укажите размерность и обозначение каждого из следующих типов концентраций: молярная, эквивалентная молярная (нормальность), моляльность (мольно-массовая концентрация).
10. Какие объемы воды и раствора NaOH ($w(\text{NaOH}) = 20\%$, $\rho = 1,225 \text{ г/см}^3$) надо взять для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей NaOH, равной 5%?
(Ответ: $V(\text{NaOH}) = 40,8 \text{ мл}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ мл}$.)
11. Какую массу 65 %-го раствора серной кислоты необходимо взять, чтобы при растворении в нем оксида серы (VI) массой 40 г получить раствор с массовой долей серной кислоты, равной 75%?
(Ответ: 190 г.)
12. Какую массу хлорида магния надо взять для приготовления раствора объемом 250 мл с молярной концентрацией 0,2 моль/л?
(Ответ: 4,75 г.)
13. В растворе, объемом 200 мл, содержится кристаллический карбонат натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 2,86 г. Определить эквивалентную молярную концентрацию.
(Ответ: 0,1 моль/л.)
14. Какие массы йода и этилового спирта необходимы для получения йодной настойки массой 200 г с массовой долей йода 5%?
(Ответ: 10 г I_2)
15. Определите молярную концентрацию (моль/л) MnCl_2 , если в 200 мл раствора содержится 2,52 г растворенного вещества.
(Ответ: 0,1 моль/л)
16. Определите эквивалентную концентрацию (моль/л) сульфата алюминия, если в 250 мл раствора содержится 8,57 г соли. Раствор будет использован для получения гидроксида алюминия по обменной реакции.
(Ответ: 0,6 моль/л)

17. Определите массу перманганата калия, необходимую для приготовления 0,5 л 0,2 н. раствора, предназначенного для изучения окислительных свойств этого вещества в кислой среде.

(Ответ: 3,16 г.)

18. Определите молярность для 6 %-го раствора Na_2S с плотностью 1067 г/л.

(Ответ: 0,82 М.)

19. Определите необходимые для приготовления 150 г 10 %-го раствора при комнатной температуре массу (г) кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и объем (мл) воды.

(Ответ: 23,46 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и 126,54 мл воды)

20. Определите, какой объем воды при комнатной температуре надо добавить к 0,5 л 40 %-го раствора NaOH с плотностью 1430 г/л для приготовления 10 %-го раствора.

(Ответ: 2,15 л)

Лабораторная работа № 2

Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ

Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы.

$$V = \frac{C_2 - C_1}{t}$$

При этом безразлично, о каком из участвующих в реакции веществ идет речь: все они связаны между собой уравнением реакции, и по изменению концентрации одного из веществ можно судить о соответствующих изменениях концентраций всех остальных. Обычно концентрацию выражают в моль/л, а время – в секундах или минутах. Если, например, исходная концентрация одного из реагирующих веществ составляла 1 моль/л, а через 4 с от начала реакции она стала 0,6 моль/л, то средняя скорость реакции будет равна:

$$\frac{(1 - 0,6)}{4} = 0,1 \text{ моль} / \text{л} * \text{с}$$

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации с, температуры t, присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например: от давления – для газовых реакций, от измельчения – для твердых веществ, от радиоактивного излучения).

Влияние концентраций реагирующих веществ. Чтобы осуществлялось химическое взаимодействие веществ А и В, их молекулы должны столкнуться. Чем выше концентрация реагирующих веществ, тем больше столкновений. Отсюда, на основе обширного экспериментального материала, сформулирован основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ: *скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.*

Для реакции $a A + b B = c C + d D$ этот закон выразится уравнением:

$$V = k * [C_A]^a * [C_B]^b,$$

где C_A и C_B – концентрации веществ А и В, моль/л; k – коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости реакции*. Основным законом химической кинетики часто называют *законом действующих масс*.

Из уравнения нетрудно установить *физический смысл константы скорости k* : она численно равна скорости реакции, когда концентрации каждого из реагирующих веществ составляют 1 моль/л или когда их произведение равно единице. Константа скорости реакции k зависит от природы реагирующих веществ и от температуры, но не зависит от их концентраций.

Уравнение, связывающие скорость реакции с концентрацией реагирующих веществ, называется кинетическим уравнением реакции.

Влияние температуры. Зависимость скорости реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа*: при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза. Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}},$$

где V_{t_1} , V_{t_2} – скорости реакции соответственно при начальной (t_1) и конечной (t_2) температурах, а γ – температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 градусов.

Энергия активации. Сильное изменение скорости реакции с изменением температуры объясняет теория активации. Согласно этой теории, в химическое взаимодействие вступают только активные молекулы (частицы), обладающие энергией, достаточной для осуществления данной реакции. *Неактивные частицы можно сделать активными, если сообщить им необходимую дополнительную энергию, – этот процесс называется активацией.* Один из способов активации – увеличение температуры: при повышении темпе-

ратуры число активных частиц сильно возрастает, благодаря чему резко увеличивается скорость реакции.

Энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации.

Катализ и катализаторы. Увеличить скорость реакции можно с помощью катализаторов. Применять катализаторы выгоднее, чем повышать температуру, тем более, что ее повышение далеко не всегда возможно.

Катализаторами называются вещества, изменяющие скорость химических реакций.

Одни катализаторы сильно ускоряют реакцию – положительный катализ, или просто катализ, другие – замедляют – отрицательный катализ.

Отрицательный катализ часто называют *ингибированием*, а отрицательные катализаторы, снижающие скорость реакции, – *ингибиторами*.

Химические реакции, протекающие при участии катализаторов, называются каталитическими.

Сам катализатор в реакциях не расходуется и в конечные продукты не входят.

Различают два вида катализа – *гомогенный* (однородный) и *гетерогенный* (неоднородный) катализ.

При гомогенном катализе реагирующие вещества и катализатор образуют однофазную систему – газовую или жидкую, между катализатором и реагирующими веществами отсутствует поверхность раздела. Например, каталитическое разложение пероксида водорода в присутствии раствора солей (жидкая фаза). Для гомогенного катализа установлено, что скорость химической реакции пропорциональна концентрации катализатора.

При гетерогенном катализе реагирующие вещества и катализатор образуют систему их разных фаз. В этом случае между катализатором и реагирующими веществами существует поверхность раздела. Обычно катализатор – твердое вещество, а реагирующие вещества – газы или жидкости. Примером может служить окисление аммиака (газообразная фаза) в присутствии платины (твердая фаза).

Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества, называются необратимыми.

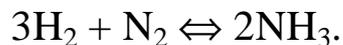
Примером такой реакции может служить разложение хлората калия (бертолетовой соли) при нагревании:



Реакция прекратится тогда, когда весь хлорат калия превратится в хлорид калия и кислород. Необратимых реакций не так много. Большинство реакций являются обратимыми.

Обратимыми называются такие реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях.

Примером такой реакции может служить синтез аммиака из водорода и азота:



Химическое равновесие. Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия. Например, в реакции синтеза аммиака равновесие наступает тогда, когда в единицу времени образуется столько же молекул аммиака, сколько их распадается на азот и водород. Следовательно, *химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой.*

На состояние химического равновесия оказывает влияние концентрация реагирующих веществ, температура, а для газообразных веществ – и давление. При изменении одного из этих параметров, равновесие нарушается, и концентрация всех реагирующих веществ изменяется до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже при иных значениях равновесных концентраций. Подобный переход реакционной системы от одного состояния равновесия к другому называется *смещением (сдвигом) химического равновесия*. Если при изменении условий увеличивается концентрация конечных веществ, то говорят о смещении равновесия в сторону продуктов реакции. Если же увеличивается концентрация исходных веществ, то равновесие смещается в сторону их образования.

Вопросы допуска к лабораторной работе

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 70 °С? Температурный коэффициент равен 3.

- а) в 3 раза; б) в 18 раз; в) в 30 раз;
г) в 27 раз; д) в 9 раз.

2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной реакции в замкнутой системе $2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O} + \text{O}_2$ при увеличении давления в 3 раза:

- а) прямой в 6 раз, обратной в 9 раз;
б) прямой в 9 раз, обратной в 27 раз;
в) прямой в 36 раз, обратной в 94;
г) прямой в 3 раза, обратной в 6 раз;
д) прямой в 18 раз, обратной в 54 раза.

3. Равновесные концентрации иодида водорода, йода и водорода равны по 0,3 моль/л каждого компонента. Какова первоначальная концентрация (моль/л) иодида водорода в системе $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$, если в начальный момент концентрации йода и водорода равны 0?

- а) 0,6; б) 1,2; в) 2; г) 0,9; д) 1,8.

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2(\text{г})$:

- а) $K = [\text{H}_2]^4/[\text{H}_2\text{O}]^4$; б) $K = [\text{H}_2]/[\text{H}_2\text{O}]$;
в) $K = [\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2]/[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4$; г) $K = [\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{H}_2]^4/[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4$;
д) $K = [\text{H}_2]^2/[\text{H}_2\text{O}]$.

5. Как повлияет понижение температуры на состояние химического равновесия в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, изменение энтальпии меньше нуля:

- а) равновесие не нарушится; б) равновесие сместится влево;
в) равновесие сместится вправо.

6. С наименьшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между:

- а) Fe и O₂; б) CaCO₃ и HCl p-p;
 в) NaOH p-p и H₂SO₄ p-p; г) CuSO₄ p-p и NaOH p-p.

7. Химическое равновесие в системе

$\text{FeO(т)} + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe(т)} + \text{H}_2\text{O(г)} - Q$ сместится в сторону продукта реакции:

- а) при повышении давления; б) при повышении температуры;
 в) при понижении давления; г) при использовании катализатора.

8. Растворение железа в соляной кислоте будет замедляться:

- а) при увеличении концентрации кислоты;
 б) при раздроблении железа;
 в) при разбавлении кислоты;
 г) при повышении температуры.

9. Вычислите константу равновесия K реакции

$2\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Br}_2$, если первоначальная масса HBr была равна 0,809 г, а к моменту равновесия прореагировало 5 % исходного вещества:

- а) $K = 0,9 \cdot 10^{-4}$; б) $K = 0,9 \cdot 10^{-6}$; в) $K = 0,9 \cdot 10^{-5}$.

10. В каком направлении сместится равновесие в следующей обратной реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + 192,74 \text{ кДж (46 ккал.)}$, при понижении температуры:

- а) вправо; б) влево; в) не изменится.

Экспериментальная часть

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

а) К 1 н. раствору тиосульфата натрия Na₂S₂O₃ прилить 2 н. раствор серной кислоты. Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия с серной кислотой с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) В три большие пронумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. Во всех трех пробирках должно быть по 15 мл раствора. Поэтому к содержимому первой пробирки добавить 10 мл дистиллированной воды, ко второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором тиосульфата натрия прилить при перемешивании по 5 мл приготовленной серной кислоты и определить время протекания реакции (с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке).

Записать результаты в следующей форме:

Таблица 3

№ пробирки	объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл.	объем H_2O , мл.	объем раствора H_2SO_4 , мл.	общий объем раствора, мл.	условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	время протекания реакции	скорость реакции в условных единицах $V=1/t$
1	5	10	5	20	10		
2	10	5	5	20	20		
3	15	-	5	20	30		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации тиосульфата натрия, а на оси ординат – скорость реакции.

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять растворы тиосульфата натрия и серной кислоты тех же концентраций, что и в опыте 1б. Налить в три большие пронумерованные пробирки по 10 мл раствора тиосульфата натрия, а в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и раз-

делить их на три пары: по пробирке с раствором тиосульфата натрия и серной кислотой в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории и определить скорость протекания реакции при комнатной температуре. Для этого слить вместе растворы первой пары пробирок и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Вторую пару пробирок поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10 градусов выше комнатной. За температурой следует следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время до появления мути.

Повторить опыт с третьей парой пробирок, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20 градусов выше комнатной.

Результат записать в следующей форме:

Таблица 4

№ пробирки	объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	объем раствора H_2SO_4 , мл	температура, $^{\circ}\text{C}$	время до появления мути, t	$V = 1 / t$
1	10	10			
2	10	10	+10		
3	10	10	+20		

Построить график, иллюстрирующий зависимости скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции.

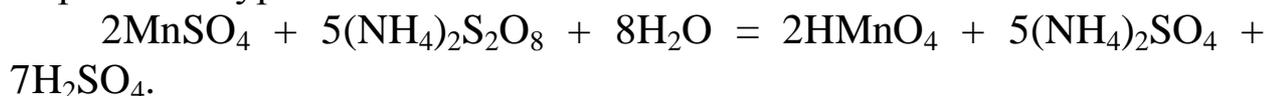
Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

3. Гомогенный катализ

Проследить каталитическое ускорение окисления соединений марганца (II) до марганца (VII). Окисление соединений марганца (II) до марганца (VII) легко наблюдать, так как ион Mn^{+2} практически бесцветный, а ион MnO_4^- (в котором марганец имеет степень окисления +7) окрашен в фиолетово-красный цвет.

Внести в две пробирки по 3-4 мл раствора сульфата марганца (II) $MnSO_4$ или нитрата марганца (II) $Mn(NO_3)_2$ (но не хлорида марганца $MnCl_2$, так как ионы хлора мешают проведению реакции) и подкислить таким же объемом 2 н. раствора азотной кислоты. В одну из пробирок добавить одну каплю раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и в обе пробирки по одному шпателю кристаллического персульфата аммония $(NH_4)_2S_2O_8$.

Поместить пробирки в стакан с горячей водой. В какой пробирке раньше появилось фиолетово-красное окрашивание? Реакция выражается уравнением:



Азотная кислота на реакцию не расходуется и добавляется для создания определенной кислотной среды в начале реакции. В качестве промежуточных быстро протекающих процессов происходит восстановление ионов серебра ионами марганца (II) и обратное окисление серебра персульфатом аммония.

Какой ион является катализатором в данном процессе?

4. Скорость гетерогенных химических реакций

В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и иодида калия. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растирать кристаллы. Что происходит?

Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт в целом. Написать уравнение реакции.

5. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ

Смешать по 10 мл 0,001 н. растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора роданида калия, во вторую – концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвета жидкостей в пробирках.

По изменению интенсивности окраски растворов можно судить об изменении концентрации роданида железа (III) – $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, т. е. о смещении химического равновесия в ту или другую сторону. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли химическое равновесие при разбавлении полученных растворов?

Контрольные задания

1. Что понимают под скоростью химических реакций?
2. Как выражается средняя и истинная скорость химических реакций?
3. Почему о скорости химических реакций имеет смысл говорить только для данного момента времени?
4. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
5. В чем различие гомогенных и гетерогенных химических процессов?
6. Сформулируйте закон действия масс.
7. Что такое константа скорости химической реакции? Каков ее физический смысл, в каких единицах она измеряется?

8. Как скорость химических реакций зависит от температуры? Что такое температурный коэффициент скорости химической реакции? Как он рассчитывается?

9. Скорость каких реакций (эндотермических, экзотермических, любых) увеличивается с повышением температуры?

10. Что такое энергия активации химической реакции? Зависит ли доля активных молекул в системе от величины энергии активации? Как влияет величина энергии активации на скорость реакции?

11. Как изменится скорость химической реакции



если концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в три раза, а температуру смеси понизить на 30°C ? Температурный коэффициент равен 2.

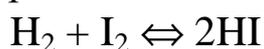
12. Как изменится скорость реакции



а) при увеличении концентрации NO в два раза;

б) при одновременном увеличении концентрации NO и O_2 каждого в три раза?

13. Равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях участвующих в нем веществ: $[\text{H}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,08$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,35$ моль/л.

Определить исходные концентрации йода и водорода.

14. Скорость образования HI из йода и водорода при 443°C в момент, когда $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1$, составляет $1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/сек. Скорость распада йодоводорода при той же температуре и при $[\text{HI}] = 1$ составляет $-3 \cdot 10^{-4}$ моль/сек. Определить константу равновесия реакции при 443°C .

15. Исходные концентрации йода и водорода при синтезе йодоводорода составляет каждая 1 моль/л. Вычислить равновесные концен-

трации веществ, при 450°C , если константа химического равновесия при этой температуре равна 50.

16. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе



составляли соответственно $[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия химической реакции и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

17. Какое явление называется катализом?

18. Что такое катализатор? Что такое ингибитор?

19. Чем отличается гетерогенный катализ от гомогенного?

20. Что такое автокатализ?

21. Какова роль катализатора в гетерогенном катализе?

22. Какие реакции называются обратимыми? В чем их отличие от реакций, идущих до конца?

23. Что такое состояние химического равновесия? От чего зависит смещение равновесия?

24. Что такое константа равновесия химической реакции?

25. Как константа равновесия химической реакции выражается через равновесные концентрации реагирующих веществ?

Лабораторная работа № 3. Реакции в растворах электролитов

Электролиты и неэлектролиты

Вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и потому проводящие электрический ток, называются электролитами.

Вещества, которые в тех же условиях на ионы не распадаются и электрический ток не проводят, называются неэлектролитами.

К электролитам относятся кислоты, основания и почти все соли, к неэлектролитам – большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только ковалентные неполярные или малополярные связи.

Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется электролитической диссоциацией.

Теория электролитической диссоциации. Для объяснения водных растворов электролитов шведским ученым Аррениусом в 1887 г была предложена теория электролитической диссоциации. Современное содержание этой теории можно свести к следующим трем положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются на ионы – положительные и отрицательные

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду; первые называются катионами, вторые – анионами.

3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация).

Вопросы допуска к лабораторной работе

1. Сумма коэффициентов перед формулами неэлектролитов в уравнении реакции $\text{Fe} + 2\text{HCl}(p-p) = \text{FeCl}_2(p-p) + \text{H}_2$ равна:

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.

12. Какова температура замерзания раствора, содержащего 0,005 моль Na_2CO_3 в 100 г воды, если кажущаяся степень диссоциации равна 0,53:

- а) $-2,93\text{ }^{\circ}\text{C}$; б) $-0,28\text{ }^{\circ}\text{C}$; в) $-0,093\text{ }^{\circ}\text{C}$;
 г) $-1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$; д) $-0,186\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Электролитическая диссоциация

Опыт 1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов (групповой опыт)

Приборы и реактивы. Прибор для определения электропроводности растворов, стаканчики на 50 мл (8 шт) и реактивы (см. табл.5).

Используя прибор, проверить, являются ли вещества (см. табл.5) проводниками электрического тока. Для этого опускайте угольные электроды в стаканчик с раствором или кристаллическим веществом и наблюдайте, загорается ли лампочка.

Внимание! Менять растворы можно только при отключенном от сети приборе.

При перенесении электродов из одного раствора в другой необходимо промыть стаканчик и электроды дистиллированной водой, осушить фильтром. Следить, чтобы электроды опускались на одинаковую глубину.

Выполнение опыта. В стакан налить 20-30 мл дистиллированной воды. Опустить электроды, прибор включить в сеть. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

В сухой стакан насыпать измельченного сахара, так, чтобы было покрыто дно стакана. Опустить электроды, прибор включить в сеть. В стаканчик с сахаром прилить 20-30 мл дистиллированной воды. Что наблюдаете? Объяснить. Опыт повторить с кристаллической поваренной солью и раствором ее в воде и ацетоне. Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят.

В 4 стакана налить 0,1 н. растворов: 1 – хлороводородной кислоты, 2 – едкого натрия, 3 – уксусной кислоты, 4 – аммиака. Ис-

пытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания выключать прибор и промывать электроды водой. Во время опыта следить за накалом лампочки и по степени ее накала сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Растворы уксусной кислоты и аммиака слить вместе и объяснить разницу в степени накала лампочки.

Описать и объяснить наблюдаемые явления, результат записать в виде таблицы.

Таблица 5

№	вещества	накал лампочки	уравнение диссоциации	вывод
1	H ₂ O дистил.			
2	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (крист.)			
3	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (р-р)			
4	NaCl (крист.)			
5	NaCl (р-р в H ₂ O)			
6	NaCl (р-р в ацетоне)			
7	HCl, 0,1 н.			
8	NaOH, 0,1 н.			
9	CH ₃ COOH, 0,1 н.			
10	NH ₄ OH, 0,1 н.			
11	CH ₃ COONa, (р-р)			

Что такое электролитическая диссоциация, от каких факторов она зависит?

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

Реактивы: растворы CH₃COOH, NH₄OH, кристаллы CH₃COONa, NH₄Cl, индикаторы – метилоранж, фенолфталеин.

а) Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

В две пробирки налить раствор уксусной кислоты и добавить несколько капель метилоранжа. В первую внести кристаллы ацета-

та натрия и перемешать, а вторую оставить в качестве контрольной. Сравнить окраску полученных растворов.

Написать уравнение диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации кислоты (принцип Ле-Шателье) при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняется при этом степень диссоциации и концентрация ионов водорода?

Сделать вывод о влиянии соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

б) Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

В две пробирки налить раствор аммиака и добавить несколько капель фенолфталеина. В первую внести кристаллы хлорида аммония, а вторую оставить в качестве контрольной. Сравнить окраску полученных растворов аммиака и выражение констант диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации при добавлении хлорида аммония. Почему окраска фенолфталеина бледнеет?

Сделать вывод о влиянии соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

Гетерогенное равновесие в растворах. Условия образования и растворения осадков

Реактивы: растворы хлоридов BaCl_2 , SrCl_2 , CaCl_2 ; растворы сульфатов Na_2SO_4 , CaSO_4 (насыщ.), SrSO_4 (насыщ.); растворы – щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, HCl , Na_2SO_4 .

Опыт 3. Осаждение труднорастворимых солей

Налить в три пробирки по 2-3 мл растворов хлорида бария, стронция и кальция. В первую пробирку прилить раствор сульфата натрия, во вторую – насыщенный раствор сульфата кальция и в третью – насыщенный раствор сульфата стронция.

Написать уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах. Объяснить образование осадков, пользуясь понятием произведения растворимости. В каких случаях при сливании растворов солей не происходит образование осадка?

Опыт 4. Растворение труднорастворимых солей

Получить в пробирках осадки карбоната кальция и оксалата кальция, сливая попарно растворы соответствующих солей. Декантировать растворы и к влажным осадкам прилить раствор уксусной кислоты. Повторить опыт с хлористоводородной кислотой. Что при этом происходит? Написать молекулярные и ионные уравнения.

Объяснить полученные результаты на основании величин констант диссоциации кислот и произведения растворимости солей.

Гидролиз солей

Реактивы: растворы: Na_2SO_4 , NaHCO_3 , CH_3COONa , ZnCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 (2н.), FeCl_3 (2 н.), HCl .

Опыт 5. Гидролиз солей

а) Определить рН с помощью универсальной индикаторной бумаги растворов солей. Для этого чистую стеклянную палочку опустить в раствор исследуемой соли и поместить каплю на индикаторную бумажку. По шкале рН, расположенной на тубусе индикатора, определить числовое значение рН данной соли.

Какие соли подвергаются гидролизу?

Составьте в ионной и молекулярной форме уравнения гидролиза этих солей. Объясните, чем обусловлена реакция среды в каждом случае.

б) Исследовать растворы Na_2CO_3 и NaHCO_3 в отдельных пробирках при помощи фенолфталеина. Почему окраска фенолфталеина в этих растворах различна?

Опыт 6. Влияние температуры на гидролиз

В две пробирки наливают по 3-4 мл 1 н. раствора уксуснокислого натра и добавляют по 3-4 капли фенолфталеина. Одну пробирку нагревают почти до кипения. Почему усиливается окраска раствора? Как влияет температура на гидролиз и как изменяется рН раствора?

Опыт 7. Растворение веществ в продуктах гидролиза

В раствор хлорида цинка опустите кусочек цинка, вынутого из раствора соляной кислоты (очищенного от оксидной пленки). Что наблюдается? Составить все уравнения реакций. Объяснить.

Опыт 8. Необратимый гидролиз

К 3-4 мл 2 н. раствора хлорида железа (III) добавляют 3-4 мл 2 н. раствора карбоната натрия. Смесь нагревают. Какой газ выделяется? Осадок отделяют декантацией и добавляют 2-3 мл соляной кислоты. Наблюдается ли выделение углекислого газа? Почему при действии на раствор хлорида железа (III) раствора карбоната натрия не образуется карбонат железа (III)? Составить все уравнения реакций по стадиям и записать суммарное уравнение в ионно-молекулярном виде. Объяснить.

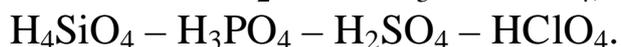
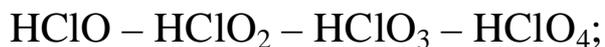
Контрольные задания

1. Что понимается под электролитической диссоциацией веществ в растворах?
2. Какие факторы способствуют электролитической диссоциации веществ в растворах?
3. Изложите основные положения теории электролитической диссоциации. Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам?
4. Как объясняет теория электролитической диссоциации общие свойства:
а) кислот, б) оснований?
5. Как обозначается и что выражает степень электролитической диссоциации?
6. Что выражает константа электролитической диссоциации? Какую информацию можно получить из ее значения?

7. Основные положения протолитической теории кислот и оснований.

8. Назовите сильные и слабые электролиты.

9. Как изменяется сила кислот в рядах:



Чем объяснить? Сравните константы диссоциаций кислот.

10. Напишите выражения ступенчатой диссоциации и констант для фосфорной кислоты. Какая из констант больше и почему?

11. Чему равна константа диссоциации угольной кислоты, если степень диссоциации ее, по первой ступени в растворе, содержащем 0,0043 моль/л кислоты, равна 1 %?

(Ответ: $4,3 \cdot 10^{-7}$.)

12. Как меняется сила кислот в ряду: HF – HCl – HBr – HI.

13. Вычислить концентрацию ионов H^+ , HSe^- , Se^{2-} в 0,7 М растворе H_2Se . $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-4}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$.

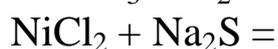
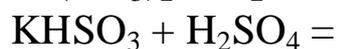
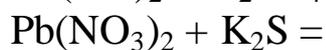
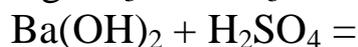
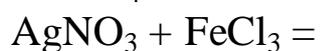
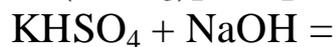
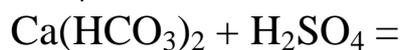
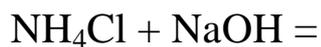
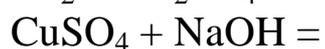
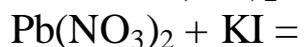
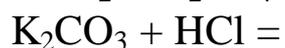
14. Вычислить степень диссоциации и $[\text{H}^+]$ в 0,05 М растворе азотистой кислоты ($K = 5 \cdot 10^{-4}$).

15. Вычислить $[\text{H}^+]$ и α в 1 %-м растворе уксусной кислоты ($K = 1,8 \cdot 10^{-8}$), приняв $\rho = 1$.

Запишите уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионно-молекулярной форме и укажите характер среды для солей:



17. Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков, газов или малодиссоциированных соединений:



18. Исходя из произведения растворимости, вычислите растворимость BaSO_4 :

а) в моль/л,

б) в г/л.

19. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза следующих солей: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_2S , CrCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4CN , KCl , K_3PO_4 .

Образцы вопросов к экзамену по химии

Экзамен по химии проводится в тестовой форме. Экзаменуемому предлагается тест, содержащий 15 вопросов с вариантами ответов (правильными могут быть от 1 до 3 ответов). В зависимости от результатов тестирования выставляется оценка:

- "отлично" – 14 и более правильных ответов;
- "хорошо" – от 11 до 13 правильных ответов;
- "удовлетворительно" – от 8 до 12 правильных ответов;
- "неудовлетворительно" – менее 8 правильных ответов.

Таблица 6

Список вопросов к экзамену

<p>Назовите пять простых газообразных веществ (при комнатной температуре).</p> <p>[1] фтор, хлор, бром, кислород, иод;</p> <p>[2] азот, графит, озон, олеум, водород;</p> <p>[3] азот, дейтерий, фтор, озон, хлор;</p> <p>[4] тритий, толуол, фуллерен, поташ, сода.</p>
<p>Назовите по два примера простых: а) жидких и б) твердых веществ (при комнатной температуре).</p> <p>[1] а) толуол и анилин; б) фенол и фуллерен;</p> <p>[2] а) бром и гелий; б) алмаз и бронза;</p> <p>[3] а) ртуть и иод; б) медь и латунь;</p> <p>[4] а) бром и ртуть; б) сера и фуллерен.</p>
<p>Сложные неорганические вещества обычно делят на четыре важнейших класса:</p> <p>[1] металлы, неметаллы, кислоты, соли;</p> <p>[2] оксиды, пероксиды, кислоты, соли;</p> <p>[3] оксиды, основания, кислоты, соли;</p> <p>[4] окислители, восстановители, ингибиторы, катализаторы.</p>
<p>Оксидами называют соединения, ...</p> <p>[1] содержащие атомы кислорода;</p> <p>[2] состоящие из двух элементов, одним из которых является водород;</p> <p>[3] состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород;</p> <p>[4] содержащие гидроксильную группу.</p>

Для качественного обнаружения кислот и щелочей (точнее — кислотной или щелочной среды) используют индикаторы лакмус и метилоранж. Какую окраску приобретают эти индикаторы: а) в кислой, б) в щелочной среде?

[1] а) лакмус — красный, метилоранж — красный; б) лакмус — синий, метилоранж — желтый;

[2] а) лакмус — красный, метилоранж — синий; б) лакмус — желтый, метилоранж — красный;

[3] а) лакмус — синий, метилоранж — желтый; б) лакмус — красный, метилоранж — пурпурный;

[4] а) лакмус — синий, метилоранж — синий; б) лакмус — красный, метилоранж — красный.

К какому типу химического взаимодействия относятся реакции кислот с индикаторами, приводящие к изменению окраски раствора?

[1] кислотнo-основному; [2] окислительно-восстановительному;

[3] каталитическому; [4] донорно-акцепторному.

Предскажите окраску: а) лакмуса, б) метилоранжа в растворе, полученном смешиванием исходных растворов, содержащих 4,0 г азотной кислоты и 4,0 г гидроксида натрия.

[1] а) синий; б) желтый; [2] а) желтый; б) красный;

[3] а) красный; б) красный; [4] а) красный; б) синий.

Напишите формулы следующих кислот: а) плавиковой, б) фтороводородной, в) пирофосфорной, г) хлорной.

[1] а) H_2SiO_3 ; б) HF ; в) H_3PO_4 ; г) HClO ; .

[2] а) HF ; б) HF ; в) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; г) HClO_4 ;

[3] а) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; б) HF ; в) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; г) HClO_3 ;

[4] а) HF ; б) HFO_4 ; в) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; г) HCl .

Приведите по два примера: а) средних, б) кислых, в) основных солей.

[1] а) Na_2SO_3 , K_2CO_3 ; б) NaH_2PO_2 , $\text{Ba}(\text{HS})_2$;

в) $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$;

[2] а) FeSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) KH_2PO_4 , NaHSO_3 ;

в) $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{SO}_4$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Br}_2$;

[3] а) KH_2PO_2 , Na_2SO_4 ; б) $[\text{Fe}(\text{OH})]_2\text{SO}_3$, KHCO_3 ;

в) BaSO_4 , $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$;

[4] а) KNO_3 , NaCl ; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]\text{Cl}_2$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; в) AgCl , CaCO_3 .

Только одно из приведенных названий кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot$

<p>10H₂O соответствует правилам международной номенклатуры:</p> <p>[1] кристаллогидрат сернокислого натрия; [2] декагидрат сульфата натрия; [3] глауберова соль; [4] кристаллогидрат сульфата натрия.</p>
<p>Силикат калия — это...</p> <p>[1] оксид; [2] соль; [3] кислота; [4] простое вещество.</p>
<p>Формула самой слабой кислоты...</p> <p>[1] HI; [2] HBrO₄; [3] HNO₃; [4] HOCl.</p>
<p>При действии азотной кислоты на карбонат магния выделяется...</p> <p>[1] угарный газ; [2] гремучий газ; [3] веселящий газ; [4] углекислый газ.</p>
<p>Приведите пример реакции гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Какова будет окраска лакмуса в растворе такой соли?</p> <p>[1] NaI + H₂O = NaOH + HI, окраска — фиолетовая; [2] NaClO + H₂O = NaOH + HOCl, окраска — синяя; [3] Fe(NO₃)₂ + 2H₂O = Fe(OH)₂I + 2HNO₃, окраска — красная; [4] KClO₃ + H₂O = KOH + HClO₃, окраска — синяя.</p>
<p>Укажите важнейшие теории, составляющие основу химии:</p> <p>[1] теория типов, электронная теория; [2] атомно-молекулярная теория, квантовая теория строения атомов и молекул; [3] обобщенная теория кислот и оснований, теория химической связи; [4] окислительно-восстановительная теория, теория идеальных газов.</p>
<p>Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:</p> <p>[1] растворение соли в воде; [2] свертывание крови; [3] разделение изотопов урана с помощью диффузии; [4] взрыв динамита.</p>
<p>Какая из перечисленных молекул не существует?</p> <p>[1] C₆H₆; [2] H₂O; [3] P₄; [4] Al₂(SO₄)₂</p>

У какого из веществ простейшая формула не совпадает с молекулярной? [1] уксусная кислота; [2] ортофосфорная кислота; [3] оксид углерода (IV); [4] оксид фосфора (V).
Относительная молекулярная масса имеет размерность... [1] г; [2] г/моль; [3] а. е. м.; [4] безразмерна.
Чему равна молярная масса O ₃ ? [1] 48 а. е. м.; [2] 48; [3] 16 а. е. м.; [4] 48 г/моль.
Сколько атомов содержит один моль метана? [1] 1; [2] 5; [3] $6 \cdot 10^{23}$; [4] $3 \cdot 10^{24}$.
Какой объем занимает один моль воды при нормальных условиях? [1] 18 л; [2] 22,4 л; [3] 18 мл; [4] 22,4 мл.
Какой газ тяжелее воздуха? [1] углекислый; [2] угарный; [3] фтороводород; [4] неон.
Как изменяется молярный объем газа при увеличении температуры от 30 до 900С при постоянном давлении? [1] увеличивается в 3 раза; [2] увеличивается в 1,2 раза; [3] уменьшается в 1,2 раза; [4] не изменяется, так как молярный объем газа зависит только от давления.
В каком из перечисленных газов содержится больше всего атомов (объемы измерены при одинаковых условиях)? [1] в 7 л водорода; [2] в 15 л гелия; [3] в 6 л озона; [4] в 4 л метана.
Какая из указанных смесей всегда легче воздуха? [1] этилен и ацетилен; [2] этан и водород; [3] аммиак и кислород; [4] гелий и аргон.
Сколько воды образуется при взаимодействии 3 л водорода и 2 л кислорода при 200 ⁰ С? [1] 2 л; [2] 3 л; [3] 4 л; [4] 22,4 л.
Сколько азотной кислоты можно получить из 4 г азота? [1] 63 г; [2] 9 г; [3] 18 г; [4] азотную кислоту получают из оксидов азота, а не из азота.
Какая масса бромоводорода образуется при реакции 4,0 г водорода и 160,0 г брома, если выход продукта равен 50% от теоретического? [1] 81 г; [2] 162 г; [3] 164 г; [4] 82 г.

<p>На сколько процентов уменьшится масса твердого вещества после длительного прокаливания гидрокарбоната натрия?</p> <p>[1] на 26%; [2] на 37%; [3] на 63%; [4] гидрокарбонат натрия не разлагается при прокаливании.</p>
<p>Какой объем угарного газа (CO) (температура 546 К, давление нормальное) понадобится для полного восстановления одного моля смеси оксидов меди (I) и (II)?</p> <p>[1] 44,8 л; [2] 22,4 л; [3] неизвестно, так как не задано соотношение оксидов в смеси; [4] угарный газ восстанавливает оксид меди (II), но не восстанавливает оксид меди (I).</p>
<p>Массовая доля раствора сульфата алюминия равна, если он получен смешением растворов массами 140 и 190 г с массовыми долями 30 и 45 % соответственно</p> <p>[1] 25,4 %; [2] 41,7 %; [3] 38,6 %; [4] 27,5 %.</p>
<p>Масса (г) 5 % раствора нитрата калия, в котором следует растворить 19 г нитрата калия, чтобы получить 15 % раствор, равна</p> <p>[1] 154,8; [2] 174,2; [3] 116,6; [4] 161,5.</p>
<p>Масса (г) 15 % раствора хлорида алюминия, необходимая для приготовления 450 г 6 % раствора, равна</p> <p>[1] 47,64; [2] 153,00; [3] 180,00; [4] 497,00.</p>
<p>Массовая доля раствора нитрата серебра, полученного смешением растворов нитрата серебра массами 150 и 250 г с массовыми долями 20 и 40 % соответственно, равна</p> <p>[1] 15,5 %; [2] 25,4 %; [3] 32,5 %; [4] 43,5 %.</p>
<p>Масса (г) 15 % раствора хлорида калия, в котором следует растворить 9 г хлорида калия, чтобы получить 18 % раствор, равна</p> <p>[1] 246; [2] 342; [3] 166; [4] 200.</p>
<p>Массовая доля раствора сульфата алюминия, полученного смешением растворов массами 100 и 250 г с массовыми долями 15 и 20 % соответственно, равна</p> <p>[1] 18,57 %; [2] 22,24 %; [3] 32,51 %; [4] 43,45 %.</p>
<p>Массовая доля (ω, %) серной кислоты, полученного смешением растворов серной кислоты массами 300 и 500 г с массовыми долями 20 и 40 % соответственно, равна</p> <p>[1] 10,5; [2] 11,5; [3] 20,3; [4] 32,5.</p>

<p>Массовая доля раствора равна, если он получен смешением растворов массами 150 и 200 г с массовыми долями 25 и 36 % соответственно</p> <p>[1] 25,4 %; [2] 41,7 %; [3] 31,3 %; [4] 27,5 %.</p>
<p>Масса (г) 12 % раствора сульфата алюминия, в котором следует растворить 10 г сульфата алюминия, чтобы получить 17 % раствор, равна</p> <p>[1] 34; [2] 142; 3 [3] 166; [4] 200.</p>
<p>Массовая доля раствора равна, если он получен смешением растворов массами 200 и 250 г с массовыми долями 10 и 40 % соответственно</p> <p>[1] 25,4 %; [2] 26,7 %; [3] 31,3 %; [4] 27,5 %.</p>
<p>Массовая доля 5 М H_2SO_4 ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$) равна</p> <p>[1] 28 %; [2] 35 %; [3] 41 %; [4] 38 %.</p>
<p>Массовая доля раствора равна, если он получен смешением растворов массами 120 и 180 г с массовыми долями 22 и 31 % соответственно</p> <p>[1] 25,4 %; [2] 41,7 %; [3] 26,6 %; [4] 27,5 %.</p>
<p>Масса хлорида натрия (г), которую надо добавить к 200 г 8 % раствора хлорида натрия, чтобы приготовить 18 % раствор, равна ...</p> <p>[1] 12,1; [2] 19,0; [3] 24,4; [4] 100,0.</p>
<p>Какова массовая доля в растворе 25 г гидрокарбоната натрия в 120 г воды</p> <p>[1] 17,24 %; [2] 15,37 %; [3] 18,56 %; [4] 14,52 %.</p>
<p>Массовая доля раствора хлорида калия равна, если он получен смешением растворов массами 250 и 200 г с массовыми долями 15 и 26 % соответственно</p> <p>[1] 10,9 %; [2] 19,9 %; [3] 30,7 %; [4] 25,5 %.</p>
<p>Массовая доля раствора нитрата серебра, полученного смешением растворов нитрата серебра массами 140 и 180 г с массовыми долями 14 и 30 % соответственно, равна</p> <p>[1] 15 %; [2] 23 %; [3] 32 %; [4] 43 %.</p>
<p>Массовая доля раствора, полученного смешением растворов массами 130 и 120 г с массовыми долями 15 и 20 % соответственно, равна</p> <p>[1] 18,7 %; [2] 17,4 %; [3] 32,5 %; [4] 43,5 %.</p>

<p>Масса (г) 20 % раствора нитрата калия, необходимая для приготовления 600 г 8 % раствора, равна</p> <p>[1] 240; [2] 78; [3] 680; [4] 900.</p>
<p>Масса (г) 10 % раствора хлорида алюминия, необходимая для приготовления 250 г 4 % раствора, равна</p> <p>[1] 100; [2] 150; [3] 180; [4] 90.</p>
<p>Массовая доля (ω, %) серной кислоты в конечном растворе равна, если смешали 0,5 дм³ 7 % серной кислоты (плотность 1,046 г/см³ и 150 г 25 % кислоты</p> <p>[1] 10; [2] 11; [3] 20; [4] 28.</p>
<p>Массовая доля раствора равна, если он получен смешением растворов массами 250 и 200 г с массовыми долями 10 и 25 % соответственно</p> <p>[1] 15,4 %; [2] 6,7 %; [3] 21,3 %; [4] 16,7 %.</p>
<p>Масса (г) 6 % раствора хлорида алюминия, в который следует добавить 30 г хлорида алюминия, чтобы получить 12 % раствор равна</p> <p>[1] 15; [2] 60; [3] 440; [4] 500.</p>
<p>Массовая доля раствора равна, если он получен смешением растворов массами 120 и 250 г с массовыми долями 20 и 30 %</p> <p>[1] 25,4 %; [2] 26,8 %; [3] 31,3 %; [4] 27,5 %.</p>
<p>Массовая доля раствора нитрата железа, полученного смешением растворов нитрата железа массами 120 и 150 г с массовыми долями 12 и 24 % соответственно, равна</p> <p>[1] 18,7 %; [2] 25,4 %; [3] 32,5 %; [4] 43,5 %.</p>
<p>Мольная концентрация раствора, содержащего сульфат натрия массой 5 г в воды массой 55 г, равна (плотность раствора принять равной единице)</p> <p>[1] 0,52; [2] 0,59; [3] 0,65; [4] 0,48.</p>
<p>Мольная концентрация раствора, содержащего сульфат алюминия массой 8 г в воды массой 25 г, равна (плотность раствора принять равной единице)</p> <p>[1] 0,52; [2] 0,71; [3] 0,65; [4] 0,48.</p>
<p>Мольная концентрация раствора, содержащего сульфат натрия массой 5 г в воды массой 55 г, равна (плотность раствора принять равной единице)</p> <p>[1] 0,52; [2] 0,59; [3] 0,65; [4] 0,48.</p>

Какова молярная концентрация раствора сульфата железа (II), если он массой 2,8 г находится в 200 см ³ раствора [1] 0,15 моль/дм ³ ; [2] 0,09 моль/дм ³ ; [3] 0,05 моль/дм ³ ; [4] 0,24 моль/дм ³ .
Молярная концентрация (моль/дм ³) раствора равна, если 12 г хлорида калия растворили в 150 см ³ раствора [1] 1,07; [2] 1,15; [3] 0,92; [4] 1,03.
Молярная концентрация раствора (моль/дм ³), содержащего нитрат меди (II) массой 6 г в воде массой 45 г, равна (плотность раствора принять равной единице) [1] 0,42; [2] 0,55; [3] 0,63; [4] 0,38.
Молярная концентрация раствора (моль/дм ³), содержащего сульфата меди (II) массой 12 г в воде массой 60 г, равна (плотность раствора принять равной единице) [1] 1,04; [2] 1,55; [3] 0,83; [4] 0,98.
В воде растворили 12 г сульфата магния, объем раствора довели до 200 мл. Какова молярная концентрация соли в полученном растворе? [1] 0,06 моль/л; [2] 60 моль/л; [3] 0,0005 моль/л; [4] 0,5 моль/л.
Какова молярная концентрация (моль/дм ³) раствора, если 0,585 г хлорида натрия растворено в 100 см ³ раствора [1] 0,8; [2] 0,4; [3] 0,2; [4] 0,1.
Молярная концентрация (моль/дм ³) соляной кислоты равна, если в растворе объемом 250 см ³ содержится HCl массой 3,65 г [1] 0,2; [2] 0,3; [3] 0,4; [4] 0,5.
Молярность концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/см ³), содержащей 36,5 % HCl, равна: [1] 1,18 моль/дм ³ ; [2] 118 моль/дм ³ ; [3] 5,18 моль/дм ³ ; [4] 11,8 моль/дм ³ .
Молярная концентрация раствора (моль/дм ³) равна, если хлорид алюминия массой 13,35 г растворен в 200 см ³ раствора [1] 0,8; [2] 0,5; [3] 0,2; [4] 0,3.
Укажите степень окисления водорода в соединениях CaH ₂ , KH, NaAlH ₄ : [1] -1; [2] 0; [3] +1; [4] +2.

Какие реакции, протекающие в водном растворе, являются окислительно-восстановительными:

- [1] $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$; [2] $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$;
 [3] $\text{Fe} + \text{HCl}$; [4] $\text{SO}_3 + \text{NaOH}$?

Укажите ионы, которые могут выполнять только окислительную функцию:

- [1] $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$; [2] CrO_4^{2-} ; [3] NO_3^- ; [4] H^+ .

Какие продукты образуются при восстановлении перманганата калия в сильнощелочной среде:

- [1] $\text{Mn}(\text{OH})_2$; [2] MnO_4^{2-} ;
 [3] MnO_2 ; [4] Mn^{2+} ?

В каком случае происходит процесс окисления:

- [1] $\text{KMnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$; [2] $\text{HNO}_2^- \rightarrow \text{NO}_2$;
 [3] $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$; [4] $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$?

Какое вещество — продукт восстановления разбавленной серной кислоты — образуется в реакции $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.):

- [1] H_2S ; [2] S ; [3] SO_2 ; [4] H_2 ?

Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции

$\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbCl}_6 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и подсчитайте сумму всех коэффициентов:

- [1] 9; [2] 17; [3] 26; [4] 36.

В уравнении реакции

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ расставьте коэффициенты и укажите коэффициент перед серной кислотой:

- [1] 6; [2] 8; [3] 10; [4] 4.

Какова степень окисления углерода в соединениях CH_3Cl и C_2H_4 :

- [1] -4; [2] -2; [3] 0; [4] +4?

Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:

- [1] $\text{Cl}_2 + \text{KOH}$; [2] $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 [3] $\text{SO}_2 + \text{KOH}$; [4] $\text{HgO} + \text{HNO}_3$?

Укажите реакции диспропорционирования:

- [1] $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; [2] $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;
 [3] $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$; [4] $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2$.

<p>В каком из преобразований происходит процесс окисления:</p> <p>[1] $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$; [2] $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$; [3] $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$; [4] $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4$?</p>
<p>Какие частицы могут проявлять только восстановительную функцию:</p> <p>[1] I^-; [2] Cr^{3+}; [3] $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; [4] S^{2-}?</p>
<p>В уравнении $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ расставьте коэффициенты и укажите их сумму:</p> <p>[1] 6; [2] 10; [3] 16; [4] 20.</p>
<p>Расставьте коэффициенты в уравнении</p> $\text{P} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HI}$ <p>и укажите коэффициент перед веществом, которое восстанавливается:</p> <p>[1] 1; [2] 2; [3] 3; [4] 6.</p>
<p>Какова степень окисления кислорода в соединениях K_2O_2 и CaO_2:</p> <p>[1] -2; [2] -1; [3] 0; [4] +2?</p>
<p>Укажите реакции, которые являются окислительно-восстановительными:</p> <p>[1] $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3$ (конц.); [2] $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; [3] $\text{SO}_2 + \text{KOH}$; [4] $\text{PbO}_2 + \text{HCl}$ (конц.).</p>
<p>Какие соединения проявляют окислительно-восстановительную двойственность:</p> <p>[1] H_2SO_3; [2] HClO_3; [3] HNO_2; [4] H_2CO_3?</p>
<p>В какой из приведенных реакций образуется осадок темно-бурого цвета:</p> <p>[1] $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$; [2] $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH}$; [3] $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4$; [4] $\text{MnSO}_4 + \text{NaOH}$?</p>
<p>Какой ион придает раствору оранжевую окраску.</p> <p>[1] Cr^{2+}; [2] Cr^{3+}; [3] $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; [4] CrO_4^{2-}?</p>
<p>Какое вещество — продукт окисления фосфора — образуется в реакции: $\text{P} + \text{HNO}_3$ (конц.):</p> <p>[1] H_3PO_4; [2] H_3PO_3; [3] P_2O_5; [4] PH_3?</p>
<p>Расставьте коэффициенты в уравнении $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ и подсчитайте их сумму:</p> <p>[1] 9; [2] 12; [3] 15; [4] 18.</p>

<p>В уравнении реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ расставьте коэффициенты и укажите коэффициент перед восстановителем:</p> <p>[1] 3; [2] 5; [3] 7; [4] 10.</p>
<p>Укажите, какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет сера со степенью окисления -2:</p> <p>[1] только окислительные; [2] только восстановительные; [3] окислительно-восстановительные; [4] никаких.</p>
<p>Какой ион марганца обуславливает красно-фиолетовую окраску водного раствора:</p> <p>[1] Mn^{2+}; [2] Mn^{3+}; [3] MnO_4^-; [4] MnO_4^{2-}?</p>
<p>В каком из процессов происходит восстановление:</p> <p>[1] $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$; [2] $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; [3] $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; [4] $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$?</p>
<p>В уравнении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ расставьте все коэффициенты и подсчитайте их сумму:</p> <p>[1] 29; [2] 30; [3] 31; [4] 35.</p>
<p>Подберите коэффициенты в уравнении $\text{V} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{VF}_7 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ и укажите коэффициент при формуле воды:</p> <p>[1] 2; [2] 5; [3] 10; [4] 21.</p>
<p>Укажите продукт полного восстановления азотной кислоты:</p> <p>[1] NO_2; [2] NO; [3] NH_3; [4] NH_4^+.</p>
<p>Какие из ионов могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность:</p> <p>[1] NO_2^-; [2] SO_3^{2-}; [3] CrO_4^{2-}; [4] Br^-?</p>
<p>Какие продукты образуются при взаимодействии фосфора с концентрированной азотной кислотой:</p> <p>[1] $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$; [2] $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2$; [3] $\text{HPO}_3 + \text{NO}_2$; [4] $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2$?</p>
<p>Раствор какого из приведенных соединений марганца имеет зеленую окраску:</p> <p>[1] MnO_2; [2] KMnO_4; [3] K_2MnO_4; [4] Mn_2O_3?</p>
<p>Расставьте коэффициенты в уравнении $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{H}_2$ и подсчитайте их сумму:</p> <p>[1] 17; [2] 19; [3] 21; [4] 23.</p>

<p>Расставьте коэффициенты в уравнении $K[Cr(OH)_4] + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$ и укажите коэффициент перед окислителем:</p> <p>[1] 3; [2] 2; [3] 4; [4] 5.</p>
<p>Какие явления свидетельствуют о том, что атом имеет внутреннюю структуру?</p> <p>[1] электропроводность; [2] радиоактивность; [3] свойства идеальных газов; [4] диффузия.</p>
<p>В каком веке Э. Резерфордом было открыто ядро атома?</p> <p>[1] в XX в.; [2] в XIX в.; [3] в XVI в.; [4] в IV в. до н. э.</p>
<p>Атомы состоят из...</p> <p>[1] протонов и нейтронов; [2] молекул; [3] атомных ядер и электронов; [4] нуклонов.</p>
<p>Заряд атома равен...</p> <p>[1] нулю; [2] порядковому номеру элемента; [3] числу электронов; [4] заряду ядра.</p>
<p>Сколько квантовых чисел (и каких) описывают электронную орбиталь?</p> <p>[1] одно (n); [2] три (n, l, m_l); [3] четыре (n, l, m_l, s); [4] пять (n, l, m_l, s, m_s).</p>
<p>Главное квантовое число характеризует...</p> <p>[1] молекулярную орбиталь; [2] ориентацию орбитали в пространстве; [3] число электронов в атоме; [4] общую энергию электрона.</p>
<p>Сколько существует орбиталей с заданным главным квантовым числом n?</p> <p>[1] $2n + 1$; [2] n^2; [3] $2n^2$; [4] $n - 1$.</p>
<p>Какое максимальное число электронов может находиться на энергетическом подуровне (наборе орбиталей с заданными квантовыми числами n и l)?</p> <p>[1] $2n + 1$; [2] n^2; [3] $2(2l + 1)$; [4] $2n^2$.</p>
<p>Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...</p> <p>[1] принципом запрета Паули; [2] правилом Хунда; [3] принципом наименьшей энергии; [4] всеми перечисленными выше принципами.</p>

<p>Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...</p> <p>[1] только принципом запрета Паули; [2] только правилом Хунда; [3] принципом наибольшей энергии; [4] электронейтральностью атома.</p>
<p>Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:</p> <p>[1] 2s, 2p, 2d; [2] 3s, 3p, 3d; [3] 4f, 5s, 6d; [4] 3p, 3d, 3f.</p>
<p>Сколько электронов находится на 2p-подуровне в основном состоянии атома азота?</p> <p>[1] 5; [2] 3; [3] 7; [4] 1.</p>
<p>Какие из атомов в основном состоянии содержат два неспаренных электрона на внешнем уровне?</p> <p>[1] кислород; [2] гелий; [3] углерод; [4] магний.</p>
<p>Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?</p> <p>[1] $1s^2 2s^2 2p^5$; [2] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4p^1$; [3] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; [4] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$</p>
<p>Атом гелия имеет электронную конфигурацию $1s^1 2s^1 \dots$</p> <p>[1] в основном состоянии; [2] в первом возбужденном состоянии; [3] во втором возбужденном состоянии; [4] вообще не может иметь такую конфигурацию.</p>
<p>Какую из перечисленных электронных конфигураций не может иметь фторид-ион?</p> <p>[1] $1s^2 2s^2 2p^6$; [2] $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; [3] $1s^2 2s^2 2p^4 3d^1 5f^1$; [4] $1s^2 2s^2 2p^5$.</p>
<p>Какая из электронных конфигураций валентных электронов описывает элемент, проявляющий в соединениях максимальную степень окисления +7?</p> <p>[1] $2s^2 2p^5$; [2] $3s^2 2d^5$; [3] $4s^2 3d^5$; [4] $4s^2 3d^7$.</p>
<p>Сколько атомов входит в состав молекулы воды?</p> <p>[1] один; [2] два; [3] три; [4] в состав молекулы входят не атомы, а ядра атомов.</p>

Сколько электронов содержится в молекуле воды? [1] 10; [2] 3; [3] 18; [4] ни одного.
Причина образования химической связи — это... [1] притяжение электронов; [2] уменьшение общей энергии системы; [3] взаимодействие ядер атомов; [4] перекрывание электронных облаков.
Где находится максимум электронной плотности в молекуле водорода? [1] за ядрами; [2] на ядрах; [3] между ядрами; [4] электронная плотность изменяется монотонно и не имеет максимума.
Разрушение химической связи — процесс, который... [1] сопровождается выделением энергии; [2] происходит самопроизвольно в изолированных системах; [3] требует затраты энергии; [4] может происходить только под действием света.
Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекуле аммиака? [1] 8; [2] 6; [3] 10; [4] 2.
В каком случае типы связей расположены по мере убывания их энергии? [1] ван-дер-ваальсова, металлическая; [2] донорно-акцепторная, ионная; [3] донорно-акцепторная, водородная; [4] водородная, ковалентная неполярная.
Какой тип связи в молекуле H_2 ? [1] водородная; [2] ковалентная неполярная; [3] донорно-акцепторная; [4] ван-дер-ваальсова.
Выберите пару молекул, все связи в которых — ковалентные: [1] $NaCl$, HCl ; [2] CO_2 , PbO_2 ; [3] CH_3Cl , CH_3Na ; [4] SO_2 , NO_2 .
В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей? [1] HF , HCl , HBr ; [2] NH_3 , PH_3 , AsH_3 ; [3] H_2Se , H_2S , H_2O ; [4] CO_2 , CS_2 , CSe_2 .

Какая из частиц не может быть донором электронов? [1] H^+ ; [2] H^- ; [3] OH^- ; [4] Cl .
В какой частице есть связи, образованные по донорно-акцепторному механизму? [1] O_2 ; [2] O_3 ; [3] H_3O^+ ; [4] H_2O_2
Какое из перечисленных веществ образует водородные связи? [1] CH_4 ; [2] $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$; [3] NH_4Cl ; [4] CH_3COONa .
Валентность атома — это... [1] число химических связей, образованных данным атомом в соединении; [2] степень окисления атома; [3] число отданных или принятых электронов; [4] число электронов, недостающее для получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа.
Сколько химических связей (и каких) может образовать атом углерода, находящийся в невозбужденном состоянии? [1] четыре ковалентные связи, так как валентность углерода всегда равна IV; [2] две (за счет двух неспаренных электронов); [3] три (две по обменному механизму за счет неспаренных электронов и одну донорно-акцепторную за счет неподеленной пары электронов); [4] ни одной, так как атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует.
Степень окисления атома — это... [1] частичный заряд атома в молекуле; [2] число химических связей, образованных атомом в молекуле; [3] заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи — ионные; [4] окислительный потенциал атома, возведенный в некоторую степень.
Как связаны степень окисления и валентность атома? [1] степень окисления всегда меньше валентности; [2] степень окисления может быть равна валентности; [3] степень окисления может быть больше валентности; [4] это одно и то же.

<p>Какой из перечисленных элементов может иметь в соединениях как положительную, так и отрицательную степень окисления?</p> <p>[1] аргон; [2] фтор; [3] бром; [4] железо.</p>
<p>Валентность азота равна его степени окисления в молекуле...</p> <p>[1] аммиака; [2] азотной кислоты; [3] азота; [4] оксида азота (II).</p>
<p>Каковы минимальная и максимальная степени окисления благородных газов в соединениях?</p> <p>[1] благородные газы не образуют химических соединений; [2] 0, +2; [3] -8, +8; [4] 0, +8.</p>
<p>Валентный угол FBF в ионе BF_4^- равен</p> <p>[1] 120°; [2] $109^\circ 28'$; [3] 90°; [4] валентному углу в молекуле BF_3.</p>
<p>При рассмотрении химической реакции понятие «система» означает...</p> <p>[1] исходные реагенты; [2] продукты химической реакции; [3] реакционный сосуд; [4] исходные реагенты и продукты реакции.</p>
<p>В зависимости от способности химической системы к обмену энергией и веществом с окружающей средой, различают три типа систем: изолированные, закрытые и открытые. Окружающей средой называют...</p> <p>[1] выделенную (реально или условно) часть материального мира, которая является предметом наблюдения или исследования; [2] атмосферу Земли; [3] всю остальную часть материального мира вне пределов выделенной из него системы; [4] стенки реакционного сосуда.</p>
<p>Изолированная система с окружающей ее средой...</p> <p>[1] обменивается энергией, но не обменивается веществом; [2] не обменивается ни веществом, ни энергией; [3] обменивается веществом, но не обменивается энергией; [4] обменивается и энергией, и веществом.</p>

Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку...

- [1] ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;
- [2] ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
- [3] для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
- [4] при ее протекании не затрагиваются ядра атомов.

Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении — это...

- [1] количество выделившейся или поглощенной теплоты в результате взаимодействия между собой строго определенных количеств веществ;
- [2] изменение внутренней энергии в результате химической реакции;
- [3] изменение энтальпии в результате химической реакции;
- [4] работа, выполненная в ходе химической реакции.

В экзотермической реакции...

- [1] энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$);
- [2] тепловой эффект реакции отрицательный ($Q_p < 0$);
- [3] энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$);
- [4] давление реакционной системы повышается.

В эндотермической реакции...

- [1] энтальпия реакционной системы увеличивается ($\Delta H > 0$);
- [2] тепловой эффект реакции положителен ($Q_p > 0$);
- [3] энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$);
- [4] резко замедляется скорость.

Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?

- [1] 1 кДж; [2] 298 Дж; [3] нулю; [4] 273 кДж

Единицей измерения энергии в системе СИ является джоуль. Однако до сих пор используют внесистемную единицу — калорию (килокалорию) (даже люди, далекие от химии, хорошо знакомы, например, с термином «калорийность» продуктов). Как связаны между собой джоуль и калория?

- [1] 1 кал = 86св Дж; [2] 1 Дж = $6,02 \times 10^{23}$ кал;
- [3] 1 Дж = 22,4 кал; [4] 1 кал = 4,184 Дж.

Важнейшим следствием термохимического закона Гесса является утверждение, что тепловой эффект химической реакции равен...

- [1] сумме теплот образования исходных веществ;
- [2] сумме теплот образования продуктов реакции;
- [3] сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов термохимического уравнения реакции;
- [4] сумме теплот образования исходных веществ за вычетом суммы теплот образования продуктов реакции

Какая из написанных ниже реакций отвечает теплоте образования оксида азота (II) в стандартных условиях (ΔH_{298}°)?

- [1] $1/2N_2 + O = NO$;
- [2] $N + 1/2O_2 = NO$;
- [3] $1/2N_2 + 1/2O_2 = NO$;
- [4] $2NH_3 + 5/2O_2 = 2NO + 3H_2O$.

Какие из приведенных реакций являются эндотермическими?

- [1] $1/2N_2 + 3/2H_2 = NH_3$, $\Delta H_{298}^{\circ} = -46$ кДж/моль;
- [2] $H_2 + 1/2O_2 = H_2O$, $\Delta H_{298}^{\circ} = -242$ кДж/моль;
- [3] $1/2N_2 + 1/2O_2 = NO$, $\Delta H_{298}^{\circ} = 90$ кДж/моль;
- [4] $1/2H_2 + 1/2I_2 = HI$, $\Delta H_{298}^{\circ} = 26$ кДж/моль.

Изменения энергии могут происходить не только в результате химических, но и в ряде физических превращений. Назовите физическое превращение, в результате которого не происходит изменение энтальпии.

- [1] растворение соли в воде;
- [2] плавление льда;
- [3] сублимация иода;
- [4] интерференция света.

Стандартная мольная энтальпия плавления $\Delta H_{пл}^{\circ}$ — это...

- [1] изменение энтальпии, которым сопровождается испарение одного моля вещества;
- [2] изменение энтальпии, которым сопровождается плавление одного моля данного вещества при его температуре плавления и давлении один бар;
- [3] изменение энтальпии, которым сопровождается плавление одного моля данного вещества при нормальных условиях;
- [4] теплота, которую необходимо затратить для преодоления сил притяжения, существующих между частицами жидкости.

Раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций, называется...

- [1] химическая термодинамика; [2] термохимия;
[3] химическая кинетика; [4] калориметрия.

Скорость химической реакции — это...

- [1] время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
[2] время, за которое заканчивается реакция;
[3] изменение количества вещества реагентов (или продуктов реакции) в единицу времени в единице объема;
[4] количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции.

Для реакции $aA + bB + \dots \rightarrow dD + eE + \dots$ средняя скорость реакции ω математически может быть определена как...

- [1] $\omega = \frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$; [2] $\omega = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$;
[3] $\omega = -\frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$; [4] $\omega = e \frac{\Delta[E]}{\Delta t}$.

В каких единицах выражается скорость химической реакции?

- [1] моль \times л $^{-1} \times$ с $^{-1}$; [2] молекула \times см $^{-3} \times$ с $^{-1}$;
[3] моль $^2 \times$ с; [4] безразмерная величина.

От каких факторов не зависит скорость химических реакций в растворе?

- [1] от природы реагирующих веществ;
[2] от концентрации реагирующих веществ;
[3] от температуры; [4] от объема реакционного сосуда

Зависимость скорости реакции общего типа $aA + bB \rightarrow dD + eE$ от концентрации описывается основным постулатом химической кинетики — законом действующих масс. Его математическое выражение:

- [1] $\omega = k[A][B]$; [2] $\omega = k[A]^x[B]^y$;
[3] $\omega = k[A]^a[B]^b$; [4] $\omega = k \frac{[D][E]}{[A][B]}$.

Константа скорости k в законе действующих масс — это...

- [1] скорость реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ;
- [2] безразмерный коэффициент пропорциональности между скоростью и концентрациями;
- [3] коэффициент в уравнении Вант-Гоффа;
- [4] изменение концентрации вещества к моменту окончания реакции.

Для уравнения вида $aA + bB \rightleftharpoons dD + eE$ числа x и y в законе действующих масс $\omega = k[A]^x[B]^y$ — это...

- [1] стехиометрические коэффициенты химической реакции;
- [2] молекулярность реакции;
- [3] формальные числа, которые называют порядком реакции по веществам A и B ;
- [4] «описка» — вместо x и y в законе действующих масс должны стоять коэффициенты α и β .

Ни одна химическая реакция не протекает мгновенно. Во всех реакциях между реагентами и продуктами существует некоторое промежуточное образование — так называемое переходное состояние или переходный (активированный) комплекс. Переходное состояние — это...

- [1] уже не реагенты, но еще не продукты;
- [2] продукт, полученный под воздействием излучения;
- [3] непрерывная совокупность всех конфигураций ядер, соответствующих переходу от реагентов к продуктам;
- [4] реагент, обладающий самой низкой энтальпией образования.

Как изменится скорость газовой элементарной реакции $A = 2B$ при увеличении давления в закрытом сосуде в 3 раза?

- [1] не изменится; [2] уменьшится в 6 раз;
- [3] увеличится в 3 раза; [4] увеличится в 9 раз

Во сколько раз нужно увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

- [1] в 22,4 раза; [2] скорость реакции не зависит от давления;
- [3] в 10 раз; [4] в 500 раз.

Для приближенной оценки измерения скорости используют эмпирическое правило Вант-Гоффа, согласно которому при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в $2 \div 4$ раза. Это правило было установлено для реакций при невысоких температурах и связано с понятием температурного коэффициента скорости реакции γ , определяемого соотношением:

$$[1] \quad \gamma = \frac{t+10}{t} \approx 2 \div 4; \quad [2] \quad \gamma = \frac{(t+10)^2}{t^2} \approx 2 \div 4;$$

$$[3] \quad \gamma = \frac{k_{(t+10)}}{k_t} \approx 2 \div 4; \quad [4] \quad \gamma = \frac{(k_{(t+10)})^2}{(k_t)^t} \approx 2 \div 4.$$

Зная температурный коэффициент скорости, можно оценить изменение скорости реакции при увеличении температуры от T_1 до T_2 по формуле:

$$[1] \quad \frac{\omega(T_2)}{\omega(T_1)} = \gamma^{\frac{(T_2-T_1)}{10}}; \quad [2] \quad \frac{\omega(T_2)}{\omega(T_1)} = \frac{(T_2-T_1)}{10} \gamma;$$

$$[3] \quad \frac{\omega(T_2)}{\omega(T_1)} = \frac{T_2}{T_1} 10^\gamma; \quad [4] \quad \frac{\omega(T_2)}{\omega(T_1)} = \frac{T_2}{T_1} \gamma^{10}.$$

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 80 °С, если температурный коэффициент скорости равен 2?

- [1] в 4 раза; [2] в 16 раз;
[3] в 10 раз; [4] в 2,5 раза.

Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,9 раза при повышении температуры реакционной смеси на 10 К. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 40 до 75 °С?

- [1] в 7,8 раза; [2] в 117,1 раза;
[3] в 15,6 раза; [4] в 3,9 раза.

Растворение образца алюминия в растворе гидроксида калия при 20 °С заканчивается через 36 мин, а при 40 °С такой же образец металла растворяется за 4 мин. За какое время данный образец алюминия растворится при 65 °С?

- [1] за 15,4 с; [2] за 1,5 мин;
[3] за 30 с; [4] практически мгновенно.

Согласно Аррениусу, константа скорости зависит от температуры экспоненциально $k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$. Здесь E_a — энергия активации, R — газовая постоянная, T — температура в Кельвинах, A — так называемая предэкспонента, размерность которой совпадает...

- [1] с размерностью температуры; [2] она безразмерна;
 [3] с размерностью константы скорости;
 [4] с размерностью энергии активации.

Энергия активации — это...

- [1] энергия, необходимая для перехода веществ в состояние активированного комплекса;
 [2] энергия, которую необходимо затратить для измельчения исходных веществ;
 [3] энергия, которая выделяется в результате химической реакции;
 [4] разница между энергиями исходных веществ и продуктов реакции.

Какие вещества называют катализаторами?

- [1] образующие высокомолекулярные соединения;
 [2] изменяющие скорость химической реакции, но остающиеся неизменными после окончания реакции;
 [3] эффективно поглощающие радиоактивное излучение;
 [4] используемые для производства железобетона.

Как называются биологические катализаторы?

- [1] фуллерены; [2] ферриты;
 [3] ферромагнетики; [4] ферменты.

Как влияет температура на скорость ферментативных реакций?

- [1] скорость реакции возрастает с ростом температуры в любом интервале температур;
 [2] скорость ферментативных реакций не зависит от температуры;
 [3] ферменты обладают наибольшей активностью при температурах живого организма ($-35-40^{\circ}\text{C}$). При температурах выше $50-60^{\circ}\text{C}$ они, как правило, разрушаются и становятся неактивными — скорость реакции резко падает;
 [4] при повышении температуры скорость ферментативной реакции всегда понижается.

В последние годы появились эффективные стиральные порошки, содержащие ферменты. При использовании таких порошков белье замачивают на несколько часов в теплом растворе, но ни в коем случае не кипятят, потому что...

- [1] при кипячении фермент разрушается и теряет каталитические свойства;
- [2] происходит практически мгновенное испарение воды и белье «не успевает» отстирываться;
- [3] при этом расходуется чрезвычайно много порошка;
- [4] в этом нет смысла, так как ферментативные реакции не зависят от температуры.

Катализаторы, замедляющие скорость химической реакции при повышении температуры, называются...

- [1] инкубаторы; [2] интерферометры;
- [3] инсульты; [4] ингибиторы.

Все вещества, способные к образованию растворов, делят на две категории, называемые..., в зависимости от того, проводят или не проводят их растворы (расплавы) электрический ток.

- [1] металлами и неметаллами;
- [2] окислителями и восстановителями;
- [3] электролитами и неэлектролитами;
- [4] проводниками и изоляторами.

Электролиты — это вещества, которые...

- [1] проводят электрический ток; [2] растворимы в воде;
- [3] не растворимы в органических растворителях;
- [4] диссоциируют в растворе или расплаве на ионы.

Ионы — это...

- [1] атомы, характеризующихся одним и тем же зарядом ядра;
- [2] одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд;
- [3] условные заряды атомов в молекуле, вычисленные в предположении, что все связи в молекуле — ковалентные;
- [4] вещества, используемые для изготовления электрических проводов.

Положительные ионы называют...

- [1] катионами; [2] анионами; [3] ассоциатами; [4] катодами.

Отрицательные ионы называют...
[1] анодами; [2] окислителями; [3] анионами; [4] акцепторами.
Самопроизвольный распад молекул растворенного (иногда — расплавленного) вещества на катионы и анионы называется...
[1] электролизом; [2] ионной проводимостью; [3] гомогенным катализом; [4] электролитической диссоциацией.
Процесс электролитической диссоциации является...
[1] неравновесным; [2] экзотермическим; [3] эндотермическим; [4] обратимым.
Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать...
[1] степень диссоциации; [2] молярную концентрацию раствора; [3] pH раствора; [4] константу гидролиза.
Степень диссоциации— это...
[1] отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе; [2] отрицательный логарифм концентрации катионов в растворе; [3] отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества; [4] число гидратированных молекул электролита.
Численное значение степени диссоциации электролита в растворе при данной температуре зависит от...
[1] атмосферного давления; [2] наличия катализатора; [3] концентрации раствора; [4] агрегатного состояния электролита.
В зависимости от численного значения степени диссоциации α разбавленных растворов электролиты подразделяют на: а) сильные, б) слабые:
[1] а) $\alpha = 60\%$; б) $\alpha = 40\%$; [2] а) $\alpha > 80\%$; б) $\alpha < 20\%$; [3] а) $\alpha > 30\%$; б) $\alpha < 3\%$; [4] а) $\alpha > 0,3$; б) $\alpha < 0,03$.
Степень диссоциации сульфата калия в водном растворе с концентрацией 1 моль/л равна 0,75. Вычислите концентрацию ионов калия в растворе.
[1] 0,75 моль/л; [2] 2,25 моль/л; [3] 1,5 моль/л; [4] 2 моль/л.
К слабым электролитам относится...
[1] нитрат железа (III); [2] сульфат бария; [3] гидроксид железа (II); [4] серная кислота.

К сильным электролитам относится...

- [1] хлорид серебра; [2] сернистая кислота;
[3] сульфит калия; [4] уксусная кислота.

Величиной, характеризующей диссоциацию и не зависящей от концентрации раствора, является...

- [1] константа гидролиза; [2] ионное произведение воды;
[3] константа диссоциации;
[4] отношение количества растворенного электролита к общей массе раствора.

Поскольку диссоциация электролита КА на катион K^+ и анион A^- является обратимым равновесным процессом $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$, то к нему применим закон действующих масс, в соответствии с которым определяется константа равновесия, называемая в таких случаях константой диссоциации K_d . Константа диссоциации определяется по формуле:

- [1] $K_d = [KA][K^+][A^-]$; [2] $K_d = \frac{[KA]}{[K^+][A^-]}$;
[3] $K_d = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$; [4] $K_d = [KA]$.

Процесс электролитической диссоциации нитрата бария описывается уравнением:

- [1] $Ba(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{4+} + 2NO_3^{2-}$; [2] $Ba(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2N^{5+} + 6O^{2-}$;
[3] $Ba(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{3+} + N_2O_4^- + 2O^-$; [4] $Ba(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2NO_3^-$.

Диссоциация воды описывается уравнением:

- [1] $H_2O \rightleftharpoons H_2^+ + O^-$; [2] $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$;
[3] $H_2O \rightleftharpoons H^- + OH^+$;
[4] вода не является электролитом и поэтому не диссоциирует.

Вода — очень слабый электролит, поэтому ее молярная концентрация $[H_2O]$ остается практически постоянной при ее диссоциации, а следовательно, остается постоянной и величина $K_w = [H^+][OH^-]$, которую называют...

- [1] водородным показателем;
[2] произведением растворимости воды;
[3] ионным произведением воды;
[4] произведением искусства дистилляции.

Ионное произведение воды зависит только от температуры, численное значение этой величины при 25°C составляет...

- [1] $K_w = 6,02 \times 10^{-23}$ моль²/л²; [2] $K_w = 8,31 \times 10^{-3}$ моль²/л²;
 [3] $K_w = 6,62 \times 10^{-34}$ моль²/л²; [4] $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ моль²/л².

Кислотность (основность) растворов принято выражать через водородный показатель (рН), рассчитываемый по формуле:

- [1] $\text{pH} = \lg [\text{H}^+]$; [2] $\text{pH} = -\lg [\text{OH}^-]$;
 [3] $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; [4] $\text{pH} = -\ln [\text{OH}^-]$.

Значение рН чистой воды при 25°C составляет...

- [1] 1; [2] 7; [3] 0; [4] 10.

Чему равна концентрация ионов H^+ в растворе КОН с концентрацией 0,01 моль/л при условии, что гидроксид калия продиссоциировал нацело?

- [1] 10^{-12} моль/л; [2] 0,01 моль/л;
 [3] 10^{-14} моль/л; [4] поскольку раствор щелочной, в нем не могут присутствовать ионы H^+ (т. е. $[\text{H}^+] = 0$).

Рассчитайте рН: а) соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; б) водного раствора гидроксида калия с концентрацией 1,0 моль/л, считая, что указанные вещества диссоциируют полностью.

- [1] а) 1; б) 14; [2] а) 7; б) 7; [3] а) 14; б) 0; [4] а) 2; б) 12.

Рассчитайте концентрацию ионов водорода в растворе аммиака с концентрацией 1,5 моль/л. Константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,7 \times 10^{-5}$.

- [1] $[\text{H}^+] = 3 \times 10^{-10}$ моль/л; [2] $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-2}$ моль/л;
 [3] $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-12}$ моль/л; [4] $[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-1}$ моль/л.

Диссоциацию малорастворимых веществ (типа AgCl или BaSO_4) характеризуют с помощью специальной константы, называемой...

- [1] константой Больцмана; [2] произведением растворимости;
 [3] степенью ионизации; [4] ионным произведением.

Смешали по 250 мл растворов фторида натрия с концентрацией 0,2 моль/л и нитрата лития с концентрацией 0,3 моль/л. Определите массу образовавшегося осадка. Произведение растворимости фторида лития $\text{PP}(\text{LiF}) = 1,5 \times 10^{-3}$.

- [1] 1,0 г LiF; [2] осадок LiF не образуется;
 [3] 10 г LiF; [4] 22,4 г LiF.

Для уравнения реакции $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} = \dots$ сокращенное ионное уравнение имеет вид:

- [1] $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$;
- [2] $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- [3] $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SO}_4^{2-}$;
- [4] $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$.

Взаимодействие карбоната бария с соляной кислотой можно представить сокращенным ионным уравнением:

- [1] $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{BaCl}_2$;
- [2] $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{HCl}\uparrow$;
- [3] $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- [4] $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{CO}_3$.

Сокращенному ионному уравнению $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$ соответствует следующее молекулярное уравнение:

- [1] $\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- [2] $\text{CuBr}_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{KBr}$;
- [3] $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{NaOH}$;
- [4] $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} = 3\text{CuS}\downarrow + 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

С каким веществом вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария?

- [1] HNO_3 ;
- [2] CuSO_4 ;
- [3] CuCl_2 ;
- [4] LiOH .

С точки зрения теории диссоциации, кислотой называют соединение...

- [1] образующее при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только гидроксид-ионы OH^- ;
- [2] подвергающееся гидролизу в водном растворе;
- [3] образующее при диссоциации в водном растворе из положительных ионов только ионы водорода H^+ ;
- [4] способное проводить электрический ток.

Основанием называется соединение,...

- [1] не способное проводить электрический ток;
- [2] образующее при диссоциации в водном растворе из анионов только гидроксид-ионы;
- [3] образующее при диссоциации в водном растворе катионы металлов;
- [4] не растворимое в воде.

<p>Многоосновные кислоты и основания в отличие от одноосновных диссоциируют...</p> <p>[1] практически мгновенно; [2] очень медленно; [3] ступенчато; [4] практически не диссоциируют.</p>
<p>Водные растворы многих солей могут иметь щелочную или кислую среду. Причиной этого является...</p> <p>[1] электролиз солей; [2] диспропорционирование солей; [3] гидролиз солей; [4] гидратирование солей.</p>
<p>Водный раствор соли имеет нейтральную реакцию, если соль образована...</p> <p>[1] сильным основанием и слабой кислотой; [2] сильным основанием и сильной кислотой; [3] слабым основанием и слабой кислотой; [4] слабым основанием и сильной кислотой.</p>
<p>Какое вещество практически полностью гидролизуется в водном растворе?</p> <p>[1] Al_2S_3; [2] таких веществ не существует; [3] KCl; [4] H_2SO_4.</p>
<p>При сливании двух растворов, содержащих соответственно 2 моля бромида алюминия и 3 моля карбоната калия, при легком нагревании...</p> <p>[1] образуется осадок и выделяется газ; [2] образуется осадок, но газ не выделяется; [3] выделяется газ, но осадок не образуется; [4] не происходит никаких видимых изменений.</p>
<p>Водные растворы какой пары перечисленных солей имеют одинаковую реакцию (кислую, щелочную или нейтральную)?</p> <p>[1] NH_4ClO_4, K_3PO_4; [2] $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaHSO_4; [3] CuSO_4, BaBr_2; [4] $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3.</p>
<p>У какого из растворов наибольшее значение pH:</p> <p>[1] $\text{C}(\text{H}^+) = 10^{-7}$ моль/л; [2] $\text{C}(\text{OH}^-) = 5 \times 10^{-8}$ моль/л; [3] $\text{C}(\text{OH}^-) = 10^{-4}$ моль/л; [4] $\text{C}(\text{OH}^-) = 5 \times 10^{-10}$ моль/л?</p>
<p>Вычислите pH раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации составляет 1 %:</p> <p>[1] 0,77; [2] 2,77; [3] 3,77; [4] 4,77.</p>

Определите рН раствора бромноватистой кислоты, константа диссоциации которой равна 2.82×10^{-9} , если в 1 л его содержится 12.04×10^{21} молекул HBrO : [1] 3,15; [2] 4,25; [3] 5,15; [4] 6,25.
Вычислите рН насыщенного раствора гидроксида магния при 298 К, если его $\text{PP} = 5.61 \times 10^{-12}$: [1] 7,7; [2] 10,0; [3] 10,4; [4] 4,3.
Определите PP карбоната бария при 298 К, если в 0.100 кг насыщенного раствора содержится 1.38×10^{-3} кг соли: [1] 5×10^{-9} ; [2] 7×10^{-5} ; [3] $1,4 \times 10^{-2}$; [4] 4×10^{-4} .
Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если рН его 0.001 М раствора равен 9: [1] 1×10^{-2} ; [2] 1×10^{-3} ; [3] 1×10^{-4} ; [4] 1×10^{-7} .
Определите рН раствора, полученного при смешивании равных объемов 0.4 М гидроксида калия и 0.6 М соляной кислоты: [1] 0,01; [2] 0,1; [3] 0,7; [4] 1,0.

Ларичев Тимофей Альбертович
Морозов Валентин Петрович
Кожухова Татьяна Юрьевна

Химия: опорные конспекты и методические указания

Учебное пособие

Редактор З.А. Кунашева

Подписано к печати 25.05.2009 г. Формат 60x84 1/16.

Печать офсетная. Бумага офсетная № 1. Печ. л. 9,1. Тираж 100 экз.

Заказ № 90/

ГОУ ВПО "Кемеровский государственный университет". 650043,

Кемерово, ул. Красная, 6.