

Оглавление

Глава 1. Строение вещества	4
§ 1. Основные сведения о строении атома	4
§ 2. Периодический закон и строение атома.....	6
§ 3. Ионная химическая связь	8
§ 4. Ковалентная химическая связь.....	11
§ 5. Металлическая химическая связь	16
§ 6. Водородная химическая связь	23
§ 7. Полимеры.....	28
§ 8. Газообразные вещества.....	29
§ 9. Жидкие вещества.....	39
§ 10. Твердые вещества.....	44
§ 11. Дисперсные системы.....	48
§ 12. Состав вещества. Смеси.....	50
Глава 2. Химические реакции	57
§ 13. Понятие о химической реакции. Реакции, идущие без изменения состава веществ	57
§ 14. Классификация химических реакций, протекающих с изменением состава веществ.....	59
§ 15. Скорость химической реакции	62
§ 16. Обратимость химической реакции. Химическое равновесие и способы его смещения	64
§ 18. Гидролиз.....	67
§ 19. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	70
Глава 3. Вещества и их свойства	76
§ 20. Металлы	76
§ 21. Неметаллы.....	78
§ 22. Кислоты.....	82
§ 23. Основания	85
§ 24. Соли.....	89
§ 25. Генетическая связь между классами неорганических и органических веществ.....	91

Глава 1. Строение вещества

§ 1. Основные сведения о строении атома

1. То, что атом — сложная частица, доказывают явления α - и β -излучений, явление фотоэффекта.

2. Классическая теория строения атома развивалась следующим образом:

1. Гипотеза Дж. Томсона. Модель атома — «сливовый пудинг», т.е. атом — капля пудинга, внутри которой хаотично находятся «сливины» — электроны, которые совершают колебательные движения. Эта модель не подтверждалась экспериментальными данными.

2. Модель Э. Резерфорда. Модель атома — планетарная, т.е. атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, которые вращаются вокруг ядра по замкнутым орбитам. Эта модель не объясняла излучение и поглощение энергии атомом.

3. Теория Н. Бора. Н. Бор внес в планетарную модель атома квантовые представления.

а) Электрон вращается вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии E_1, E_2, \dots, E_n при этом энергия не выделяется и не поглощается.

б) Электрон переходит из одного «разрешенного» энергетического состояния в другое, что сопровождается излучением или поглощением кванта света.

Теория была построена на противоречиях.

4. Протонно-нейтронная теория ядра. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

3. *Интерференция* — нелинейное сложение интенсивностей двух или нескольких волн.

Дифракция — частный случай интерференции, свойство волны, заключающееся в способности огибать препятствия и другому кругу явлений распространения волн.

Частицы микромира имеют корпускулярные свойства, например, обладают массой, но также для них характерны такие волновые свойства, как дифракция и интерференция.

4. Атомное ядро состоит из протонов и нейтронов.

Изотопы — разновидности атомов одного химического элемента с разным количеством нейтронов в ядре.

^{35}Cl и ^{37}Cl

^{39}K и ^{40}K

^{39}Ar и ^{40}Ar

Свойства различных изотопов одного и того же элемента идентичны, т.к. согласно Периодическому закону Д.И. Менделеева свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

5. Электронная оболочка (совокупность всех электронов атома) имеет послойное строение. Важнейшей характеристикой электрона является энергия его связи с атомом.

Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый электронный слой. Электрон в атоме не имеет траектории движения, можно лишь говорить о вероятности его нахождения в пространстве. Он может находиться в любой части пространства, окружающего ядро.

Совокупность различных положений электрона рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Около ядра можно выделить пространство, где вероятность нахождения электрона наибольшая.

Форма и размеры того или иного электронного облака определяются атомными орбиталями. Атомные орбитали являются функцией двойственной природы электрона, определенной в каждой точке околоядерного пространства. Орбитали, как и соответствующие им электронные облака, обозначают символами s , p , d , f .

6. а) Номер периода в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на количество электронных слоев в электронной оболочке атома.

б) Номер группы в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на количество валентных электронов — электронов на внешнем электронном слое атомов химических элементов главных подгрупп.

7. В атомах химических элементов первому слою соответствует одна s -орбиталь, на которой могут находиться два s -электрона. Второй слой имеет s -орбиталь, запас энергии электронов на ней выше, чем у электронов первого слоя. Кроме того, второй слой имеет три p -орбитали. Каждую орбиталь могут занимать два электрона. Атом каждого элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева отличается от предыдущего тем, что заряд его ядра увеличивается на единицу, а следовательно на электронной оболочке становится на электрон больше.

Для элементов побочных подгрупп следует учитывать, что у атомов этих элементов не внешний слой, а d -орбитали предвнешнего слоя. Атомы элементов главных и побочных подгрупп одной группы имеют одинаковое максимальное число валентных электронов. Число валентных электронов элементов главной подгруппы равно номеру группы.

8.	${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	p -элемент
	${}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	p -элемент
	${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	s -элемент
	${}_{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	s -элемент

9. См. вопрос 2.

§ 2. Периодический закон и строение атома

2. Д.И. Менделеев расположил все известные ко времени открытия периодического закона химические элементы в ряд по возрастанию их атомных масс и отметил в нем отрезки — периоды, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменялись сходным образом.

3. Формулировка Периодического закона, данная Д.И. Менделеевым, отражала состояние науки на тот период времени,

когда о сложном строении атома ученые только догадывались: свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их атомных весов. После того, как было доказано сложное строение атома, первая формулировка была уточнена. В современной редакции закон звучит так: свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

4. а) Порядковый номер элемента соответствует заряду атомного ядра, т.е. числу протонов и числу электронов в электронной оболочке атома.

б) Номер периода соответствует числу энергетических уровней (электронных слоев) а атоме.

в) Номер группы соответствует числу электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп или максимальному числу валентных электронов для элементов обеих подгрупп.

5. По периодам и группам Периодической системы можно наблюдать следующие закономерности изменения свойств элементов:

а) В периоде слева направо усиливаются неметаллические свойства и ослабевают металлические — это связано с увеличением числа валентных электронов и ослаблением способности отдавать и усилением способности притягивать электроны.

б) В группе сверху вниз усиливаются металлические и ослабевают неметаллические свойства — это связано с увеличением числа электронных слоев, ослаблением связи валентных электронов с ядром, усилением способности отдавать валентные электроны.

6. Слова Д.И. Менделеева полностью подтверждаются современным состоянием Периодического закона (была уточнена формулировка зависимости от заряда ядра) и периодической системы (были открыты новые элементы, им нашлось место в таблице).

7. Водород можно записать в первую группу, т.к. его атом имеет на внешней оболочке 1 электрон, как и щелочные металлы, но также ему не хватает до завершения внешнего электронного слоя одного электрона, как и галогенам, поэтому его можно записать в седьмую группу. Водород при обычных условиях образует, как и галогены двухатомную молекулу простого вещества с одинарной связью — газ, как фтор или хлор. Водород, как и галогены, соединяется с металлами, образуя нелетучие гидриды. Однако как и щелочные металлы водород может проявлять валентность только равную I, а галогены, как правило, образуют множество соединений, проявляя различную валентность.

9. Этимологические источники названий элементов:

а) Свойства простых веществ, образованных элементами.

Хлор (греч. «хлорос» — желто-зеленый).

Именно такой цвет имеет этот газ.

Бром (греч. «бромос» — зловонный).

Удушающий запах брома похож на запах хлора.

б) Герои греческих мифов.

Иридий (греч. «иридос» — радуга). Ирида — богиня радуги, вестница богов. Соединения иридия обладают самыми разнообразными цветами.

в) Названия небесных тел.

Нептуний, плутоний.

д) Имена великих ученых.

Кюри

Нобелий

Менделеев

Резерфорд

§ 3. Ионная химическая связь

1. Электронную оболочку благородных газов можно рассматривать как состоящую из $n + 1$ уровней, внешний из которых содержит 0 электронов, и относить эти элементы к нулевой группе или как состоящую из n уровней, внешний из которых содержит максимально допустимое число электронов и относится к VIII группе. Сейчас благородные газы принято

относить к VIII группе, т.к. нет такого элемента, представителя этой группы, который содержал бы 0 электронов — 1-й представитель группы (такого элемента не существует).

Благородными называют металлы, не подверженные коррозии и окислению, что отличает их от большинства металлов. Все они являются также драгоценными металлами, благодаря их редкости. Основные благородные металлы — золото, серебро, платина и остальные 5 металлов платиновой группы — рутений, радий, палладий, осмий, иридий.

2. Элементы, относящиеся к VIII группе Периодической системы Д.И. Менделеева более справедливо называть благородными газами, т.к. хоть они и отличаются крайне низкой химической активностью, тем не менее, при определенных условиях могут образовывать соединения (особенно охотно со фтором). Наиболее «инертны» неон и гелий: чтоб заставить их вступить в реакцию нужно искусственно ионизировать каждый атом. Ксенон же слишком активен (для инертных газов) и реагирует даже при нормальных условиях, демонстрируя чуть ли не все возможные степени окисления (+1, +2, +4, +6, +8). Также нельзя не отметить способность благородных газов вступать в реакции радиоактивного превращения.

3. Ионной называют химическую связь, образованную за счет электростатического притяжения между катионами и анионами, в которые превращаются атомы в результате отдачи и присоединения электронов.

«Чистая» ионная связь в природе не встречается, т.к. электроны лишь частично, а не полностью, переходят от одного атома к другому, то есть предельный случай полярной ковалентной связи*.

4. Катионы — положительно заряженные ионы. Могут быть простыми — образованы одним атомом (Na^+ , Ca^{2+}) и сложными — образованы группой атомов (NH_4^+).

* Обычно связь носит частично ионный, частично ковалентный характер.

5. Анионы — отрицательно заряженные ионы. Могут быть простыми — образованы одним атомом (Cl^- , Br^-) и сложными — образованы группой атомов (SO_4^{2-} , OH^-).

6. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, а диполи воды ориентируются вокруг положительного и отрицательного ионов. Между диполями и ионами возникают силы взаимного притяжения. В результате связи между ионами ослабевают, происходит переход ионов из кристалла в раствор, при этом образуются гидратированные ионы (химически связанные с молекулами воды). Негидратированные ионы не связаны с молекулами воды. Наличие гидратной оболочки сказывается на свойствах ионов, например, негидратированные ионы меди бесцветны, а гидратированные — голубые.

И.А. Каблуков и В.А. Кистяковский одновременно и независимо друг от друга предложили представление о сольватации ионов и положили начало объединению физической и химической теории растворов.

7. Кристаллическая решетка — присущее веществу в кристаллическом состоянии правильное расположение атомов (ионов, молекул), характеризующееся периодической повторяемостью в трех измерениях.

Ионной называется кристаллическая решетка, в узлах которой расположены ионы. Примерами веществ с ионной кристаллической решеткой являются все неорганические соли, гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (Na_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH) и некоторые оксиды.

8. Вещества с ионными кристаллическими решетками характеризуются хрупкостью, высокой твердостью и прочностью, тугоплавки и нелетучи, их растворы и расплавы проводят электрический ток.

9. Соединения с ионными кристаллическими решетками: KCl , AlCl_3 , BaO , Fe_2O_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$.

§ 4. Ковалентная химическая связь

1. Ковалентной называют химическую связь между атомами, возникающую за счет образования общей электронной пары.

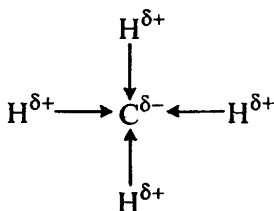
Выделяют:

- а) Ковалентную полярную связь в случае если по линии ковалентной связи возникает два полюса — отрицательный и положительный.
- б) Ковалентную неполярную связь — в случае если зарядов-полюсов по линии связи не возникает (атомы обладают одинаковой электроотрицательностью).

2. Электроотрицательностью называют способность атомов химических элементов смещать к себе общие электронные пары.

Ковалентная полярная связь — разновидность ковалентной связи, образованной разными атомами. Ковалентная неполярная связь — разновидность ковалентной связи, образованной одинаковыми атомами.

3. Полярность молекулы зависит от полярности связей и от геометрического строения, поэтому в молекуле связи могут быть полярными, а молекула в целом неполярна, например, молекула метана.



Молекула метана имеет тетраэдрическое строение и полярность всех связей взаимно компенсируется.

Или молекулы углекислого газа, имеющие линейное строение, несмотря на высокую полярность двойной связи $\text{C} \rightleftharpoons \text{O}$, неполярны.



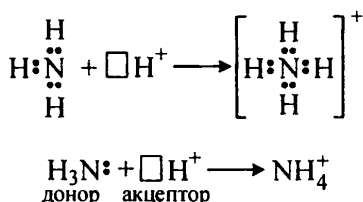
4. Механизмы образования ковалентной связи:

- а) Обменный механизм — для образования связи каждый из атомов предоставляет по одному неспаренному электрону. При этом формальные заряды атомов остаются неизменными.



- б) Донорно-акцепторный механизм — для образования связи по данному механизму оба электрона предоставляет один из атомов — донор. Второй из атомов, участвующих в образовании связи, называется акцептором.

В образовавшейся молекуле формальный заряд донора увеличивается на единицу, а акцептора уменьшается на единицу.



5. Примеры веществ с

- а) одинарной связью: CH_4 , HCl , NaOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;

- б) двойной связью: $\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$, $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$,

- в) тройной связью: N_2 , H_3O^+ , $\text{H}-\text{C} \equiv \text{N}$, $\text{CH} \equiv \text{CH}$.

7. Молекулярная кристаллическая решетка — кристаллическая решетка, в узлах которой расположены молекулы, образованные за счет прочных ковалентных связей. В узлах ионной кристаллической решетки расположены ионы, связанные ионной связью.

Примерами веществ с молекулярной кристаллической решеткой являются: углекислый газ, вода, сера, кристаллический йод, этиловый спирт.

8. Атомная кристаллическая решетка — кристаллическая решетка, в узлах которой расположены атомы, связанные ко-

валентной связью. В узлах ионной кристаллической решетки расположены ионы, связанные ионной связью, а в узлах молекулярной кристаллической решетки расположены молекулы.

Примерами веществ с атомной кристаллической решеткой являются алмаз, разновидности оксидов алюминия (наждак, корунд, рубин), оксид кремния.

9. Алмазный фонд — российская коллекция ювелирных изделий, экспонируемая в здании Государственной Оружейной палаты Московского кремля.

Коллекция начала формироваться еще в XVIII веке, когда Петр I издал специальный указ о сохранении вещей, «подлежащих государству», тем самым признав, что наиболее значительные из них должны быть собственностью не одной лишь царской фамилии, но и всего российского государства. Драгоценные предметы государственных регалий, орденские знаки и светские украшения многих поколений хранились в специальном Бриллиантовом кабинете Зимнего дворца.

Наиболее значимыми экспонатами выставки Алмазного фонда являются:

1. Большая императорская корона, в которую вставлена благородная шпинель — один из семи исторических камней Алмазного фонда.
2. Малая императорская корона.
3. Скипетр императорский с алмазом «Орлов» — одним из семи исторических камней Алмазного фонда.
4. Держава императорская.
5. Бриллиантовый знак на цепи и звезда к нему ордена Апостола Андрея Первозванного.
6. Алмаз «Шах» — один из семи исторических камней Алмазного фонда.

Семь исторических камней:

1. алмаз «Орлов» 189,62 карат
2. алмаз «Шах» 88,70 карат
3. плоский портретный алмаз 25 карат
4. гигантская шпинель 398,72 карат

5. гигантский изумруд 136,25 карат

6. гигантский цейлонский сапфир 258,18 карат

7. гигантский оливково-зеленый хризолит 1926 карат.

Бриллиант Орлов — самый крупный и знаменитый из семи исторических драгоценных камней Алмазного фонда, с 1784 года украшающий Императорский скипетр Екатерины Великой. Алмаз был найден в Индии в конце XVII — начале XVIII века.

10. Фраза «Тяжела ты, шапка Мономаха» взята из трагедии «Борис Годунов» (1825) А.С. Пушкина. Это заключительные слова, которые произносит царь Борис Годунов после того как узнает, что в Литве объявился самозванец.

Цитируется как жалоба на тяжелую долю, большую ответственность руководителя, лидера и т.д.

В действительности Шапка Мономаха относится к числу самых древних регалий, хранящихся в Оружейной палате, предположительно восточной работы конца XIII — начала XIV вв. Символ — корона самодержавия в России. Вес шапки 698 грамм.

11. Корона Британской империи относится к королевским регалиям, ювелирным украшениям, принадлежащим не лично британскому монарху, а государству.

Корона изготовлена в форме венца с чередующимися четырьмя крестами и четырьмя геральдическими лилиями, выше которых от крестов идут 4 полудуги. Венчает корону шар с крестом. Корона несет на себе 2868 алмазов, 273 жемчужины, 17 сапфиров, 11 изумрудов, 5 рубинов. В корону вставлены драгоценные камни, имеющие историческое значение. Внутри короны — бархатная шапка с горностаевой опушкой.

Настоящая корона Британской империи была изготовлена для коронации короля Георга VI в 1937 г. Она является точной копией более ранней короны Британской империи, изготовленной для королевы Виктории, но имеет более легкий вес и более удобна для длительного ношения (вес 910 г). Именно в короне Британской империи происходит коронация и ежегодное открытие сессии Парламента.

Корона Российской империи — венец, изготовленный придворным ювелиром Экартом и бриллиантовых дел мастером Иеремией Позье для коронации императрицы Екатерины II Великой в 1762 г. Мастер оправил в серебро 4936 бриллиантов, подчеркнув сияние бриллиантового кружева двумя рядами крупных матовых жемчужин. Высота с крестом 27,5 см. Корону венчает редкий драгоценный камень ярко-красного цвета — благородная шпинель. Большой императорской короной после Екатерины II короновались все императоры России. Вес около 5 фунтов (2,27 кг).

12. Золотое оружие «За храбрость» — наградное оружие в Российской империи, причисленное к статусу государственного ордена с 1807 по 1917 годы.

Награждение **Золотым холодным оружием** — шпагой, кинжалом, позднее саблей — производилось в знак особых отличий, за проявленную личную храбрость и самоотверженность. Генералы награждались Золотым оружием с бриллиантами.

Знаки отличия ордена «Благотворение» Орден «Благотворение» — международная общественная награда. Знаком отличия ордена является многолучевая звезда диаметром 53×53 мм. В верхней части звезды на эмалевой ленте расположена надпись «ИДИ И ТВОРИ». В центре ордена изображен земной шар, обвятый лавровым венком — символом благих творений. Орден «Благотворение» имеет четыре степени — Высшую, I, II, III. Орден Высшей степени представляет собой знак из золота 585 пробы с 20 изумрудами (2,0 карат) и двумя бриллиантами (0,03 карата каждый), крепится на ленте.

Знаки отличия ордена «Сдержанность и компетентность» Орден имеет четыре степени: высшая, I, II, III. Изготавливается из драгоценных металлов. Орден высшей степени украшен вставками из природных драгоценных камней (48 бриллиантов).

13. Карат — основная единица измерения массы драгоценных камней, издавна применяется в торговле драгоценными камнями. Слово «карат» произошло от «куара» — местно-

го названия африканского дерева. Один метрический (современный) карат равен 0,2 грамма.

Доли карата выражаются в виде простых или десятичных дробей.

Пойнт (точка) — равняется 0,01 карата или 0,002 г. Часто используется для взвешивания мелких алмазов.

Не следует путать карат как единицу массы камней и карат как меру чистоты золота, которая используется в ювелирном ремесле. Во втором случае карат определяет качество золотого сплава. Чем больше число каратов, тем выше содержание чистого золота в ювелирном изделии, а масса его может быть различной.

Грамм — применяется для продажи менее дорогих и крупных камней, а также для драгоценных необработанных камней.

Гран используется для определения массы жемчуга. Гран равен четверти карата, т.е. 50 мг. В настоящее время гран все больше вытесняется каратом.

§ 5. Металлическая химическая связь

1. Атомы металлов характеризуются тремя особенностями:

- 1) они как правило имеют 1–3 электрона на внешнем электронном слое.
- 2) имеют сравнительно большой радиус.
- 3) имеют большое число свободных орбиталей.

2. Металлическая связь — химическая связь, обусловленная наличием относительно свободных валентных электронов в пределах кристаллической решетки, образованной ионами металлов. Характерна как для чистых металлов, так и их сплавов. Так же как ионная и ковалентная связи, она образуется за счет создания общих электронов.

3. Металлическая кристаллическая решетка — кристаллическая решетка, образованная расположенными в узлах положительно заряженными ионами металла, и перемещающимися между ними «свободными» электронами.

4. Металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь определяют все наиболее характерные физические свойства металлов:

- пластичность (под внешним воздействием одни слои ионов в кристаллах легко смещаются относительно друг друга без разрыва);
- электропроводность (обусловлена наличием в металлах совокупности подвижных электронов, способных к направленному движению);
- ковкость;
- металлический блеск;
- способность к образованию сплавов.

6. История зеркала началась уже с третьего тысячелетия до нашей эры. Древнейшие металлические зеркала почти всегда были круглой формы, а их обратная сторона покрывалась узорами. Для их изготовления применялись бронза и серебро. Первые стеклянные зеркала были созданы римлянами в I веке нашей эры: стеклянная пластинка соединялась со свинцовой или оловянной подкладкой, поэтому изображение получалось живее, чем на металле.

С началом средневековья стеклянные зеркала полностью исчезли: почти одновременно все религиозные конфессии посчитали, что через зеркальное стекло смотрит на мир сам дьявол. Средневековым модницам приходилось, как встарь, пользоваться отполированным металлом и специальными тазиками с водой. Тщательно отполированные зеркала широко использовались для исцеления больных. Ими лечили туберкулез, водянку, оспу и любые психические болезни.

Стеклянные зеркала вновь появились только в 13 веке. Но они были вогнутыми. Тогдашняя технология изготовления не знала способа «приклеивать» оловянную подкладку к плоскому куску стекла. Поэтому расплавленное олово попросту заливали в стеклянную колбу, а затем разбивали ее на куски. Только три века спустя мастера Венеции додумались, как покрывать оловом плоскую поверхность. В отражающие составы

добавляли золото и бронзу, поэтому все предметы в зеркале выглядели красивее, чем в действительности. Стоимость одного венецианского зеркала равнялась стоимости небольшого морского судна. В 1500 году во Франции обычное плоское зеркало размером 120 на 80 сантиметров стоило в два с половиной раза дороже, чем полотно Рафаэля.

На Руси почти до конца XVII века зеркало считалось заморским грехом. Благочестивые люди его избегали. Церковный собор 1666 года запретил духовным лицам держать в своих домах зеркала. Возможно, поэтому количество суеверий, связанных с зеркалами в России уступает только количеству китайских примет по тому же поводу.

Производство зеркал состоит из резки листового стекла, декоративной обработки края заготовки — создание факета шириной от 4 до 30 мм. с углом наклона к лицевой поверхности от 5 до 30°, нанесение на подготовленную поверхность стекла тонкой пленки металла (отражающее покрытие), оформление зеркала в оправу. Наиболее ответственная операция — нанесение на заднюю поверхность стекла отражающего слоя алюминия или серебра (применяемого ограниченно). Использование данных (и других металлов) объясняется тем, что зеркала должны иметь высокий коэффициент отражения. Так, например, алюминий, имея высокий коэффициент отражения, дает прекрасные показатели как в ультрафиолетовом, видимом, так и в инфракрасном диапазоне; серебро — в видимом и в инфракрасном; золото — в инфракрасном.

7.

Мировые цивилизации	Поколения локальных цивилизаций	Локальные цивилизации
Неолитическая (8–4 тыс. до н. э.). Раннеклассовая (конец 4-го — начало 1-го тыс. до н. э.)	1-е поколение (конец 4-го — начало 1-го тыс. до н. э.)	Древнеегипетская, шумерская, ассирийская, вавилонская, эллинская, минойская, индийская, китайская

Мировые цивилизации	Поколения локальных цивилизаций	Локальные цивилизации
Античная (VIII в. до н. э. — V в. н. э.)	2-е поколение (VIII—XIV вв.)	Греко-римская, персидская, финикийская, индийская, китайская, японская, древнеамериканская
Средневековая (VI—XIV вв.)	3-е поколение (VI—XIV вв.)	Византийская, восточноевропейская, восточнославянская, китайская, индийская, японская
Раннеиндустриальная (XV — середина XVIII в.) Индустриальная (середина XVIII—XX в.)	4-е поколение (XV—XX вв.)	Западная, евразийская, буддийская, мусульманская, китайская, индийская, японская
Постиндустриальная (XXI — начало XXIII в. — прогноз)	5-е поколение (XXI — начало XXIII в. — прогноз)	Западноевропейская, восточноевропейская, североамериканская, латиноамериканская, океаническая, российская, китайская, индийская, японская, мусульманская, буддийская, африканская

8. Художественная обработка металлов известна со времен глубокой древности. Человек, встретив на своем пути золото, был очарован его красотой, поражен способностью в любых условиях сохранять солнечный цвет и блеск, легко поддаваться обработке; использовав эти качества металла в сочетании с гармонией линий и форм, человек создал один из неподражаемых видов народного художественного творчества.

Художественная обработка металлов — искусство малых форм. Благодаря красоте материала, талант и техническое мастерство исполнителя позволили придать изделиям изысканность, высокую художественную ценность, особую выразительность.

Вначале для художественной обработки человек использовал только золото, затем постепенно стал применять серебро и другие металлы и сплавы. Изделия, созданные мастерами, призваны служить не только в качестве украшений и предметов быта; они способны нести в себе воспитательное начало: удовлетворять эстетические потребности человека, формировать его художественный вкус, культуру, пробуждать интерес к творчеству.

Древние умельцы из поколения в поколение бережно передавали свои знания и практические приемы работы, что позволило сохранить и довести до наших дней искусство декоративной и художественной обработки металлов. Новый скачок в развитии искусства художественной обработки металлов произошел на современном этапе с выходом закона об индивидуальной трудовой деятельности.

Художественная обработка металла включает: фигурное литье,ковка, чеканка, гравировка, высечение ажурных узоров, создание эмалей и другие приемы.

Сплавы цветных металлов:

Бронза — сплав на основе меди, главными компонентами которого являются олово, цинк, никель, свинец, фосфор и марганец. Бронза широко применяется в художественном литье, изготовлении сувениров, юбилейных значков и медалей.

Латунь — сплав меди с цинком. Латунь легко поддается пластической деформации, обработке давлением и резкой.

Мельхиор — пластичный и прочный сплав меди с 20% никеля, обладает красивым серебристым цветом, легко чеканится, штампуются, режется, полируется.

Нейзильбер — сплав меди с 20% цинка и 15% никеля; отличается высокой пластичностью, тягучестью и коррозионной стойкостью.

9. Возникновение металлических денег.

В целом, однородность, делимость, сохраняемость, транспортабельность, высокая ценность благородных металлов привели к тому, что они стали выполнять функцию всеобщего эквивалента и, тем самым, превратились в деньги. Золото и серебро использовали в качестве денег в Египте и Вавилоне за 3–4 тысячи лет до нашей эры, и эти «деньги» существовали в форме пластинок, при приобретении товара от которых отрезали маленькие кусочки. В Египте, спустя несколько тысячелетий (за 12 веков до нашей эры), деньги имели вид золотых колец, вес которых обозначался наложением штампа. Возможно, что первоначально это были просто украшения из драгоценных металлов — на пальцы, руки, ноги, шеи, которые порой использовались как средство платежа.

Слово «монета» обязана своим появлением древним римлянам, использовавшим Храм богини Джуно Монета в качестве мастерской для чеканки монет. Спустя некоторое время, все места, где изготавливались монеты, стали называть «монета». Английский вариант этого слова «минт», французский — «моне»; от этого слова и произошло английское слово «тапу» — деньги, не говоря уже о русском варианте...

Сами монеты впервые появились в Лидии и Древней Греции в VIII–VII веке до нашей эры. Появляясь в развитых государствах, монеты быстро распространялись и в соседних варварских племенах, потом все далее и далее. В Древней Руси имели хождение римские и греческие золотые монеты, но об этом я более подробно расскажу в главе 2.2.1, где описываю возникновение металлических денег на Руси. Для того чтобы яснее представить себе картину распространения монет, рассмотрим их зарождение в двух следующих странах: Греции и Риме.

Греция. Уже в VII–VI веках до нашей эры большинство городов Греции чеканили монеты. В основу денежно-монетных единиц легли общие почти для всех греков весовые единицы и их названия: талант, мина, статер, драхма, обол. Талант и мина

играли роль весовых единиц, а средством обращения (монетами) стали статер, драхма, обол и кратные им монеты не выше 10 драхм. Следует различать два типа греческих монетных систем: основанные на статере — системы, для которых основным металлом было золото, и на драхме — «серебряные» монетные системы. К первой системе относится Милетская (по имени города Милет) VII–V вв. до н. э., Фокейская (г. Фокей) VII–IV вв. до н.э. и Персидская (Малая Азия) VI–IV вв. до н.э. (до вытеснения их монетами Александра Македонского). Ко второму типу монетных систем следует отнести: Эгинскую, Эфбейскую (Аттика и Афины), Коринфскую системы, распространенные до IV в до н.э. Вышеупомянутые монетные системы были основными в Греции и эллинских странах. Кроме них, существовал ряд других систем: Финикийская, Абдерская, Хоисская, Родосская и др. Кроме золотых и серебряных монет в Древней Греции чеканились медные монеты: халк и лепта.

Римская империя. Первые римские монеты, которые выглядели как большие литые кружочки из меди и бронзы, были изготовлены около 338 г. до нашей эры на основе принятой в Риме и средней Италии торговой системы веса. Она весила полный римский фунт — 272,88 грамм (английский фунт — 453,59 грамм) и носила название асс. После начала чеканки в 269 году до нашей эры асс «похудел» до 54,59 г. С тех пор все римское монетное дело базировалось на единой основе — солид, весом 4,55 г, который стал основной счетной единицей государства.

10. В соревнованиях Античных Олимпийских игр наградой была не медаль, её создали гораздо позже. В античности награды могли быть какими угодно: Геракла наградили венком из дикой оливы, в последующие эллинские национальные Олимпийские игры были разыграны различные призы. Царь Эндимион за победу отдал своё царство, но участниками были его сыновья. Победитель получал большую сумму золотых монет, славу и разные ценности. За 293 Олимпиады Древней

Греции было разыграно много призов, вручённых приблизительно 330 участникам, но ни одной медали выковано и подарено не было.

В первый раз решение о внедрении традиции награждать победителей Игр Олимпиады медалями было принято Первым Олимпийским конгрессом в 1894 году, за два года до I Олимпийских игр, прошедшим во Франции, в городе Париже. Все основные правила награждений и основополагающие принципы были прописаны в главном сборнике уставных документов Олимпийского движения — Олимпийской хартии. Основным принципом, описанным в Олимпийской хартии, была раздача медалей победителям в зависимости от занятых мест: занявшим первое и второе места спортсменам вручают медали из серебра 925-й пробы, а медаль победителя должна быть покрыта шестью граммами чистого золота (проба не уточняется). Диаметр самой медали около 60 мм, толщина 3 мм. За 3-е место спортсмены награждаются бронзовыми медалями. Размеры были установлены, но на протяжении многих лет они менялись.

§ 6. Водородная химическая связь

1. Химическую связь между атомами водорода одной молекулы (или ее части) и атомами наиболее электроотрицательных элементов другой молекулы (или ее части) называют водородной.

2. Физики объясняют механизм образования водородной связи электростатическим притяжением атома водорода, имеющего частичный положительный заряд, к атому кислорода (фтора или азота), имеющего частичный отрицательный заряд. С химической точки зрения в образование водородной связи вносит свой вклад донорно-акцепторное взаимодействие между почти свободными орбиталями атомов водорода и неподеленными электронными парами атомов кислорода (фтора или азота).

Можно выделить два вида водородных связей: внутримолекулярная водородная связь и межмолекулярная водородная связь.

3. Образование межмолекулярных водородных связей объясняется тот факт, что даже вещества с небольшими относительными атомными массами при обычных условиях представляют собой жидкости (вода, спирты — метанол, этанол, карбоновые кислоты — муравьиная, уксусная) или легкосжижаемые газы. Способность аммиака легко сжижаться и вновь переходить в газообразное состояние с поглощением теплоты, аномально высокие температуры плавления и кипения воды, образование кристаллов снежинок объясняются именно образованием водородных связей.

4. Благодаря образованию межмолекулярных водородных связей плотность воды при переходе из жидкого состояния в твердое уменьшается. Этим объясняется тот факт, что лед легче воды. Поэтому водоемы не промерзают зимой до дна, тем самым, сохраняя жизнь водным обитателям.

5. Внутримолекулярная водородная связь определяет вторичную структуру белковых молекул. Полипептидная цепь закручена в спираль, витки которой удерживаются от раскручивания за счет образования водородных связей между петидными фрагментами участков белковой молекулы. Будучи непрочной, водородная связь в белках может разрушаться — белки денатурируют.

6. За передачу наследственной информации ответственны нуклеиновые кислоты, в организации структуры которых, водородная связь играет важнейшую роль. Так, при самоудвоении ДНК — репликации, водородные связи разрываются, полинуклеотидные цепи раскручиваются и расходятся. Каждая цепь служит матрицей для образования на ней комплиментарной цепи за счет возникновения новых водородных связей. Таким образом после репликации образуются две дочерние молекулы ДНК, в каждой из которых одна спираль была взята из родительской ДНК, а вторая комплиментарная спираль синтезирована заново.

7. Водородная связь в значительной мере определяет свойства и таких биологически важных веществ, как белки и

нуклеиновые кислоты. В частности, элементы вторичной структуры и третичной структуры в молекулах белков, РНК и ДНК стабилизированы водородными связями. В этих макромолекулах, водородные связи сцепляют части той же самой макромолекулы, заставляя её сворачиваться в определенную форму. Например, двойная спиральная структура ДНК, определяется в значительной степени наличием водородных связей, сцепляющих пары нуклеотидов, которые связывают одну комплементарную нить с другой.

Роль водородных связей в живой материи определяется не только тем, что без водородных связей нельзя себе представить структуру белков (носителей жизни) или двойную спираль нуклеиновых кислот. Без водородных связей совершенно иными были бы физические и химические свойства самого распространенного вещества на Земле — воды, в которой и зародилась жизнь.

Водородные связи также важны в структуре полученных искусственно полимеров (например, целлюлозы) и во многих различных формах в природе, таких как древесина, хлопок и лён.

Много полимеров усилены водородными связями в их главных цепях. Среди синтетических полимеров самый известный пример — нейлон, где водородные связи играют главную роль в кристаллизации материала.

8. Еще до Второй мировой войны исследователи выяснили, что «мистическая» субстанция, которая передает гены от поколения к поколению, — это ДНК. Но эти знания не объяснили им, каким образом работает эта молекула или как она выглядит. Было известно лишь то, что молекула ДНК состоит из нескольких относительно простых химических единиц. Однако никто не был уверен в том, как выстраиваются эти химические единицы, чтобы нести в себе огромное количество информации, необходимой для воспроизводства жизни.

В первой половине 20-го века ученые продолжали исследования процессов старения и поиск методов продления жиз-

ни на основе результатов экспериментов и всесторонне обоснованных научных теорий.

Прорыв в биологии произошел после того, как 25 апреля 1953 года в американском журнале *Nature* была опубликована статья молодых ученых — биолога Джеймса Уотсона и физика Френсиса Крика «Структура дезоксирибонуклеиновой кислоты». Публикация занимала чуть больше одной странички, в ней был всего один очень простой рисунок. Так впервые была предложена модель пространственной структуры ДНК в виде двойной спирали. Через 9 лет ее авторы получают Нобелевскую премию. А паб «Орел», в котором двое молодых людей объявили о своем открытии «секрета жизни», до сих пор остается одной из главных достопримечательностей Кэмбриджа.

Уотсон и Крик, проведя расчеты, создали модель в виде двойной спирали — так, по их мнению, должна была выглядеть молекула ДНК. Но они не были до конца уверены в правильности этой модели. Лишь после того, как английский биофизик Морис Уилкинс ознакомил их с рентгеновской дифракционной картиной кристаллической структуры ДНК, стало очевидно, что предложенная ими структура ДНК верна.

Уотсон, Крик и Уилкинс в 1962 году получили Нобелевскую премию за свои достижения.

Разгадка строения молекулы ДНК вызвала революцию в естествознании и повлекла за собой целый ряд новых открытий. Знание структуры ДНК помогло понять процесс репликации (удвоения) ДНК. Таким образом удалось установить, как генетическая информация передается от поколения к поколению. Впоследствии был открыт генетический код, несущий информацию о первичной структуре белков — основных компонентов всех клеток.

Открытие структуры ДНК стало серьезным импульсом для развития генетики, апогеем которого явилась научная программа «Геном человека». Уотсон стал первым руководителем этого проекта, в рамках которого была полностью расшифрована наследственная информация *Homo sapiens*.

9. Что же содержат в себе сигареты? Все, конечно, знают про никотин, «один грамм» которого «убивает лошадь». Но дыму одной сигареты, папиросы далеко до пресловутого грамма. А то количество никотина, которое есть, всего лишь возбуждает центральную и периферическую нервную систему, которая отзывается спазмом мелких кровеносных сосудов, за счет чего растет артериальное давление, учащается дыхание. Курильщики утверждают, что при этом повышаются умственные способности, общий тонус.

Кроме никотина, в состав табачного дыма входят вода, углекислый газ, кетоны — простые органические соединения, остающиеся после сгорания табачных листьев. И смолы — вязкие вещества. Токсические компоненты смолы, кроме того, всасываются и поступают в кровеносное русло, а затем выводятся с мочой. Известно, что наличие таких раздражающих веществ в мочевом пузыре способствуют развитию рака мочевого пузыря. Никотин, кетоны и смолы откладываются темным налетом на зубах, ускоряя их разрушение, оседают на слизистой органов дыхания. Эти «шлаки» делают малопроницаемыми и ломкими стенки бронхов, что впоследствии приводит к хроническому бронхиту — характерному заболеванию курильщиков, а далее к эмфиземе легких — тяжелому хроническом недугу, когда все органы испытывают гипоксию, задыхаются от недостатка кислорода.

Алкоголь, как и жир, и сахар, — продукт высококалорийный. Если у вас избыточный вес, добавлять новые килограммы, совсем ни к чему. Напротив, надо их сбросить. Тогда и сердцу станет легче.

Благодаря быстрому всасыванию в кровь алкоголь практически одновременно достигает многих жизненно важных органов. На мозг и центральную нервную систему он действует, образно говоря, как плетка на норовистого коня: происходит резкое увеличение активности, снятие «тормозов». Именно поэтому, «приняв на грудь», многие люди становятся более решительными, развязными и, в частности, менее чувстви-

тельными к боли. Однако вскоре вспышка активности оборачивается заторможенностью, вялостью, сонливостью.

Нарушение функций внутренних органов при приеме алкоголя происходит из-за того, что он не только непосредственно влияет на клетки и нервные окончания, но и воздействует на тот или иной орган опосредованно через центральную нервную систему.

Попадая в кровь, алкоголь бьет по органам кровообращения. Как правило, наиболее заметными последствиями этого становятся бледность, затрудненное дыхание, головная боль: пропускная способность кровеносных сосудов резко снижается, и они не могут в достаточных количествах нести к тканям кислород.

§ 7. Полимеры

1. Полимеры — неорганические и органические, аморфные и кристаллические вещества, получаемые путём многократного повторения различных групп атомов, называемых «структурными звеньями», соединённых в длинные макромолекулы химическими или координационными связями.

Мономеры — низкомолекулярные вещества, молекулы которых способны вступать в реакцию (полимеризацию или поликонденсацию) друг с другом или с молекулами других веществ с образованием полимера.

Структурное звено — мономерные звенья в составе полимерных молекул.

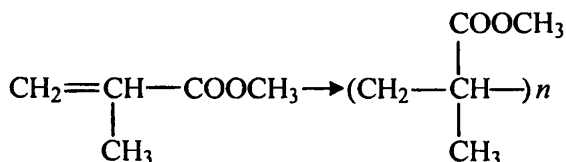
Степень полимеризации — это число, показывающее сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу.

3.

Полимер	Мономер	Структурное зерно	Степень полимеризации
полиэтилен	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$	3000–20000
полипропилен	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	$(-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-)$	2000–7000

Полимер	Мономер	Структурное зерно	Степень полимеризации
ПВХ	$\text{CH}_2=\text{CHCl}$	$(-\text{CH}_2-\text{CHCl}-)$	200-3000
целлюлоза	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$(-\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5-)$	300-10000
каучук (натуральный)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2-\text{CH}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-)$	150-1500
крахмал	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$(-\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5-)$	1000-3000

7. Жук *Абах ater* в случае опасности выстреливает в атакующего жидкостью, состоящей в основном из мономерного метилметакрилата, который полимеризуясь на теле врага, делает его неподвижным.



§ 8. Газообразные вещества

1. Агрегатные состояния вещества — состояния одного и того же вещества в различных интервалах температур и давлений.

Основными агрегатными состояниями вещества считают газообразное, жидкое и твердое состояния, переходы между которыми обычно сопровождаются скачкообразными изменениями плотности, энтропии и других физических свойств. Четвертым агрегатным состоянием вещества считают плазму.

Существование у вещества нескольких агрегатных состояний обусловлено различиями в тепловом движении его молекул, атомов и в их взаимодействии.

2. Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Из этого закона вытекает важное следствие: 1 моль любого газа при нормальных условиях (760 мм рт. ст. и 0 °С) занимает объем 22,4 л. Этот объем называют молярным объемом газов.

3. Рассчитаем количество вещества NH_3 .

$$n(\text{NO}_2) = \frac{V(\text{NO}_2)}{V_m} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моль}$$

Теперь найдем массу NO_2 .

$$m(\text{NO}_2) = n(\text{NO}_2) \cdot M(\text{NO}_2) = 3 \cdot 47 = 138 \text{ г}$$

Ответ: 138 г O_2 .

4. Найдем количество вещества SO_2 .

$$n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)} = \frac{32}{64} = 0,5 \text{ моль}$$

Теперь рассчитаем объем SO_2 .

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л}$$

Ответ: 11,2 л SO_2 .

5. Поведение идеальных газов описывают следующие законы:

- 1) при постоянной температуре изменение объема газа обратно пропорционально изменению давления (закон Бойля-Мариотта);
- 2) при постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально изменению абсолютной температуры (закон Шарля-Гей-Люссака);
- 3) при постоянных температуре и давлении изменение объема прямо пропорционально изменению количества вещества (закон Авогадро). Эти законы можно представить в виде одного уравнения состояния идеального газа $PV = nRT$.

6. Уравнение состояния идеального газа (Менделеева-Клапейрона) $pV = nRT$, где p — давление газа (Па), V — его объем (м^3), T — абсолютная температура (К), n — число молей газа, R — универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/К*моль ($R = 0,08206 \text{ л*атм/К*моль}$, если p измеряют в атмосферах, V — в литрах, n — в молях, T — в кельвинах).

Рассчитайте температуру 12 г газа с молярной массой 32 г/моль, если он занимает объем 1 л и находится под давлением $2 \cdot 10^6$ Па.

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12}{32} = 0,375 \text{ моль}$$

$$T = \frac{pV}{nR} = \frac{2 \cdot 10^6 \cdot 1 \cdot 10^{-3}}{0,375 \cdot 8,31} = 642 \text{ К}$$

$$t = 642 - 273 = 369 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ответ: 369 $^\circ\text{C}$.

7. Твердое состояние характеризуется способностью сохранять объём и форму. Атомы твёрдого тела совершают лишь небольшие колебания вокруг состояния равновесия. Присутствует как дальний, так и ближний порядок.

Жидкое состояние — состояние вещества, при котором оно обладает малой сжимаемостью, то есть хорошо сохраняет объём, однако не способно сохранять форму. Жидкость легко принимает форму сосуда, в который она помещена. Атомы или молекулы жидкости совершают колебания вблизи состояния равновесия, запертые другими атомами, и часто перескакивают на другие свободные места. Присутствует только ближний порядок.

Газообразное состояние характеризуется хорошей сжимаемостью, отсутствием способности сохранять как объём, так и форму. Газ стремится занять весь объём, ему предоставленный. Атомы или молекулы газа ведут себя относительно свободно, расстояния между ними гораздо больше их размеров.

8. Согласно наиболее распространённой теории, атмосфера Земли во времени пребывала в трёх различных составах.

Первоначально она состояла из лёгких газов (водорода и гелия), захваченных из межпланетного пространства. Это так называемая первичная атмосфера (около четырех миллиардов лет назад).

На следующем этапе активная вулканическая деятельность привела к насыщению атмосферы и другими газами, кроме водорода (углекислым газом, аммиаком, водяным паром). Так образовалась вторичная атмосфера (около трех миллиардов лет до наших дней). Эта атмосфера была восстановительной.

Далее процесс образования атмосферы определялся следующими факторами:

- утечка легких газов (водорода и гелия) в межпланетное пространство;
- химические реакции, происходящие в атмосфере под влиянием ультрафиолетового излучения, грозových разрядов и некоторых других факторов.

Постепенно эти факторы привели к образованию третичной атмосферы, характеризующейся гораздо меньшим содержанием водорода и гораздо большим — азота и углекислого газа (образованы в результате химических реакций из аммиака и углеводов).

Состав атмосферы начал радикально меняться с появлением на Земле живых организмов, в результате фотосинтеза, сопровождающегося выделением кислорода и поглощением углекислого газа. Первоначально кислород расходовался на окисление восстановленных соединений — аммиака, углеводов, закисной формы железа, содержавшейся в океанах и др. По окончании данного этапа содержание кислорода в атмосфере стало расти. Постепенно образовалась современная атмосфера, обладающая окислительными свойствами. Поскольку это вызвало серьезные и резкие изменения многих процессов, протекающих в атмосфере, литосфере и биосфере, это событие получило название Кислородная катастрофа.

В настоящее время атмосфера Земли состоит в основном из газов и различных примесей (пыль, капли воды, кристаллы льда, морские соли, продукты горения). Концентрация газов, составляющих атмосферу, практически постоянна, за исключением воды (H_2O) и углекислого газа (CO_2).

Состав сухого воздуха		
Газ	Содержание по объему, %	Содержание по массе, %
Азот	78,084	75,50
Кислород	20,946	23,10
Аргон	0,932	1,286
Вода	0,5-4	—
Углекислый газ	0,0387	0,059
Неон	$1,818 \times 10^{-3}$	$1,3 \times 10^{-3}$
Гелий	$4,6 \times 10^{-4}$	$7,2 \times 10^{-5}$
Метан	$1,7 \times 10^{-4}$	—
Криптон	$1,14 \times 10^{-4}$	$2,9 \times 10^{-4}$
Водород	5×10^{-5}	$7,6 \times 10^{-5}$
Ксенон	$8,7 \times 10^{-6}$	—
Закись азота	5×10^{-5}	$7,7 \times 10^{-5}$

9. В последнее время на эволюцию атмосферы стал оказывать влияние человек. Результатом его деятельности стал постоянный значительный рост содержания в атмосфере углекислого газа из-за сжигания углеводородного топлива, накопленного в предыдущие геологические эпохи. Громадные количества CO_2 потребляются при фотосинтезе и поглощаются мировым океаном. Этот газ поступает в атмосферу благодаря разложению карбонатных горных пород и органических веществ растительного и животного происхождения, а также вследствие вулканизма и производственной деятельности человека. За последние 100 лет содержание CO_2 в атмосфере возросло на 10%, причём основная часть (360 млрд тонн) поступила в результате сжигания топлива. Если темпы роста сжигания топлива сохранятся, то в ближайшие 20–30 лет количество CO_2 в атмосфере удвоится и может привести к глобальным изменениям климата.

Сжигание топлива — основной источник и загрязняющих газов (CO , NO , SO_2). Диоксид серы окисляется кислородом

воздуха до SO_3 в верхних слоях атмосферы, который в свою очередь взаимодействует с парами воды и аммиака, а образующиеся при этом серная кислота (H_2SO_4) и сульфат аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) возвращаются на поверхность Земли в виде т. н. кислотных дождей. Использование двигателей внутреннего сгорания приводит к значительному загрязнению атмосферы оксидами азота, углеводородами и соединениями свинца (тетраэтилсвинец $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$).

Аэрозольное загрязнение атмосферы обусловлено как естественными причинами (извержение вулканов, пыльные бури, унос капель морской воды и пыльцы растений и др.), так и хозяйственной деятельностью человека (добыча руд и строительных материалов, сжигание топлива, изготовление цемента и т. п.). Интенсивный широкомасштабный вынос твёрдых частиц в атмосферу — одна из возможных причин изменений климата планеты.

10. Озон — фактор, обеспечивающий биологически безопасный уровень ультрафиолетового излучения у поверхности Земли, поддерживающий в стабильном состоянии климат планеты и контролирующий содержание некоторых загрязнителей в атмосфере. Озонный слой расположен в стратосфере на высотах 20–30 км. Общее количество озона в атмосфере оценивается в 3,3 млрд т. Много ли это? Судите сами. Если весь озон «собрать» у поверхности Земли при нормальной температуре и давлении, то получится газовый слой толщиной всего лишь 3 мм! Озон распределен в атмосферном слое неравномерно — над тропиками его в среднем меньше, чем над полюсами. Образовавшиеся молекулы озона существуют недолго; происходит обратная реакция фоторазложения озона в результате поглощения им коротковолнового излучения Солнца. В результате этих процессов УФ-излучение превращается в тепловую энергию. Для нас же, всех живых существ Земли, главная «заслуга» озона состоит в том, что он, «жертвуя собой», поглощает лучи с длиной волны 240–260 нм и, таким образом, не допускает высокоэнергетическое излучение Солнца к Зем-

ле. В процессе истории нашей планеты лишь с накоплением достаточного количества озона в стратосфере смогла спокойно оформляться и эволюционировать жизнь на Земле.

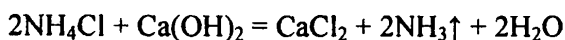
Влияние озона на климат также связано с поглощением излучений, но уже не в УФ-, а в ИК-области спектра. Озонный слой усиливает «парниковый эффект», так как поглощает ИК-излучение от поверхности Земли. Однако здесь все не так однозначно: влияние озона на температуру поверхности Земли и климат зависит от того, на каких высотах происходит изменение концентраций озона. Не вдаваясь в подробности скажем, что до высоты 30 км увеличение концентрации озона, по прогнозам, будет приводить к нагреванию, а выше 30 км — к охлаждению поверхности планеты. То есть озон, содержащийся в тропосфере (тропосферный озон), справедливо может быть отнесен к парниковым газам. В городах этот озон, являясь главным компонентом фотохимического смога, непосредственно воздействует на глаза и легкие человека и вредит зеленым насаждениям. Источниками тропосферного озона служат электрические и грозовые разряды, а также техногенная деятельность человека. Было бы благом для человечества снизить концентрацию озона вблизи Земли, однако снижение концентрации стратосферного озона очень опасно! А именно этот процесс сейчас и происходит при активном содействии человека — стратосферный «озоновый щит» разрушается и образуются «озоновые дыры».

11. а) См. Габриелян 11, Практик. работа № 1, вариант 1.1

б) См. Габриелян 11, Практик. работа № 1, вариант 2.1

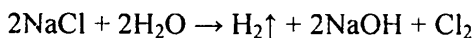
в) В пробирку поместили кусочек мела, прилили 2–3 мл раствора соляной кислоты, закрыли пробирку пробкой с газотводной трубкой.

г) Обычно лабораторным способом получают слабым нагреванием смеси хлорида аммония с гашеной известью.

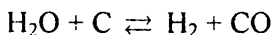


д) См. Габриелян 11, Практик. работа № 1, вариант 2.2

12. а) H_2 получение: 1. Электролиз водных растворов солей:



2. Пропускание паров воды над раскаленным коксом при температуре около 1000°C :



3. Из природного газа. (Конверсия с водяным паром):



4. Крекинг и риформинг углеводородов в процессе переработки нефти.

Применение: Химическая промышленность — при производстве аммиака, метанола, мыла и пластмасс. Пищевая промышленность — при производстве маргарина из жидких растительных масел. Водород используют в качестве ракетного топлива.

б) O_2 получение: В настоящее время в промышленности кислород получают из воздуха. Основным промышленным способом получения кислорода является криогенная ректификация.

Применение: Сварка и резка металлов. Кислород в баллонах широко используется для газопламенной резки и сварки металлов. В качестве окислителя для ракетного топлива применяется жидкий кислород. В медицине кислород используется для обогащения дыхательных газовых смесей при нарушении дыхания, для лечения астмы, декомпрессионной болезни, профилактики гипоксии в виде кислородных коктейлей, кислородных подушек. В химической промышленности кислород используют как реактив-окислитель в многочисленных синтезах, например, — окисления углеводородов в кислородсодержащие соединения (спирты, альдегиды, кислоты), аммиака в окислы азота в производстве азотной кислоты.

в) CO_2 получение: в промышленности получают из печных газов, из продуктов разложения природных карбонатов (известняк, доломит). Смесь газов промывают раствором карбоната калия, который поглощает углекислый газ, переходя в гидрокарбонат. Раствор гидрокарбоната при нагревании или при пониженном давлении разлагается, высвобождая углекислоту. В пищевых целях используется газ, образующийся при спиртовом брожении. После предварительной обработки газ закачивается в баллоны.

Применение: В пищевой промышленности диоксид углерода используется как консервант и обозначается на упаковке под кодом E290, а также в качестве разрыхлителя. Баллоны с жидкой углекислотой широко применяются в качестве огнетушителей и для производства газированной воды и лимонада. Углекислота в баллончиках применяется в пневматическом оружии (в газобаллонной пневматике) и в качестве источника энергии для двигателей в авиамоделировании. Твёрдая углекислота — сухой лёд — используется в ледниках. Твёрдая углекислота используется в качестве хладагента и рабочего тела в теплоэнергетических установках.

г) NH_3 получение: Промышленный способ получения аммиака основан на прямом взаимодействии водорода и азота:



Применение: Аммиак относится к числу важнейших продуктов химической промышленности, ежегодное его мировое производство достигает 150 млн. тонн. В основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевины), взрывчатых веществ и полимеров, азотной кислоты, соды (по аммиачному методу) и других продуктов химической промышленности. Жидкий аммиак используют в качестве растворителя. В холодильной технике используется в качестве холодильного агента. В медицине 10% раствор аммиака, чаще называемый нашатырным спиртом, применяется при обморочных состояниях.

д) C_2H_4 получение: Основной метод получения этилена — пиролиз жидких дистиллятов нефти или низших парафиновых углеводородов. Реакцию обычно проводят в трубчатых печах при 750–900 °С и давлении 0,3 МПа

Применение: этилен является ведущим продуктом основного органического синтеза и применяется для получения следующих соединений: винилацетат; дихлорэтан / винилхлорид; оксид этилена; полиэтилен; стирол; уксусная кислота; этилбензол; этиленгликоль; этиловый спирт.

13. Парниковый эффект (оранжерейный эффект) атмосферы, свойство атмосферы пропускать солнечную радиацию, но задерживать земное излучение и тем самым способствовать аккумуляции тепла Землей. Земная атмосфера сравнительно хорошо пропускает коротковолновую солнечную радиацию, которая почти полностью поглощается земной поверхностью, так как альbedo земной поверхности в общем мало. Нагреваясь за счёт поглощения солнечной радиации, земная поверхность становится источником земного, в основном длинноволнового, излучения, прозрачность атмосферы для которого мала и которое почти полностью поглощается в атмосфере. Благодаря п. э. при ясном небе только 10–20% земного излучения может, проникая сквозь атмосферу, уходить в космическое пространство.

Основными парниковыми газами, в порядке их оцениваемого воздействия на тепловой баланс Земли, являются водяной пар, углекислый газ, метан и озон.

Главный вклад в парниковый эффект земной атмосферы вносит водяной пар или влажность воздуха тропосферы, влияние других газов гораздо менее существенно по причине их малой концентрации.

Вместе с тем, концентрация водяного пара в тропосфере существенно зависит от приповерхностной температуры: увеличение суммарной концентрации «парниковых» газов в атмосфере должно привести к усилению влажности и парникового эффекта, который в свою очередь приведет к увеличению приповерхностной температуры.

При понижении приповерхностной температуры концентрация водяных паров падает, что ведет к уменьшению парникового эффекта, и, одновременно с этим при снижении температуры в приполярных районах формируется снежно-ледяной покров, ведущий к повышению альбедо и, совместно, с уменьшением парникового эффектом, вызывающим понижение средней приповерхностной температуры.

Таким образом, климат на Земле может переходить в стадии потепления и похолодания в зависимости от изменения системы Земля — атмосфера и парникового эффекта.

Климатические циклы коррелируют с концентрацией углекислого газа в атмосфере: в течение среднего и позднего плейстоцена, предшествующих современному времени, концентрация атмосферного углекислого газа снижалась во время длительных ледниковых периодов и резко повышалась во время кратких межледниковий.

В течение последних десятилетий наблюдается рост концентрации углекислого газа в атмосфере, считается, что этот рост в значительной степени имеет антропогенный характер.

14. «Роль фреонов в состоянии озонового слоя Земли».

§ 9. Жидкие вещества

1. **Жидкое состояние** — состояние вещества, при котором оно обладает малой сжимаемостью, то есть хорошо сохраняет объём, однако не способно сохранять форму. Жидкость легко принимает форму сосуда, в который она помещена. Атомы или молекулы жидкости совершают колебания вблизи состояния равновесия, запертые другими атомами, и часто перескакивают на другие свободные места. Присутствует только ближний порядок.

Газообразное состояние характеризуется хорошей сжимаемостью, отсутствием способности сохранять как объём, так и форму. Газ стремится занять весь объём, ему предоставленный. Атомы или молекулы газа ведут себя относительно

свободно, расстояния между ними гораздо больше их размеров.

2. Воды на Земле имеется в достаточном количестве, можно даже сказать, в избыточном. Примерно 80% поверхности земного шара покрыто водой. Поэтому нет ничего удивительного в том, что любой живой организм нуждается в ней.

Функции воды в живом организме:

1. Динамика обмена воды в организме — вода активно участвует практически во всех жизненно важных процессах, находится в постоянном движении. С водой в организм поступают все необходимые для жизни элементы и выводятся из организма не нужные, отработанные отходы.
2. Комфортные условия для организма — уникально высокая теплоемкость воды ($4,19 \text{ кДж}/(\text{кг} \cdot \text{К})$), которая является самой высокой среди большинства других веществ, обеспечивает наилучшие условия для накопления и сохранения тепла, которое необходимо для поддержания стабильной температуры в организме.
3. Универсальный растворитель — вода является универсальным растворителем и, имея высокие диссоционные свойства, позволяет сравнительно легко диссоциировать растворенным в ней вещества на ионы. А поскольку все химические реакции осуществляются только между ионами молекул, вода в этом случае в условиях Земли является единственной оптимальной средой для организации биохимических процессов.
4. Транспортное средство — водный раствор крови, состоящий из 80 процентов чистой воды осуществляет доставку в органы исходных веществ для организации биохимических процессов и энергии, извлеченной из окислительных процессов продуктов питания и кислорода. Вся очистительная и выделительная система организма — лимфа, пот, моча — это тоже чистая вода, в которой растворены удаляемые из организма продукты.

3. Гидрологический цикл (а именно так по-научному называется круговорот воды в природе) — это непрерывное движение воды из гидросферы и с земной поверхности в атмосферу, и обратно. Движение обеспечивается четырьмя процессами: испарением, конденсацией, выпадением осадков и стоком вод. Выпавшие осадки частично снова испаряются и конденсируются, частично пополняют водоемы (или создают новые), а частично уходят под землю, образуя грунтовые воды.

Существует большой **круговорот воды в природе** и еще два малых — океанический и континентальный. Большой круговорот воды в природе иначе называют **Мировым**. Над океаном собираются осадки, ветры несут их на континенты, там они выпадают и со стоком вновь возвращаются в океан. Так природа превращает соленую воду в пресную. Малый океанический круговорот происходит над океаном — он заключается в непрерывном испарении воды, конденсации, образовании осадков и выпадении их обратно в океан. Континентальный круговорот воды происходит точно так же, только над поверхностью суши. Кстати, океан теряет в процессе круговорота больше воды, нежели получает с осадками. А на суше ситуация обратная — воды выпадает намного больше, чем испаряется. Вся вода, когда-либо выпавшая на сушу в виде осадков, рано или поздно вернется в океан.

4. В глобальном масштабе водные ресурсы планеты неисчерпаемы, но они распределены очень неравномерно, и порой местами оказываются остродефицитными. Известно, что в природе постоянно идет круговорот воды, сопровождающийся ее самоочищением, таким образом воду можно отнести к частично возобновляемым ресурсам.

5. Наиболее эффективным способом для экономного расхода воды является установка такого прибора, как регулятор расхода воды. После появления данного устройства, автоматически регулирующего напор воды, существенно повышается степень экономии воды в быту, так как снижение напора

уменьшает расход, обеспечивая его оптимальный уровень, достаточный для бытовых нужд.

Проведение мероприятий по экономии воды в виде установки регуляторов отнюдь не означает введения жестких ограничений на пользование водой и появления каких-то бытовых неудобств. Подобные технические пути экономии воды обеспечивают поддержание оптимального напора в душе или смесителе.

Установить данную систему экономии воды очень просто. Стандартные размеры металлического корпуса и пластикового ограничителя подходят ко всем типам водяных приборов. Использование азраторов для смесителей и устройств для уменьшения расхода воды в душе очень удобно и комфортно.

6. Если в производстве необходима чистая вода, ее берут из водопроводной системы. В тех случаях, когда вода может быть не особенно чистой, фабрики и заводы пользуются речную воду. Такие возможности используются на большинстве бумажных комбинатов. Потребление воды промышленностью в настоящее время достигло огромных размеров. По оценкам специалистов, безвозвратное водопотребление составляло около 150 куб. км в год, то есть 1% устойчивого стока пресных вод. По расчетам, потребность в воде на Земле до 2000 года будет возрастать в среднем на 3,1% в год. В настоящее время люди ежегодно расходуют 3000 км пресной воды.

На долю сельского хозяйства приходится более 2/3 мирового потребления воды, примерно 17% посевных площадей во всем мире являются орошаемыми. Сейчас в мире под посевные площади занято около 15млн. кв. км.

Коммунально-бытовое потребление воды превышает 20 км³/год. Уровень развития коммунального водоснабжения определяется двумя показателями: обеспеченностью населения централизованным водоснабжением и величиной удельного водопотребления. Важной задачей является сокращение потребления водопроводной воды на технические нужды.

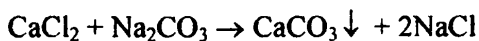
Велики расходы воды в промышленности (около 90 км³/год). Для выплавки 1 т. стали требуется 200–250 м³ воды, 1 т. целлюлозы — 1300 м³. Велики резервы экономии воды в промышленности за счет внедрения прогрессивных технологических процессов. Например, на старых нефтехимических заводах для переработки 1 т. нефти расходуется 18–22 м³ воды, в то время, как на современных заводах с оборотным водоснабжением и системами воздушного охлаждения — около 0,12 м³/год.

7. Жесткой называют воду, содержащую ионы кальция, магния, железа. Жесткость воды, обусловленную содержанием в ней гидрокарбонатов кальция, магния и железа, и устраняемую кипячением, называют **временной**.

Жесткость воды, обусловленную содержанием в ней других соединений кальция, магния и железа и кипячением неустраняемую, называют **постоянной**.

И временная и постоянная жесткость воды легко устраняются добавлением соды.

Соли содержащиеся в жесткой воде образуют накипь в чайнике, трубах центрального отопления, паровых котлах и т.д.



8. В водах некоторых природных источников имеются катионы калия, кальция, натрия, магния, а также анионы хлора, сульфат- и гидрокарбонат-ионы, т.е. необходимые организму минеральные соли, содержание которых превышает 1 г/л. Такие источники называют минеральными. Некоторые источники рекомендованы как лечебно-столовые или лечебно-профилактические.

9. Этикетки на бутылках с минеральной водой содержат информацию о качественном и количественном составе (какие катионы и анионы содержатся), а также общей минерализации. Также указывается происхождение воды (источник).

10. Рассчитаем количество вещества водяного пара:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{108 \cdot 10^3}{18} = 6 \cdot 10^3 \text{ моль}$$

Теперь вычислим объем пара:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2\text{O}) &= n(\text{H}_2\text{O}) \cdot V_m = 6 \cdot 10^3 \cdot 22,4 = \\ &= 134,4 \cdot 10^3 \text{ л} = 134,4 \text{ м}^3 \end{aligned}$$

Ответ: $134,4 \text{ м}^3$.

11. Жидкие кристаллы обладают переходными свойствами от жидких веществ к твердым кристаллическим. Подобно жидкостям они текучи. Подобно кристаллическим веществам, они обладают сравнительно упорядоченным расположением молекул.

Как правило, молекулы жидких кристаллов имеют сильно вытянутую линейную форму. При различных условиях (нагревание, действие электрического или магнитного поля) оси линейных молекул жидких кристаллов ориентируются в пространстве, что приводит к изменению свойств веществ, например, его цвета. На этом основано использование жидких кристаллов в дисплеях электронных приборов, индикаторах электронных часов, микрокалькуляторах, мониторах компьютеров и экранов телевизоров.

§ 10. Твердые вещества

1. В твердых веществах расстояние между частицами (молекулами, атомами, ионами), как и в жидкостях, сопоставимо с размерами самих частиц. Однако силы их взаимодействия настолько велики, что перемещение частиц относительно друг друга затруднено. Поэтому твердые тела сохраняют не только объем, но и форму.

2. По типу кристаллической решетки твердые вещества можно разделить на две группы: аморфные и кристаллические.

3. В аморфных веществах образующие их частицы не имеют определенного расположения по всему объему, как в кристалле. Частицы, образующие аморфное вещество, расположены беспорядочно, и только ближние атомы или молекулы-соседи располагаются в относительном порядке. Аморфные вещества в отличие от кристаллических не имеют определенной температуры плавления.

Подобно кристаллическим веществам, аморфные сохраняют свою форму, однако через длительный промежуток форма изделий все же меняется, и это сближает их с жидкостями.

Аморфные вещества по своей структуре можно рассматривать как очень вязкие жидкости, а по свойствам — как твердые вещества.

4. К аморфным соединениям относят стекло. Области применения: кварцевое стекло характеризуется весьма малым коэффициентом температурного расширения и потому его иногда используют в качестве материала для деталей точной механики. Оптическое стекло — применяют для изготовления линз, призм, кювет и др. Химико-лабораторное стекло — стекло, обладающее высокой химической и термической устойчивостью. Из обычного стекла можно получить тонкие весьма гибкие нити, пригодные для изготовления ткани. В современной технике стекловолокно из специальных марок стекла наиболее широко используется в волоконной оптике, для изготовления композиционных, электроизолирующих и теплоизолирующих материалов.

5. Стекло известно людям уже около 55 веков. Самые древние образцы обнаружены в Египте. В Индии, Корее, Японии найдены стеклянные изделия, возраст которых относится к 2000 году до нашей эры. Раскопки свидетельствуют, что на Руси знали секреты производства стекла более тысячи лет назад. Считается, что рукотворное стекло было открыто случайно, как побочный продукт других ремесел. В те времена обжиг глиняных изделий происходил в обычных ямах, вырытых в песке, а топливом служила солома или тростник. Образую-

щаяся при сгорании зола — то есть щелочь — при высокотемпературном контакте с песком давала стекловидную массу. Некоторые считают стекло побочным продуктом выплавки меди. А древнеримский историк Плиний-старший (79–23 гг. до н.э.) писал, что стеклом мы обязаны финикийским морским купцам, которые, готовя пищу на стоянках, разводили на прибрежном песке костры и подпирали горшки кусками извести, создав тем самым условия для возникновения стекломассы. Действительно, исходным сырьем для изготовления стекла служили песок, известь и щелочь — органическая (зола растений) либо неорганическая (сода). В качестве красителей использовались металлургические шлаки: соединения меди, кобальта и марганца.

К концу первого тысячелетия, существенно изменились методы производства стекла в Европе. В первую очередь это коснулось состава сырья для производства. Учитывая трудности с доставкой такого компонента смеси как сода, его заменили на поташ, полученный в следствии сжигания дерева. Поэтому стекло, сделанное к северу от Альпийских гор, стало отличаться от изделий, произведенных в средиземноморских странах, например в Италии.

В XI веке немецкие мастера, а в XIII веке — итальянские, освоили производство листового стекла. Они сперва выдували полый цилиндр, затем обрезали его дно, разрезали его и раскатывали в прямоугольный лист. Качество такого листа было не высоким, но практически полностью повторяло химический состав современных оконных стекол. Этими стеклами стеклили окна церквей и замков знатных вельмож. На этот же период приходится и расцвет изготовления витражных окон, в которых использовались кусочки цветного стекла. В XVII веке лидерство в развитии технологии производства стекла постепенно перешло к английским мастерам, в частности благодаря изобретению Джорджем Равенкрофтом в 1674 г. нового способа производства хрусталя. Он сумел получить более качественный состав стекломассы, чем итальянские мастера. Равен-

крофт заменил поташ оксидом свинца высокой концентрации и получил стекло с высокими светоотражающими свойствами, которое очень хорошо поддавалось глубокой резке и гравировке. Но только в конце XIX века стеклоделие из ремесленного стало перерастать в массовое промышленное производство. Одним из «отцов» современного стеклового производства можно назвать немецкого ученого Отто Шотта (1851–1935), который активно использовал научные методы для изучения влияния различных химических элементов на оптические и термальные свойства стекла.

6. Аморфный (хим.) — не кристаллический, частицы, образующие аморфное вещество, расположены беспорядочно, и только ближние атомы или молекулы-соседи располагаются в относительном порядке.

Аморфный (соц.) — расплывчатый, бесформенный, неопределенный.

7. Деление химической связи на типы носит условный характер, т.к. все эти типы характеризуются определенным единством. Причиной единства всех типов и видов химических связей служит их одинаковая физическая природа — электронно-ядерное взаимодействие, сопровождающееся выделением энергии. Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной химической связи. Правильнее говорить о степени полярности (ионности) химической связи.

Относительно деление полимеров на органические и неорганические, тогда как широко известны кремнийорганические полимеры-силиконы.

8. Утверждение о том, что максимальная степень окисления атома химического элемента совпадает с номером группы в которой он находится неверно для большинства элементов побочных подгрупп. Также известно, что из элементов начала таблицы кислород не соответствует данному утверждению (Имея максимальную степень окисления +2).

9. Текучесть свойство характерное не только для жидкостей, но и аморфных твердых тел, со временем они меняют форму.

§ 11. Дисперсные системы

1. Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого.

То вещество, которое присутствует в дисперсной системе в меньшем количестве и распределено в объеме другого, называют **дисперсной фазой**.

Вещество, присутствующее в дисперсной системе в большем количестве, в объеме которого распределена дисперсная фаза, называют **дисперсионной средой**.

2. Гели — коллоидные системы в которых частицы дисперсной фазы образуют пространственную структуру.

Со временем структура гелей нарушается — происходит **синерезис** — самопроизвольное уменьшение объема геля, сопровождающееся отделением жидкости. Синерезис определяет сроки годности пищевых, медицинских и косметических гелей.

3. Чистый воздух, природный газ и истинные растворы не являются дисперсными по причине своей гомогенности (дисперсные системы гетерогенны). Здесь невозможно выделить дисперсную фазу и дисперсионную среду.

4. Грубодисперсные системы делят на три группы:

- а) эмульсии — дисперсная система с жидкой дисперсионной средой и жидкой дисперсной фазой (молоко, нефть, лекарственные и косметические средства, пищевые продукты, битумные материалы, смазочно-охлаждающие жидкости)
- б) суспензии — грубодисперсная система с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой (мази, эмалевые краски, побелка, цементный раствор)
- в) аэрозоли — грубодисперсная система, в которой дисперсионной средой является газ, а дисперсной фазой — жидкость или твердые вещества (облака, радуга, пылевое облако)

5. Коллоидные системы подразделяют на:

- а) золи — коллоидные растворы (цитоплазма, ядерный сок, кровь, плазма, лимфа, пищеварительные соки)

б) гели (студни) — коллоидные системы, в которых частицы дисперсной фазы образуют пространственную структуру (пищевые, косметические, минеральные, биологические, медицинские)

6. Прокомментировать рис. 89, с. 104

4 — дым — взвесь твёрдых частиц в газе.

2 — туман — взвесь жидких частиц в газе.

7 — суспензия — взвесь твёрдых частиц в жидкости.

8 — эмульсия — взвесь жидких частиц в жидкости.

5 — пена — взвесь газа в жидкости или твёрдом теле.

1 — сплав — взвесь твёрдых частиц в твёрдом теле.

6 — золь — ультрамикрорегетерогенная дисперсная система.

3 — аэрозоль — состоит из мелких твёрдых или жидких частиц, взвешенных в газовой среде.

гель — взвесь жидких частиц в твёрдом теле.

7. Коагуляция — слипание коллоидных частиц и выпадение их в осадок. Некоторые органические коллоиды коагулируют при нагревании (яичный белок, клеи) или при изменении кислотности среды (пищеварительные соки).

8. Синерезис — самопроизвольное уменьшение объема геля, сопровождающееся отделением жидкости. Структура гелей со временем разрушается, что является причиной синерезиса.

9. Коллоидные системы обеспечивают большую поверхность раздела между фазами, а это способствует лучшему протеканию обмена веществ. Вот почему биологические жидкости — цитоплазма и ядерная жидкость, кровь, лимфа представляют собой коллоидные системы.

10. В народном хозяйстве нет ни одной отрасли промышленности, которая в той или иной степени не имела бы дела с коллоидными системами и коллоидными процессами. Огромное значение имеет коллоидная химия в земледелии.

Почва является сложнейшей коллоидной системой. Размер и форма частиц почвы, наряду с их природой, определяют водопроницаемость и поглотительную способность почвы, которые в свою очередь влияют на урожайность.

Керамическое производство теснейшим образом связано с коллоидной химией, поскольку основное сырье этого производства — глиняное тесто является концентрированной суспензией гидратированных силикатов алюминия.

С коллоидной химией связаны и производства, перерабатывающие органическое сырье. Например, технология получения бумаги включает процессы измельчения растительного волокна до высокой степени дисперсности, приготовление дисперсий различных проклеивающих агентов (канифоли, искусственных смол, каучука) и отложение на поверхности измельченного волокна в результате коагулирующего действия электролитов частиц этих дисперсий, что придает бумаге ряд ценных свойств.

Крашение волокна и дубление кожи является также примером технологий, где основную роль играют коллоидные процессы. Крашение и дубление заключается в диффузии коллоидных частиц красителя или дубителя в ткань или голье, в коагуляции этих частиц при соприкосновении с элементарными волокнами и в фиксации скоагулированных частиц на элементарных волокнах.

Другое использование глин уже в качестве компонентов растворов, используемых при бурении, катализаторов, носителей катализаторов, осушителей и осветлителей различных жидкостей, начиная от вина и кончая продуктами нефтеперерабатывающей промышленности.

11. Коллоидные системы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами.

§ 12. Состав вещества. Смеси

1. Массовая доля элемента в сложном веществе — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы элемента к общей массе молекулы. Химическая формула позволяет рассчитать массовую долю каждого элемента в сложном веществе.

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot A_r(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})}$$

2. Массовая или объемная доля компонента смеси — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы (объема) компонента смеси к общей массе (объему) смеси.

$$\omega(\text{компонента}) = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})}$$

$$\varphi(\text{компонента}) = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{смеси})}$$

3. Доля примесей — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы (объема) примеси к общей массе (объему) вещества.

$$\omega(\text{чистого вещества}) = 1 - \omega(\text{примесей})$$

$$m(\text{чистого вещества}) = \omega(\text{чистого вещества}) \cdot m(\text{смеси})$$

4. Так как соотношение между атомами в молекуле Fe_3O_4 3 : 4, выше, чем в молекуле Fe_2O_3 2 : 3, то можно сделать вывод, что в молекуле Fe_3O_4 содержание железа выше.

$$\omega_1(\text{Fe}) = \frac{3 \cdot 56}{3 \cdot 56 + 4 \cdot 16} = \frac{168}{168 + 64} = 0,72$$

$$\omega_2(\text{Fe}) = \frac{2 \cdot 56}{2 \cdot 56 + 3 \cdot 16} = \frac{112}{112 + 48} = 0,7$$

$$5. \text{CuSO}_4 \quad \omega(\text{Cu}) = \frac{64}{64 + 32 + 4 \cdot 16} = \frac{64}{160} = 0,4$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{32}{160} = 0,2$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{4 \cdot 16}{160} = 0,4$$

$$\text{Fe(NO}_3)_3 \quad \omega(\text{Fe}) = \frac{56}{56 + 3 \cdot 14 + 9 \cdot 16} = \frac{56}{56 + 42 + 144} = 0,23$$

$$\omega(\text{N}) = \frac{3 \cdot 14}{242} = 0,17$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{9 \cdot 16}{242} = 0,60$$

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \quad \omega(\text{C}) = \frac{2 \cdot 12}{2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16} = \frac{24}{24 + 6 + 16} = \frac{24}{46} = 0,52$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{16}{46} = 0,35$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{6 \cdot 1}{46} = 0,13$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \omega(\text{C}) = \frac{6 \cdot 12}{6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16} = \frac{72}{180} = 0,4$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{6 \cdot 16}{180} = 0,53$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{12 \cdot 1}{180} = 0,07$$

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \quad \omega(\text{C}) = \frac{6 \cdot 12}{6 \cdot 12 + 7 \cdot 11 + 14} = \frac{72}{72 + 77 + 14} = \frac{72}{163} = 0,44$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{7 \cdot 1}{93} = \frac{7}{93} = 0,08$$

$$\omega(\text{N}) = \frac{14}{93} = 0,15$$

6. Рассчитаем массу спирта в исходном растворе:

$$m_1(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \omega_1(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot m_{\text{р-ра 1}} = 0,6 \cdot 120 = 72 \text{ г}$$

Рассчитаем массу полученного раствора:

$$m_{\text{р-ра 2}} = 120 + 40 = 160 \text{ г}$$

Масса спирта: $m_2(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 72 + 40 = 112 \text{ г}$.

Вычислим массовую долю спирта в полученном растворе:

$$\omega_2(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m_2(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{m_{\text{р-ра}2}} = \frac{112}{160} = 0,7 \text{ или } 70\%.$$

Ответ: 70%.

7. Вычислим массу нитрата калия, содержащуюся в исходном растворе:

$$m_1(\text{KNO}_3) = \omega_1(\text{KNO}_3) \cdot m_{\text{р-ра}1} = 0,15 \cdot 280 = 42 \text{ г}$$

Вычислим массу раствора после выпаривания:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho = 120 \cdot 1 = 120 \text{ г}$$

$$m_{2\text{р-ра}} = 280 - 120 = 140 \text{ г}$$

Вычислим массовую долю соли в полученном растворе:

$$\omega_2(\text{KNO}_3) = \frac{m_1(\text{KNO}_3)}{m_{2\text{р-ра}}} = \frac{42}{140} = 0,3 \text{ или } 30\%.$$

Ответ: 30%.

8. Вычислим массовую долю золота:

$$\omega_{\text{Au}} = 1 - 0,415 = 0,585$$

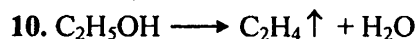
Вычислим массу золота:

$$m(\text{Au}) = \omega(\text{Au}) \cdot m_{\text{изд.}} = 0,585 \cdot 2,8 = 1,638 \text{ г}$$

Ответ: 1,638 г.

$$9. V(\text{O}_2) = \varphi(\text{O}_2) \cdot V = 0,21 \cdot 450 = 94,5 \text{ м}^3$$

Ответ: 94,5 м³.



Найдем массу и количество вещества этилового спирта:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,8 \cdot 230 = 184 \text{ г}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{184}{46} = 4 \text{ моль}$$

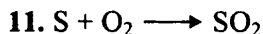
По уравнению реакции:

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 4 \text{ моль}$$

Рассчитаем теоретически возможный выход этилена:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot V_m = 4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ л}$$

Выход по условию задачи (120 л) составил больше теоретически возможного по другим условиям (89,6 л), что составляет противоречие, такого не может быть (выход не может быть более 100%).



Вычислим массу и количество вещества серы:

$$\omega(\text{S}) = 1 - 0,25 = 0,75$$

$$m(\text{S}) = \omega(\text{S}) \cdot m_{\text{смеси}} = 0,75 \cdot 160 = 120 \text{ г}$$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{120}{32} = 3,75 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$n(\text{S}) = n(\text{SO}_2) = 3,75 \text{ моль}$$

Вычислим теоретически возможный выход сернистого газа:

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot V_m = 3,75 \cdot 22,4 = 84 \text{ л}$$

С учетом выхода реакции — 95%

$$V(\text{SO}_2)_{\text{пр}} = \eta \cdot V(\text{SO}_2)_{\text{теор}} = 0,95 \cdot 84 = 79,8 \text{ (л)}$$

Ответ: 79,8 л SO_2 .

12. Вычислим количество вещества и массу хлороводорода:

$$n(\text{HCl}) = \frac{V(\text{HCl})}{V_m} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моль}$$

$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 3 \cdot 35,5 = 106,5 \text{ г}$$

Найдем массу раствора, полученного в результате пропускания HCl через воду:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{HCl}) = 250 + 1106,5 = 356,5 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \cdot 250 = 250 \text{ г}$$

Найдем массовую долю HCl в растворе:

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{106,5}{356,5} = 0,297 \text{ или } 29,7\%.$$

Ответ: 29,7% HCl.

13. Запишем выражение для нахождения молярной концентрации:

$$c(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{V_{\text{р-ра}}(\text{л})}$$

Найдем количество вещества соли:

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{3,42}{342} = 0,01 \text{ моль}$$

Вычислим молярную концентрацию по формуле:

$$c(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{0,01}{0,120} = 0,083 \text{ М}$$

Ответ: 0,083 М.

14. Запишем выражение для нахождения молярной концентрации:

$$c = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_{\text{р-ра}}}$$

Запишем выражение для нахождения количества вещества и массы серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

Запишем выражение нахождения массы кислоты, зная концентрацию раствора в массовых долях:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ра}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot 1000$$

Подставим все записанные формулы в исходную:

$$\begin{aligned} c &= \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ра}}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}} (\text{л})} = \\ &= \frac{1000 \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho \cdot \cancel{V_{\text{р-ра}} (\text{л})}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \cancel{V_{\text{р-ра}} (\text{л})}} = \frac{1000 \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \\ c &= \frac{1000 \cdot 0,15 \cdot 1,1}{98} = 1,68 \text{ М} \end{aligned}$$

Ответ: 1,68 М.

Глава 2. Химические реакции

§ 13. Понятие о химической реакции.

Реакции, идущие без изменения состава веществ

1. Химическое явление (химическая реакция — процесс, в результате которого из одних веществ образуются другие вещества, отличающиеся от исходных по составу или по строению, а следовательно, и по свойствам). Физические процессы не влияют на состав вещества.

2. Признаки химических реакций:

- 1) выделение (поглощение) тепла или света
- 2) изменение цвета
- 3) выделение газа
- 4) выделение (растворение) осадка
- 5) изменение запаха

Условия возникновения:

- 1) Приведение веществ в тесное соприкосновение (измельчение, перемешивание, растворение).
- 2) Нагревание веществ до определённой температуры.

Условия протекания:

- 1) Тесное соприкосновение реагирующих веществ (необходимо).
- 2) Нагревание (возможно):
 - а) для начала реакции
 - б) постоянно

3. Аллотропными модификациями или видоизменениями называют простые вещества, образованные одним химическим элементом, а явление их существования называют аллотропией.

4. Аллотропия может быть результатом образования молекул с различным числом атомов (например, атомарный кислород O , молекулярный кислород O_2 и озон O_3) или образования различных кристаллических форм (например, графит и алмаз) — в этом случае аллотропия — частный случай полиморфизма).

5. Белый фосфор представляет собой белое вещество (из-за примесей может иметь желтоватый оттенок) с температурой плавления $44,1\text{ }^{\circ}\text{C}$. По внешнему виду он очень похож на очищенный воск или парафин, легко режется ножом и деформируется от небольших усилий.

Белый фосфор имеет молекулярное строение; формула P_4 . Отливаемый в инертной атмосфере в виде палочек (слитков), он сохраняется в отсутствие воздуха под слоем очищенной воды или в специальных инертных средах.

Химически белый фосфор чрезвычайно активен. Например, он медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре и светится (бледно-зелёное свечение). Явление такого рода свечения вследствие химических реакций окисления называется хемилюминесценцией (иногда ошибочно фосфоресценцией).

Белый фосфор не только активен химически, но и весьма ядовит.

Красный фосфор, также называемый фиолетовым фосфором, — это более термодинамически стабильная модификация элементарного фосфора. Красный фосфор имеет формулу P_n и представляет собой полимер со сложной структурой. В зависимости от способа получения и степени дробления красного фосфора, имеет оттенки от пурпурно-красного до фиолетового, а в литом состоянии — тёмно-фиолетовый с медным оттенком металлический блеск. Химическая активность красного фосфора значительно ниже, чем у белого; ему присуща исключительно малая растворимость.

Чёрный фосфор — это наиболее стабильная термодинамически и химически наименее активная форма элементарного фосфора. Чёрный фосфор представляет собой чёрное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь и весьма похожее на графит, и с полностью отсутствующей растворимостью в воде или органических растворителях. Поджечь чёрный фосфор можно, только предварительно сильно раскалив в атмосфере чистого кислорода до $400\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чёрный фосфор проводит электрический ток и имеет свойства полупроводника.

6. Белое олово — это мягкий пластичный металл, с которым мы чаще всего и сталкиваемся. Однако при понижении температуры оно может превращаться в серое олово — порошок, имеющий все свойства неметаллов.

7. Аллотропия — явление существования нескольких простых веществ, имеющих различное строение, образованных одним элементом.

Изомерия — явление существования веществ, имеющих одинаковую молекулярную формулу, но разное строение и разные свойства.

8. Самый приемлемый для молодежи способ привлечения внимания к проблеме — провести флешмоб. Это заранее спланированная массовая акция, в которой большая группа людей (мобберы) внезапно появляется в общественном месте, проводит пятиминутный митинг, выполняя заранее оговоренные действия (сценарий), и затем расходится. Дальше идеи авторов.

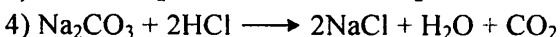
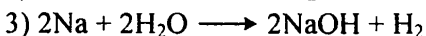
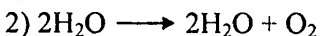
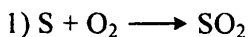
9. Практика выступает критерием истины, т. к. для того, чтобы проверить наши знания, мы должны положить их в основу практических действий. И если результат наших действий совпадает с ожидаемым, то сомневаться в правильности теоретических предположений нет оснований. Так опытным путем были выяснены и названы три группы ориентантов положения заместители в бензольном кольце. Дальнейшие опыты подтвердили высказывание, что прекрасно согласуется с третьим положением теории строения органических веществ: Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга.

§ 14. Классификация химических реакций, протекающих с изменением состава веществ

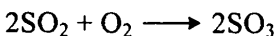
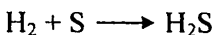
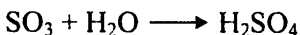
1. По признаку «состав и число реагентов и продуктов реакции» химические реакции делят на следующие типы:

1) Реакции соединения — это реакции в результате которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.

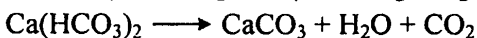
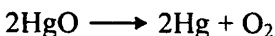
- 2) Реакции разложения — это реакции в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.
- 3) Реакции замещения — это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы простого одного из элементов в сложном веществе.
- 4) Реакции обмена — это реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.



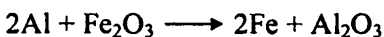
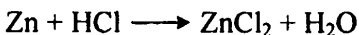
2. Реакции соединения — это реакции в результате которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество. Многие реакции соединения протекают с выделением теплоты. Известным исключением является реакция соединения азота с кислородом.



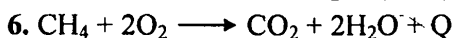
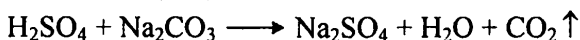
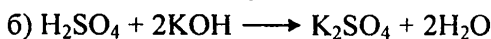
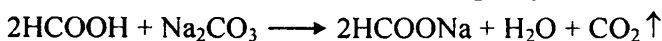
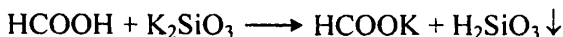
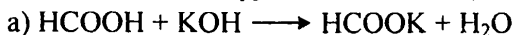
3. Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ. Реакции разложения за небольшим исключением являются эндотермическими — протекающими с поглощением теплоты.



4. Реакции замещения — это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.



5. Правило Бертолле: Реакции в растворах электролитов протекают только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, вода).

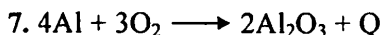
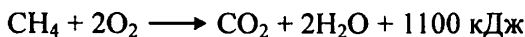


Составим пропорцию:

При сгорании 5,6 л CH_4 — 225 кДж

При сгорании 22,4 л CH_4 (1 моль) — x кДж

$$x = \frac{22,4 \cdot 225}{5,6} = 1100 \text{ кДж}$$



Для решения составим пропорцию:

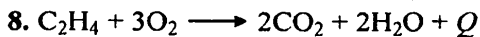
При сгорании 18 г Al — 547 кДж

При сгорании 27 г Al (1 моль) — x кДж

$$x = \frac{27 \cdot 547}{18} = 820,5 \text{ кДж}$$

Так как в уравнении реакции при алюминии стоит коэффициент 4, мы должны увеличить количество теплоты для записи уравнения в 4 раза.

$$Q = 820,5 \cdot 4 = 3282 \text{ кДж}$$



Для решения задачи составим пропорцию:

При сгорании 7 г C_2H_4 — 350 кДж

При сгорании 28 г C_2H_4 (1 моль) — x кДж

$$x = \frac{28 \cdot 350}{7} = 1400 \text{ кДж}$$

Ответ: $Q = 1400$ кДж.



Для решения задачи составим пропорцию:

При сгорании 44,8 л C_2H_2 (2 моль) — 2610 кДж

При сгорании 1,12 л C_2H_2 — x кДж

$$x = \frac{1,12 \cdot 2610}{44,8} = 65,25 \text{ кДж}$$

Ответ: 65,25 кДж.

§ 15. Скорость химической реакции

1. Скорость химической реакции — изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени. Единица измерения 1 моль/(л · с), 1 кмоль/(м³ · мин) и т.д. На скорость химической реакции влияют следующие факторы:

- 1) Природа реагирующих веществ
- 2) Концентрация реагирующих веществ
- 3) Присутствие катализатора
- 4) Температура
- 5) Площади соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций)

2. Скорость химической реакции зависит от многих факторов:

- 1) Природа реагирующих веществ — калий взаимодействует с водой очень бурно и настолько энергично, что даже воспламеняется, а с литием реакция протекает медленнее.
- 2) Концентрация реагирующих веществ — если в две пробирки, содержащие раствор фиксажа, отличающиеся концентрацией, добавить одинаковое количества серной кислоты (несколько капель), то осадок быстрее выпадет в той пробирке, где больше концентрация фиксажа.
- 3) Присутствие катализатора — оксид марганца (IV) увеличивает скорость реакции разложения пероксида водорода во много раз, сам оксид марганца (IV) при этом не расходуется.

4) Температура — зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: при изменении температуры на каждые 10°C скорость реакции соответственно изменяется в 2–4 раза.

5) Площади соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций) — взаимодействие порошка мрамора с кислотой протекает гораздо энергичнее, чем взаимодействие кусочка мрамора с ней.

3. Скорость движения — изменение местоположения тела в пространстве относительно выбранной системы отсчёта в единицу времени.

Скорость химической реакции — изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

5. По участию в них катализаторов все реакции можно разделить на:

а) Каталитические — под действием ферментов-катализаторов в клетках происходит распад молекул белков, углеводов, жиров и синтез новых молекул, которые точно соответствуют потребностям данного организма

б) Некаталитические — горение природного газа.

6. Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, оставаясь к концу ее неизменными, называют катализаторами.

Можно выделить две группы:

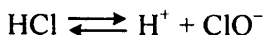
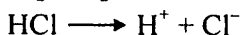
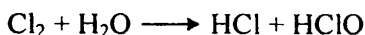
а) Вещества, увеличивающие скорость реакции — катализаторы.

б) Вещества, уменьшающие скорость реакции — ингибиторы. Ингибиторы активно используются для замедления коррозии металлов.

7. Биологические катализаторы белковой природы называют ферментами. Ферменты ускоряют жизненно важные химические реакции в клетках организмов. В отличие от неорганических катализаторов ферменты действуют в определенном интервале температур и в строго определенной среде. Ферменты активно применяются в быту (стиральные порошки).

8. Фермент каталаза, содержащийся почти во всех растительных и животных клетках, при взаимодействии с пероксидом водорода дает бурное выделение кислорода — «вскипание».

9. При взаимодействии хлора с водой образуется кислая среда, которая разрушает железо.



10. Правило Вант-Гоффа: при изменении температуры на каждые 10°C скорость реакции соответственно изменяется в 2–4 раза.

$$11. v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 2^{\frac{70 - 40}{10}} = 2^3 = 8$$

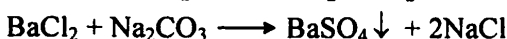
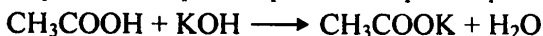
Ответ: Скорость увеличится в 8 раз.

12. При пониженных температурах реакции окисления и разложения имеют наименьшую скорость.

§ 16. Обратимость химической реакции.

Химическое равновесие и способы его смещения

1. **Необратимыми** называют химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты. К этим реакциям относятся реакции горения, реакции в растворах электролитов.



2. Обратимыми называют химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном.

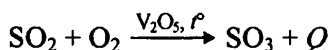
Состояние химического обратимого процесса, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

Общий закон смещения химического равновесия в зависимости от внешних факторов известен под названием принципа **Ле Шателье**:

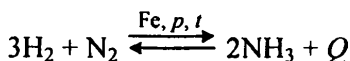
Если изменить одно из условий — температуру, давление или концентрацию веществ, — при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое ослабляет это изменение.

3. Для смещения равновесия данной системы вправо необходимо:

- 1) Понизить температуру, т.к. реакция экзотермическая
- 2) Повысить давление, т.к. реакция протекает с уменьшением объема
- 3) Повысить концентрацию исходных оксида серы(IV) и кислорода



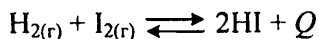
4. Реакцию синтеза аммиака проводят при высоких температурах (500–550 °C), несмотря на то, что для смещения равновесия температуру надо понизить, т.к. при обычных условиях скорость данной реакции ничтожно мала, маленький выход целевого продукта.



5. Для смещения равновесия данной системы вправо необходимо:

- 1) Понизить температуру, т.к. реакция экзотермическая.
- 2) Повысить концентрацию исходных водорода и йода.

- 3) Т.к. реакция протекает без изменения суммарного объема газов, то давление не окажет влияния на смещение равновесия.



6. Изменение давления не окажет влияния на смещение равновесия в случаях б), в).

7. Сырьем для синтеза аммиака служат водород и азот. Азот получают сжижением воздуха, а водород — конверсией природного газа с водяным паром.

8. Аммиак относится к числу важнейших продуктов химической промышленности, ежегодное его мировое производство достигает 150 млн. тонн. В основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевины), взрывчатых веществ и полимеров, азотной кислоты, соды (по аммиачному методу) и других продуктов химической промышленности. Жидкий аммиак используют в качестве растворителя.

В холодильной технике используется в качестве холодильного агента (R717).

В медицине 10% раствор аммиака, чаще называемый нашатырным спиртом, применяется при обморочных состояниях (для возбуждения дыхания), для стимуляции рвоты, а также наружно — невралгии, миозиты, укусы насекомых, обработка рук хирурга. При неправильном применении может вызвать ожоги пищевода и желудка (в случае приёма неразведённого раствора), рефлекторную остановку дыхания (при вдыхании в высокой концентрации).

Применяют местно, ингаляционно и внутрь. Для возбуждения дыхания и выведения больного из обморочного состояния осторожно подносят небольшой кусок марли или ваты, смоченный нашатырным спиртом, к носу больного (на 0,5–1 с). Внутрь (только в разведении) для индукции рвоты. При укусах насекомых — в виде примочек; при невралгиях и миозитах — растирания аммиачным линиментом. В хирургической практике разводят в тёплой кипяченой воде и моют руки.

Поскольку аммиак является слабым основанием, при взаимодействии с кислотами он их нейтрализует.

Физиологическое действие нашатырного спирта обусловлено резким запахом аммиака, который раздражает специфические рецепторы слизистой оболочки носа и способствует возбуждению дыхательного и сосудодвигательного центров мозга, вызывая учащение дыхания и повышение артериального давления.

Противоморозная добавка для сухих строительных растворов, относящаяся к ускорителям. Рекомендуемая дозировка — 2—...8% массы компонентов сухой смеси в зависимости от температуры применения. Аммиачная вода — продукт (NH_4OH), представляющий собой газообразный аммиак NH_3 , растворенный в воде.

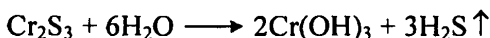
§ 18. Гидролиз

1. Гидролиз (от др.-греч. $\delta\omega\rho$ — вода и $\lambda\acute{\upsilon}\sigma\iota\varsigma$ — разложение) — один из видов химических реакций сольволиза, где при взаимодействии веществ с водой происходит разложение исходного вещества с образованием новых соединений.

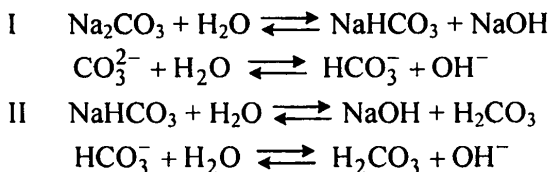
Механизм гидролиза соединений различных классов: соли, углеводы, белки, сложные эфиры, жиры и др. имеет существенные различия.

2. Прочерки в некоторых клеточках таблицы растворимости означают, что такое вещество либо не существует, либо разлагается водой, т.е. подвергается необратимому гидролизу.

3. Сульфид хрома(III) подвергается необратимому гидролизу.



4. Среда в растворе стиральной соды (карбонат натрия) будет более щелочной, чем в пищевой соде (гидрокарбонат натрия). Карбонат натрия подвергается двухступенчатому гидролизу по аниону.



5. Стиральные порошки в отличие от мыла не дают осадка в жесткой воде и лучше отстирывают. Изделия из шерсти после стирки порошком, предназначенным для стирки хлопчатобумажных изделий, становятся грубыми, колючими, некомфортными в носке.

6. «Обмен белков в организме человека»

Основным строительным материалом различных биологических структур организма являются белки. Обмен белков в организме человека играет первостепенную роль в их разрушении и восстановлении. У здорового человека в нормальных условиях за сутки обновляется 1–2% общего количества белков тела, что связано в основном с расщеплением (деградацией) мышечных белков до уровня свободных аминокислот. Около 80% высвобождающихся аминокислот снова используется в процессах биосинтеза белка, остаток принимает участие в различных реакциях метаболизма.

Распад (расщепление) белков в организме, в основном, происходит за счёт **ферментативного гидролиза**. Основным материалом для обновления клеточных белков служат аминокислоты, получаемые при переработке пищи, в которой содержатся белки. Всасывание аминокислот в кровь происходит главным образом в тонком кишечнике, где существуют определённые системы транспорта аминокислот. С помощью кровотока аминокислоты доставляются во все органы и ткани организма человека. Максимальная концентрация аминокислот достигается через 30–50 минут после приема белковой пищи.

Белки в организме не депонируются, т.е. не откладываются в запас. Большая часть поступающих с пищей белков расходуется на энергетические цели. На пластические цели —

т.е. на образование новых тканей (органов, мышц) расходует-ся лишь его небольшая часть. Поэтому, чтобы добавить массу тела за счет белка необходимо его поступление в организм в повышенных количествах.

При белковом голодании, даже при поступлении в орга-низм необходимого количества жиров, углеводов, витаминов, воды и т.д., происходит постепенная потеря массы тела, т.к. затраты тканевых белков не компенсируются. Длительное белковое голодание, так же, как и полное голодание приводит к смерти организма человека.

Белки, содержащиеся в большинстве растений (в том числе в кукурузе и пшенице) являются биологически неполноцен-ными. Полноценными являются только белки, которые содер-жатся в пище животного происхождения. **Биологическая ценность одного и того же белка для разных людей раз-лична.** Она может изменяться в зависимости от состояния ор-ганизма, интенсивности и характера физической деятельности, особенностей питания человека, возраста, индивидуального восприятия белковой пищи, особенностей обмена веществ и других факторов.

7. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — кислая среда

K_2SO_4 — нейтральная среда

K_2SiO_3 — щелочная среда

б) NaCl — нейтральная среда

Li_2S — щелочная среда

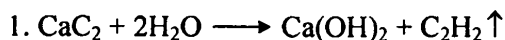
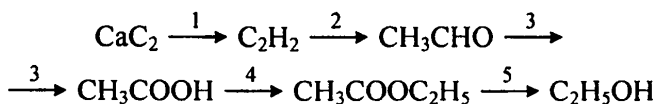
AlCl_3 — кислая среда

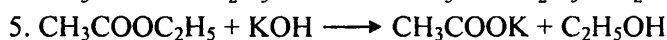
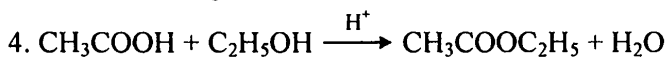
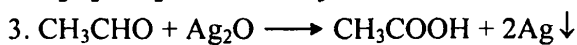
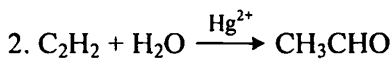
в) NH_4NO_3 — кислая среда

NaCN — щелочная среда

BaI_2 — нейтральная среда

8.





9. В реакциях гидролиза и гидратации одним из реагентов является вода. Однако гидролиз — реакция обмена, в результате которой вещество разлагается, а гидратация — реакция присоединения молекул воды.

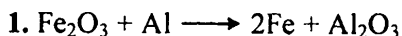
10. Промышленное значение имеют гидролиз целлюлозы и крахмала с целью получения глюкозы, которую затем также подвергают гидролизу под действием ферментов, перерабатывают, чтобы получить спирт. Также гидролиз лежит в основе получения мыла.

11. Поступающие в организм с пищей белки, жиры, углеводы подвергаются в пищеварительном тракте ферментативному гидролизу с образованием соответственно аминокислот, глицерина и жирных кислот, глюкозы.

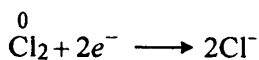
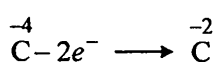
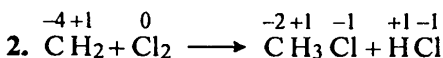
Энергетический обмен представляет собой ничто иное как те же процессы гидролиза. Так, необходимую для пластического обмена энергию организм получает в результате гидролиза АТФ.

§ 19. Окислительно-восстановительные реакции.

Электролиз

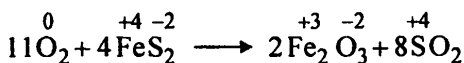
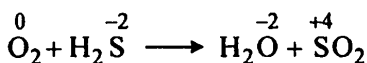
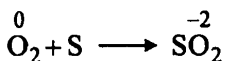
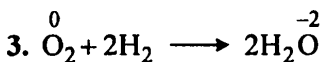


Реакция замещения, экзотермическая, необратимая, некаталитическая, окислительно-восстановительная.

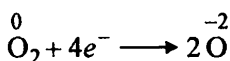
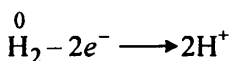
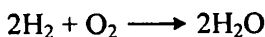


окисляется, восстановитель

восстанавливается, окислитель

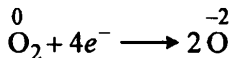
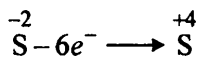
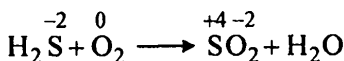


В реакциях с простыми и сложными веществами кислород проявляет окислительные свойства.



окисляется, восстановитель

восстанавливается, окислитель



окисляется, восстановитель

восстанавливается, окислитель

4. В молекуле аммиака атом азота имеет степень окисления -3 , это минимально возможная для данного элемента, поэтому атомы азота только отдают электроны, т.е. окисляются и проявляют восстановительные свойства.

В молекуле азотной кислоты атом азота имеет степень окисления $+5$, это максимально возможная для данного элемента, поэтому атомы азота только принимают электроны, т.е. восстанавливаются и проявляют окислительные свойства.

5. Одна красивая, но, вероятно, неправдоподобная легенда из «Historia naturalis» гласит, что однажды к римскому императору Тиберию (42 год до н. э. — 37 год н. э.) пришёл ювелир с металлической, небьющейся обеденной тарелкой, изготов-

ленной, якобы из глинозёма — Al_2O_3 . Тарелка была очень светлой и блестяла, как серебро. По всем признакам она должна быть алюминиевой. При этом ювелир утверждал, что только он и боги знают, как получить этот металл из глины. Тиберий, опасаясь, что металл из легкодоступной глины может обесценить золото и серебро, приказал, на всякий случай, отрубить человеку голову. Очевидно, данная легенда весьма сомнительна, так как самородный алюминий в природе не встречается в силу своей высокой активности и во времена Римской империи не могло быть технических средств, которые позволили бы извлечь алюминий из глинозёма.

Лишь почти через 2000 лет после Тиберия — в 1825 году, датский физик Ханс Христиан Эрстед получил несколько миллиграммов металлического алюминия, а в 1827 году Фридрих Вёлер смог выделить крупинки алюминия, которые, однако, на воздухе немедленно покрывались тончайшей пленкой оксида алюминия.

До конца XIX века алюминий в промышленных масштабах не производился.

Только в 1854 году Анри Сент-Клер Девиля (его исследования финансировал Наполеон III, рассчитывая, что алюминий пригодится его армии[7][8]) изобрёл первый способ промышленного производства алюминия, основанный на вытеснении алюминия металлическим натрием из двойного хлорида натрия и алюминия $NaCl \cdot AlCl_3$. В 1855 году был получен первый слиток металла массой 6–8 кг. За 36 лет применения, с 1855 по 1890 год, способом Сент-Клер Девиля было получено 200 тонн металлического алюминия. В 1856 году он же получил алюминий электролизом расплава хлорида натрия-алюминия.

В 1885 году, основываясь на технологии, предложенной русским ученым Николаем Бекетовым, был построен завод по производству алюминия в немецком городе Гмелингеме. Технология Бекетова мало чем отличалась от способа Девиля, но была проще и заключалась во взаимодействии между криоли-

том (Na_3AlF_6) и магнием. За пять лет на этом заводе было получено около 58 т алюминия — более четверти всего мирового производства металла химическим путем в период с 1854 по 1890 год.

Метод, изобретённый почти одновременно Чарльзом Холлом во Франции и Полем Эру в США в 1886 году и основанный на получении алюминия электролизом глинозема, растворённого в расплавленном криолите, положил начало современному способу производства алюминия. С тех пор, в связи с усовершенствованием электротехники, производство алюминия совершенствовалось. Заметный вклад в развитие производства глинозема внесли русские ученые К.И. Байер, Д.А. Пеняков, А.Н. Кузнецов, Е.И. Жуковский, А.А. Яковкин и др.

6. Мировой рынок алюминия и его тенденции.

Сегодня алюминий занял лидирующее положение в мире среди конструкционных материалов и данная ситуация сохранится в будущем.

Преимущества алюминия перед другими конструкционными материалами выражается в по ряду пунктов (сравнительно низкий для металлов удельный вес; высокая коррозионная стойкость; легкость формования и обработки; способность к стопроцентной вторичной переработке (при этом экономия энергии 95%); огнестойкость; высокая электропроводность; стойкость к низким температурам (при низких температурах он обладает даже более высокой прочностью, пластичностью и вязкостью).

Конструкции из алюминия требуют более низких затрат в течение срока службы и практически не требуют ремонта. Обладая хорошей гибкостью, алюминиевые конструкции эффективно несут нагрузки и значительно снижают затраты на сооружение фундаментов и опор. Это позволяет в сжатые сроки производить модернизацию строительных сооружений, мостов, путепроводов и т.п.

Во всех видах транспорта присутствие алюминия обеспечивает повышение скорости и безопасности движения, эконо-

мию энергии. Применение алюминия в транспорте и тараупаковке, быту и т.п. и практически полная возможность его рециркуляции способствуют улучшению экологии окружающей среды.

Расширение потребления алюминия будет зависеть от глобальных мировых процессов развития экономики и покупательского спроса населения, в то же время уникальные качества делают его конструкционным материалом для высоких технологий, отсюда — металлом для будущих поколений.

Общие тенденции в алюминиевой отрасли мира.

В мировой экономике идет процесс глобализации, вызванный жесткой конкуренцией на насыщенных региональных рынках, а также возможностью расширения рынков сбыта в других регионах мира.

Глобализация способствует снятию торговых барьеров, расширению рынка капиталов, расширению рамок ВТО.

В рамках глобализации мировой экономики идет процесс создания в алюминиевой промышленности мира крупных интегрированных структур с полным технологическим циклом — от боксита до изделия.

Эти процессы имеют как свои плюсы, так и минусы. К минусам можно отнести то, что деятельность крупных транснациональных компаний (ТНК) может отрицательно сказаться, прежде всего, на деятельности небольших алюминиевых компаний, не имеющих полного цикла производства, а также на деятельности чисто трейдерских компаний, не имеющих своего производства.

По оценке большинства специалистов и экспертов отрасли, образование интегрированных структур в целом должно благоприятно сказаться на развитии производства и потребления алюминия в мировом масштабе.

Одновременно, это должно позволить оказывать влияние на стабилизацию цен на сырье и металл на мировом рынке. Очень важно иметь возможность «сбивать» экстремальные «пики» цикличности цены на металл, противостоять влиянию

спекулятивной биржевой игры, которая часто не отвечает основному правилу торговли — соответствию цены балансу предложения и спроса. Важно не отпугивать потенциальных потребителей алюминия нестабильными и высокими ценами на металл, не допускать необоснованно низких цен, последствия которых губительны для производителя.

Рынок алюминия, как и рынок других товаров, не застрахован от стихийных кризисных ситуаций в мировой экономике или политике, когда появляется дилемма, либо совместными усилиями найти механизмы, позволяющие нейтрализовать зарождение или развитие кризиса, либо всем участникам рынка понести губительные потери.

Здесь же следует также отметить, что опыт мировой алюминиевой промышленности показывает «не живучесть» даже крупных компаний, если они не интегрированы по всей вертикали, не имеют своего сырья.

7. А) медь и хлор. Б) медь и кислород

8. Рамки картин и фотографий, скульптуры, дверные ручки.

9. Кузов, диски автомобиля.

Глава 3. Вещества и их свойства

§ 20. Металлы

1. а) Атомы металлов характеризуются тремя особенностями. Они, как правило, имеют 1–3 электрона на внешнем электронном слое. Атомы металлов имеют сравнительно большой радиус. Атомы металлов имеют большое число свободных орбиталей.

б) При сближении атомов металлов их свободные орбитали перекрываются, и валентные электроны получают возможность перемещаться с орбитали одного атома на свободные и близкие по энергии орбитали соседних атомов.

Металлическая связь неразрывно связана с особым кристаллическим строением металлов и сплавов — металлической кристаллической решеткой, они определяют все наиболее характерные физические свойства металлов: ковкость, пластичность, электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.

Химические свойства можно охарактеризовать выражением: все металлы проявляют только восстановительные свойства.

2. Способность металлов взаимодействовать с растворами кислот и ряд других свойств (взаимодействие с растворами солей, металлотермия, защита от коррозии) металлов вытекают из их положения в электрохимическом ряду напряжений.

Электрохимический ряд активности (напряжения) металлов показывает их сравнительную активность в реакциях окисления-восстановления.

Металл, находящийся в ряду напряжений левее водорода, способен вытеснить водород из кислот или солей.

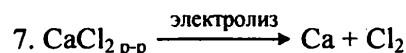
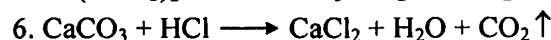
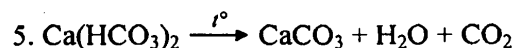
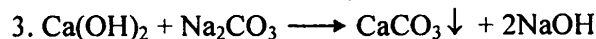
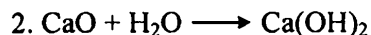
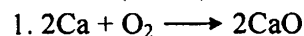
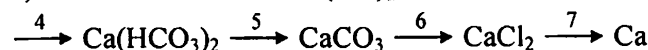
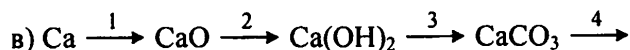
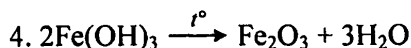
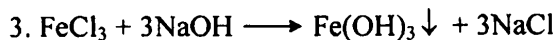
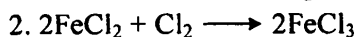
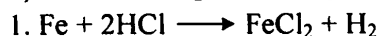
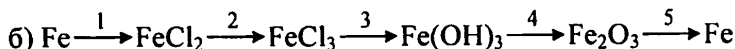
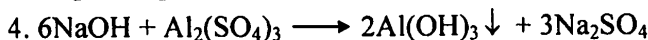
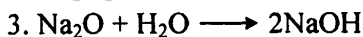
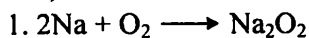
3. 1) Металл должен находиться в ряду напряжений левее водорода.

2) В результате реакции должна образоваться растворимая соль, т.к. в противном случае она покроет металл осадком и доступ кислоты к металлу прекратится.

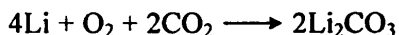
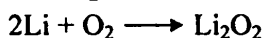
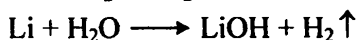
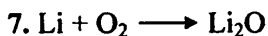
3) По-особому взаимодействуют с металлами концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации.

4. 1) Металл должен находиться в ряду напряжений левее металла, образующего соль.

2) В результате реакции должна образоваться растворимая соль, т.к. в противном случае она покрывает металл осадком и доступ соли к металлу прекратится.



6. Коррозией называют самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под влиянием окружающей среды. Различают химическую и электрохимическую коррозию.



8. Гальваностегия — нанесение металлических покрытий на поверхность металлических изделий методом электролитического осаждения. Нанесение защитных покрытий один из основных способов борьбы с коррозией.

Другими способами борьбы с коррозией являются:

- 1) Использование нержавеющей сталей, содержащих специальные добавки.
- 2) Использование ингибиторов коррозии — веществ, которые в сотни раз уменьшают агрессивность среды.
- 3) Создание контакта с более активным металлом — протектором.

§ 21. Неметаллы

1. Атомы неметаллов характеризуются тремя особенностями. Они, как правило, имеют много электронов и неподеленных электронных пар на внешнем электронном слое. Атомы неметаллов имеют сравнительно маленький радиус. Атомы металлов имеют мало свободных орбиталей.

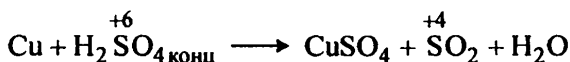
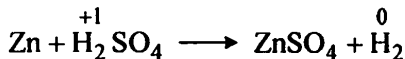
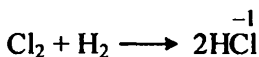
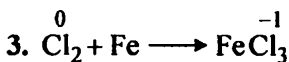
б) При сближении атомов неметаллов происходит образование общих электронных пар.

Для неметаллов трудно выделить общие физические свойства, несмотря на то, что их гораздо меньше, чем металлов.

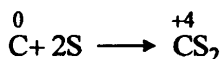
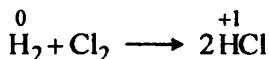
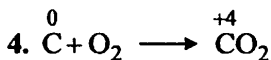
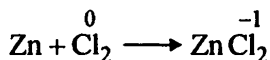
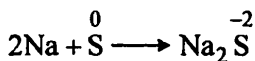
Для неметаллов характерны как восстановительные, так и окислительные свойства.

2. Электроотрицательность — свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе общие электронные пары.

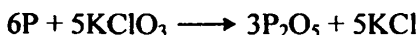
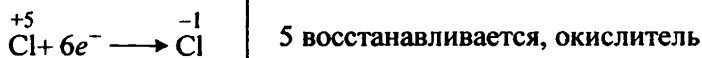
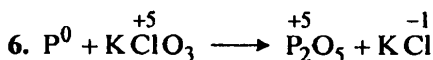
Электрохимический ряд напряжений металлов есть последовательность металлов, упорядоченная по способности металлов отдавать электроны.

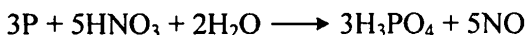
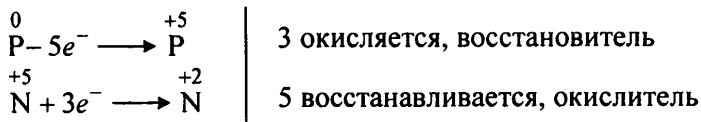
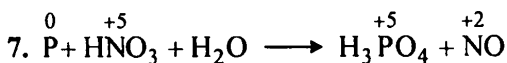


Продукты реакций металлов с неметаллами обладают ионной кристаллической решеткой.



5. Летучие водородные соединения неметаллов будут обладать молекулярным строением, это соединения с ковалентной химической связью. Это вещества непрочные, легкоплавкие, летучие.





8. Применение серы: Около 50% производимой серы используют для производства H_2SO_4 , около 25% для получения сульфитов, 10–15% для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур, около 10% в резиновой промышленности (как вулканизирующий агент). Серу применяют в производстве красителей, взрывчатых веществ, искусственного волокна, люминофоров, CS_2 , сульфидов, в органическом синтезе и др., она входит в состав головок спичек, мазей для лечения кожных заболеваний. Небольшие добавки серы улучшают обрабатываемость автоматных сталей и антифрикционные свойства.

Применение фосфора: Фосфор является важнейшим биогенным элементом и в то же время находит очень широкое применение в промышленности. Красный фосфор — основная модификация, производимая и потребляемая промышленностью. Он применяется в производстве спичек, взрывчатых веществ, зажигательных составов, различных типов топлива, а также противозадирных смазочных материалов, в качестве газопоглотителя в производстве ламп накаливания. Фосфор (в виде фосфатов) — один из трёх важнейших биогенных элементов (NPK), участвует в синтезе АТФ. Большая часть производимой фосфорной кислоты идёт на получение фосфорных удобрений — суперфосфата, преципитата, аммофоски и др. Фосфаты также широко используются в качестве комплексообразователей (средства для умягчения воды) и в составе пассиваторов поверхности металлов (защита от коррозии).

Применение хлора: Хлор расходуется на производство окислительно-отбеливающих веществ — кальция гипохлорита, натрия гипохлорита, хлорной извести, различных хлороргани-

ческих продуктов (поливинилхлорида, хлоропренового каучука, растворителей, продуктов хлорирования углеводородов парафинового и ароматических рядов), различных хлорсодержащих пестицидов, для водоочистки. В мире на производство органических продуктов расходуется от 50 до 85% производимого хлора, на производство неорганических продуктов — 10–15%, в целлюлозно-бумажной промышленности — 2–15%, на очистку воды и др. санитарные нужды — 2–10%.

Применение углерода: Графит используется в карандашной промышленности. Также его используют в качестве смазки при особо высоких или низких температурах.

Алмаз, благодаря исключительной твердости, незаменимый абразивный материал. Кроме этого, ограненные алмазы — бриллианты используются в качестве драгоценных камней в ювелирных украшениях.

В фармакологии и медицине широко используются различные соединения углерода — производные угольной кислоты и карбоновых кислот, различные гетероциклы, полимеры и другие соединения. Так, карболен (активированный уголь), применяется для абсорбции и выведения из организма различных токсинов; графит (в виде мазей) — для лечения кожных заболеваний.

Углерод в виде ископаемого топлива: угля и углеводородов (нефть, природный газ) — один из важнейших источников энергии для человечества.

Углерод является основой всех органических веществ. Любой живой организм состоит в значительной степени из углерода. Углерод — основа жизни.

Применение азота: Жидкий азот применяется как хладагент и для криотерапии.

Промышленные применения газообразного азота обусловлены его инертными свойствами. Газообразный азот пожаро- и взрывобезопасен, препятствует окислению, гниению. В нефтехимии азот применяется для продувки резервуаров и трубопроводов, проверки работы трубопроводов под давлением, увеличения выработки месторождений.

Важной областью применения азота является его использование для дальнейшего синтеза самых разнообразных соединений, содержащих азот, таких, как аммиак, азотные удобрения, взрывчатые вещества, красители и т. п. Большие количества азота используются в коксовом производстве («сухое тушение кокса») при выгрузке кокса из коксовых батарей, а также для «передавливания» топлива в ракетах из баков в насосы или двигатели.

§ 22. Кислоты

1. Кислоты — сложные вещества, в состав которых обычно входят атомы водорода, способные замещаться на атомы металлов, и кислотный остаток.

2. Кислота — это соединение, диссоциирующее в водном растворе с образованием протонов (ионов водорода H^+).

3. Классификация кислот.

По содержанию кислорода:

- 1) бескислородные (HCl , H_2S);
- 2) кислородосодержащие (HNO_3).

По основности — количество кислых атомов водорода:

- 1) одноосновные (HNO_3);
- 2) двухосновные (H_2SeO_4 , двухосновные предельные карбоновые кислоты);
- 3) трёхосновные (H_3PO_4 , H_3BO_3).
- 4) полиосновные (практически не встречаются).

По силе:

- 1) сильные — диссоциируют практически полностью, константы диссоциации больше 1×10^{-3} (HNO_3);
- 2) слабые — константа диссоциации меньше 1×10^{-3} (уксусная кислота $K_d = 1,7 \times 10^{-5}$).

По устойчивости:

- 1) устойчивые (H_2SO_4);
- 2) неустойчивые (H_2CO_3).

По принадлежности к классам химических соединений:

- 1) неорганические (HBr);
- 2) органические ($HCOOH$);

По летучести:

- 1) летучие (H_2S , HCl);
- 2) нелетучие (H_2SO_4);

По растворимости в воде:

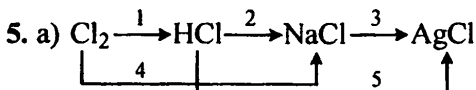
- 1) растворимые (H_2SO_4);
- 2) нерастворимые (H_2SiO_3);

4. Азотная кислота HNO_3 :

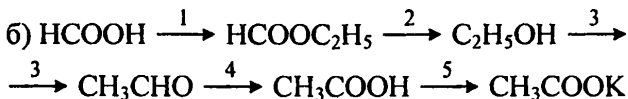
Кислородсодержащая, одноосновная, сильная, устойчивая, неорганическая, нелетучая, растворимая.

Уксусная кислота CH_3COOH :

Кислородсодержащая, одноосновная, слабая, устойчивая, органическая, летучая, растворимая.



1. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$
2. $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
4. $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} \longrightarrow 2\text{NaCl}$
5. $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$



1. $\text{HCOOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{HCOOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{HCOOC}_2\text{H}_5 + \text{KOH} \longrightarrow \text{HCOOK} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
3. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CuO} \longrightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{CuOH}$
4. $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Ag} \downarrow$
5. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$

6. Определим количество вещества и массу бромводорода:

$$n(\text{HBr}) = \frac{V(\text{HBr})}{V_m} = \frac{33,6}{22,4} = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{HBr}) = n(\text{HBr}) \cdot M(\text{HBr}) = 1,5 \cdot 81 = 12,15 \text{ г}$$

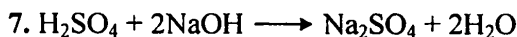
Найдем массу образовавшегося раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{HBr})$$
$$m(\text{H}_2\text{O}) = V \cdot \rho = 250 \cdot 1 = 250 \text{ г}$$
$$m_{\text{р-ра}} = 250 + 121,5 = 371,5 \text{ г}$$

Вычислим массовую долю HBr в полученном растворе:

$$\omega(\text{HBr}) = \frac{m(\text{HBr})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{121,5}{371,5} = 0,327 \text{ или } 32,7\%.$$

Ответ: 32,7% HBr.



Вычислим массу и количество вещества NaOH:

$$m(\text{NaOH}) = \omega(\text{NaOH}) \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot 80 = 8 \text{ г}$$
$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{8}{40} = 0,2 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \cdot n(\text{NaOH}) = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ моль}$$

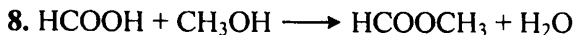
Вычислим массу H₂SO₄, потребовавшуюся на нейтрализацию

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г}$$

Определим массовую долю H₂SO₄ в растворе:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{9,8}{110} = 0,089 \text{ или } 8,9\%$$

Ответ: 8,9% H₂SO₄.



Определим массу и количество вещества HCOOH:

$$m(\text{HCOOH}) = \omega(\text{HCOOH}) \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,6 \cdot 80 = 48 \text{ г}$$
$$n(\text{HCOOH}) = \frac{m(\text{HCOOH})}{M(\text{HCOOH})} = \frac{48}{46} = 1,04 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$n(\text{HCOOCH}_3) = n(\text{HCOOH}) = 1,04 \text{ моль}$$

Рассчитаем массу эфира, которую можно теоретически получить в таком превращении:

$$\begin{aligned} m(\text{HCOOCH}_3)_{\text{теор}} &= n(\text{HCOOCH}_3) \cdot M(\text{HCOOCH}_3) = \\ &= 1,04 \cdot 60 = 62,4 \text{ г} \end{aligned}$$

Рассчитаем выход эфира по сравнению с теоретически возможным:

$$\eta = \frac{m(\text{HCOOCH}_3)}{m_{\text{теор}}} = \frac{43,8}{62,4} = 0,7 \text{ или } 70\%$$

Ответ: 70%.

§ 23. Основания

1. Основания (основные гидроксиды) — сложные вещества, которые состоят из атомов металла или иона аммония и гидроксогруппы (-ОН).

2. Основания — вещества, в водном растворе диссоциирующие с образованием катионов и анионов OH^- .

3. Основания классифицируются по ряду признаков.

По растворимости в воде:

- 1) растворимые основания (щёлочи): NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, CsOH .
- 2) практически нерастворимые основания: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Деление на растворимые и нерастворимые основания практически полностью совпадает с делением на сильные и слабые основания.

По количеству гидроксильных групп в молекуле:

- 1) однокислотные (гидроксид натрия NaOH)
- 2) двухкислотные (гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$)
- 3) трехкислотные (гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$)

По летучести:

- 1) летучие: NH_3 , $\text{CH}_3\text{-NH}_2$
- 2) нелетучие: щёлочи, нерастворимые основания.

По стабильности:

- 1) стабильные: гидроксид натрия NaOH , гидроксид бария Ba(OH)_2
- 2) нестабильные: гидроксид аммония $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ (гидрат аммиака).

По степени электролитической диссоциации:

- 1) сильные ($\alpha > 30\%$): щёлочи.
- 2) слабые ($\alpha < 3\%$): нерастворимые основания.

По наличию кислорода:

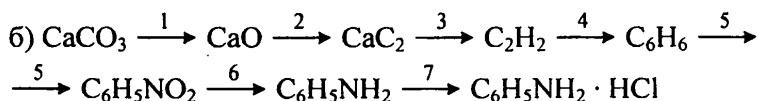
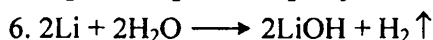
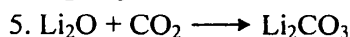
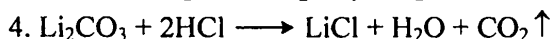
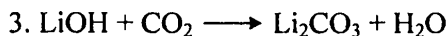
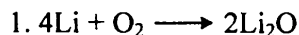
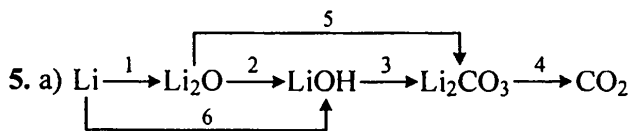
- 1) кислородсодержащие: гидроксид калия KOH , гидроксид стронция Sr(OH)_2
- 2) бескислородные: аммиак NH_3 , амины.

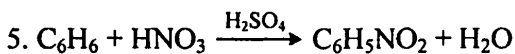
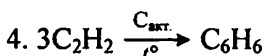
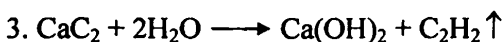
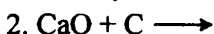
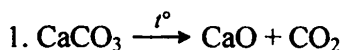
4. Гидроксид бария Ba(OH)_2 :

Растворимый, Двухкислотный, нелетучий, стабильный, сильный, кислородсодержащий.

Анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$:

Практически нерастворимый, однокислотный, нелетучий, нестабильный (на воздухе быстро окисляется), слабый, бескислородный (амин).





6. Найдем массу чистого NaOH:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= (1 - \omega_{\text{прим.}}) \cdot m_{\text{смеси}} = (1 - 0,05) \cdot 48 = \\ &= 0,95 \cdot 48 = 45,6 \text{ г} \end{aligned}$$

Найдем массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

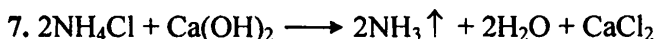
$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \cdot 250 = 250 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 45,6 + 250 = 295,6 \text{ г}$$

Найдем массовую долю NaOH в полученном растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{45,6}{295,6} = 0,15 \text{ или } 15\%.$$

Ответ: 15% NaOH.



Рассчитаем массу и количество вещества чистого NH_4Cl :

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = \omega(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,2 \cdot 585 = 117$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{M(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{117}{53} = 2,2 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2,2 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем NH_3 , который теоретически может получиться в результате такого превращения

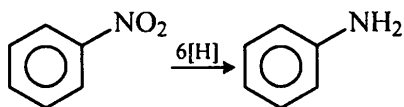
$$V_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m = 2,2 \cdot 22,4 = 49,28 \text{ л}$$

Рассчитаем выход NH_3 :

$$\eta = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_{\text{теор}}(\text{NH}_3)} = \frac{33,6}{49,28} = 0,68$$

Ответ: 68%.

8.



Рассчитаем количество вещества нитробензола:

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2)}{M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2)} = \frac{930}{123} = 7,56 \text{ кмоль}$$

Согласно схеме реакции:

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = n(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 7,56 \text{ кмоль}$$

Рассчитаем теоретически возможный выход анилина:

$$\begin{aligned} m_{\text{теор}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) &= n(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) \cdot M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = \\ &= 7,56 \cdot 93 = 703,08 \text{ кг} \end{aligned}$$

Рассчитаем массу анилина с учетом выхода 85%:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = \eta \cdot m_{\text{теор}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 0,85 \cdot 703,08 = 597,6 \text{ кг}$$

Ответ: 597,6 кг.

9. Рассчитаем массу NH_3 , содержащегося в одной ампуле.

$$m(\text{NH}_3) = \omega(\text{NH}_3) \cdot m_{\text{п-ра}} = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ г}$$

Значит всю оставшуюся массу содержимого ампулы составляет вода.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{п-ра}} - m(\text{NH}_3) = 2 - 0,2 = 1,8 \text{ г}$$

Рассчитаем количество вещества NH_3 .

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{0,2}{17} = 0,012 \text{ моль}$$

Рассчитаем объем газообразного аммиака, который будет занимать 0,012 моль:

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m = 0,012 \cdot 22,4 = 0,2688 \text{ л}$$

Ответ: 1,8 г H_2O и 0,27 л NH_3 .

§ 24. Соли

1. Соли — класс химических соединений, к которому относятся вещества, состоящие из катионов металла (или катионов аммония NH_4^+) и анионов кислотного остатка.

2. Типы солей:

Средние (нормальные) соли — все атомы водорода в молекулах кислоты замещены на атомы металла.

Кислые соли — атомы водорода в кислоте замещены атомами металла частично. Они получают при нейтрализации основания избытком кислоты.

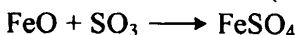
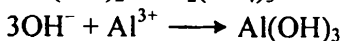
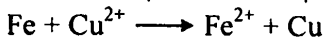
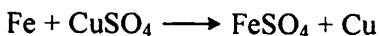
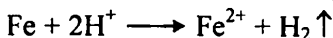
Основные соли — гидроксогруппы основания (OH^-) частично замещены кислотными остатками.

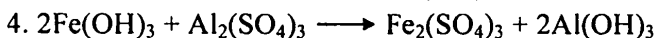
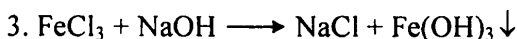
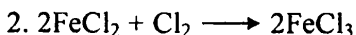
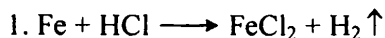
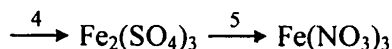
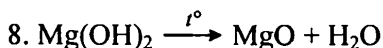
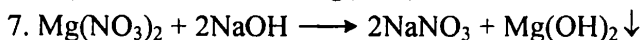
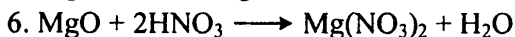
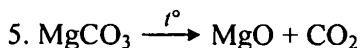
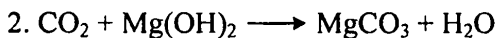
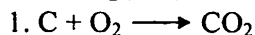
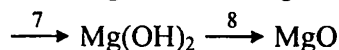
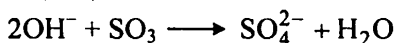
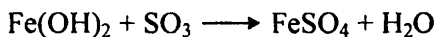
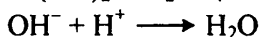
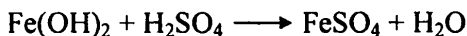
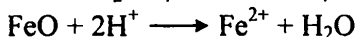
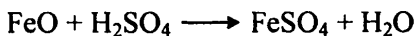
Двойные соли — в их составе присутствует два различных катиона, получают кристаллизацией из смешанного раствора солей с разными катионами, но одинаковыми анионами.

Смешанные соли — в их составе присутствует два различных аниона.

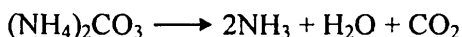
Гидратные соли (кристаллогидраты) — в их состав входят молекулы кристаллизационной воды.

Комплексные соли — в их состав входит комплексный катион или комплексный анион.





6.



Рассчитаем суммарное количество вещества газов, которое необходимо получить:

$$n_{\text{газов}} = \frac{V}{V_m} = \frac{1,334}{22,4} = 0,06 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции, чтобы получить 4 моля газов требуется 1 моль разрыхлителя.

1 моль $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — 4 моля газов

x моль $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — 0,06 моль газов

$$x = \frac{1 - 0,06}{4} = 0,015 \text{ моль}$$

Определим массу разрыхлителя:

$$\begin{aligned} m((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) &= n((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) \cdot M((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = \\ &= 0,015 \cdot 94 = 1,41 \text{ г} \end{aligned}$$

Ответ: 1,41 г $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

8. Применение хлорида натрия в быту и в промышленности. В приготовлении пищи поваренная соль употребляется как важная приправа. Соль имеет хорошо знакомый каждому человеку характерный вкус, без которого пища кажется пресной. Такая особенность соли обусловлена физиологией человека, но люди зачастую потребляют соли больше, чем необходимо для физиологических процессов.

Поваренная соль обладает слабыми антисептическими свойствами; 10–15% содержание соли предотвращает развитие гнилостных бактерий, [1] что служит причиной её широкого применения в качестве консерванта пищи и иных органических масс (кожи, древесины, клея).

Поваренная соль используется в промышленности для получения соды, хлора, соляной кислоты, гидроксида натрия и металлического натрия.

§ 25. Генетическая связь между классами неорганических и органических веществ

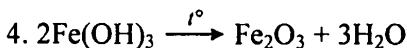
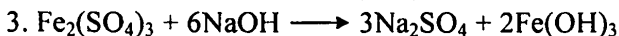
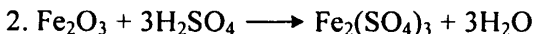
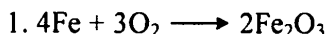
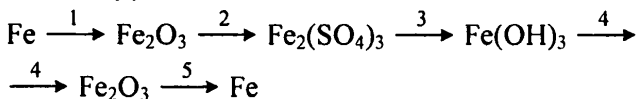
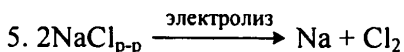
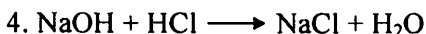
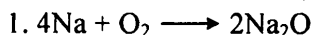
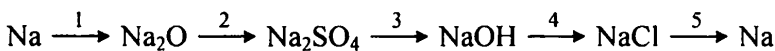
1. **Генетическим** называют ряд веществ, представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ, т.е. их **генезис**.

Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим эле-

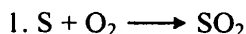
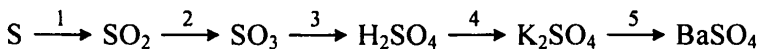
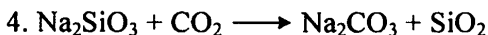
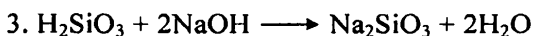
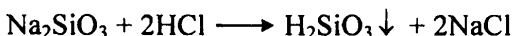
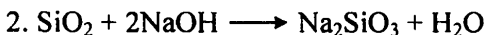
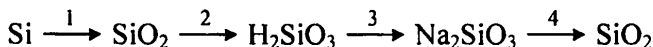
ментом, то основу генетического ряда в органической химии составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

2. Единство и многообразие химических веществ, вовлеченных в бесконечный процесс превращений, наиболее ярко проявляется в генетической связи веществ. Мы живем в бесконечно изменяющемся, динамичном и красочном мире.

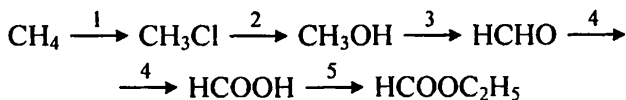
3.



4.



2. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$
3. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}$
- 5.



1. $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 2. $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{KOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{KCl}$
 3. $\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{CuO} \longrightarrow \text{HCHO} + 2\text{CuOH}$
 4. $\text{HCHO} + \text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow \text{HCOOH} + 2\text{Ag}$
 5. $\text{HCOOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow \text{HCOOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
 6. $2\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH} + 2\text{Na} \longrightarrow 2\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ONa} + \text{H}_2 \uparrow$
- Найдем количество вещества H_2 :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции:

$$n(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 2n(\text{H}_2) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль}$$

Теперь рассчитаем молекулярную массу спирта:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH})}{n(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH})} = \frac{12}{0,2} = 60 \text{ г/моль}$$

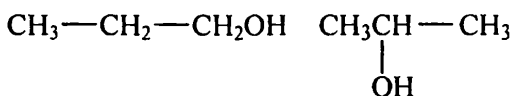
$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 12n + 2n + 1 + 16 + 1 = 60$$

$$14n + 18 = 60$$

$$14n = 42$$

$$n = 3$$

$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ пропанол существует в виде двух изомеров:



пропанол-1

пропанол-2

7.

