

БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

О. И. Сечко

ОБЩАЯ ХИМИЯ: ТАБЛИЦЫ, ТЕСТЫ, УПРАЖНЕНИЯ

Учебные материалы
для слушателей факультета
доуниверситетского образования
Белорусского государственного университета

Учебное электронное издание

Минск, БГУ, 2020

ISBN 978-985-566-843-6

© Сечко О. И., 2020
© БГУ, 2020

УДК 54(075)
ББК 24.1я73

Р е ц е н з е н т ы:

старший преподаватель кафедры химии
Белорусского государственного педагогического университета
имени Максима Танка *В. Э. Огородник*;
учитель химии средней школы № 22 г. Минска *Л. Ф. Казак*

Сечко, О. И. Общая химия: таблицы, тесты, упражнения : учеб. материалы для слушателей фак. доуниверситет. образования Белорус. гос. ун-та [Электронный ресурс] / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2020. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). ISBN 978-985-566-843-6.

Издание предназначено для слушателей факультета доуниверситетского образования Белорусского государственного университета. Учебные материалы могут быть использованы при подготовке к централизованному тестированию, для организации самостоятельной учебной деятельности как обучающего, так и контролирующего характера.

Минимальные системные требования:

PC, Pentium 4 или выше;
RAM 1 Гб; Windows XP/7/10;
Adobe Acrobat.

Оригинал-макет подготовлен в программе Adobe InDesign.

Ответственный за выпуск *Т. М. Турчиняк*.
Дизайн обложки *Т. Ю. Таран*. Технический редактор *Л. В. Жаборовская*.
Компьютерная верстка *О. Ю. Шантарович*. Корректор *Е. И. Бондаренко*.

Подписано к использованию 31.03.2020. Объем 1 МБ.

Белорусский государственный университет.
Управление редакционно-издательской работы.
Пр. Независимости, 4, 220030, Минск.
Телефон (017) 259-70-70.
email: urir@bsu.by
<http://elib.bsu.by/>

СОДЕРЖАНИЕ

■ ПРЕДИСЛОВИЕ	4
■ Тема 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ	5
Содержание темы	5
Понятия, определения	5
Упражнения	7
Тест	8
■ Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ	15
Содержание темы	15
Понятия, определения	15
Упражнения	21
Тест	22
■ Тема 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	30
Содержание темы	30
Понятия, определения	30
Упражнения	36
Тест	37
■ Тема 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ	44
Содержание темы	44
Понятия, определения	44
Упражнения	48
Тест	50
■ Тема 5. ХИМИЯ РАСТВОРОВ	58
Содержание темы	58
Понятия, определения	58
Упражнения	69
Тест	70
■ Приложение. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ С РЕШЕНИЯМИ	78
Тест 1	78
Решения	82
Тест 2	90
Решения	94
Тест 3	103
Решения	107
■ СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	117

ПРЕДИСЛОВИЕ

Абитуриенты на вступительных испытаниях (централизованное тестирование) в высшие учебные учреждения должны показать знания основных теоретических положений химии как одной из важнейших естественных наук, которые лежат в основе научного познания природы, а также уметь применять изученные теоретические положения при рассмотрении классов органических и неорганических веществ, раскрывать зависимость свойств веществ от состава и строения, выполнять типовые расчеты и решать составленные на их основе задачи, знать свойства наиболее важных веществ, которые используются в промышленности, сельском хозяйстве и в быту.

Издание сокращенно, в виде таблиц, представляет учебный материал, соответствующий курсу общей химии. Издание поможет организовать самостоятельную познавательную деятельность абитуриентов по обобщению и закреплению изученного учебного материала, углублению и расширению своих знаний, подготовиться к успешной сдаче вступительных экзаменов.

В начале каждой темы дается краткое содержание темы, понятия (в таблицах и схемах) и определения, приводятся примеры химических формул и уравнений химических реакций. Далее предлагаются упражнения и тесты. Для каждого раздела сохраняется единый стиль.

Абитуриенты должны уметь пользоваться следующими таблицами: «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева» (короткопериодный или длиннопериодный вариант), «Растворимость оснований, кислот и солей в воде» и «Электрохимический ряд напряжений металлов».

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

Содержание темы

Предмет и задачи химии. Место химии среди естественных наук. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы. Постоянство состава вещества. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Закон сохранения массы, его значение в химии. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Закон и число Авогадро. Химический элемент, простое вещество, сложное вещество. Знаки химических элементов и химические формулы. Расчет массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.

Понятия, определения

Основные химические понятия

Понятие	Определение	Измерение	Характеристика	Примечание
Атом	Мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов	Масса атома Массовое число $A = N + Z$	Радиус атома	$A(^1\text{H}) = 1$ $A(^2\text{D}) = 2$ $A(^3\text{T}) = 3$ $N = 1$
Химический элемент	Вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра	$A_r = \frac{m_{\text{атома}}}{(1/12)m^{12}\text{C}}$	Нуклиды с одинаковым N	$A_r(\text{P}) = 30,97$
Молекула	Наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства	M_r	Простых веществ (один химический элемент). Молекулярное строение	Неполярные молекулы
			Сложных веществ (два и более химических элемента). Молекулярное строение	Полярные и неполярные молекулы
Формульная единица	Группа атомов, составляющая простейшую химическую формулу вещества немолекулярного строения	$M_{(fr)}$	Немолекулярное строение	Ионы
				Атомы
				Атом-ионы металлов

Понятие	Определение	Измерение	Характеристика	Примечание
Вещество	Устойчивая совокупность частиц (атомов, молекул, ионов)	Моль (n) – $6,02 \times 10^{23}$ частиц $M(\text{в-ва}) = m/n$	Состав, строение, физические, химические, свойства	Простые, сложные
Химическая реакция	Процесс превращения одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов	$m(\text{в-в до реакции}) = m(\text{в-в после реакции})$	Реакции соединения, замещения, разложения, обмена; ОВР и др.	

Состав вещества выражается химической формулой, по которой можно определить:

- класс и название вещества;
- химическое количество вещества;
- относительную молекулярную (формульную);
- качественный и количественный состав вещества;
- массу и массовую долю каждого элемента в веществе.

Количественные характеристики вещества

Количество вещества (химическое количество вещества) – величина, пропорциональная числу элементарных структурных единиц (атомов, молекул, ионов), составляющих данную порцию вещества.

Моль – единица химического количества вещества, содержащего столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г ^{12}C .

Молярная масса	Молярный объем	Число (постоянная) Авогадро
M , г/моль – масса вещества с химическим количеством 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц) вещества	V_M , дм ³ – объем, занимаемый одним молем газообразного вещества при н. у.	N_A , моль ⁻¹ – $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (структурных единиц) в одном моле вещества
$M = m(X)/n(X)$	$V_m = 22,4$ дм ³ /моль	$N_A = N/n$
Соотношения величин: $m / M = N / N_A$; $V / V_m = N / N_A$		

Основные законы химии

Закон постоянства состава (Д. Пруст)	<p><i>Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав.</i></p> <p>Например, в молекуле серной кислоты независимо от того, как она была получена, два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода. (В основном для веществ молекулярного строения.)</p>
--------------------------------------	--

Закон сохранения массы веществ (М. В. Ломоносов (1748), А. Лавуазье)	<p>Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.</p> <p>На основании закона возможно решение расчетных задач по уравнениям химических реакций</p>
Закон Авогадро	<p>В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление) находится одинаковое число молекул.</p> <p>1. Молярный объем газа: $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$. $V_m = V/n$.</p> <p>2. Плотность газа – отношение массы газа к его объему (отношение молярной массы газа к молярному объему): $\rho = M / V_m$ или m/V.</p> <p>3. Относительная плотность одного газа по-другому (D) определяется как отношение массы одного газа к массе другого газа такого же объема или отношение их молярных масс: $D_{A/B} = m_A/m_B$; $D_{A/B} = M_A/M_B$.</p>
Закон объемных отношений Гей-Люссака	<p>Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие числа (количества). Например: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, или $(1V : 3V : 2V)$</p>
Объединенный газовый закон	<p>$p_1 V_1 / T_1 = p_2 V_2 / T_2$ при н. у. $p = 101,3$ $T = 273 \text{ К}$</p>

Упражнения

1. Определите, легче или тяжелее воздуха аммиак. Ответ подтвердите расчетом.
2. Какой объем займут молекулы кислорода числом $1,204 \cdot 10^{24}$?
3. Какая масса кислорода содержит столько же молекул, сколько их находится в углекислом газе массой 88 г?
4. Какова масса смеси CO_2 , CO , H_2 , O_2 объемом 3 дм^3 , если газы взяты в равных объемных долях?
5. К смеси водорода и азота, содержащей по 50 % газов по объему, добавили такой же объем кислорода. Как изменится плотность полученной смеси по воздуху?
6. Какой объем (н. у.) занимает смесь гелия и аммиака, масса которой равна 100 г, а массовые доли газов равны?
7. Определите массу (г) одной молекулы воды.
8. Какое из веществ, формулы которых CO_2 и N_2 , содержит большее число атомов в объеме, равном 1 дм^3 ? Ответ подтвердите расчетами.
9. В оксиде трехвалентного химического элемента массовая доля кислорода равна 47,06 %. Определите химическую формулу оксида.
10. В каких объемных отношениях реагируют сероводород и кислород в реакции полного сгорания сероводорода?

11. Масса 5 молекул вещества равна $5,897 \cdot 10^{-22}$ г. Определите молярную массу вещества.

12. К смеси оксидов углерода (II) и (IV) объемом 40 дм^3 (н. у.) добавили кислород объемом 40 дм^3 и подожгли. После реакции объем смеси (н. у.) стал равен 65 дм^3 . Определите объем (дм^3) CO_2 в первоначальной смеси оксидов углерода.

13. В плотно закрытом сосуде, заполненном воздухом, прокалили железо до получения железной окалины. Как изменится давление в сосуде по окончании реакции?

14. Легче или тяжелее воздуха смесь газов, в которой на один объем кислорода приходится 2 объема аммиака? Ответ подтвердите расчетами.

15. Соотношение молярных масс высших хлорида и оксида элемента IVA группы соответственно равно 17 : 6. Установите формулы данных соединений.

Тест

Часть А

А 1. Простое вещество азот (н. у.) химическим количеством 2 моль содержится в следующей порции:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------|
| 1) 28 г; | 3) 56 г; |
| 2) $12,04 \cdot 10^{24}$ молекул; | 4) $22,4 \text{ дм}^3$. |

А 2. Масса атома серы может быть равна:

- | | |
|-----------------|----------------|
| 1) 16 а. е. м.; | 3) 16 г; |
| 2) 32 г; | 4) 32 а. е. м. |

А 3. Химической реакцией НЕ является:

- 1) электролиз воды;
- 2) гидролиз жира;
- 3) горение древесины;
- 4) получение «сухого льда».

А 4. Признаками протекания химической реакции могут быть: а) замерзание воды; б) выделение газа; в) появление запаха; г) выпадение осадка; д) горение электрической лампочки

- | | |
|-------------|-------------|
| 1) а, в, г; | 3) б, в, г; |
| 2) а, г, д; | 4) б, в, д. |

А 5. Молярная доля азота составляет 20 % в веществе:

- 1) аммиак;
- 2) азотная кислота;
- 3) нитрат аммония;
- 4) азотистая кислота.

А 6. Не существует молекул:

- 1) водорода;
- 2) воды;
- 3) уксусной кислоты;
- 4) поваренной соли.

А 7. Фосфор как химический элемент обозначает характеристика:

- 1) входит в состав спичек;
- 2) имеет атомный номер 15;
- 3) в молекуле фосфорной кислоты содержание фосфора 31,6 %;
- 4) бывает красный, черный и белый.

А 8. В перечне: кислород, хлорид калия, воздух, кварц, серная кислота, аммиак, мрамор, сода кристаллическая, вода, алмаз – число веществ немолькулярного строения равно:

- 1) 4;
- 2) 5;
- 3) 8;
- 4) 9.

А 9. Относительная плотность (н. у.) некоторого газа по воздуху равна 1,517. Укажите формулу этого газа:

- 1) N_2O ;
- 2) NO_2 ;
- 3) NO ;
- 4) SO_2 .

А 10. Массовое число нуклида, в составе которого 13 протонов и 15 нейтронов, равно:

- 1) 13;
- 2) 15;
- 3) 27;
- 4) 28.

А 11. Относительная плотность (н. у.) некоторого газа по гелию равна 8. Укажите формулу этого газа:

- 1) NO ;
- 2) NO_2 ;
- 3) CO_2 ;
- 4) O_2 .

А 12. Масса молекулы одного из веществ, образованных атомами кислорода, равна $7,97 \cdot 10^{-23}$. Формула вещества:

- 1) O ;
- 2) O_2 ;
- 3) O_8 ;
- 4) O_3 .

А 13. В результате химической реакции изменяется:

- 1) масса атомов;
- 2) число атомов;
- 3) суммарная масса исходных веществ и продуктов реакции;
- 4) природа исходных веществ.

А 14. Сероводород химическим количеством 2 моль при нормальных условиях занимает объем:

- 1) 34 см^3 ;
- 2) $44,8 \text{ дм}^3$;
- 3) 68 дм^3 ;
- 4) $22,4 \text{ см}^3$.

А 15. Укажите химическое количество (моль) кислорода, необходимое для реакции с алюминием химическим количеством 1,6 моль:

- 1) 1,2; 3) 1,5;
- 2) 1,4; 4) 1,6.

А 16. Одинаковое число молекул при нормальных условиях содержится

- 1) в 20 г H_2O и 20 г CO_2 ;
- 2) 18 г H_2O и 18 дм^3 NH_3 ;
- 3) 11,2 дм^3 PH_3 и 5,6 дм^3 SO_2 ;
- 4) 5,6 дм^3 SO_2 и 16 г SO_2 .

А 17. Отношение объемов исходного газообразного вещества и продукта реакции (при н. у.) в реакции, схема которой $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow$, равно:

- 1) 1 : 3; 3) 2 : 3;
- 2) 1 : 1; 4) 1 : 2;

А 18. При нормальных условиях большее число атомов содержится

- 1) в 6,928 дм^3 аммиака;
- 2) 16,8 дм^3 гелия;
- 3) 7,168 дм^3 водорода;
- 4) 5,824 дм^3 озона.

А 19. Массовое число нуклида в 2,275 раза больше его протонного числа. Число нейтронов равно 51. Это нуклид химического элемента:

- 1) стронция;
- 2) технеция;
- 3) циркония;
- 4) платины.

А 20. В оксиде железа массовая доля железа в 2,333 раза больше массовой доли кислорода. Укажите формулу оксида железа:

- 1) FeO ; 3) Fe_3O_4 ;
- 2) FeO_3 ; 4) Fe_2O_3 .

А 21. Смесь газообразных веществ метана и водорода имеет плотность 0,3393 г/ дм^3 (н. у.). Молярное соотношение газов в смеси равно:

- 1) 3 : 2; 3) 2 : 3;
- 2) 1 : 1; 4) 1 : 2.

А 22. Соотношение числа атомов углерода и кислорода в смеси, состоящей из оксидов углерода (II) и (IV) с относительной плотностью по водороду, 16 равно:

- 1) 2 : 3,5; 3) 5,1 : 6,2;
- 2) 1 : 1,25; 4) 6 : 5,1.

А 23. Сложным веществом является:

- 1) азот; 3) аммиак;
- 2) озон; 4) бром.

- А 24.** Массовая доля марганца (%) в его высшем оксиде равна:
1) 49,55; 3) 40,05;
2) 46,11; 4) 39,54.
- А 25.** $9,03 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода содержится в медном купоросе массой (г):
1) 44; 3) 41,7;
2) 42,6; 4) 38,22.
- А 26.** Относительная плотность по воздуху (н. у.) некоторого газа равна 0,966. Масса (г) данного газа с химическим количеством 2,5 моль равна:
1) 50; 3) 70;
2) 60; 4) 80.
- А 27.** Во сколько раз плотность воды в жидком состоянии больше, чем в парообразном?
1) 1000; 3) 1250;
2) 1200; 4) 1245.
- А 28.** Какая масса (г) СО занимает такой же объем, как и 96 г сернистого газа?
1) 36; 3) 44;
2) 42; 4) 48.
- А 29.** Масса молекулы серы при некоторых условиях равна $4,252 \cdot 10^{-22}$ г. Найти молярную массу серы и число атомов в ее молекуле:
1) 212 и 6; 3) 254 и 8;
2) 242 и 7; 4) 256 и 8.
- А 30.** Относительная плотность по водороду (н. у.) газовой смеси, состоящей из азота, этилена и неизвестного газа, равна 15. Укажите молярную массу (г/моль) газа, если объемные доли азота и этилена равны по 25 %.
1) 16; 3) 24;
2) 18; 4) 32.
- А 31.** Молярная доля кислорода в одном из оксидов железа составляет 60 %. Массовая доля (%) металла в этом оксиде равна:
1) 40; 3) 60;
2) 58; 4) 70.
- А 32.** Суммарное химическое количество (моль) атомов в карбонате кальция массой 250 г равно:
1) 2,5; 3) 12,5;
2) 10,5; 4) 14.
- А 33.** Число атомов кислорода в фосфате кальция массой 250 г равно:
1) $4,52 \cdot 10^{23}$;
2) $5,515 \cdot 10^{24}$;
3) $44,15 \cdot 10^{23}$;
4) $3,884 \cdot 10^{24}$.

А 34. Смесь, состоящую из равных объемов неона и углекислого газа, в два раза разбавили кислородом (н. у.). При этом плотность новой смеси по сравнению с исходной:

- 1) увеличилась; 3) не изменилась;
2) уменьшилась; 4) увеличилась в 1,5 раза.

А 35. Укажите число правильных утверждений. Простые вещества элементов неметаллов могут находиться в состоянии (н. у.): а) газообразном; б) жидком; в) твердом; г) конденсированном.

- 1) 2; 3) 4;
2) 3; 4) 1.

А 36. Простому веществу соответствует формула:

- 1) N; 3) O;
2) Br; 4) He.

А 37. Формула химического элемента неметалла указана в ряду:

- 1) O₂; 3) Fe;
2) N₂; 4) S.

А 38. Массовая доля кислорода в гидроксиде металла равна 26,2 %. Для металла верными являются утверждения: а) обладает амфотерными свойствами; б) гидроксид реагирует только с кислотами; в) гидроксид образуется в реакции замещения этого металла с водой; г) оксид при нагревании реагирует с оксидами некоторых других металлов.

- 1) а, б; 3) в, г;
2) а, б, в; 4) б, в, г.

А 39. В виде различных аллотропных модификаций существуют все элементы ряда:

- 1) O, P, C; 3) S, Br, Sc;
2) S, N, C; 4) P, O, H.

А 40. Соотношение числа атомов углерода и кислорода в смеси, состоящей из оксидов углерода (II) и (IV) с относительной плотностью по азоту 1,29, равно:

- 1) 1 : 1; 3) 2 : 2;
2) 1,25 : 1; 4) 1 : 1,5.

Часть В

В 1. Установите соответствие между названием частицы и ее кратким определением:

Название частицы	Краткое определение частицы
А) атом; Б) молекула; В) ион; Г) формульная единица	1) электронейтральная, химически неделимая; 2) имеет заряд; 3) атомы, составляющие простейшую химическую формулу вещества; 4) электронейтральная, химически делимая

В 2. Установите соответствие между количеством газообразного вещества (моль) и его объемом (дм³, н. у.):

Количество вещества (моль)	Объем (н. у., дм ³)
А) 1,5;	1) 0,224;
Б) 10;	2) 178;
В) 2;	3) 44,8;
Г) 0,01	4) 224;
	5) 33,6

В 3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) относительная молекулярная масса оксида алюминия 102 г/моль;
- 2) нуклиды водорода – тритий и дейтерий;
- 3) атом меди примерно в два раза тяжелее атома серы;
- 4) молярная масса гидроксида натрия 40 г/моль;
- 5) объем и число молекул любых газов пропорциональны;
- 6) атомы состоят из молекул.

В 4. Выберите утверждения, характеризующие химический элемент кислород:

- 1) существует в виде двух аллотропных модификаций;
- 2) проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства;
- 3) входит в состав пероксидов;
- 4) имеет валентность, всегда равную двум;
- 5) может иметь валентность, равную четырем;
- 6) образован несколькими нуклидами;
- 7) является *p*-элементом;
- 8) тяжелее водорода в 16 раз.

В 5. Укажите атомный номер химического элемента, характеристики которого следующие: в природе представлен двумя нуклидами, образует простое газообразное вещество желто-зеленого цвета, в ядре атомов может быть 18 или 20 нейтронов, в природе встречается в основном в виде соединений с металлами.

В 6. Относительные плотности по воздуху паров хлорида и бромида одного и того же элемента равны соответственно 5,31 и 11,45. Установите химический элемент.

В 7. Для сжигания 500 см³ газа нужно 2,5 дм³ кислорода. При этом было получено 1,5 дм³ углекислого газа и 2 дм³ водяных паров. Установите формулу вещества.

В 8. При взаимодействии металла массой 19,5 г с соляной кислотой образовалось 0,25 моля водорода. Степень окисления металла в соединении равна +1. Определите металл.

В 9. В сульфиде некоторого химического элемента массовая доля серы составляет 64 %. Степень окисления элемента в сульфиде равна +3. Составьте формулу бромида этого элемента, укажите тип химической связи в нем.

В 10. В газовой смеси кислорода и углекислого газа их объемы относятся соответственно, как 3 : 1. К этой смеси добавили неизвестный газ объемом, равным объему углекислого газа, при этом молярная масса смеси уменьшилась на 1,4 единицы. Укажите молярную массу неизвестного газа.

В 11. После сжигания сероводорода в избытке кислорода получили газ и воду массой 1,61 г, а объем смеси уменьшился в 1,43 раза. Определите объем (н. у.) исходной смеси.

В 12. Имеется смесь аммиака и водорода объемом 10 см^3 с относительной плотностью по гелию, равной 1,25. К этой смеси добавили кислород объемом 10 см^3 и взорвали. Определите состав полученной газовой смеси после ее охлаждения (в объемных долях).

В 13. В герметичный сосуд постоянного объема поместили медный порошок массой 240 г и заполнили сосуд воздухом объемом 140 дм^3 (н. у.). В результате прокаливании порошка плотность газа в сосудах снизилась на 10 %. Определите массу твердого продукта после прокаливании.

В 14. Смесь хлорида и йодида калия общей массой 220 г растворили в воде и через полученный раствор пропустили избыток хлора. При этом масса хлорида калия в растворе стала равной 160 г. Вычислите массу (г) йодида калия в исходной смеси.

В 15. В газообразную смесь объемом 50 дм^3 , состоящую из бутана-1 и бутана, добавили водород объемом 22 дм^3 и при нагревании выдержали над никелевым катализатором. После завершения реакции объем смеси стал равен 56 дм^3 . Рассчитайте объемную долю бутана (%) в исходной смеси.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Содержание темы

Строение ядер атомов химических элементов и электронных оболочек атомов на примере элементов 1, 2, 3 и 4-го периодов периодической системы. Изотопы.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. Менделеева. Распределение электронов в атомах элементов первых четырех периодов. Малые и большие периоды, группы и подгруппы. Характеристика отдельных химических элементов главных подгрупп на основании положения в периодической системе и строения атома. Значение периодического закона для понимания научной картины мира, развития науки и техники.

Понятия, определения

Строение атома

Атом – мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Состав атомных ядер

Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов. Общее название этих частиц – *нуклоны*. Массы протона ($1,673 \cdot 10^{-27}$ кг) и нейтрона ($1,675 \cdot 10^{-27}$ кг) практически равны и составляют примерно одну атомную единицу массы ($1,66 \cdot 10^{-27}$ кг). Заряд протона (*p*) +1, нейтрон (*n*) электронейтрален.

Число протонов в атоме носит название *протонного числа*. Оно равно *атомному номеру* элемента. Атомный номер элемента называют также порядковым номером, говоря о месте элемента в периодической системе. Сумме числа протонов (*Z*) и нейтронов (*N*) соответствует *массовому числу* (*A*). Параметры *A*, *Z*, *N* связаны между собой соотношениями: $A = Z + N$; $Z = A - N$; $N = A - Z$.

Атом с определенным значением атомного номера (протонного числа) и массового числа (нуклонного числа) называется *нуклидом*. Нуклиды с одинаковым зарядом ядра, но различными массовыми числами (*A*), т. е. числом нейтронов, называют *изотопами*. Большинство химических элементов имеет по два и более изотопов – атомов с различным массовым числом за счет разного количества нейтронов в ядре атома ($^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$; $^{16}_8\text{O}$ и $^{17}_8\text{O}$).

Состояние электрона в атоме

Электрон является частицей (имеет определенную массу, заряд), но его движение вокруг ядра имеет волновой характер. Следовательно, электрон обладает одновременно корпускулярными и волновыми свойствами. Для описания движения электрона в атоме используется вероятностный подход. Состояние электрона в атоме описывается с помощью квантовомеханической модели – электронного облака.

Электроны в атоме при движении занимают определенную область околоядерного пространства. Область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют атомной электронной орбиталью или орбиталью. В зависимости от энергии электронов орбитали имеют различные формы и размеры.

Орбиталь, имеющая сферическую форму, обозначается буквой *s*. Электроны, образующие эту орбиталь, называются *s*-электронами. Орбитали могут иметь и другие формы, например форму объемной восьмерки (гантели). Такие орбитали обозначают буквой *p*, а электроны, которые их образуют, называют *p*-электронами. Существуют и другие, более сложные по форме орбитали, которым соответствуют *d*- и *f*-электроны.

На одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположный момент вращения вокруг своей оси (спин). В этом случае два электрона называются *спаренными*. Если электрон один, то он называется *неспаренным*.

Электроны с близкими значениями энергии составляют в атоме электронный слой, или энергетический уровень. Число энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода, в котором находится химический элемент в периодической системе.

Каждый энергетический уровень обозначается своим номером: $n = 1, 2, 3, 4$, и т. д. Число орбиталей на конкретном энергетическом уровне равно: $N_{\text{орб}} = n^2$, а максимальное число электронов на энергетическом уровне равно: $N_{\text{электронов}} = 2n^2$. Значения энергии электронов одного и того же энергетического уровня могут несколько различаться. Такие электроны образуют в пределах конкретного уровня *энергетические подуровни*. Они обозначаются буквами *s, p, d, f*. Число энергетических подуровней на любом конкретном энергетическом уровне равно его номеру.

Для того чтобы правильно изображать электронные конфигурации атомов, необходимо соблюдать следующие правила:

- распределение электронов в атоме, находящемся в основном состоянии, определяется принципом минимума энергии. У элементов первых трех периодов электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии;
- на каждой орбитали максимально может находиться не более двух электронов, причем с противоположным спином;

– электроны одного подуровня сначала заполняют орбиталь по одному, а если число электронов больше, чем число орбиталей, то по два, т. е. электроны в атоме стремятся занять максимальное число орбиталей на энергетическом уровне;

– у атома любого элемента на внешнем энергетическом уровне максимально может находиться не более 8 электронов, а у атомов элементов первого периода – не более двух;

– распаривание электронов при переходе атома в *возбужденное* состояние происходит, как правило, в пределах конкретного энергетического уровня;

– атомы элементов третьего, четвертого и других периодов имеют на внешнем энергетическом уровне *d*-подуровень. При переходе атомов элементов этих периодов в возбужденное состояние *s*- и *p*-электроны могут переходить на *d*-подуровень, поэтому атомы, например, серы способны образовывать не две, а четыре и шесть ковалентных связей, а хлор, бром, йод даже семь ковалентных связей.

Характеристики состояния электронов в атомах

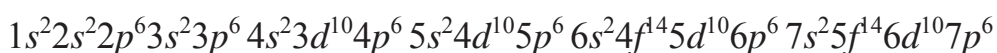
<i>Энергетические уровни</i> (совокупность электронов с близкими значениями энергий)	Максимальное число электронов $N_{\text{эл}} = 2n^2$ (2, 8, 18, 32 ...)	Число уровней в атоме равно номеру периода	Число подуровней равно номеру уровня
<i>Энергетические подуровни</i> (различаются формами орбиталей и энергиями)	На 1-м электронном уровне – один подуровень <i>s</i>	На 2-м электронном уровне – два подуровня: <i>s</i> и <i>p</i>	На 3-м электронном уровне – три подуровня: <i>s</i> , <i>p</i> и <i>d</i>
<i>Спин</i>	Момент вращения электрона вокруг оси	+1/2 или –1/2	Спаренные электроны, отличающиеся спином

Заполнение электронных орбиталей атомов элементов происходит согласно принципу *минимума* энергии.

Состояние электронов в атомах

Энергетический уровень <i>n</i>	Число подуровней	Тип подуровня	Число орбиталей, $N_{\text{орб}}$		Максимальное число электронов, $N_{\text{эл}}$	
			на подуровне	на уровне	на подуровне	на уровне
1	1	1 <i>s</i>	1	1	2	2
2	2	2 <i>s</i> 2 <i>p</i>	1 3	4	2 6	8
3	3	3 <i>s</i> 3 <i>p</i> 3 <i>d</i>	1 3 5	9	2 6 10	18
4	4	4 <i>s</i> 4 <i>p</i> 4 <i>d</i> 4 <i>f</i>	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Общая схема заполнения электронных орбиталей по периодам:



Свойства атомов химических элементов

1. *Атомные и ионные радиусы* положительных ионов (*катионов*) всегда меньше радиусов атомов соответствующих элементов; радиусы отрицательных ионов (*анионов*) больше радиусов атомов этих элементов.

2. *Энергия ионизации* атома $E_{\text{ион}}$ – минимальная энергия, необходимая для отрыва электрона от атома: $\text{Э} + E_{\text{ион}} = \text{Э}^+ + e^-$. Энергия ионизации выражается в килоджоулях на моль (кДж/моль).

3. *Сродство к электрону* – энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому: $\text{Э} + e^- = \text{Э}^- + E_{\text{ср}}$. Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон и тем сильнее проявляются его неметаллические свойства; выражается обычно в килоджоулях на моль (кДж/моль).

4. *Электроотрицательность элемента* – условная величина, характеризующая способность его атомов в химических соединениях притягивать к себе электроны от атомов-партнеров. Величина электроотрицательности зависит от энергии ионизации и от его сродства к электрону и упрощенно рассматривается как полусумма этих двух характеристик:

$$\chi = 1/2 (E_{\text{ион}} + E_{\text{ср}}).$$

По величине электроотрицательности можно определить принадлежность элемента к металлам или неметаллам. Все неметаллы обычно имеют значение электроотрицательности больше двух.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов (1869 г., Д. И. Менделеев)

Периодический закон: свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Период – последовательный ряд элементов, электронная конфигурация внешнего энергетического уровня которых изменяется от ns^1 до $ns^2 np^6$ (для первого периода $1s^1$ и $1s^2$ начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом).

Периоды периодической системы

Периоды	
Малые (I–III)	Большие (IV–VII)
Число элементов: в первом – 2, во втором – 8, в третьем – 8	Число элементов: в четвертом – 18, в пятом – 18, в шестом – 32, в седьмом – 28...

Номер периода указывает на число энергетических уровней, на которых находятся электроны в атомах данного элемента.

**Изменение свойств элементов и их соединений в периодах
с возрастанием атомного номера**

Атом		Простое вещество	Соединение
Уменьшается радиус		<i>Металлические свойства</i> ослабевают	<i>Основные свойства</i> ослабевают
Увеличение $E_{\text{ион}}$	<i>Валентность</i>		
Увеличение ЭО	В соединениях с (О) возрастает	<i>Неметаллические свойства</i> усиливаются	<i>Кислотные свойства</i> усиливаются
Увеличение $E_{\text{ср}}$	В летучих водородных соединениях уменьшается		

Группа – вертикальный столбец химических элементов, атомы которых имеют сходное строение и одинаковую электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня. Номер группы показывает число электронов на внешнем энергетическом уровне элементов группы А. Элементы одной и той же группы А имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атомов.

**Изменение свойств элементов и их соединений в группах
с возрастанием атомного номера**

Атом		Простое вещество	Свойство соединения
Увеличение радиуса		<i>Металлические свойства</i> усиливаются	<i>Основные свойства</i> усиливаются
Уменьшение $E_{\text{ион}}$	<i>Валентность</i>		
Уменьшение ЭО	В соединениях с (О) не изменяется	<i>Неметаллические свойства</i> ослабевают	<i>Кислотные свойства</i> ослабевают
Уменьшение $E_{\text{ср}}$	В соединениях с (Н) не изменяется		

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают четыре типа (*семейства*) элементов:

- 1) *s-элементы* – последним заполняется *s*-подуровень внешнего энергетического уровня;
- 2) *p-элементы* – *p*-подуровень внешнего энергетического уровня;
- 3) *d-элементы* – *d*-подуровень предпоследнего энергетического уровня;
- 4) *f-элементы* – *f*-подуровень третьего снаружи уровня.

**Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня
атомов элементов А-групп (1–4-й периоды)**

Группа									
	IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1-й период	$1s^1$								$1s^2$
2-й период	$2s^1$	$2s^2$		$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
3-й период	$3s^1$	$3s^2$		$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
4-й период	$4s^1$	$4s^2$	<i>d</i> -эле- менты	$4s^24p^1$	$4s^24p^2$	$4s^24p^3$	$4s^24p^4$	$4s^24p^5$	$4s^24p^6$
Общая	ns^1	ns^2		ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

Изменение свойств атомов элементов III периода и их соединений

Номер группы	IA	IIA	IIIA	IVA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si
Число электронов на внешнем слое	1	2	3	4
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4
Высший оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂
Характер свойств	основный	основный	амфотерный	кислотный
Гидроксид	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ , H ₃ AlO ₃	H ₂ SiO ₃
Характер свойств	щелочь	нераствори- мое основа- ние	амфотерный гидроксид	кислота
Низшая степень окисления	–	–	–	–4
Летучие водородные соединения	–	–	–	SiH ₄
Номер группы	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	P	S	Cl	Ar
Число электронов на внешнем слое	5	6	7	8
Высшая степень окисления	+5	+6	+7	–
Высший оксид	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	–
Характер свойств	кислотный	кислотный	кислотный	–
Гидроксид	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	–
Характер свойств	кислота	кислота	кислота	–
Низшая степень окисления	–3	–2	–1	–
Летучие водородные соединения	PH ₃	H ₂ S	HCl	–

На основании положения химического элемента в периодической системе можно определить характеристики атомов.

Основные характеристики атомов и периодический закон

Порядковый (атомный номер)	Номер периода	Номер группы
Величина заряда ядра атома	Число энергетических уровней	Максимальная степень окисления в соединениях с кислородом
Число протонов и электронов в атоме		Для элементов А-групп – число электронов на внешнем уровне
Место в периодической системе	Номер внешнего уровня	Число валентных электронов

Упражнения

1. Состав вещества выражается формулой $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Определите число протонов в данном веществе массой 35,6 г.
2. Из перечисленных элементов – V, Mg, Ca, Mn, Fe, Sc, K, Be – выпишите символы элементов, принадлежащих к В-группам.
3. Укажите отличия нуклида хлора-35 от нуклида хлора-37.
4. Атомный номер элемента 33. Массовое число одного из нуклидов равно 74. Определите число электронов, протонов и нейтронов в атоме.
5. Укажите число спаренных и неспаренных электронов в атоме химического элемента с атомным номером 29.
6. Составьте электронные формулы элементов: магния, аргона, мышьяка, брома.
7. Расположите Cu, O, Mg, S, Ca, Al, C, Ba в порядке возрастания металлических свойств.
8. Сколько видов молекул воды может быть получено, если в состав входят атомы ^1H , ^3T и ^{18}O ? Вычислите относительные молекулярные массы возможных молекул.
9. Составьте формулу высшего оксида элемента с конфигурацией внешнего энергетического уровня $\dots 5s^2 5p^5$, укажите его характер.
10. Определите число полностью завершенных электронных уровней в атоме элемента с атомным номером 34.
11. Из предложенных элементов – N, P, Ca, Xe, K – выберите символы атомов элементов, у которых завершен: а) внешний энергетический уровень, б) предвнешний энергетический уровень.
12. Сколько полностью завершенных энергетических уровней в атоме химического элемента с атомным номером 28?
13. Определите число полностью заполненных атомных орбиталей в атоме химического элемента с атомным номером 24.
14. Химический элемент медь представлен двумя нуклидами ^{63}Cu и ^{64}Cu . Определите молярную и массовую долю каждого нуклида (%).

15. Вещество А образовано химическим элементом, конфигурация которого $1s^2 2s^2 2p^1$, и кислородом. В соединении данный элемент проявляет высшую степень окисления. Если возможно химическое взаимодействие, составьте уравнения соответствующих реакций с водой, растворами серной кислоты и гидроксида натрия.

Тест

Часть А

А 1. Наиболее выраженными металлическими свойствами обладает элемент, в атоме которого в основном состоянии число s -электронов равно:

- | | |
|-------|-------|
| 1) 5; | 3) 7; |
| 2) 6; | 4) 8. |

А 2. Одинаковое число неспаренных электронов в основном состоянии содержат атомы элементов пары:

- | | |
|-------------|------------|
| 1) Al и Li; | 3) C и Mg; |
| 2) Na и S; | 4) F и P. |

А 3. Согласно положению в периодической системе в порядке уменьшения радиусов атомов химические элементы расположены в ряду:

- | | |
|--------------|---------------|
| 1) C, N, O; | 3) S, Cl, Br; |
| 2) P, Cl, S; | 4) N, C, B. |

А 4. Атом с зарядом ядра +12 относится:

- | | |
|----------------------|--------------------|
| 1) к s -элементам; | 3) d -элементам; |
| 2) p -элементам; | 4) f -элементам. |

А 5. Массовое число нуклида, в составе которого 13 протонов и 15 нейтронов, равно:

- | | |
|--------|--------|
| 1) 13; | 3) 27; |
| 2) 15; | 4) 28. |

А 6. Наиболее выраженными металлическими свойствами обладает элемент, в атоме которого в основном состоянии число s -электронов равно:

- | | |
|-------|-------|
| 1) 5; | 3) 7; |
| 2) 6; | 4) 8. |

А 7. В порядке возрастания радиусов атомов химические элементы расположены в ряду:

- | | |
|--------------|---------------|
| 1) C, N, O; | 3) S, Cl, Br; |
| 2) P, Cl, S; | 4) N, C, B. |

А 8. Атом с зарядом ядра +15 относится:

- | |
|----------------------|
| 1) к s -элементам; |
| 2) p -элементам; |
| 3) d -элементам; |
| 4) f -элементам. |

А 9. Массовое число нуклида в 2,275 раза больше его протонного числа. Число нейтронов равно 51. Это нуклид химического элемента:

- 1) стронция;
- 2) технеция;
- 3) циркония;
- 4) платины.

А 10. Укажите электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня, которая соответствует химическому элементу с наиболее выраженными неметаллическими свойствами:

- 1) $3s^23p^1$;
- 2) $2s^22p^5$;
- 3) $4s^24p^5$;
- 4) $2s^22p^1$.

А 11. Укажите ряд, в котором записаны номер периода, номер группы в периодической системе и максимальная степень окисления атома элемента с электронной конфигурацией $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^5$

- 1) 4-й период; VIIB группа; +2;
- 2) 3-й период; VA группа; +5;
- 3) 4-й период; VIIB группа; +7;
- 4) 4-й период; VIIA группа; +7.

А 12. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^22s^22p^63s^1$:

- 1) ЭН;
- 2) ЭН₄;
- 3) ЭН₂;
- 4) ЭН₃.

А 13. В ряду химических элементов Cl – O – S неметаллические свойства:

- 1) ослабевают;
- 2) усиливаются;
- 3) сначала усиливаются, затем ослабевают;
- 4) не изменяются.

А 14. Общее число p -электронов в атоме брома равно:

- 1) 6;
- 2) 12;
- 3) 15;
- 4) 17.

А 15. Укажите суммарное число различных нуклидов, входящих в состав молекул всех веществ, формулы которых $T_2^{16}O$, $H_2^{16}O$, $D_2^{18}O$, НТ:

- 1) 2;
- 2) 4;
- 3) 5;
- 4) 6.

А 16. Укажите верную характеристику химического элемента (Э), если известно, что 0,1 моля ионов $ЭO_4^{2-}$ содержит $3,01 \cdot 10^{25}$ электронов:

- 1) относится к металлам;
- 2) не образует соединения с водородом;
- 3) соединение с кислородом имеет основной характер;
- 4) высший оксид является кислотным.

А 17. Все неметаллы:

- 1) относятся к *p*-элементам;
- 2) образуют устойчивые (н. у.) двухатомные молекулы;
- 3) имеют от 3 до 8 валентных электронов;
- 4) могут иметь степень окисления, равную нулю.

А 18. Энергия ионизации атомов возрастает в ряду элементов, символы которых:

- 1) O, N, C; 3) C, O, N;
- 2) N, O, C; 4) N, C, O.

А 19. Укажите все формулы веществ и ионов, в которых все атомы кислорода имеют одинаковую валентность: а) HNO_3 ; б) CO_2 ; в) HNO_2 ; г) H_2O_2 :

- 1) а, в, г; 3) б, г;
- 2) а, б, в; 4) в, г.

А 20. Энергия ионизации атомов возрастает в ряду элементов, символы которых:

- 1) O, N, C; 3) C, O, N;
- 2) N, O, C; 4) N, C, O.

А 12. Укажите все формулы веществ и ионов, в которых все атомы кислорода имеют одинаковую степень окисления: а) HNO_3 ; б) CO_2 ; в) HNO_2 ; г) H_2O_2 :

- 1) а, в, г; 3) б, г;
- 2) а, б, в; 4) в, г.

А 21. Число протонов в молекуле аммиака равно:

- 1) 7; 3) 9;
- 2) 8; 4) 10.

А 22. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома элемента в основном состоянии – $3s^23p^5$. Формула кислородного соединения в высшей степени окисления этого элемента:

- 1) $\text{Э}_2\text{O}$; 3) ЭO_3 ;
- 2) $\text{Э}_2\text{O}_5$; 4) $\text{Э}_2\text{O}_7$.

А 23. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома хлора:

- 1) $\dots 3s^23p^4$; 3) $\dots 3s^23p^5$;
- 2) $\dots 3s^23p^6$; 4) $\dots 3s^13p^6$.

А 24. Для всех элементов группы VA справедливы утверждения:

а) электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов в основном состоянии – ns^2np^3 ;

б) одинаковая высшая степень окисления;

в) одинаковый тип химической связи в простом веществе;

г) формула летучего водородного соединения – ЭH_3 .

- 1) а, в; 3) в, г;
- 2) б, г; 4) а, г.

- имеют одинаковый радиус атома;
- являются p -элементами;
- электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов в основном состоянии – ns^2np^2 ;

А 26. Укажите верные утверждения.

г) усиливаются металлические свойства.

А 27. Укажите верное утверждение

4) ядро атома состоит из электронов и нейтронов.

2) H и Li; 4) Mg и Al.

2) $1,44 \cdot 10^{23}$; 4) $1,51 \cdot 10^{23}$.

4) формула высшего оксида $\text{Э}_2\text{O}_3$.

4) валентность в водородных соединениях.

А 32. Химический элемент находится в III периоде, VA группе. Во сколько раз массовая доля химического элемента в его водородном соединении больше, чем в его высшем оксиде?

- 1) 2,1; 3) 3,3;
- 2) 2,4; 4) 1,4.

А 33. Число атомов некоторого химического элемента группы А в высшем оксиде относится к числу атомов кислорода, как 1 : 1,5. Химические элементы, которым будет соответствовать оксид такого состава, указаны в ряду:

- 1) S, Mn, Ca;
- 2) P, Al, Si;
- 3) Al, Fe, B;
- 4) Ba, Br, Cr.

А 34. По возрастанию неметаллических свойств атомов элементов их символы расположены в ряду:

- 1) S, Na, O;
- 2) F, Al, K;
- 3) Ca, Al, K;
- 4) N, O, F.

А 35. Со свойствами атома, распределение электронов по энергетическим уровням которого 2, 5, сходны свойства атомов элементов в ряду:

- 1) фосфор, мышьяк;
- 2) кислород, магний;
- 3) углерод, кремний;
- 4) фосфор, калий.

А 36. Массовая доля кислорода в оксиде некоторого химического элемента $\text{Э}_2\text{O}$ составляет 0,17. Укажите формулы оксида и гидроксида данного элемента:

- 1) K_2O , KOH ;
- 2) Ag_2O , AgOH ;
- 3) SO_3 , H_2SO_3 ;
- 4) CaO , Ca(OH)_2 .

А 37. Металлические свойства химических элементов в периодах слева направо убывают по причине:

- 1) увеличения числа нейтронов в атоме;
- 2) уменьшения радиуса атома;
- 3) увеличения заряда ядра;
- 4) уменьшения числа электронов на внешнем слое.

А 38. По возрастанию неметаллических свойств элементов их символы расположены в ряду:

- 1) S, Na, O; 3) K, Al, Ca;
- 2) I, Br, Cl; 4) K, Ba, Cs.

А 39. Со свойствами атома, распределение электронов в электронной оболочке которого 2, 8, 2, сходны свойства атомов элементов в ряду:

- 1) селен, теллур;
- 2) стронций, барий;
- 3) углерод, кремний;
- 4) фосфор, мышьяк.

А 40. Массовая доля элемента в его оксиде $\text{Э}_2\text{O}_3$ составляет 0,7. Укажите формулы оксида и гидроксида данного элемента:

- 1) FeO , Fe(OH)_3 ;
- 2) Fe_2O_3 , Fe(OH)_3 ;
- 3) N_2O_3 , HNO_2 ;
- 4) Fe_2O_3 , Fe(OH)_2 .

Часть В

В 1. Атом некоторого химического элемента имеет электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $\dots 4s^2 4p^4$. Укажите правильное соответствие между его характеристиками.

Характеристика элемента	Характеристика элемента
А) атомный номер	1) 3
Б) число завершённых энергетических уровней в атоме	2) 34
В) максимальная степень окисления элемента в оксиде	3) +6
Г) валентность в водородных соединениях	4) +3
	5) 2

В 2. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) в атоме серы 16 протонов;
- 2) конфигурация внешнего энергетического уровня кислорода $s^2 p^4$;
- 3) в атоме серы три неспаренных электрона;
- 4) конфигурация внешнего уровня селена $s^2 p^4$;
- 5) валентность кислорода равна номеру группы;
- 6) внешний энергетический уровень элементов VIA группы аналогичен внешнему энергетическому уровню VIB группы;
- 7) валентные состояния серы аналогичны валентным состояниям селена;
- 8) валентные состояния серы аналогичны валентным состояниям кислорода.

В 3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу.

Атомы мышьяка:

- 1) имеют заряд ядра +33;
- 2) представлены только одним нуклидом;
- 3) менее электроотрицательны, чем атомы азота;
- 4) имеют конфигурацию внешнего энергетического уровня $4s^2 4p^3$;

5) содержат на внешнем энергетическом уровне три неспаренных электрона;

6) легче атомов серы;

7) содержат три завершённых энергетических уровня.

В 4. Атомный номер некоторого химического элемента 13. Укажите правильное соответствие между его характеристиками.

Характеристики элемента	Характеристики элемента
А) электронная конфигурация внешнего энергетического уровня	1) +2 2) 2
Б) число завершённых энергетических уровней в атоме	3) ...3s ² 3p ⁴
В) максимальная степень окисления элемента в оксиде	4) +3
Г) характер кислородных соединений	5) 3s ² 3p ¹ 6) основной 7) амфотерный

В 5. Укажите верные утверждения:

В ряду химических элементов N, P, As, Sb:

1) возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне;

2) уменьшается радиус атома;

3) ослабевают окислительные способности;

4) уменьшается электроотрицательность;

5) усиливаются металлические свойства;

6) увеличивается число энергетических уровней;

7) возрастает кислотный характер оксидов и гидроксидов.

В 6. Химический элемент хлор в природе представлен двумя нуклидами: хлор-35 и хлор-37. Рассчитайте мольную и массовую долю каждого нуклида в природе.

В 7. Неизвестный металл массой 12,32 г вытеснил из раствора сульфата меди (II) медь массой 14,08 г. Определить металл.

В 8. Определить молекулярную формулу вещества, в котором массовая доля азота равна 30,43 %, кислорода – 69,57 %. Относительная плотность вещества по воздуху равна 3,172.

В 9. В соединении (NH₄)₂X₂O₇ массовая доля азота равна 13,21 %. Определить химический элемент X.

В 10. Определить значение массы сульфата неизвестного металла, образовавшегося при взаимодействии серной кислоты массой 2,94 г с гидроксидом неизвестного металла массой 2,14 г.

В 11. Определить значение массы гидроксида неизвестного металла, образовавшегося при взаимодействии гидроксида бария с нитратом неизвестного металла массой 4,84 г, если масса образовавшегося при этом нитрата бария равна 7,83 г.

В 12. В соединении $X_2S_2O_3$ массовая доля серы равна 33,68 %. Определить элемент X.

В 13. Определить молекулярную формулу вещества, в котором массовая доля азота равна 15,73 %, углерода – 40,45 %, водорода – 7,87 %, кислорода – 35,95 %. Относительная плотность паров вещества по кислороду равна 2,781.

В 14. Некоторая соль магния содержит 20 % магния, 26,7 % серы и кислород. Суточная потребность взрослого человека – 0,36 г. Из данной соли магний усваивается только на 30 %. Рассчитайте массу данной соли, которая обеспечит организм магнием на месяц (30 дней).

В 15. Какой объем бромоводорода необходимо добавить к смеси азота с оксидом азота (I) объемом 22,0 дм³ с относительной плотностью по водороду, равной 18,8, для получения новой смеси, у которой относительная плотность по водороду будет равна 23,4?

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Содержание темы

Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, водородная, металлическая. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Примеры соединений со связями разных типов. Валентность и степень окисления.

Понятия, определения

Природа и типы химической связи

Химическая связь возникает при взаимодействии частиц и определяется как взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы, такие как молекулы, радикалы, кристаллы и др.

Причина образования химической связи – стремление атомов к устойчивому состоянию – завершённому внешнему энергетическому уровню.

Природа сил химической связи – *электростатическая*. При образовании химической связи общая энергия системы, составленной из многоатомной структуры, меньше энергии составных частей. Поэтому образование химической связи происходит с выделением энергии.

В образовании химической связи между атомами участвуют валентные электроны. Для элементов группы А это электроны внешнего энергетического уровня, группы В – внешнего и предвнешнего энергетических уровней.

В зависимости от способа образования устойчивых структур различают основные типы химической связи: ковалентную, ионную, металлическую.

Химическая связь характеризуется длиной, кратностью и полярностью.

Ковалентная связь

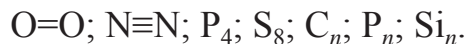
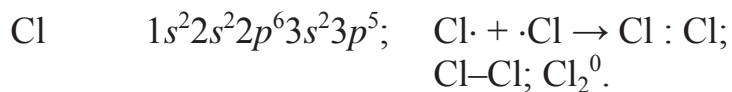
Ковалентная связь возникает между двумя атомами неметаллов за счет образования электронных пар, принадлежащих обоим атомам.

Ковалентная неполярная связь объединяет атомы одного химического элемента (неметалла) с образованием молекул простых веществ или простых веществ атомного строения ($C_{\text{алмаз}}$, $P_{\text{красный}}$, Si). Механизм образования связи обменный.

Общая электронная пара не смещена ни к одному из атомов; *степень окисления* атомов элементов равна нулю.

В процессе образования связи возможно перекрывание *s-s* и *p-p* электронных облаков).

Одинарная, двойная, тройная связи:



Ковалентная полярная связь объединяет атомы двух химических элементов (неметаллов) с образованием молекул сложных веществ или сложных веществ атомного строения. Полярность связи обусловливается смещением связывающих электронных пар к одному из атомов, а именно к более электроотрицательному. В связи с этим *степень окисления* атомов элементов показывает число и направление смещения общих электронных пар.

В процессе образования связи возможно перекрывание *s-p* и *p-p* электронных облаков.

Кратные связи

Химическая связь между атомами обусловливается перекрыванием разным числом электронных облаков:

– *сигма-связь* (σ -связь): перекрывание происходит вдоль условной линии, соединяющей ядра атомов. Она может быть образована двумя *s*-электронами (H_2), *s*- и *p*-электронами (HCl) и *p-p* электронами (Cl_2);

– π -связь образуется с участием *p*- и *d*-облаков. При образовании этой связи возникают две области перекрывания электронных облаков (боковое перекрывание);

– химическая связь, осуществляемая одной электронной парой, – *одинарная*. Одинарная связь всегда σ -связь;

– связь между атомами, осуществляемая более чем одной парой электронов – *кратная* двойная или тройная связь.

Энергия и длина химической связи

Энергия связи (кДж/моль) – мера прочности химической связи, энергия, необходимая для разрыва химической связи во всех молекулах, составляющих один моль вещества. Чем больше энергия связи, тем более прочной является ковалентная связь, тем меньше реакционная способность вещества.

Длина связи с увеличением радиусов атомов, образующих вещество, увеличивается, а прочность связи при этом уменьшается.

Увеличение кратности связи приводит к ее упрочнению. Прочность σ -связи и π -связи не одинакова; π -связь, как правило, менее прочна, чем σ -связь, образованная теми же атомными орбиталями.

Механизмы образования химической связи

Различают обменный и донорно-акцепторный механизмы образования химической связи.

При образовании ковалентных связей по обменному механизму атомы, например, элементов III периода, могут использовать не только все свои неспаренные электроны, находящиеся в основном состоянии, но и образовавшиеся при распаривании электронов в возбужденном состоянии. Таким образом, механизм образования ковалентной связи за счет обобществленных неспаренных электронов двух взаимодействующих атомов называется *обменным*.

Образование ковалентной связи в невозбужденном состоянии возможно в результате перехода уже существующей электронной пары донора в общее пользование донора и другого атома – акцептора, предоставляющего для этой пары свободную орбиталь. Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*.

Ковалентные химические связи характеризуются определенной направленностью. Направленность связей объясняется различным расположением электронных облаков, участвующих в ее образовании, в пространстве. Геометрия молекулы определяется в основном пространственной направленностью химических σ -связей. Например, молекула воды имеет угловую форму, метана – тетраэдрическую, этена – плоскую тригональную.

Валентность и валентные возможности атомов

Валентность – мера способности атомов данного элемента соединяться с атомами других элементов, величина которой определяется числом ковалентных связей, которыми данный элемент связан с другими атомами.

Максимальная валентность элементов одной и той же группы периодической системы не превышает порядковый номер группы. Для элементов второго периода, таких как азот, кислород, фтор, максимальная валентность равна четырем. Так, для азота высшая валентность равна четырем, для кислорода, как правило, двум (кроме CO и H_3O^+), для фтора – одному (существует молекулярное соединение фтора с бором, где фтор трехвалентен).

Степень окисления – это условный заряд атома в химическом соединении исходя из предположения о полном смещении электронных пар к тому или иному атому. Используется при описании окислительно-восстановительных процессов:

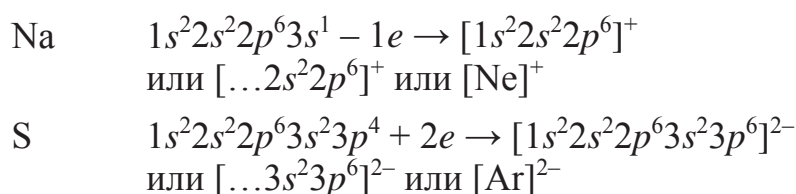
- степень окисления элемента в простом веществе всегда равна нулю;
- в соединениях фтор всегда проявляет степень окисления -1 ;

- степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 (кроме OF_2 , H_2O_2 , Na_2O_2 и т. п.);
- степень окисления водорода в соединениях практически со всеми неметаллами равна $+1$, а в соединениях с металлами -1 ;
- степень окисления металлов в соединениях всегда положительная;
- максимальная положительная степень окисления элемента обычно совпадает с номером его группы в периодической системе;
- максимальная отрицательная степень окисления элемента равна максимальной положительной степени окисления -8 .

Ионная и металлическая связь

Ионная связь – это электростатическое притяжение между ионами, образованными путем практически полной передачи электронной пары одному из атомов, которая образуется, если разность электроотрицательностей атомов велика (больше 1,7 по шкале Полинга).

Большинство бинарных соединений, содержащих атомы металлов, являются ионными; к ним относятся оксиды, нитриды, сульфиды, галогениды, основания, а также подавляющее большинство солей, включая соли аммония.



Суммарно:



Металлическая связь. При образовании металлических кристаллов в результате металлической связи атомы металлов отдают свои валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Таким образом в кристалле металла появляются положительно заряженные ионы и свободные электроны. Электроны свободно перемещаются по всему объему кристалла и становятся общими для всех атомов и ионов.

Межмолекулярное взаимодействие имеет чаще всего электростатическую природу и приводит к образованию различных кристаллических структур.

Водородная связь – диполь-дипольное взаимодействие между полярными молекулами.

Молекулярные кристаллы образованы преимущественно за счет ван-дер-ваальсовых сил, которые обуславливают притяжение молекул друг к другу в жидком и твердом агрегатном состоянии. Водородная связь может

быть не только межмолекулярная, но и внутримолекулярная, которая возникает в молекулах органических веществ. Так, например, она возникает в молекулах белков.

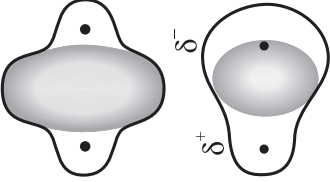
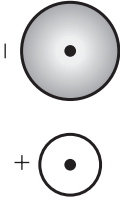
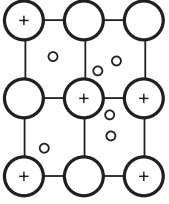
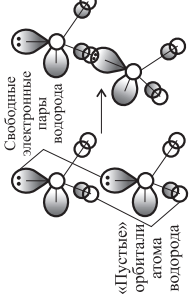
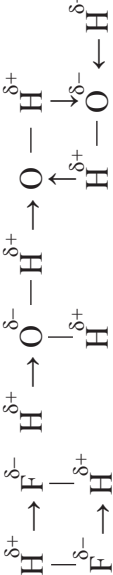
Химическая связь – взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы, такие как молекулы, радикалы, кристаллы и др.			
Причина образования – стремление атомов к завершённому внешнему энергетическому уровню	Природа сил химической связи – электростатическая	Виды связи: ковалентная, ионная, металлическая	Связь характеризуется длиной, кратностью, энергией и полярностью
Валентные электроны			
Элементов А групп: <i>s</i> - и <i>p</i> -электроны внешнего электронного уровня		Элементов В групп: <i>s</i> -электроны внешнего и <i>d</i> -электроны предвнешнего электронного уровня	
Ковалентная неполярная связь объединяет атомы одного химического элемента (неметалла) с образованием молекул простых веществ или простых веществ атомного строения. ЭО атомов элементов одинаковая		Ковалентная полярная связь объединяет атомы двух химических элементов (неметаллов) с образованием молекул сложных веществ или сложных веществ атомного строения. ЭО атомов элементов разная	
Перекрытие <i>e</i> -облаков: <i>s-s</i> и <i>p-p</i>		Перекрытие <i>e</i> -облаков: <i>s-p</i> и <i>p-p</i>	
Одинарная, двойная, тройная связи Cl–Cl; O=O; N≡N		Одинарная, двойная, тройная связи H–Cl; N=O	
Связи σ и π		Связи σ и π	
Степень окисления атомов равна нулю		Степень окисления атомов равна $+n$ или $-n$	
Связь характеризуется энергией ($E_{\text{св}}$) и длиной		Связь характеризуется энергией ($E_{\text{св}}$) и длиной	
Вещества молекулярного (P_4 , S_8 , N_2 , O_2) и атомного (C_n , P_n , Si_n) строения		Вещества молекулярного (HCl, H_2O , NH_3 , CO_2) и атомного (SiO_2 , SiC) строения	

Механизмы образования ковалентной связи

Обменный. Каждый атом предоставляет по одному электрону на образование общей электронной пары.

Донорно-акцепторный. Один из атомов-участников предоставляет пару электронов (донор), а другой – свободную (вакантную) орбиталь (акцептор). Например: NH_4^+ , H_3O^+ , CO.

Химическая связь

	<p>Ковалентная – связь, возникающая в результате образования общих электронных пар (общая электронная плотность в межъядерном пространстве – область перекрывания).</p> <p>Если связь образована одной общей парой, то такая связь считается одинарной; двумя – двойной; тремя – тройной</p>	<p>Неполярная – область перекрывания располагается на одинаковом расстоянии от центров атомов:</p> $\text{H} \begin{array}{ c } \hline \text{N} \\ \hline \end{array} \text{H} \text{ или } \text{H} - \text{N}$ <p>Полярная – общая электронная пара смещена к одному из атомов, что приводит к образованию частичного положительного (δ^+) и частичного отрицательного (δ^-) зарядов</p> $\text{H} \begin{array}{ c } \hline \text{Cl} \\ \hline \end{array} \text{ или } \text{H}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$	<p>Образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например: N_2; P_4; O_2</p> <p>Образуется между атомами с отличающейся электроотрицательностью. Например: HCl; NH_3; SO_2</p>
	<p>Ионная – связь между ионами за счет сил электростатического притяжения</p>	$\text{Na (атом)} \rightarrow \text{Na} - e \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (ион)}; \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\text{Cl (атом)} \rightarrow \text{Cl} + e \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (ион)}; \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $\text{Na}^{\circ} + {}^{\circ}\text{Cl}^{\circ} \rightarrow \text{Na}^+ [\text{Cl}^{\circ}]^- \text{ или } [\text{Na}]^+ [\text{Cl}]^-$	<p>Образуется между атомами со значительно отличающейся электроотрицательностью. Например, между атомами металлов и неметаллов: NaCl; KF; BaO</p>
	<p>Металлическая – связь между ионами и атомами металлов посредством свободных электронов</p>	<p>В упрощенном виде можно считать, что в узлах кристаллической решетки находятся атомы и катионы металлов, непрерывно изменяющие свой заряд:</p> $\text{Me}^0 \xrightleftharpoons[+ne]{-ne} \text{Me}^{n+}$	<p>Образуется между атомами металлов</p>
	<p>Водородная связь – один из видов межмолекулярного взаимодействия</p>		<p>Образуется между атомом водорода в составе сильнополярной связи и сильно электроотрицательным атомом со свободной электронной парой (F, O, N) другой молекулы</p>

Упражнения

1. Расположите химические элементы кислород, фосфор, стронций, азот, скандий в порядке убывания их электроотрицательности. Объясните причины разной электроотрицательности атомов данных элементов.
2. Расположите ионы F^- , Cl^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} , Br^- в порядке возрастания их восстановительных свойств. Приведите два примера окислительно-восстановительных реакций, доказывающих восстановительные свойства ионов.
3. Элемент находится в IV периоде, в VIA группе. Составьте электронную формулу атома элемента, формулу высшего оксида и гидроксида, уравнения химических реакций, доказывающих характер оксида и гидроксида (основный, кислотный или амфотерный).
4. Расположите гидроксиды по возрастанию их основных свойств: $Si(OH)_4$, KOH , $Al(OH)_3$, $Ca(OH)_2$, $LiOH$, $Mg(OH)_2$.
5. Расположите формулы веществ O_2 , HCl , N_2 , CaO , $CuSO_4$, NH_3 , C , Na в следующем порядке: образованные ковалентной полярной, неполярной, ионной связью. Составьте схемы образования структурных единиц трех веществ с разными типами связей.
6. Расположите соединения: кислород, хлороводород, йодоводород, сероводород, фтороводород в порядке уменьшения полярности химической связи в их молекулах.
7. Приведите примеры веществ, в которых не совпадают валентность и степень окисления элементов.
8. Определите валентность и степень окисления азота в ионе аммония.
9. Определите тип связи и степень окисления элементов в соединениях, формулы которых: K_2CO_3 , $NaNO_2$, $Cu(NO_3)_2$.
10. Кислород получают из жидкого воздуха. В каком порядке происходит испарение газов азота, углекислого газа и кислорода, входящих в состав воздуха?
11. Какой тип кристаллической решетки имеет вещество, состав которого выражается формулой SiC ?
12. Почему при н. у. молекула азота химически более устойчива, чем молекула хлора?
13. Почему при обычных условиях бутан ($M_r = 58$) является газом, а вода ($M_r = 18$) – жидкостью?
14. Укажите три вещества, между молекулами которых возможны водородные связи.
15. Определите степени окисления атомов химических элементов в веществах, формулы которых: $KMnO_4$, H_2SeO_3 , $K_2Cr_2O_7$, $Ca(NO_3)_2$, MgS .
16. Составьте схемы электронного строения ионов элементов, которые соответствуют: а) конфигурации атома неона, б) конфигурации атома аргона.

17. Почему агрегатное состояние сероводорода отличается от агрегатного состояния сульфида натрия?

18. Составьте электронные схемы строения ионов алюминия, селена (заряд 2–), кальция, фосфора (заряд 3–).

19. Заполните таблицы, распределив формулы веществ в соответствующих графах:

а) Na, CuS, HI, Fe, O₂, Cl₂, NH₃, H₂, Ag, KCl, CO₂, CaO, N₂, H₂O:

Формула вещества с ковалентной связью		Формула вещества с ионной связью	Формула вещества с металлической связью
неполярной	полярной		

б) Si, Fe, Ag, KCl, CO₂, CaO, C_{алмаз}, H₂O, C₆₀:

Формула вещества с кристаллами			
ионными	атомными	молекулярными	металлическими

Тест

Часть А

А 1. Атом, который практически не образует химическую связь, имеет на внешнем энергетическом уровне электронов:

- 1) 1;
- 2) 3;
- 3) 8;
- 4) 4.

А 2. Атомная кристаллическая решетка:

- 1) у кремний (IV) оксида;
- 2) железа;
- 3) иода;
- 4) магния.

А 3. Водородная связь может образовываться между молекулами:

- 1) метана;
- 2) хлора;
- 3) водорода;
- 4) воды.

А 4. Прочность связи в ряду N – N, N = N, N ≡ N:

- 1) не изменяется;
- 2) увеличивается;
- 3) уменьшается;
- 4) сначала увеличивается, а затем уменьшается.

- А 5.** В молекуле аммиака связь:
- 1) ионная;
 - 2) ковалентная полярная;
 - 3) ковалентная неполярная;
 - 4) водородная.
- А 6.** Молекулярное строение имеет вещество:
- 1) P_2O_3 ;
 - 2) CaO ;
 - 3) C (алмаз);
 - 4) SiO_2 .
- А 7.** Ионные химические связи имеются в веществах, название которых:
- 1) азот,
 - 2) хлорид калия,
 - 3) оксид кальция,
 - 4) углекислый газ,
 - 5) гидрид бария.
- 1) 1, 2, 4;
 - 2) 2, 4, 5;
 - 3) 1, 3, 4;
 - 4) 2, 3, 5.
- А 8.** Число σ -связей в молекуле азота равно:
- 1) 1;
 - 2) 3;
 - 3) 2;
 - 4) 4.
- А 9.** Высшая степень окисления у азота в соединении:
- 1) N_2H_4 ;
 - 2) HNO_3 ;
 - 3) NH_3 ;
 - 4) K_3N .
- А 10.** Укажите сумму степеней окисления всех атомов серы в формульных единицах соединений: пирит, киноварь, мирабилит, гипс:
- 1) +4;
 - 2) +6;
 - 3) +8;
 - 4) +10.
- А 11.** В молекуле серной кислоты связи:
- 1) ионные;
 - 2) ковалентные полярные;
 - 3) ковалентные неполярные;
 - 4) водородные.
- А 12.** Атомное строение имеет соединение:
- 1) P_2O_3 ;
 - 2) CaO ;
 - 3) CO_2 ;
 - 4) SiO_2 .
- А 13.** Кратные химические связи имеются в молекулах: 1) хлора, 2) белого фосфора, 3) кислорода, 4) углекислого газа, 5) азота, 6) сернистого газа.
- 1) 1, 2, 4;
 - 2) 2, 4, 6;
 - 3) 3, 4, 5, 6;
 - 4) 2, 3, 5.
- А 14.** Низшую степень окисления фосфор проявляет
- 1) в PH_3 ;
 - 2) HPO_3 ;
 - 3) P_2O_3 ;
 - 4) K_3P .
- А 15.** В ряду HF , HCl , HBr непрерывно уменьшаются (-ется): 1) кислотные свойства, 2) температура кипения веществ, 3) полярность связи в молекуле 4) кратность связи.
- 1) 1, 3;
 - 2) 2, 4;
 - 3) 3, 4;
 - 4) 3.

А 16. Укажите названия соединений, в которых валентность и степень окисления азота (по модулю) совпадают: 1) аммиак, 2) азотная кислота, 3) азотистая кислота 4) сульфат аммония

- 1) 1, 2; 3) 3, 4;
2) 2, 3, 4; 4) 1, 3.

А 17. Энергия связи в молекуле брома равна 193 кДж/моль. Укажите значения энергии связи (кДж/моль) в молекулах йода и водорода соответственно:

- 1) 314 и 150; 3) 178 и 149;
2) 151 и 436; 4) 297 и 434.

А 18. Ковалентная связь образована перекрыванием только *p*-орбиталей атомов в молекуле:

- 1) HCl; 3) H₂;
2) Cl₂; 4) NH₃.

А 19. Укажите ряд формул веществ, в которых сера проявляет степень окисления +4:

- 1) H₂SO₄; SO₂; H₂S;
2) SO₃; H₂SO₄; S₈;
3) SO₃; Na₂SO₄; BaS;
4) SO₂; H₂SO₃; NaHSO₃.

А 20. Формулы веществ с ионной, ковалентной полярной, ковалентной неполярной связью последовательно записаны в ряду:

- 1) KCl, CO₂, H₂O;
2) Ca₃N₂, SCl₄, S₈;
3) CO₂, HBr, KI;
4) AlCl₃, I₂, H₂SO₄.

А 21. Ковалентной полярной связью образованы оба соединения:

- 1) C и PH₃;
2) CO₂ и CaO;
3) KCl и Al₂O₃;
4) NO и H₂S.

А 22. Ионную химическую связь между собой НЕ образуют атомы:

- 1) серы и натрия;
2) кислорода и серы;
3) селена и калия;
4) йода и кальция.

А 23. Ковалентная связь образована перекрыванием только *s*-орбиталей атомов в молекуле:

- 1) HCl; 3) H₂;
2) Cl₂; 4) NH₃.

А 24. Прочность связей в ряду $O = O$, $N \equiv N$, $H - H$:

- 1) не изменяется;
- 2) увеличивается;
- 3) уменьшается;
- 4) сначала увеличивается, а затем уменьшается.

А 25. Укажите неверное утверждение:

1) между двумя атомами в молекуле может образовываться одна σ -связь и одна π -связь;

- 2) π -связь не может образовываться при перекрывании s - и p -орбиталей;
- 3) σ -связь может образовываться перекрыванием s - и p -орбиталей;
- 4) два атома в молекуле могут быть связаны только двумя π -связями.

А 26. Наиболее прочная химическая связь:

- 1) в алмазе;
- 2) в водороде;
- 3) в хлороводороде;
- 4) в хлоре.

А 27. В молекуле оксида углерода (II) число связей равно:

- 1) 2;
- 2) 8;
- 3) 3;
- 4) 6.

А 28. Формулы веществ только с ковалентной связью записаны в ряду:

- 1) $CaCO_3$, $NaCl$, HCl ;
- 2) $Al_2(SO_4)_3$, CuS , Ca ;
- 3) NH_3 , HNO_3 , CS_2 ;
- 4) $BaCl_2$, Fe_2O_3 , CO .

А 29. Формула вещества, в молекуле которого не все ковалентные связи полярные, – это:

- 1) SO_2 ;
- 2) N_2H_4 ;
- 3) HCl ;
- 4) CS_2 .

А 30. Укажите ряд формул веществ, записанных в порядке возрастания полярности связи $C-E$:

- 1) CCl_4 , C_2H_4 , CO ;
- 2) CO_2 , CO , CCl_4 ;
- 3) CS_2 , CO_2 , CF_4 ;
- 4) CCl_4 , CH_4 , CO_2 .

А 31. Между атомами химических элементов с конфигурацией валентных электронов $2s^1$ и $3s^23p^4$ осуществляется химическая связь:

- 1) ионная;
- 2) металлическая;
- 3) ковалентная неполярная;
- 4) ковалентная полярная.

А 32. В молекуле оксида углерода (IV) число связей равно:

- 1) 2;
- 2) 8;
- 3) 4;
- 4) 6.

А 33. Формулы всех веществ с ионной связью записаны в ряду:

- 1) CaCO_3 , NaCl , HCl ;
- 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CuS , Ca ;
- 3) NH_3 , HNO_3 , CS_2 ;
- 4) BaCl_2 , Fe_2O_3 , CaO .

А 34. Формула вещества, в молекуле которого все ковалентные связи полярные, – это:

- 1) H_2O_2 ;
- 2) N_2H_4 ;
- 3) KCl ;
- 4) CS_2 .

А 35. Укажите верное утверждение:

- 1) в молекуле два атома могут быть связаны только π -связями;
- 2) σ -связь может образовываться перекрыванием s - и p -орбиталей;
- 3) в молекуле между двумя атомами могут образовываться две σ -связи

и одна π -связь;

- 4) π -связь может образовываться перекрыванием s - и p -орбиталей.

А 36. Степень окисления фосфора убывает в соединениях ряда:

- 1) PH_3 , H_3PO_3 , P_2O_5 ;
- 2) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, PCl_3 , Na_3P ;
- 3) HPO_3 , P_2O_5 , H_3PO_4 ;
- 3) PH_3 , P_2O_5 , Ca_3P_2 .

А 37. Укажите ряд формул веществ, записанных в порядке убывания полярности связи $\text{C}-\text{Э}$:

- 1) CCl_4 , C_2H_4 , CO ;
- 2) CO_2 , CCl_4 , CH_4 ;
- 3) CS_2 , CO_2 , CF_4 ;
- 3) CCl_4 , CH_4 , CO_2 .

А 38. Между атомами химических элементов с конфигурацией валентных электронов $1s^1$ и $3s^23p^5$ осуществляется химическая связь:

- 1) ионная;
- 2) металлическая;
- 3) ковалентная неполярная;
- 4) ковалентная полярная.

А 39. Укажите сумму валентностей всех атомов элемента кислорода в молекулах и ионах: O_2 , H_3O^+ , H_2O_2 , CO , H_2SO_4 , HNO_3 .

- 1) 24;
- 2) 15;
- 3) 23;
- 4) 22.

А 40. Укажите все пары веществ, в которых валентность бора и углерода совпадает: 1) H_3BO_3 , CO ; 2) BF_3 , CO ; 3) NH_3BF_3 , SiC ; 4) NaBH_4 , H_2CO_3 .

- 1) 1, 2;
- 2) 1, 3, 4;
- 3) 3, 4;
- 4) 1, 2, 3, 4.

Часть В

В 1. Установите соответствие между символом химического элемента и его максимальной степенью окисления в соединениях.

Символ элемента	Максимальная степень окисления
а) Mn	1) +6;
б) S	2) –1;
в) K	3) +7;
г) O	4) +2
	5) –2;
	6) +1

В 2. Установите соответствие между типом химической связи и формулой вещества

Тип химической связи	Формула вещества
а) ионная	1) Na;
б) ковалентная полярная	2) KBr;
в) ковалентная неполярная	3) Xe;
г) металлическая	4) NH ₃ ;
	5) S ₈ ;
	6) He

В 3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) ковалентная неполярная связь может иметь кратность, равную 1, 2, 3;
- 2) ковалентная полярная связь образуется между атомами типичных металлов и неметаллов;
- 3) для соединений с ионной связью характерно образование ионных кристаллов;
- 4) вещества, образованные молекулами с ковалентной неполярной связью, при нормальных условиях всегда твердые, кристаллические;
- 5) большинство органических веществ имеет атомное строение;
- 6) химическая связь характеризуется энергией (в кДж).

В 4. Укажите цифры, соответствующие правильному ответу.

Сульфат калия:

- 1) имеет только ионное строение;
- 2) химические связи в сульфат-ионе – ковалентные полярные;
- 3) при нормальных условиях является газообразным веществом;
- 4) содержит ионы калия с электронной конфигурацией ... $3s^23p^6$;
- 5) внешний энергетический уровень ионов калия завершен;
- 6) твердое кристаллическое вещество.

В 5. Три химических элемента А, Б, В находятся в разных периодах и разных группах Периодической системы химических элементов. В состав ядра химического элемента А входит 29 протонов и 35 нейтронов. В свободном состоянии образован металлической связью. Химические элементы А и Б образуют два оксида, в которых А проявляет переменную валентность. При взаимодействии высшего оксида элемента А с простым веществом В, образованным ковалентной неполярной связью, может быть получено простое вещество, образованное элементом А.

В 6. Энергия связи в молекуле хлора равна 242 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которая выделится при образовании хлора массой 200 г из соответствующих атомов.

В 7. Энергия химической связи в молекуле хлора равна 242 кДж. Какое количество энергии необходимо затратить на разрыв химических связей в хлоре порцией 21,3 г?

В 8. Энергия связи фтора равна 159 кДж/моль. Энергия сродства к электрону атомарного фтора равна 338 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которая выделится при превращении в ионы фтора всех молекул фтора массой 19 г.

В 9. Энергия связи в молекуле кислорода равна 494 кДж/моль. Энергия ионизации атомарного кислорода равна 1314 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которую необходимо затратить для превращения в ионы O^+ всех молекул кислорода массой 16 г.

В 10. Некоторое вещество, образованное ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью, реагируя с хлором, образует азот и хлороводород. Объемы вступающего в реакцию хлора и образующегося азота относятся, как 2 : 1. Определите молекулярную формулу образующегося вещества.

В 11. Массовая доля кислорода в оксиде металла со степенью окисления +3 равна 47,1 %. Определите металл и охарактеризуйте свойства его оксида и гидроксида.

В 12. При взаимодействии металла массой 19,5 г с соляной кислотой образовалось 0,25 моля водорода. Степень окисления металла в соединении равна +1. Определите металл.

В 13. В сульфиде некоторого химического элемента массовая доля серы составляет 64 %. Степень окисления элемента в сульфиде равна +3. Составьте формулу бромида этого элемента, укажите тип химической связи в нем.

В 14. Вычислите теплоту образования сульфида цинка, если известно, что при полном взаимодействии серы массой 6,4 г с цинком выделилось 40,2 кДж теплоты.

В 15. Вычислите теплоту образования сернистого газа, если известно, что при полном сжигании серы массой 8 г получено 73,45 кДж теплоты.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Содержание темы

Типы химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Тепловой эффект химических реакций. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Катализ. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.

Понятия, определения

1. Сущность химических реакций состоит в превращении одних веществ в другие.

2. Процесс сообщения дополнительной энергии частицам для превращения их в активные, способные к началу реакции, называется активацией, а полученная энергия – энергией активации. Энергия активации реакции ($E_{\text{акт}}$) – это энергия, которую необходимо сообщить частицам, чтобы их столкновение привело к химической реакции.

Классификация химических реакций

Каждая химическая реакция имеет свои характеристики. Ее можно рассматривать, выделяя отдельные признаки: изменение степени окисления, выделение или поглощение тепла, соотношение числа исходных веществ и продуктов реакции и др.

№ п/п	Тип химической реакции	Пример
1	<i>Реакции соединения</i> – это реакции, в которых из двух или нескольких исходных веществ образуется только один продукт реакции	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
	<i>Реакции разложения</i> – это реакции, в которых из одного сложного вещества образуется два и более новых веществ	$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
	<i>Реакции замещения</i> – это реакции между простыми и сложными веществами, в которых атомы простого вещества замещают атомы в сложном веществе	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
	<i>Реакции обмена</i> – это реакции в которых два сложных вещества обмениваются составными частями, образуя два новых вещества	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

№ п/п	Тип химической реакции	Пример
2	<i>Реакции, протекающие без изменения степени окисления</i>	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
	<i>Реакции окислительно-восстановительные</i>	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
3	<i>Экзотермические реакции</i> – протекают с выделением теплоты или с положительным тепловым эффектом	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,6 \text{ кДж}$
	<i>Эндотермические реакции</i> – протекают с поглощением теплоты, т. е. с отрицательным тепловым эффектом	$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,8 \text{ кДж}$
4	<i>Обратимые</i> химические реакции одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$
	<i>Необратимые</i> – это реакции, протекающие до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции	$2\text{C}_2\text{H}_6 + 5\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + Q$
5	<i>Гомогенные</i> – вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (жидком или газообразном)	$\text{CH}_{4(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} = \text{CH}_3\text{Cl}_{(\text{газ})} + \text{HCl}_{(\text{газ})}$
	<i>Гетерогенные</i> – участники имеют различное агрегатное состояние или являются твердыми веществами	$\text{S}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = \text{SO}_{2(\text{газ})}$
6	<i>Каталитические</i> протекают только при участии катализатора	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$
	<i>Некаталитические</i> не требуют участия катализатора	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Классификация химических реакций основана на разных признаках: 1) соотношении числа исходных веществ и продуктов; 2) изменении степени окисления атомов; 3) по тепловому эффекту; 4) изменении направления протекания реакции; 5) наличии фаз разделения в реакционной системе; 6) участии катализатора.

Скорость химических реакций

Скорость химических реакций типа $\text{A} + \text{B} = \text{cC}$ определяется по формуле:

а) $v = - \Delta c(\text{A}) / \Delta t$ (моль/(дм³ · сек)) – по изменению концентрации исходных веществ;

б) $v = + \Delta c(\text{C}) / \Delta t$ (моль/(дм³ · сек)) – по изменению концентрации продуктов реакции.

По изменению концентрации одного вещества можно судить о соответствующих изменениях концентрации всех остальных, так как они связаны одним уравнением.

Факторы, влияющие на скорость реакции

Природа исходных веществ	Каждая пара реагентов обладает своей особой способностью к химическому взаимодействию
Концентрация реагирующих веществ	<i>Закон действующих масс</i> : скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, соответствующих коэффициентам перед их формулами. Для реакции $aA + B = bC$ $v = kc^a(A) \cdot c(B)$ (кинетическое уравнение)
Температура	При повышении температуры число активных молекул возрастает в геометрической прогрессии, так как нагревание сообщает частицам необходимую <i>энергию активации</i> . Правило Я. Вант-Гоффа: <i>с ростом температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза</i>
Катализатор	Катализаторы – это вещества, которые, участвуя в реакции, изменяют скорость ее протекания, но сами не расходуются: $A_2 + \text{Кат} = 2A \cdot \text{Кат};$ $2A \cdot \text{Кат} + B_2 = 2AB + \text{Кат};$ $A_2 + B_2 = 2AB.$ Различают <i>гомогенные</i> и <i>гетерогенные</i> каталитические процессы
Давление (для газов)	При повышении давления (уменьшении объема) увеличивается концентрация газов и скорость реакций, протекающих как с уменьшением, так и с увеличением объема, возрастает
Площадь поверхности соприкосновения	Чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает химическая реакция. Это справедливо для реакций, протекающих в гетерогенных системах

Обратимость химических реакций.

Химическое равновесие и условия его смещения

1. Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях:



2. Химическое равновесие наступает, когда скорости прямого и обратного процессов уравниваются:

$$v_{1(\text{пр})} = v_{2(\text{обр})}.$$

3. Для обратимой реакции $aA + bB \leftrightarrow cC$ в состоянии равновесия

$$v_1 = k_1 c^a(A) \cdot c^b(B),$$

а скорость обратной реакции равна

$$v_2 = k_2 c^c(C),$$

поскольку в состоянии равновесия $v_1 = v_2$, то их отношение в состоянии равновесия также величина постоянная, называется *константой равновесия* (K_p)

$$K_p = c^a(A) \cdot c^b(B) / c^c(C).$$

Смещение химического равновесия

На смещение химического равновесия оказывают влияние концентрация вещества, температура, давление.

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то оно способствует протеканию той из двух реакций, которая ослабляет это воздействие.

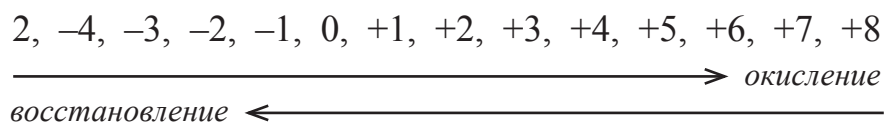
Катализаторы не влияют на смещение химического равновесия, так как они одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакцию.

Условия	Смещение равновесия вправо (в сторону продуктов реакции)	Смещение равновесия влево (в сторону исходных веществ)
Температура	Если прямая реакция экзотермическая – <i>понижение</i> . Если прямая реакция эндотермическая – <i>повышение</i>	Если обратная реакция экзотермическая – <i>повышение</i> . Если обратная реакция эндотермическая – <i>понижение</i>
Давление	Если прямая реакция с уменьшением объема – <i>повышение</i> . Если прямая реакция с увеличением объема – <i>понижение</i>	Если обратная реакция с увеличением объема – <i>понижение</i> . Если обратная реакция с уменьшением объема – <i>повышение</i>
Концентрация	Повысить концентрацию исходных веществ, понизить концентрацию продуктов реакции	Понизить концентрацию исходных веществ, повысить концентрацию продуктов реакции

Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*.

Процесс окисления сопровождается увеличением степени окисления атомов соответствующих элементов, а восстановления, наоборот, понижением степени окисления частиц, входящих в состав окислителя:



При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо соблюдать следующую последовательность:

- записать схему химической реакции без коэффициентов;
- расставить степени окисления элементов, выделить элементы, изменяющие степень окисления в ходе реакции, определить окислитель и восстановитель;

– определить число отданных и принятых электронов, составить электронный баланс, т. е. уравнивать число отдаваемых и принимаемых электронов;

– подобрать коэффициенты для всех участников реакции.

Для проверки правильности подобранных коэффициентов подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой части. Окислительно-восстановительные реакции классифицируются на внутримолекулярные, межмолекулярные; диспропорционирования, конпропорционирования.

Восстановителем называется вещество, в состав которого входит элемент, *повышающий* степень окисления в процессе *отдачи* электронов. Восстановителями являются металлы, некоторые неметаллы (H_2 , C, Si), соединения неметаллов в отрицательных степенях окисления (NaH , NH_3 , H_2S , HI , KI).

Окислителем называется вещество, в состав которого входит элемент, *понижающий* степень окисления в процессе *присоединения* электронов. Окислителями обычно являются большинство неметаллов (Cl_2 , O_2 , S), кислородсодержащие кислоты (HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 , H_2SeO_4). Многие вещества в зависимости от партнера по реакции могут быть как восстановителями, так и окислителями.

Аммиак проявляет только восстановительные свойства, а азотная кислота, наоборот, только окислительные. Все остальные соединения могут быть как окислителями, так и восстановителями.

Упражнения

1. Охарактеризуйте реакцию, уравнение которой $H_2CO_3 = H_2O + CO_2 + Q$, по всем возможным признакам.

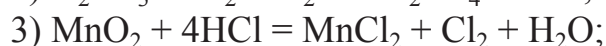
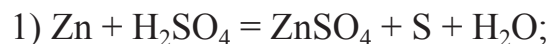
2. В какую сторону сместится химическое равновесие в реакции, уравнение которой $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, при уменьшении давления в системе?

3. Концентрация вещества А до начала реакции $A + B = C$ была равна $0,4 \text{ моль/дм}^3$. Через 1 мин после начала реакции она составила $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Чему равна скорость химической реакции (в $\text{моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$)?

4. Как повлияет уменьшение температуры на смещение химического равновесия в реакции $SO_2 + O_2 \leftrightarrow SO_3 + Q$?

5. На разложение карбоната кальция массой 680 г требуется 1067,6 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.

6. Расставьте коэффициенты, применяя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель в уравнениях реакций:



- 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} + \text{Br}_2 = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$;
- 6) $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 7) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 8) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 9) $\text{NO} + \text{Cl}_2 = \text{NOCl}$;
- 10) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 11) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- 12) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \dots = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
- 14) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 15) $\text{Al} + \text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 17) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$

7. Термохимическое уравнение реакции синтеза аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + 92 \text{ кДж}$. Азотоводородную смесь общим объемом (н. у.) 100 дм^3 поместили в реактор для синтеза аммиака постоянного объема. За счет протекания реакции общее количество газов уменьшилось в 1,14 раза. Вычислите количество теплоты, которое выделилось при этом.

8. При наступлении равновесия в системе синтеза аммиака концентрации веществ имели значения: водорода – $0,5 \text{ моль/дм}^3$, азота – $1,5 \text{ моль/дм}^3$, аммиака – 1 моль/дм^3 . Укажите условия, при которых можно добиться максимального (100 %) выхода аммиака, и рассчитайте максимальную концентрацию.

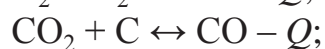
9. Приведите примеры двух реакций, в которых увеличение температуры протекания реакции приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и уменьшение объема сосуда.

10. Расположите формулы веществ K_2MnO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_3 , MnCl_2 в порядке возрастания степени окисления марганца.

11. На взаимодействие с магнием массой $4,8 \text{ г}$ затрачена азотная кислота химическим количеством $0,5 \text{ моля}$. Укажите продукт восстановления азота.

12. Определите число электронов, которые передаст окислитель восстановителю в химической реакции полного сгорания аммиака химическим количеством $0,3 \text{ моля}$ в присутствии катализатора.

13. Для каких реакций, схемы которых приведены ниже, уменьшение объема сосуда, в котором протекает реакция, приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и понижение температуры?



14. Герметичный сосуд объемом 140 дм^3 заполнили воздухом и поместили порошок меди массой 240 г. После прокаливания порошка плотность газа в сосуде снизилась на 16 %. Определите массу (г) твердого остатка после прокаливания.

Тест

Часть А

А 1. К химическим реакциям не относится явление:

- 1) горение природного газа;
- 2) сгорание бензина в двигателях машин;
- 3) образование инея на деревьях;
- 4) образование воды при разложении малахита.

А 2. В химических реакциях изменяется (-ются):

- 1) молекулы;
- 2) атомы;
- 3) масса атомов;
- 4) число атомов.

А 3. Условием, необходимым для протекания реакции горения природного газа, является:

- 1) проведение реакции в запаянном сосуде;
- 2) нагревание газа на воздухе для начала реакции;
- 3) нагревание газа в атмосфере гелия;
- 4) присутствие воды.

А 4. При помощи условного обозначения \downarrow в уравнениях химических реакций показывают:

- 1) образование газа;
- 2) образование растворов;
- 3) растворение газов в воде;
- 4) образование осадка.

А 5. Уравнение химической реакции соединения записано в ряду:

- 1) $3\text{FeO} + 2\text{Al} = 3\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$;
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$;
- 4) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 2\text{Cr} + 3\text{MgO}$.

А 6. Уравнение химической реакции разложения записано в ряду:

- 1) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
- 2) $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$;
- 3) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 2\text{Cr} + 3\text{MgO}$;
- 4) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{AlPO}_4 + 3\text{NaCl}$.

А 7. Уравнение химической реакции замещения записано в ряду:

- 1) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- 2) $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{FeO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 3) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
- 4) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$.

А 8. Формула вещества X в реакции, схема которой $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{X} + \text{H}_2\text{O}$, и сумма коэффициентов в уравнении химической реакции:

- 1) CH_4 , 3; 3) CO , 5;
- 2) CO_2 , 6; 4) C , 6.

А 9. Какой объем (дм^3) водорода образуется в реакции алюминия с соляной кислотой (HCl) химическим количеством 3 моля?

- 1) 10,4; 3) 22,4;
- 2) 11,2; 4) 33,6.

А 10. К реакциям, протекающим без изменения степеней окисления элементов, относятся:

- 1) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
- 2) $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ и $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ и $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$;
- 4) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ и $\text{CO} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$.

А 11. Химическая реакция $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ относится к реакциям:

- 1) окислительно-восстановительным, разложения;
- 2) без изменения степени окисления, обмена;
- 3) экзотермическим, гетерогенным;
- 4) соединения, гомогенным.

А 12. Химическая реакция $\text{Na} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2$ относится к реакциям:

- 1) окислительно-восстановительным, замещения;
- 2) без изменения степени окисления, обмена;
- 3) эндотермическим, гетерогенным;
- 4) гомогенным, разложения.

А 13. К реакциям, протекающим с изменением степеней окисления атомов элементов, относятся:

- 1) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;
- 2) $2\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ и $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- 4) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ и $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.

А 14. Химическая реакция между веществами в растворе, уравнение которой $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, относится к реакциям:

- 1) гомогенным, без изменения степеней окисления атомов элементов, обмена;
- 2) разложения, каталитическим, эндотермическим;
- 3) окислительно-восстановительным, гомогенным, экзотермическим;
- 4) эндотермическим, замещения, гомогенным.

А 15. К реакциям конпропорционирования относится реакция, схема которой:

- 1) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$.

А 16. Укажите пару уравнений реакций, которые относятся к окислительно-восстановительным:

- 1) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$, $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- 2) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
- 3) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$, $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$;
- 4) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

А 17. Химическая реакция, уравнение которой $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 - Q$, относится к реакциям:

- 1) гомогенным, окисления, обмена;
- 2) разложения, каталитическим, эндотермическим;
- 3) окислительно-восстановительным, гомогенным, экзотермическим;
- 4) эндотермическим, замещения, гомогенным.

А 18. К реакциям диспропорционирования относится реакция, схема которой:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
- 2) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{CuS} + \text{O}_2 = \text{CuO} + \text{SO}_2$;
- 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

А 19. Тепловой эффект химических реакций измеряют:

- 1) в кДж/моль;
- 2) моль/кДж;
- 3) моль/с;
- 4) кДж.

А 20. Количество теплоты (в кДж), которое выделится при взаимодействии 6,4 г серы с цинком, равно 40,2. Тепловой эффект химической реакции (в кДж) равен:

- 1) 180,8;
- 2) -361,6;
- 3) -117,9;
- 4) 201.

А 21. Количество теплоты (в кДж), которое поглотится при образовании 0,5 моль NO, равно 90,4 кДж. Тепловой эффект химической реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (в кДж) равен:

- 1) 180,8;
- 2) -361,6;
- 3) -117,9;
- 4) 723,2.

А 22. Тепловой эффект химической реакции не зависит:

- 1) от начального состояния веществ;
- 2) промежуточных стадий процесса реакции;
- 3) конечного состояния веществ;
- 4) начального и конечного состояния веществ.

А 23. Скорость химических реакций измеряют:

- 1) в кг/моль;
- 2) моль/дм³ · с;
- 3) моль/ кг·с;
- 4) г/моль/мин.

А 24. Скорость химических реакций зависит:

- 1) от температуры и давления (для твердых веществ);
- 2) катализатора и массы веществ;
- 3) площади соприкосновения реагирующих твердых веществ и давления (для газов);
- 4) концентрации исходных веществ и окраски продуктов реакции.

А 25. При увеличении давления в системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{г})}$ в 2 раза скорость химической реакции:

- 1) увеличится в 4 раза;
- 2) уменьшится в 3 раза;
- 3) уменьшится в 2 раза;
- 4) увеличится в 2 раза.

А 26. Увеличить скорость химической реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ можно, если:

- 1) повысить давление и понизить температуру;
- 2) повысить температуру, не изменять давление;
- 3) понизить давление и понизить температуру;
- 4) понизить давление и повысить температуру.

А 27. Уменьшить скорость химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2 + Q$ можно, если:

- 1) повысить давление и понизить температуру;
- 2) повысить температуру, не изменять давление;
- 3) понизить давление и понизить температуру;
- 4) понизить давление и повысить температуру.

А 28. При охлаждении реакционной смеси от 50 до 20 °С скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Температурный коэффициент реакции равен:

- 1) 2;
- 2) 3;
- 3) 4;
- 4) 5.

А 29. При нагревании реакционной смеси от 50 до 80 °С скорость химической реакции увеличилась в 8 раз. Температурный коэффициент реакции равен:

- 1) 2;
- 2) 3;
- 3) 4;
- 4) 5.

А 30. При увеличении давления в системе $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ в 2 раза скорость химической реакции:

- 1) увеличится в 4 раза;
- 2) увеличится в 16 раз;
- 3) уменьшится в 8 раз;
- 4) увеличится в 2 раза.

А 31. Константа равновесия обратимой химической реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ описывается выражением:

- 1) $K_p = c(\text{CO})^2 / c(\text{O}_2) \cdot c(\text{CO}_2)^3$;
- 2) $K_p = c(\text{O}_2)^3 \cdot c(\text{CO}_2)^2 / c(\text{CO})$;
- 3) $K_p = c(\text{CO}_2)^2 / c(\text{O}_2) \cdot c(\text{CO})^2$;
- 4) $K_p = c(\text{CO})^2 \cdot c(\text{O}_2) / c(\text{CO}_2)^2$.

А 32. Равновесие в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ при повышении концентрации исходных веществ и повышении давления сместится:

- 1) влево;
- 2) не сместится;
- 3) вправо;
- 4) сначала влево, потом вправо.

А 33. Увеличение объема сосуда, в котором находится равновесная система $2\text{NO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) - Q$:

- 1) приведет к увеличению скорости прямой реакции;
- 2) приведет к смещению химического равновесия вправо;
- 3) приведет к смещению химического равновесия влево;
- 4) не повлияет на химическое равновесие.

А 34. Атом Fe^{+2} в окислительно-восстановительных реакциях может быть:

- 1) только окислителем;
- 2) только восстановителем;
- 3) и окислителем, и восстановителем;
- 4) окислительно-восстановительных свойств проявлять не может.

А 35. Степени окисления атомов элементов в соединении $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ соответственно равны:

- 1) +3, 0, -5, -2;
- 2) -3, +1, +5, -2;
- 3) +1, -1, -3, +2;
- 4) -3, +1, +3, -2.

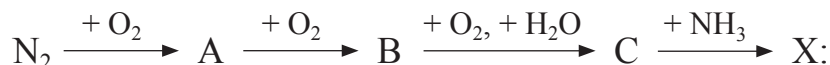
А 36. Сумма коэффициентов в левой части уравнения химической реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равна:

- 1) 58;
- 2) 74;
- 3) 53;
- 4) 39.

А 37. Без промежуточных стадий возможно осуществить следующие химические превращения:

- 1) $\text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$;
- 2) $\text{CO} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl}$;
- 3) $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$;
- 4) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCO}_3 \rightarrow \text{Cu}$.

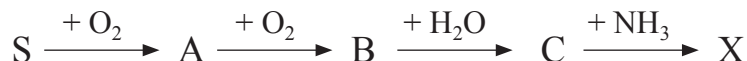
А 38. Формула вещества X, масса (г) вещества С химическим количеством 2 моля, полученных в результате следующих превращений:



соответственно являются:

- 1) NH_4NO_3 , 126; 3) HNO_3 , 80;
2) N_2 , 198; 4) NH_4NO_3 , 63.

А 39. Формула вещества X, масса вещества С химическим количеством 2 моля, полученных в результате следующих превращений:



соответственно являются:

- 1) NH_4HSO_4 , 135; 3) HNO_3 , 196;
2) NH_4HSO_4 , 196; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 235.

Часть В

В 1. Установите соответствие между формулой частицы и характеристикой ее окислительно-восстановительных свойств.

Формула частицы	Свойства в окислительно-восстановительных реакциях
а) Са	1) всегда и окислитель, и восстановитель
б) Cr^{+6}	2) не проявляет окислительно-восстановительные свойства
в) S^{-2}	3) всегда только восстановитель
г) N^{+3}	4) может быть и окислителем, и восстановителем
	5) не является реакционноспособной частицей
	6) всегда только окислитель

В 2. Укажите соответствие между эффектом внешнего воздействия на скорость химической реакции и ее уравнением.

Эффект воздействия	Схема химической реакции
а) при увеличении концентрации вещества В в 2 раза скорость реакции возросла в 8 раз;	1) $\text{A}_{(\text{г})} + 2\text{B} = \text{AB}_{2(\text{г})}$
б) при уменьшении давления в реакционной системе в 2 раза скорость реакции возросла в 4 раза;	2) $\text{A}_{(\text{г})} + 3\text{B}_{(\text{г})} = \text{AB}_{2(\text{г})}$
в) при повышении давления в реакционной системе в 2 раза скорость реакции возросла в 2 раза;	3) $\text{A}_{(\text{г})} + 2\text{B}_{(\text{ж})} = \text{AB}_{2(\text{г})}$
г) при уменьшении объема реакционной системы в 2 раза скорость реакции возросла в 8 раз	4) $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} = \text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$
	5) $\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2\text{AB}_{(\text{г})}$
	6) $2\text{A}_{(\text{п-п})} + \text{B}_{(\text{г})} = \text{AB}_{2(\text{г})}$

В 3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

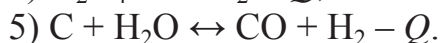
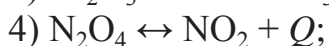
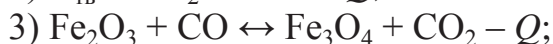
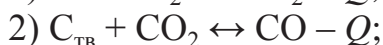
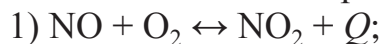
- 1) в химических реакциях происходит образование новых веществ;
- 2) окислитель всегда отдает электроны восстановителю;
- 3) восстановление – процесс, протекающий с понижением степени окисления;

4) тепловой эффект химической реакции – величина всегда положительная;

5) концентрации исходных веществ и продуктов реакции всегда равны;

6) химическое равновесие может быть смещено в сторону увеличения выхода продуктов химической реакции.

В 4. Для каких реакций повышение давления будет смещать химическое равновесие в том же направлении, что и понижение температуры?



В 5. Какие из перечисленных факторов приведут к смещению химического равновесия реакции $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$ влево?

1. Уменьшение реакционного объема.

2. Повышение температуры.

3. Увеличение реакционного объема.

4. Понижение температуры.

5. Увеличение концентрации кислорода.

6. Увеличение концентрации серного ангидрида.

7. Уменьшение концентрации серного ангидрида.

8. Увеличение концентрации сернистого ангидрида.

В 6. При получении кислорода объемом $11,2 \text{ см}^3$ из озона выделилось $71,15 \text{ кДж}$ теплоты. Сколько теплоты выделяется при получении кислорода объемом 20 дм^3 из озона?

В 7. Две различные реакции протекают с выделением углекислого газа. За одну минуту в одной из них образуется $2,24 \text{ дм}^3$ углекислого газа (н. у.), а в другой – 44 г . Во сколько раз скорость одной реакции больше скорости другой?

В 8. Скорость химической реакции равна $2 \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$ при 50°C . Чему равна скорость этой реакции при 100°C , если температурный коэффициент равен 2?

В 9. В состоянии химического равновесия в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ концентрации веществ (в моль/дм^3) равны: $c(\text{SO}_2) = 0,05$; $c(\text{O}_2) = 0,01$; $c(\text{SO}_3) = 0,3$. Определите исходные концентрации SO_2 и O_2 .

В 10. Как и во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + Q$, если при постоянной температуре уменьшить в 4 раза давление газовой смеси?

В 11. Скорость химической реакции равна $2 \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$ при 50°C . Чему равна скорость этой реакции при 100°C , если температурный коэффициент равен 2?

В 12. В трех замкнутых сосудах одинакового объема проводят независимо друг от друга реакции. Через 30 с после начала реакции: 1) в первом получено 11,1 г хлороводорода; 2) во втором получено 16,2 г бромоводорода; 3) в третьем сосуде получено 19,2 г йодоводорода. Укажите номер сосуда, в котором реакция протекает с наибольшей скоростью.

В 13. При наступлении химического равновесия в реакции азота с водородом концентрации веществ имели следующие значения: азота – 5 моль/дм³, водорода – 1,5 моль/дм³, аммиака – 1 моль/дм³. Рассчитайте исходные концентрации азота и водорода.

В 14. Реакция при температуре 50 °С протекает за 200 с. Температурный коэффициент реакции равен 2. За сколько времени закончится эта реакция при 70 °С?

В 15. На сколько градусов надо повысить температуру реакционной смеси, чтобы увеличить скорость реакции в 125 раз, если температурный коэффициент равен 5?

ХИМИЯ РАСТВОРОВ

Содержание темы

Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от природы, температуры и давления. Способы выражения состава раствора: массовая доля, молярная концентрация растворенного вещества.

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена и условия их необратимости. Ионные уравнения реакций.

Оксиды. Классификация оксидов. Способы получения и свойства оксидов.

Основания. Щелочи и нерастворимые основания. Способы получения и химические свойства.

Кислоты. Классификация кислот. Способы получения и общие химические свойства кислот.

Соли. Состав солей и их названия. Химические свойства солей. Получение средних солей.

Взаимосвязь между отдельными классами неорганических соединений.

Понятия, определения

Растворы – *однородные системы переменного состава*. Любой раствор содержит не менее двух компонентов, один из которых – *растворитель*, а другой – *растворенное вещество*.

Растворение и растворимость веществ

Растворение – физико-химический процесс, при котором кроме диффузии происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и растворителя.

Тепловые явления при растворении. Тепловой эффект растворения вещества является разницей между количеством теплоты, потраченной на разрыв химических связей между частицами растворяемого вещества (*эндотермический процесс*), и количеством выделившейся теплоты при взаимодействии частиц растворенного вещества и растворителя (*экзотермический процесс*).

Химическое взаимодействие растворенного вещества с растворителем (водой) приводит к образованию соединений, которые называются *гидратами*. В химических формулах гидратов формулу воды пишут через точ-

ку: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Обычно образовавшиеся гидраты непрочны и легко разрушаются.

Иногда гидратные соединения настолько устойчивы, что выпадают из растворов в виде кристаллов.

Некоторые кристаллогидраты

Название кристаллогидрата	Химическая формула, название
Сода кристаллическая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ декагидрат карбоната натрия
Медный купорос	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ пентагидрат сульфата меди (II)
Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ гептагидрат сульфата железа (II)
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ декагидрат сульфата натрия
Гипс (двухводный)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ дигидрат сульфата кальция

Растворимость веществ в воде характеризуется с помощью величины коэффициента растворимости.

Коэффициент растворимости (s) – это масса вещества в граммах, которую можно максимально растворить при данной температуре в 100 г воды.

По растворимости все вещества в зависимости от своей природы делятся на *хорошо растворимые* (P), *малорастворимые* (M), *практически нерастворимые* (H). Абсолютно нерастворимых веществ нет. К малорастворимым веществам относят, например, сульфат кальция, диэтиловый эфир, бензол, кислород.

Растворимость веществ зависит от *температуры*. Как правило, растворимость твердых веществ с увеличением температуры заметно возрастает.

Растворимость газов с повышением температуры уменьшается, так как при их растворении выделяется теплота; при повышении давления растворимость газов возрастает.

Растворы – *однородные системы переменного состава, состоящие из двух компонентов, один из которых – растворитель, а другой – растворенное вещество*. Химическое взаимодействие растворенного вещества с водой (гидратация) приводит к образованию соединений, которые называются *гидратами*. Твердые гидратные соединения называются кристаллогидратами: сода кристаллическая $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Масса раствора = масса вещества + масса растворителя

Способы выражения состава растворов:

– *массовая доля растворенного вещества*, равная отношению массы вещества к массе раствора;

– *молярная концентрация* – это величина, равная отношению химического количества растворенного вещества n (моль) к объему раствора V (дм^3).

Способы выражения количественного состава растворов

Способы	Выражение состава	Размерность
Массовая доля растворенного вещества	$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$	Безразмерная (доля)
Молярная концентрация	$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{раствора})}$	Моль/дм ³

Соотношение между массой и объемом: $m = \rho \cdot V$.

Качественные характеристики растворов

Раствор	Насыщенный	Ненасыщенный	Перенасыщенный
Разбавленный	Для веществ малорастворимых и нерастворимых (BaSO ₄ , AgCl, CaSO ₄)	Любой	Неустойчив. При охлаждении твердые вещества выпадают в осадок, при нагревании газообразные испаряются
Концентрированный	Для веществ Р (KNO ₃ , AgNO ₃)	Для растворимых жидких (C ₂ H ₅ OH, CH ₃ COOH, H ₂ SO ₄)	

Изменение массовой доли, концентрации растворов

Увеличение массовой доли, концентрации	Уменьшение массовой доли, концентрации
Добавить в раствор вещество	Удалить из раствора вещество в виде осадка или газа в процессе химической реакции
Испарить некоторое количество воды	Добавить некоторое количество воды
Добавить более концентрированный раствор	Добавить менее концентрированный раствор

Электролитическая диссоциация веществ в растворах

Электролитическая диссоциация – распад электролитов в растворах и расплавах на ионы.

Ионы в растворах обуславливают их свойства: кислот – ионы водорода, щелочей – гидроксид-ионы, солей – катионы металлов и анионы кислотных остатков; рН (водородный показатель) численно равен десятичному логарифму молярной концентрации иона водорода, взятого с противоположным знаком ($\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$).

Диссоциация соединений с ионным типом связи

В основе строения ионных соединений (соли, щелочи) находится ионная кристаллическая решетка. Особенностью диссоциации ионных соединений является то, что в этих веществах имеются уже готовые ионы и диполям воды остается только разрушить ионный кристалл.

Диссоциация соединений с ковалентным полярным типом связи

К веществам, в молекулах которых атомы связаны ковалентными полярными связями, относятся кислоты. Говоря об электролитах с таким типом связи, мы будем иметь в виду только растворимые органические и неорганические кислоты.

Кислоты имеют молекулярное строение, и готовых ионов в них нет, но, как правило, все молекулы кислот полярные. Под воздействием диполей воды поляризация ковалентной связи усиливается и приводит к ее гетеролитическому разрыву. В результате происходит диссоциация кислот с отщеплением ионов водорода и образованием ионов кислотных остатков. Диссоциация многоосновных кислот обычно протекает ступенчато, т. е. ионы водорода отщепляются постепенно, причем каждый последующий ион водорода отщепляется слабее.

Степень диссоциации – это величина, равная отношению числа распавшихся на ионы молекул (или формульных единиц (ФЕ)) к общему числу растворенных молекул (или ФЕ). Степень диссоциации $\alpha = n$ (диссоциированных частиц: молекул, ФЕ) / n (общее число частиц: молекул, ФЕ).

К *сильным* электролитам относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи. Ионные соединения диссоциируют на катионы металлов (или ионы аммония) и анионы кислотных остатков (соли) или гидроксид-ионы (щелочи). Сильными электролитами с ковалентным типом связи являются кислоты: серная, соляная, азотная, которые поэтому так и называют – *сильные кислоты*. Степень диссоциации сильных электролитов стремится к 1 (100 %).

К слабым электролитам относятся соединения с ковалентной малополярной связью. При растворении в воде они лишь частично диссоциируют на ионы. Степень диссоциации слабых электролитов очень мала ($\alpha < 1$).

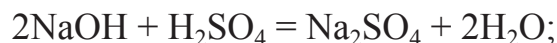
Реакции в растворах электролитов протекают между ионами. Такие реакции относятся к обменному типу, поэтому их часто еще называют реакциями ионного обмена.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если образуются труднорастворимые вещества (осадки), газообразные или, например, вода.

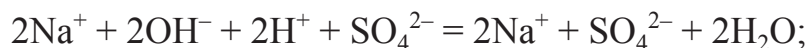
Составление уравнений ионных реакций

Составление уравнений в ионном виде требует соблюдения определенного порядка действий. Для этого:

1. Составляем уравнение реакций в молекулярном виде, расставляем коэффициенты:



2. Переписываем это уравнение в ионном виде, изображая сильные электролиты в виде ионов, а малодиссоциированное полученное вещество – воду – в молекулярном:



3. Исключаем из обеих частей уравнения не участвующие в реакции ионы и записываем сокращенное ионное уравнение, которое и отображает сущность химической реакции:



4. Сущность данной реакции заключается в связывании катионов водорода гидроксид-ионами, приводящем к образованию малодиссоциированного вещества – воды.

Если в результате реакции получается осадок, обозначаем это стрелкой, направленной вниз (\downarrow). Если газ – стрелка направлена вверх (\uparrow).

Электролитическая диссоциация веществ в растворах.

Классы неорганических соединений

Диссоциация соединений с ионным типом связи протекает как сильных электролитов.

Диссоциация соединений с ионным типом связи

Основания (щелочи)	Соли
Однокислотные: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Кислые: $\text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Двухкислотные: $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	Основные: $\text{BaOHCl} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^-$
	Средние: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{3-}$

Электролиты по своей природе делятся на *сильные* и *слабые*. Процесс диссоциации слабых электролитов обратим.

Диссоциация соединений с ковалентным полярным типом связи

Кислоты	
<i>Сильные</i> $\alpha \rightarrow 1$	<i>Слабые</i> $\alpha \rightarrow 0$
Одноосновные $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	Одноосновные $\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$
Двухосновные $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	Двухосновные $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$

Степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{n \text{ (диссоциированных частиц)}}{n \text{ (общее число частиц)}}.$$

Реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов с образованием осадков (1), газов (2) или малодиссоциирующих веществ – воды или слабых кислот (3).

- $$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$$

$$2\text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$$

$$\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$$
- $$\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$$

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$$

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$$
- $$\text{NaOH} + \text{HI} = \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{I}^- = \text{Na}^+ + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$$

Обнаружить ионы водорода в растворе кислоты можно при помощи индикаторов. Лакмус в растворах кислот меняет фиолетовый цвет на красный, метилоранж – на малиновый цвет.

Присутствие щелочей в растворах обнаруживается при помощи индикаторов. Фенолфталеин в растворах щелочей – малиновый, лакмус – синий, метилоранж – желтый.

Кислоты

Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Химические свойства и получение кислот

Классификация	Примеры	Химические свойства	Получение
Кислород-содержащая	H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4	1. Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Бескислородная	HCl , H_2S , HF	2. Взаимодействие с основными оксидами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Взаимодействие с основаниями, как с растворимыми (щелочами), так и нерастворимыми: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Такие реакции носят название реакции <i>нейтрализации</i> . 4. Взаимодействие с солями: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{O} \quad \text{CO}_2\uparrow$	2. Вытеснение одних кислот другими из солей: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ 3. Взаимодействие водорода с неметаллами (S, F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂): $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ В результате образуются газообразные вещества, растворы которых в воде являются кислотами

Химические свойства кислот как электролитов

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металл	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
Основный оксид	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Щелочь	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Основание (н)	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены катионами водорода H^+ .

Основания

Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металлов и одной или нескольких гидроксогрупп (ОН). Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Химические свойства и получение оснований

Классификация	Примеры	Химические свойства	Получение
Растворимое в воде (щелочь)	KOH, NaOH, Ca(OH) ₂	1. Общим химическим свойством всех оснований является <i>взаимодействие с кислотами</i> (реакция нейтрализации): $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. 2. Для большинства оснований (кроме NaOH и KOH) при нагревании свойственны <i>реакции разложения</i> : $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$.	1. Взаимодействие основных оксидов с водой: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$. 2. Взаимодействие активных металлов с водой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$. 3. Взаимодействие солей со щелочами: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$
Нерастворимое в воде	Fe(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Cu(OH) ₂	3. Взаимодействие с <i>кислотными оксидами</i> с образованием соли и воды: $2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{KHSO}_4$. 4. Взаимодействие щелочей с растворами солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$. Протекание подобных реакций возможно, только если будет образовываться <i>нерастворимое</i> соединение	1. Взаимодействие щелочей с растворимыми солями металлов: $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$

Основания, растворимые в воде, как известно, называют *щелочами*. При электролитической диссоциации они образуют отрицательно заряженные гидроксид-ионы OH^- .

Химические свойства щелочей как электролитов

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Кислотный оксид	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$	$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Кислота	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства щелочей с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены гидроксид-ионами OH^- .

Амфотерные гидроксиды

Амфотерный оксид	Пример	Химические свойства
Амфотерный гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$	Реагирует как с кислотами, так и со щелочами $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6$

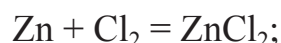
Соли

Соли – сложные вещества, в состав формульных единиц которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

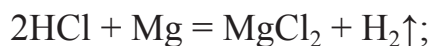
Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Название соли состоит из названия кислотного остатка и названия атома металла в родительном падеже: KCl – хлорид калия, Na_2CO_3 – карбонат натрия, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III). Классификация и свойства солей приведены в таблице.

Получение солей возможно из простых веществ металлов и неметаллов, основных и кислотных оксидов, кислот, оснований, других солей:

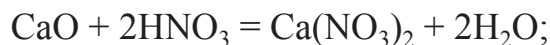
а) металлов с неметаллами:



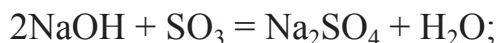
б) металлов с кислотами:



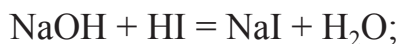
в) основных оксидов с кислотами:



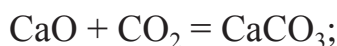
г) кислотных оксидов со щелочами:



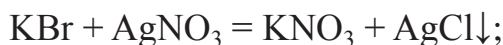
д) кислот с основаниями:



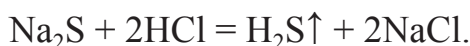
е) кислотных оксидов с основными оксидами:



ж) солей с солями:



з) взаимодействие солей с кислотами в растворах возможно, если соль образована более слабой кислотой и в результате реакции образуются малодиссоциированные вещества:



Химические свойства солей

Соль	Примеры	Химические свойства
Растворимая	KNO_3 , NaCl , CuSO_4	1. Растворимые соли взаимодействуют с металлами: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow.$ Такие реакции возможны, если металл более активен, чем металл, входящий в состав соли.
Малорастворимая и нерастворимая	CaSO_4 , PbCl_2 , AgCl , CaCO_3 , CaSiO_3	2. Растворимые соли взаимодействуют со щелочами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}.$ 3. Взаимодействие растворимых солей с другими растворимыми солями: $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}.$ Условием протекания таких реакций является образование <i>осадка</i> . 4. Взаимодействие с кислотами: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl},$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3,$ $\text{H}_2\text{O} \quad \text{CO}_2\uparrow$ Условием протекания таких реакций является образование <i>осадка, летучего газообразного вещества либо воды</i> . 5. Термическое разложение солей. Некоторые соли при нагревании разлагаются на основной и кислотный оксиды или другие вещества: $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2\uparrow,$ $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow,$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

Химические свойства солей обусловлены способностью катионов металлов и анионов кислотных остатков связываться с ионами, противоположными по заряду, с образованием осадков, т. е. нерастворимых солей и оснований или более слабых кислот, которые могут разлагаться (например, угольная кислота) или выделяться в виде газа (например, сероводород).

Химические свойства солей как электролитов

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металл	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 = \text{Cu}^0 \downarrow + \text{Fe}^{2+}$
Кислота	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Щелочь	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

Гидролиз соли – это обменное взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидролиз солей

Соль сильного основания и сильной кислоты (NaCl и др.)	Гидролизу не подвергается	$\text{pH} \approx 7$
Соль сильного основания и слабой кислоты	Подвергается гидролизу по аниону	<ol style="list-style-type: none"> $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ <i>(первая ступень).</i> $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ $\text{pH} > 7$
Соль слабого основания и сильной кислоты	Подвергается гидролизу по катиону	<ol style="list-style-type: none"> $\text{Al}^{3+} + \text{HON} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$, $\text{AlCl}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$. $\text{NH}_4^+ + \text{HON} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$, $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HON} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$ $\text{pH} < 7$
Соль слабого основания и слабой кислоты	Гидролизу подвергаются и катионы, и анионы (соли разрушаются водой)	<ol style="list-style-type: none"> $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$, $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HON} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$. $\text{Ag}^+ + \text{HON} = \text{AgOH} + \text{H}^+$, $\text{F}^- + \text{HON} = \text{HF} + \text{OH}^-$. $2\text{AgF} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + 2\text{HF} \uparrow$ $\text{pH} \approx 7$

Оксиды

Оксиды – сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых – кислород. В водных растворах к электролитам оксиды отнести нельзя. Они либо растворяются в воде (взаимодействуют) с образованием соответствующих гидроксидов – кислот, щелочей, либо с водой не взаимодействуют.

Название оксида образуется из слова «**оксид**» и названия второго элемента: оксид кальция – CaO, оксид железа (III) – Fe₂O₃. Цифра в скобках означает валентность этого элемента, если она переменная.

По составу и свойствам различают оксиды основные, кислотные и амфотерные, которые имеют общее название – *солеобразующие оксиды*.

Отличие в химических свойствах этих оксидов проявляется в их отношении к кислотам и щелочам.

Некоторые оксиды (N_2O , NO , CO) не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами. Их называют *несолеобразующими оксидами*.

Химические свойства и получение оксидов

Классификация	Примеры	Химические свойства	Получение
Солеобразующий • кислотный	CO_2 , P_2O_5 , SO_3	1. Взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды: $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Взаимодействуют с водой (кроме SiO_2), образуя соответствующие <i>кислоты</i> : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4,$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4.$ Оксиды получили название <i>кислотные</i> , так как им соответствуют <i>кислоты</i> .	1. Взаимодействие с кислородом простых веществ: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow.$ 2. Взаимодействие с кислородом сложных веществ: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$ 3. Разложение некоторых сложных веществ при нагревании:
• амфотерный	ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3	1. Взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2(\text{Zn}(\text{OH})_4).$ 2. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O},$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
• основной	Na_2O , CaO , FeO	1. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}.$ 2. Оксиды наиболее активных металлов (Na , K , Ca , Ba и др.) взаимодействуют с водой, образуя растворимые <i>основания – щелочи</i> : $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}.$ 3. Оксиды большинства остальных металлов с водой не реагируют. Им также соответствуют <i>основания</i> (нерастворимые): $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2.$ Большинству оксидов металлов соответствуют <i>основания</i> , поэтому их называют <i>основными</i>	
Несолеобразующий	CO , NO	Не реагируют с кислотами, щелочами, водой	

Упражнения

1. Классифицируйте вещества, запишите их формулы в соответствующие графы таблицы: NaOH, HCl, Al₂O₃, SO₂, CaSO₄, NaNO₃, Li₂O, H₂SO₄, HNO₃, Na₂CO₃, KOH, Zn(OH)₂, KCl, CuO, H₂CO₃, AgCl, Al(OH)₃, H₂S, P₂O₅, Fe(OH)₂, ZnO.

Оксиды	Основные	
	Кислотные	
	Амфотерные	
Кислоты	Бескислородные	
	Кислородосодержащие	
Гидроксиды	Щелочи	
	Нерастворимые в воде основания	
	Амфотерные гидроксиды	
Соли	Растворимые	
	Малорастворимые	
	Нерастворимые	

2. Назовите вещества, формулы которых:

1) K₂SO₄, H₃PO₄, MgO, Ba(OH)₂, MgCl₂, H₂SO₄.

2) HNO₃, Ag₂O, Na₃PO₄, Ca(OH)₂, Zn(NO₃)₂, H₂CO₃.

3) Al(OH)₃, ZnSO₄, Na₂O, KOH, H₃PO₄, KNO₃.

3. С какими из перечисленных веществ, формулы которых CaO, Zn, SO₃, Al₂O₃, Cu, P₂O₅, реагирует соляная кислота? Составьте уравнения соответствующих реакций.

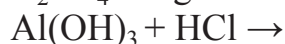
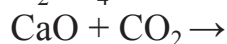
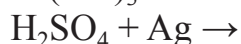
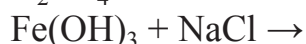
4. С какими из перечисленных веществ – оксид серы (IV), азотная кислота, оксид бария, магний – будет вступать в реакцию гидроксид натрия? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их тип.

5. С какими из перечисленных веществ – вода, оксид кальция, гидроксид калия, соляная кислота – будет вступать в реакцию оксид углерода (IV)? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их тип.

6. Составьте по два уравнения химических реакций, с помощью которых можно получить каждую из солей: K₂SO₄, CuCl₂, Ca₃(PO₄)₂.

7. Докажите с помощью соответствующих уравнений реакций, что гидроксид цинка является амфотерным, а оксид серы (VI) – кислотный оксид.

8. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:



9. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- 1) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$;
- 2) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$;
- 3) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$;
- 4) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;
- 5) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
- 6) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

10. Какие из веществ, формулы которых CH_3OH , HCl , CaOHCl , NaOH , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, при диссоциации образуют гидроксид-ионы?

11. С какими из веществ – серная кислота, азотная кислота, фосфат натрия, калий нитрат, карбонат калия – взаимодействует хлорид кальция? Составьте уравнения реакций.

12. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения химических реакций, при помощи которых могут образовываться нерастворимые соединения, содержащие следующие ионы: SO_4^{2-} , Cl^- , OH^- , Ca^{2+} .

13. Составьте графические формулы солей, образованных кальцием и остатками фосфорной и серной кислот.

14. Составьте уравнения четырех химических реакций с участием серной кислоты, при которых образуется газ, осадок, вода; газ и вода. Уравнения составьте в молекулярном и ионном виде.

15. Какие из веществ, формулы которых CH_4 , HCl , NaOH , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2S , CO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, при диссоциации образуют ионы водорода?

Тест

Часть А

А 1. Отношение массы растворенного вещества к массе раствора – это:

- 1) молярная концентрация растворенного вещества;
- 2) масса вещества в растворе;
- 3) массовая доля вещества в растворе;
- 4) характеристика растворимости вещества.

А 2. Растворимость твердых веществ, как правило, зависит:

- 1) от температуры, природы растворяемого вещества;
- 2) температуры, давления;
- 3) степени измельчения растворяемого вещества, давления;
- 4) перемешивания, освещения.

А 3. Тепловой эффект растворения – это:

- 1) теплота, которая выделяется при растворении вещества;
- 2) теплота, которая обычно поглощается в процессе растворения вещества;

3) величина, равная нулю;
4) теплота, которая или выделяется, или поглощается при растворении вещества.

А 4. Массовая доля сульфата меди в медном купоросе равна:

- 1) 0,563; 3) 0,633;
2) 0,640; 4) 0,851.

А 5. Увеличение растворимости газообразных веществ, как правило, не зависит:

- 1) от температуры, природы растворяемого вещества;
2) температуры, давления;
3) природы растворяемого вещества, давления;
4) перемешивания, освещения.

А 6. Тепловой эффект растворения соединений с ионной связью – это:

- 1) энергия разрушения кристаллов веществ;
2) энергия образования гидратов;
3) величина, равная нулю;
4) разность энергии разрушения кристаллов и энергии образования гидратов.

А 7. Отношение химического количества растворенного вещества к объему раствора – это:

- 1) молярная концентрация растворенного вещества;
2) масса вещества в растворе;
3) массовая доля вещества в растворе;
4) характеристика растворимости вещества.

А 8. Массовая доля вещества в растворе при растворении 25 г соли в 175 воды равна:

- 1) 0,22; 3) 0,125;
2) 0,225; 4) 0,81.

А 9. К раствору массой 400 г с массовой долей NaCl 0,2 добавили вещество массой 40 г. Укажите массовую долю вещества в полученном растворе:

- 1) 0,123; 3) 0,272;
2) 0,421; 4) 0,058.

А 10. Массовая доля серной кислоты в растворе, полученном прибавлением раствора H_2SO_4 массой 100 г с массовой долей кислоты 22 % к раствору массой 600 г с массовой долей серной кислоты 0,1, равна:

- 1) 0,123; 3) 0,117;
2) 0,421; 4) 0,058.

А 11. Масса серной кислоты (г) в растворе объемом 0,4 дм^3 с молярной концентрацией 0,2 моль/ дм^3 равна:

- 1) 0,91; 3) 1,62;
2) 9,32; 4) 7,84.

А 12. Масса гидроксида натрия (г) в растворе объемом 0,2 дм³ с молярной концентрацией 0,2 моль/дм³ равна:

- 1) 0,9; 3) 1,6;
- 2) 1,3; 4) 2,5.

А 13. Электролитическая диссоциация – это процесс:

- 1) физический;
- 2) физико-химический;
- 3) химический;
- 4) механический.

А 14. К электролитам относятся все вещества ряда:

- 1) железная окалина, железный купорос, преципитат;
- 2) гематит, медный купорос, сода кристаллическая;
- 3) сода кристаллическая, глауберова соль, медный купорос;
- 4) магнетит, кремнезем, цинковая обманка.

А 15. Атомы одного и того же элемента отличаются от соответствующих ионов:

- 1) зарядом ядра;
- 2) зарядом всей частицы;
- 3) по массе;
- 4) химическим символом.

А 16. Атомы одного и того же элемента не отличаются от соответствующих ионов:

- 1) зарядом ядра;
- 2) зарядом всей частицы;
- 3) свойствами;
- 4) числом электронов.

А 17. Степень диссоциации слабых электролитов не зависит:

- 1) от разбавления раствора;
- 2) нагревания раствора;
- 3) добавления в раствор вещества;
- 4) окраски раствора.

А 18. Степень диссоциации слабого электролита можно увеличить:

- 1) при разбавлении раствора;
- 2) выпаривании раствора;
- 3) добавлении в раствор вещества;
- 4) охлаждении раствора.

А 19. Формулы только сильных электролитов записаны в ряду:

- 1) H₂, H₂SO₄, Ca(OH)₂;
- 2) HNO₂, H₂O, KCl;
- 3) NaCl, K₃PO₃, K₂CO₃;
- 4) CO₂, Ba(NO₃)₂, KI.

А 20. С образованием ионов водорода диссоциируют оба вещества:

- 1) NaCl , KOH ;
- 2) KHSO_4 , HCl ;
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_3PO_4 ;
- 4) HNO_3 , H_2O .

А 21. С образованием гидроксид-ионов диссоциируют оба вещества:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH ;
- 2) KHSO_4 , HClO ;
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- 4) KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

А 22. Одинаковое число катионов образуется при диссоциации 1 моля обоих веществ в паре:

- 1) KNO_3 и K_2CO_3 ;
- 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и H_2SO_3 ;
- 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и Na_2S ;
- 4) HCl и KNO_3 .

А 23. Слабыми электролитами являются оба вещества ряда:

- 1) CuSO_4 , H_3PO_4 ;
- 2) CaCl_2 , H_2O ;
- 3) HF , H_2S ;
- 4) MgSO_4 , CuSO_4 .

А 24. Примерно 1 моль ионов водорода образуется при диссоциации 1 моля вещества, формула которого:

- 1) K_2HPO_4 ;
- 2) KHSO_4 ;
- 3) CuOHCl ;
- 4) NaHCO_3 .

А 25. Степень диссоциации сульфата алюминия равна 0,98. Число анионов в растворе, содержащем соль химическим количеством 0,2 моля, равно:

- 1) $2,5 \cdot 10^{23}$;
- 2) $3,54 \cdot 10^{23}$;
- 3) $6,02 \cdot 10^{23}$;
- 4) $2,28 \cdot 10^{23}$.

А 26. Формула вещества, при растворении в воде которого химическим количеством 2 моля образуется $6,02 \cdot 10^{24}$ ионов:

- 1) FeCl_3 ;
- 2) Na_3PO_4 ;
- 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
- 4) HCl .

А 27. В растворе фосфата натрия массой 300 г с массовой долей вещества 0,2 число катионов равно:

- 1) $1,09 \cdot 10^{23}$;
- 2) $1,99 \cdot 10^{24}$;
- 3) $6,61 \cdot 10^{23}$;
- 4) $1,09 \cdot 10^{22}$.

А 28. При $\text{pH} = 2$ концентрация ионов водорода в растворе равна, среда... :

- 1) $6,02 \cdot 10^2$, щелочная;
- 2) $6,02 \cdot 10^{23}$, щелочная;
- 3) $1 \cdot 10^{-2}$, кислая;
- 4) $1 \cdot 10^{-8}$, кислая.

А 29. При $\text{pH} = 8$ концентрация ионов водорода в растворе равна:

- 1) $6,02 \cdot 10^8$, щелочная;
- 2) $6,02 \cdot 10^{23}$, кислая;
- 3) 10^6 , кислая;
- 4) $1 \cdot 10^{-8}$, щелочная.

А 30. Соли образуются в результате реакций между парами веществ:

- 1) CO_2 и H_2O ; HBr и Ca(OH)_2 ;
- 2) Mg и H_2O ; KCl и Na_2SO_4 ;
- 3) $\text{Cu(NO}_3)_2$ и CaCl_2 ; CaO и H_2O ;
- 4) HNO_3 и CaCO_3 ; HI и NaOH .

А 31. С образованием газа взаимодействуют в растворах следующие пары ионов:

- 1) PO_4^{3-} и H^+ ; Fe^{3+} и Br^- ;
- 2) Cl^- и Fe^{2+} ; Fe^{3+} и OH^- ;
- 3) H^+ и S^{2-} ; H^+ и CO_3^{2-} ;
- 4) H^- и Cu^{2+} ; CO_3^{2-} и H^+ .

А 32. Соли образуются в результате реакций между парами веществ:

- 1) SO_2 и H_2O ; HI и KOH ;
- 2) Na и H_2O ; NaCl и K_2SO_4 ;
- 3) $\text{Cu(NO}_3)_2$ и H_2O ; CuO и CaCl_2 ;
- 4) Na_2S и $\text{Cu(NO}_3)_2$; HCl и KOH .

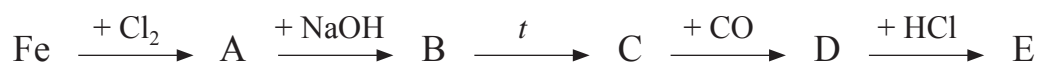
А 33. Ионы водорода в растворе нейтрализуют оба вещества пары:

- 1) Ca(OH)_2 , Al_2O_3 ; 3) BaCl_2 , HClO ;
- 2) KOH , NaCl ; 4) Ba(OH)_2 , KOH .

А 34. В растворе нейтрализуют гидроксид-ионы оба вещества пары:

- 1) Cu(OH)_2 , Al_2O_3 ; 3) HCl , HClO ;
- 2) NaOH , NaCl ; 4) Al(OH)_3 , K_2CO_3 .

А 35. Катионы Fe^{2+} в растворе образуют вещество, обозначенное в схеме превращений



как

- 1) А и В; 3) Е;
- 2) D; 4) С.

А 36. Анионы SO_4^{2-} в растворе образуют вещество, обозначенное в схеме превращений



как:

- 1) А; 3) D;
- 2) В; 4) С.

А 37. Для осаждения катионов, образующихся при диссоциации вещества CO_2HCl в схеме превращений $\text{Al} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$, необходим реактив:

- 1) нитрат серебра; 3) гидроксид калия;
- 2) серная кислота; 4) хлорид бария.

А 38. Массовая доля гидроксида натрия в растворе, полученном в результате растворения в воде объемом $0,3 \text{ дм}^3$ оксида натрия массой 10 г, равна:

- 1) 0,021; 3) 0,042;
- 2) 0,032; 4) 0,014.

А 39. Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении оксида алюминия с раствором серной кислоты равна:

- 1) 8; 3) 11;
- 2) 10; 4) 12.

А 40. Лакмус приобретает синюю окраску в водных растворах солей:

- 1) сульфата натрия и карбоната аммония;
- 2) хлорида алюминия и сульфида калия;
- 3) сульфида калия и карбоната натрия;
- 4) фосфата натрия и сульфата меди.

Часть В

В 1. Укажите соответствие между массой вещества в растворе и выражением его массовой доли (%) или молярной концентрации (моль/ дм^3) в расчете на 100 г воды (изменением объема раствора при растворении пренебречь).

Формула, масса вещества (г)	Массовая доля, молярная концентрация (моль/ дм^3)
а) CuSO_4 , 80	1) 3
б) HCl , 73	2) 18
в) KJ , 83	3) 44
г) NaOH , 12	4) 5
	5) 42
	6) 36

В 2. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) растворимость твердых веществ зависит от давления;
- 2) в ненасыщенных растворах можно растворить дополнительное количество вещества;
- 3) некоторые соли в растворах разрушаются водой;
- 4) реакции ионного обмена протекают в направлении связывания ионов;
- 5) свойства ионов отличаются от свойств атомов;
- 6) растворение – физико-химический процесс.

В 3. Установите соответствие между парой веществ и реагентом, позволяющим различить вещества пары в разбавленных растворах.

А) NaCl, KBr	1. NaHCO ₃
Б) NH ₄ NO ₃ , Mg(NO ₃) ₂	2. H ₂ SO ₄
В) BaCl ₂ , NaCl	3. AgNO ₃
Г) KI, CH ₃ COOH	4. NaOH

В 4. Выберите утверждение, верно характеризующее сильные электролиты:

- 1) степень диссоциации в разбавленных растворах примерно равна 1 (100 %);
- 2) к ним относятся все кислоты, основания и соли;
- 3) все растворимые вещества – сильные электролиты;
- 4) в основе строения имеется ионная связь;
- 5) из классов веществ: оксиды, кислоты, соли, щелочи – вещества двух классов всегда относятся к сильным электролитам;
- 6) электролиты проводят электрический ток не только в растворах, но и в расплавах.

В 5. Укажите ряды формул веществ, pH растворов которых: а) меньше 7; б) больше 7:

- 1) NaHSO₄, HNO₃, HCl, P₂O₅;
- 2) Ca(OH)₂, CaO, KOH, Na₂O;
- 3) BaCl₂, HClO, Ba(OH)₂, KOH;
- 4) HNO₃, CO₂, HI, N₂O₅;
- 5) NaCl, K₃PO₃, K₂CO₃, Mg(NO₃)₂;
- 6) NH_{3(водн)}, Na₂O₂, CaO, KOH.

В 6. Плотность раствора с массовой долей серной кислоты 15 % равна 1,105 г/см³. Вычислите молярную концентрацию вещества в растворе.

В 7. Вычислите химическое количество гептагидрата сульфата железа (II), которое необходимо взять для приготовления раствора сульфата железа (II) объемом 200 см³ с массовой долей соли 5,55 % и плотностью 1,0 г/см³.

В 8. Какой объем раствора азотной кислоты (плотность 1,25 г/см³) с массовой долей 40 % необходимо добавить к раствору объемом 500 см³ (плотность 1,05 г/см³) с молярной концентрацией 0,2 моль/дм³, чтобы получить раствор с массовой концентрацией кислоты 0,02 г/см³?

В 9. К порции нитрата натрия массой 200 г при температуре 40 °С добавили эту же соль массой 100 г. После фильтрования оказалось, что 40 г соли не растворилось. Рассчитайте массовую долю (%) соли в исходном растворе, если при температуре 40 °С растворимость нитрата натрия равна 100 г на 100 г воды.

В 10. Вычислите объем (н. у.) оксида серы (IV), из которого можно получить раствор серной кислоты объемом 400 см^3 : а) с молярной концентрацией кислоты $0,2\text{ моль/дм}^3$; б) массовой долей кислоты $0,2$ (плотность $1,15\text{ г/см}^3$).

В 11. Смешали раствор объемом 40 см^3 с молярной концентрацией карбоната натрия $0,25\text{ моль/дм}^3$ с раствором массой 40 г с массовой долей серной кислоты 15% . Определите объем (н. у.) выделившегося газа и характер среды в оставшемся растворе.

В 12. Какой массы гексагидрат хлорида кальция необходимо добавить к раствору карбоната натрия объемом 47 см^3 (плотность $1,08\text{ г/см}^3$) с массовой долей соли 25% , чтобы получить раствор, в котором массовая доля карбоната натрия равна 10% ?

В 13. Какая окраска лакмуса будет в растворе, полученном при сливании растворов гидроксида кальция химическим количеством $0,6\text{ моль}$ и фосфорной кислоты химическим количеством $0,1\text{ моль}$?

В 14. В воде объемом 1000 см^3 растворили $0,0224\text{ см}^3$ хлороводорода. Чему равна массовая доля хлороводорода, молярная концентрация соляной кислоты и pH раствора?

В 15. К сульфату аммония массой $26,4\text{ г}$ прибавили избыток раствора гидроксида натрия. Выделившийся аммиак пропустили через раствор, содержащий 23 г фосфорной кислоты. Определите состав и массу образовавшихся солей.

Приложение

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ С РЕШЕНИЯМИ

Тест 1

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
А 1	Укажите верное утверждение	1) молекула воздуха 2) атом малахита 3) молекула поваренной соли 4) атом углерода
А 2	Тяжелее воздуха газ (н. у.)	1) азот 2) водород 3) угарный 4) углекислый
А 3	Кальций относится к семейству элементов	1) <i>s</i> 2) <i>p</i> 3) <i>d</i> 4) <i>f</i>
А 4	Число молекул, содержащихся в водороде массой 20 г, равно	1) $6,02 \cdot 10^{23}$ 2) $6,02 \cdot 10^{24}$ 3) $1,24 \cdot 10^{24}$ 4) $1,24 \cdot 10^{32}$
А 5	Число полностью незаполненных орбиталей в атоме углерода равно	1) 4 2) 2 3) 1 4) 3
А 6	Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ соответствует атому элемента	1) селена 2) серы 3) сурьмы 4) мышьяка
А 7	В основе строения простого вещества кремния находится кристаллическая решетка	1) атомная 2) ионная 3) металлическая 4) молекулярная
А 8	Формулы всех веществ, образованных ковалентной полярной связью, записаны в ряду	1) HCl, CuO, KNO ₃ 2) H ₂ S, HI, SO ₂ 3) N ₂ , H ₂ O, NaI 4) HI, CaS, HBr

А 9	Степень окисления азота –3 в соединении	1) азот 2) нитрат натрия 3) нитрит калия 4) хлорид аммония
А 10	Укажите формулу и характер высшего оксида для элементов с порядковым номером 17 и 35	1) R_2O , кислотный 2) R_2O_7 , кислотный 3) RO , основной 4) R_2O_5 , амфотерный
А 11	Степень окисления и валентность атома кислорода в пероксиде водорода соответственно равны	1) +1, 2 2) 2, –2 3) 2, +2 4) –1, 2
А 12	Массовая доля серной кислоты в растворе, приготовленном из 50 г кислоты и 200 г воды, равна	1) 0,1 2) 0,2 3) 0,3 4) 0,4
А 13	Доказать наличие хлорид-ионов в растворе можно при помощи	1) серной кислоты 2) азотной кислоты 3) нитрата бария 4) нитрата серебра (I)
А 14	Элементам сере, азоту, углероду соответствуют высшие оксиды, формулы которых записаны в ряду	1) SO_2 , NO , CO_2 2) SO_3 , N_2O_5 , CO_2 3) SO_2 , N_2O , CO 4) SO_3 , N_2O_3 , CO_2
А 15	Разбавленная серная кислота проявляет окислительные свойства в реакции с	1) хлоридом бария 2) гидроксидом натрия 3) калий карбонатом 4) цинком
А 16	В реакцию с раствором карбоната натрия вступят оба вещества, формулы которых записаны в ряду	1) HCl , Na_2SO_4 2) K_2S , $CaCl_2$ 3) HNO_3 , $BaCl_2$ 4) $NaNO_3$, CO_2
А 17	Восстановление азота отражает схема	1) $NH_3 \rightarrow N_2$ 2) $NO_3^- \rightarrow N_2$ 3) $N_2 \rightarrow NO$ 4) $NH_4^+ \rightarrow NH_3$
А 18	Гидроксид алюминия взаимодействует и с гидроксидом натрия, и соляной кислотой, проявляя свойства	1) основные 2) кислотные 3) амфотерные 4) восстановительные

А 19	Оксид азота (IV) выделяется при разложении вещества, формула которого	1) NH_4NO_3 2) KNO_3 3) NH_4NO_2 4) HNO_3
А 20	Гидроксид натрия и водород образуются в реакции, схема которой	1) $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{Na}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow$ 4) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
А 21	При повышении температуры скорость химической реакции с образованием оксида $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - Q$	1) возрастет 2) уменьшится 3) сначала возрастет, а потом уменьшится 4) не изменится
А 22	Для смещения химического равновесия вправо в реакции, схема которой $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$, необходимо	1) повысить температуру 2) понизить давление 3) повысить давление 4) увеличить концентрацию аммиака
А 23	Относительная плотность водородного соединения некоторого двухвалентного элемента по водороду равна 17. Формула соединения	1) H_2S 2) H_2Te 3) H_2Se 4) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
А 24	Атомы <i>d</i> -элементов в химических реакциях проявляют свойства	1) только восстановительные 2) только окислительные 3) окислительные и восстановительные 4) не участвуют в окислительно-восстановительных процессах
А 25	Схеме превращения $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$ соответствует химическая реакция, схема которой	1) $\text{MgSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p-p})} + \text{NaOH} \rightarrow$ 3) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Na} \rightarrow$ 4) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Cu} \rightarrow$
А 26	Азотная концентрированная кислота взаимодействует со всеми веществами ряда	1) натрия карбонат, кальция сульфат, железа (II) гидроксид 2) медь, калия сульфид, серебро 3) золото, натрия гидроксид, кальция хлорид 4) меди (II) гидроксид, цинк, кальция хлорид

В 1	Укажите коэффициент, который должен быть поставлен возле формулы окислителя в реакции, схема которой $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{p-p})} = \text{N}_2 + \dots + \dots$
В 2	Какая масса алюминия вступит в реакцию с раствором, полученным при растворении натрия массой 2,3 г в воде?
В 3	Конечным продуктом в схеме превращений $\text{CH}_4 \xrightarrow{+\text{O}_2} \dots \xrightarrow{+\text{KOH}} \dots \xrightarrow{+\text{KOH}} \dots \xrightarrow{+\text{CaCl}_2} \dots$ является соединение углерода, формула которого:
В 4	Определите массу кристаллогидрата $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ количеством 0,6 моля, зная, что массовая доля кислорода в кристаллогидрате равна 69,56 %
В5	Определите и запишите молекулярную формулу алкана, на сгорание которого израсходовано 56 дм ³ (н. у.) кислорода, а в результате реакции образовался углекислый газ объемом 33,6 дм ³ (н. у.)

Решения

А 1. Анализ вариантов ответов показывает, что неверными будут ответы 1, 2, 3 по следующим причинам:

1) воздух представляет собой смесь газов (азот, кислород, углекислый газ, инертные газы);

2) малахит – это сложное вещество;

3) поваренная соль является ионным соединением, образованным ионами натрия и ионами хлора.

Верным будет ответ четыре, так как атомы химического элемента углерода могут входить в состав как простых, так и сложных веществ.

Ответ: 2.

А 2. Для определения ответа, какой из указанных газов тяжелее воздуха, сравним молярные массы предложенных газов с молярной массой воздуха, которая равна 29 г/моль.

1) $M(N_2) = 28$ г/моль;

2) $M(H_2) = 2$ г/моль;

3) $M(CO) = 28$ г/моль;

4) $M(CO_2) = 44$ г/моль.

Молярная масса углекислого газа равна 44 г/моль, следовательно, он тяжелее воздуха. Правильный ответ – углекислый газ (CO_2).

Ответ: 4.

А 3. Электронная конфигурация атома кальция $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. На внешнем энергетическом уровне находятся только s -электроны, следовательно, кальций относят к s -элементам.

Ответ: 1.

А 4. Вычислим химическое количество вещества водорода по формуле $n = m / M$. $M(H_2) = 2$ г/моль; $n = 20 : 2 = 10$ (моль); 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (N_A). По формуле $N_0 = N_A \cdot n$ определим число молекул: $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 10 = 6,02 \cdot 10^{24}$ (молекул).

Ответ: 2.

А 5. В атоме углерода шесть электронов находятся на двух энергетических уровнях. На первом энергетическом уровне на одной s -орбитали находятся два электрона – $1s^2$.

На втором энергетическом уровне два подуровня: s - и p -подуровни. Сначала электроны заполняют $2s$ -орбиталь ($2s^2$), а затем $2p$.

Подуровень p состоит из трех атомных орбиталей. Существует правило, что электроны одного подуровня сначала заполняют орбитали по одному. Два p -электрона по одному заполняют две p -орбитали ($2p^2$). Таким образом, в атоме углерода одна p -орбиталь не заполнена полностью.

Ответ: 3.

А 6. Электронная конфигурация показывает, что электроны расположены на четырех энергетических уровнях, следовательно, элемент находится в 4-м периоде. На внешнем энергетическом уровне пять электронов ($\dots 4s^2 4p^3$), что указывает на нахождение элемента в VA группе. Данная электронная конфигурация соответствует атому мышьяка.

Ответ: 4.

А 7. С помощью ковалентной связи образуются не только молекулы. Некоторые простые и сложные вещества построены из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, и образуют кристаллические структуры – атомные кристаллические решетки. Подобное строение имеет оксид кремния (кварц), где каждый атом кремния связан четырьмя ковалентными связями с атомами кислорода.

Ответ: 1.

А 8. Ковалентной полярной связью чаще всего связываются в молекулы атомы неметаллов с различными электроотрицательностями, т. е. атомы разных элементов.

Общая электронная пара смещается в сторону атомов с большей электроотрицательностью. Неравномерное распределение электронной плотности между атомами элементов в таких молекулах определяет полярность связи.

Атомами разных неметаллов образованы молекулы веществ, формулы которых указаны во втором ряду.

Ответ: 2.

А 9. Определим степень окисления азота в каждом из предложенных веществ:



Степень окисления азота -3 в хлориде аммония. Ион аммония образован по донорно-акцепторному механизму, поэтому степень окисления азота в данном ионе такая же, как в аммиаке.

Ответ: 4.

А 10. Элементы с атомными номерами 17 и 35 находятся в VIIA группе. На внешнем энергетическом уровне в атомах элементов имеется по 7 электронов, следовательно, данные элементы являются неметаллами. Формула высших оксидов будет R_2O_7 , а характер их соединений – кислотный.

Ответ: 2.

А 11. Степень окисления кислорода в водород пероксиде определяется числом ковалентных полярных связей и направлением их смещения. В данном соединении каждый атом кислорода связан с одним атомом водорода одной ковалентной полярной связью, а друг с другом – неполярной. Так как атомы кислорода более электроотрицательны, чем водорода, общая

электронная пара смещена в сторону атома кислорода и, следовательно, степень окисления кислорода равна -1 : $\text{H} \rightarrow \text{O} - \text{O} \leftarrow \text{H}$.

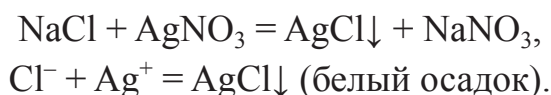
Величина валентности атомов определяется числом связей, которыми атомы элемента связаны с другими атомами. У каждого атома кислорода имеется две ковалентные связи, следовательно, валентность кислорода равна двум.

Ответ 4.

А 12. Масса раствора $m_{\text{р-ра}} = 50 + 200 = 250$ (г). Массовую долю вещества в растворе определяем по формуле $\omega = m(\text{вещества}) : m(\text{раствора})$. В данном случае известны массы вещества и раствора. Подставляем данные в формулу и определяем массовую долю вещества в растворе: $\omega = 0,2$ ($50 : 250$).

Ответ: 2.

А 13. Наличие ионов хлора в растворе можно определить при помощи ионов серебра. Растворимая соль серебра AgNO_3 является реактивом для определения ионов хлора. В результате реакции выпадает белый осадок – хлорид серебра (AgCl).



Ответ: 4.

А 14. Исходя из положения элементов в периодической системе химических элементов, необходимо проанализировать строение их атомов и отметить высшую степень окисления атомов.

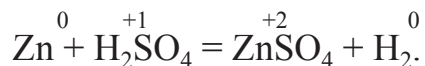
Сера – элемент VIA группы. Высшая степень окисления серы равна $+6$. Формула высшего оксида серы SO_3 .

Азот – элемент VA группы. Высшая степень окисления равна $+5$. Формула высшего оксида азота N_2O_5 .

Углерод – элемент IVA группы. Высшая степень окисления углерода в соединениях с кислородом равна $+4$. Формула высшего оксида углерода CO_2 .

Ответ: 2.

А 15. Только по отношению к цинку разбавленная серная кислота является окислителем. В реакции с цинком ионы водорода из раствора серной кислоты восстанавливаются, а атомы цинка окисляются:



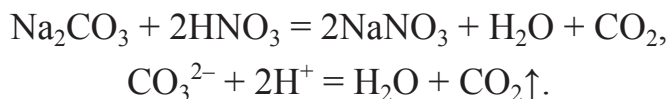
Со всеми остальными из указанных веществ серная кислота вступает в реакции ионного обмена.

Ответ: 4.

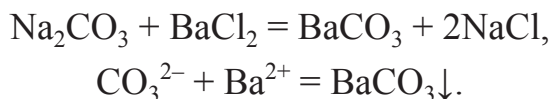
А 16. Реакции между растворами электролитов протекают до конца только в случае образования газов, осадков или малодиссоциированного вещества – воды. Рассмотрим последовательно все предложенные варианты.

Только при взаимодействии натрия карбоната с азотной кислотой и барий хлоридом реакции идут до конца.

В реакции натрия карбоната с азотной кислотой образуется углекислый газ и вода:

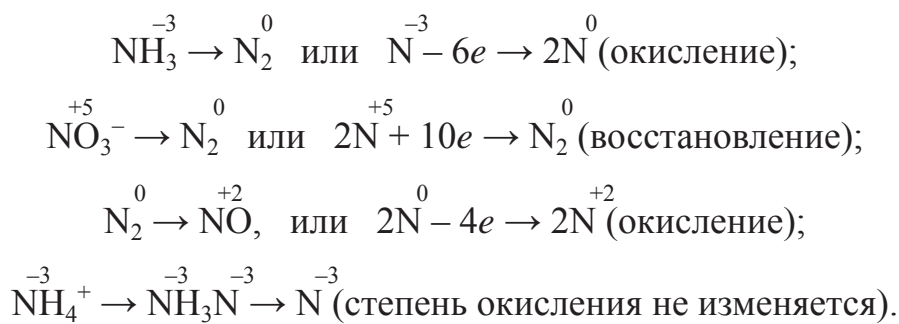


В реакции карбоната натрия с хлоридом бария образуется осадок BaCO_3 :



Ответ 3.

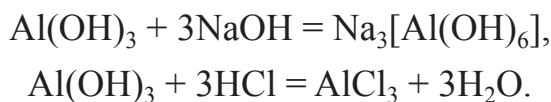
А 17. Для выполнения данного задания сравним степень окисления атомов азота в исходном веществе или в ионе в продуктах реакции.



Восстановление – это процесс присоединения электронов. Следовательно, восстановление азота отражает схема $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$.

Ответ: 2.

А 18. Способность вещества взаимодействовать и с кислотами, и с основаниями называется амфотерностью. В реакции с гидроксидом натрия $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляет кислотные свойства, а в реакции с HCl – основные, следовательно, $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляет амфотерные свойства.



Ответ: 3.

А 19. Все предложенные в ответах вещества разлагаются под действием температуры или света. Только при разложении азотной кислоты на свету выделяется оксид азота (IV):

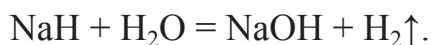


Ответ: 4.

А 20. Анализ предлагаемых химических реакций показывает, что в реакции нитрида натрия с водой образуются гидроксид натрия и аммиак,

в реакции натрия с соляной кислотой – хлорид натрия и водород, в реакции оксида натрия с водой – гидроксид натрия.

Только при взаимодействии натрий гидрида с водой образуется щелочь (натрий гидроксид) и выделяется водород:



Ответ: 1.

А 21. При протекании эндотермических химических реакций (с поглощением теплоты) увеличение температуры в реакционной системе всегда будет способствовать увеличению скорости химических реакций. Так как рассматриваемая реакция эндотермическая, то при увеличении температуры в реакционной системе возрастет скорость протекания данной реакции.

Ответ: 1.

А 22. Согласно принципу Ле Шателье в обратимых реакциях химическое равновесие смещается в направлении уменьшения воздействия фактора: температуры, давления, концентрации. В данной химической реакции отмечаем изменение объема с 4 объемов (1 + 3) исходных веществ до 2 объемов продукта реакции, т. е. реакция протекает с уменьшением объема системы. В этом случае повышение давления позволит сместить равновесие в системе вправо.

Ответ: 3.

А 23. Определяем по формуле $D(\text{H}_2) = M / M(\text{H}_2)$ молярную массу вещества $M = 17 \cdot 2 = 34$ (г/моль).

Следовательно, относительная молекулярная масса вещества равна 34. В таком случае она складывается из относительной массы водорода и неизвестного элемента: $34 = 2 \cdot 1 + M_r$; $M_r = 32$. Относительная атомная масса элемента равна 32, что соответствует относительной атомной массе серы. Этот элемент – сера. Следовательно, искомое соединение H_2S .

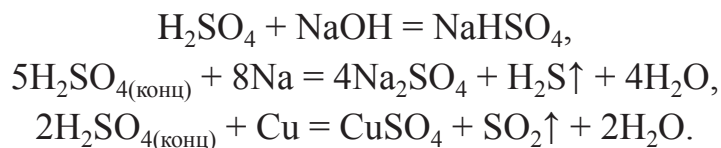
Ответ: 1.

А 24. К *d*-элементам относятся элементы В групп периодической системы. Простые вещества, образованные атомами данных элементов, относятся к металлам. Все металлы в химических реакциях с простыми и сложными веществами проявляют восстановительные свойства.

Ответ: 1.

А 25. В данном случае желательно записать уравнения химических реакций исходя из указанных схем.

$\text{MgSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ реакция не идет, т. к. соляная кислота не вытесняет более сильную серную кислоту из солей.



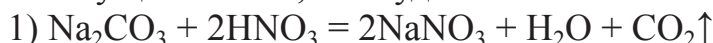
Схеме превращения $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$ соответствует реакция взаимодействия серной кислоты с металлической медью:



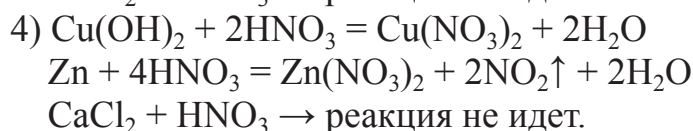
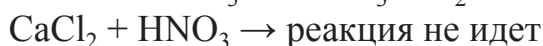
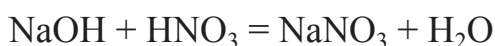
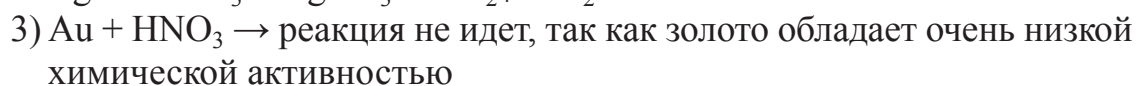
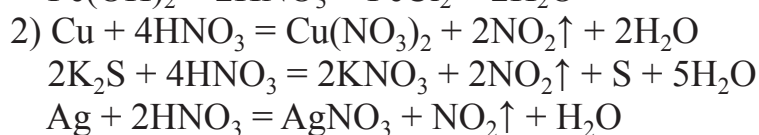
Ответ: 4.

А 26. Выбирая правильный ответ при наличии такого значительного числа фактов, можно использовать следующую методику.

Рекомендуется составить схемы всех заданных процессов; проанализировать их и отметить практически осуществимые или, наоборот, практически не осуществимые, как будет показано ниже:

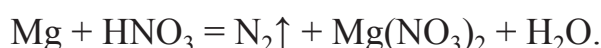


$\text{CaSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ реакция не идет, так как CaSO_4 – соль, образована $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

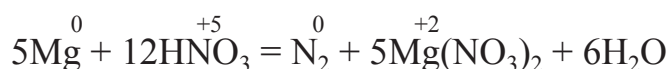


Ответ: 2.

В 1. Окислительно-восстановительная реакция магния с азотной разбавленной кислотой протекает с образованием следующих продуктов:



Определим степени окисления элементов, составим электронный баланс и расставим коэффициенты в уравнении:



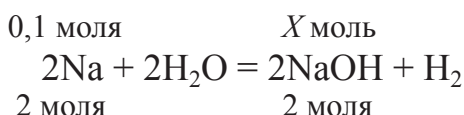
Окислителем в данной реакции является азотная кислота, так как N^{+5} восстановился до N_2^0 .

Ответ: 12.

В 2. Значения молярных масс: $M(\text{Al}) = 27$ г/моль; $M(\text{Na}) = 23$ г/моль; $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль.

2. Определяем химическое количество натрия, вступившего в реакцию с водой: $n(\text{Na}) = 2,3 \text{ г} : 23 \text{ г/моль} = 0,1$ моля.

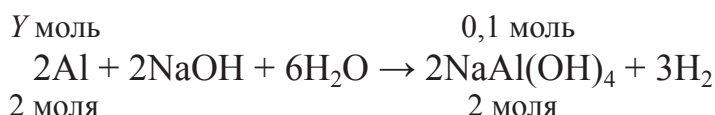
3. Определяем количество гидроксида натрия по уравнению реакции:



$X = 0,1$ моля

Следовательно, в реакции образовалось 0,1 моля NaOH.

4. Определяем химическое количество алюминия, вступившего в реакцию с полученным натрий гидроксидом по уравнению:

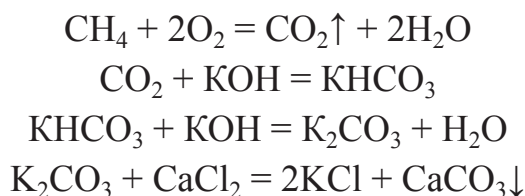


Отсюда $Y = 0,1$ моля.

Масса алюминия: $m = n \cdot M$; $m = 0,1$ моля $\cdot 27$ г/моль = 2,7 г.

Ответ: 2,7 г.

В 3. Составим уравнения химических реакций по предложенной схеме:



Ответ: CaCO_3 .

В 4.

1. Масса одного моля кристаллогидрата равна $m\text{Fe(NO}_3)_3 + m\text{H}_2\text{O}$, или $(242 + 18n)$ г.

Масса атомарного кислорода в кристаллогидрате равна массе кислорода, входящего в состав соли и воды: $m(\text{O}) = (16 \cdot 9 + 16n)$ г, или $m(\text{O}) = (144 + 16n)$.

2. Определяем количество (моль) воды, входящих в состав кристаллогидрата по формуле: $M_{(\text{кристаллогидрата})} = m(\text{O}) / w(\text{O}) = 144 + 16n / 0,6956 = 268$ г/моль.

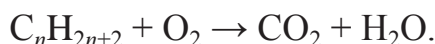
Следовательно, формула кристаллогидрата $\text{Fe(NO}_3)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

3. Зная формулу вещества, определяем его массу: $m_{\text{крист}} = 268$ г/моль $\times 0,6$ моль = 220,8 г.

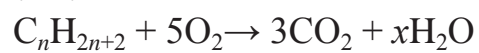
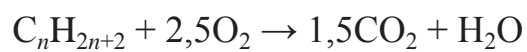
Ответ: 220,8 г.

В 5.

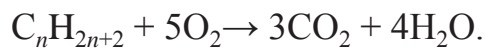
1. Записываем схему горения неизвестного алкана:



2. Определяем количество кислорода и углекислого газа, подставляем полученные значения в схему горения алкана и анализируем количественные соотношения реагентов и продуктов реакции: $n = V / V_m$; $n\text{O}_2 = 2,5$ моля $(56 : 22,4)$; $n\text{CO}_2 = 1,5$ моля $(33,6 : 22,4)$



Следовательно, $x = 4$, тогда



Если $nCO_2 = 3$, то $n_C = 3$ моля, если $nH_2O = 4$ моля, то $n_H = 8$ молей.

Формула алкана C_3H_8 .

Ответ: C_3H_8 .

Тест 2

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
А 1	Формулу CaCO_3 соотносят с природными соединениями кальция, указанными в ряду	1) мел, мрамор, известняк; 2) алмаз, пирит, кальцит; 3) гранит, мрамор, малахит; 4) кварц, фосфорит, халькопирит
А 2	Символы только элементов В группы указаны в ряду	1) Na, Fe, H; 2) Cu, Ca, Al; 3) Zn, Ag, Mn; 4) S, Au, Ba
А 3	Металлические свойства атомов элементов группы IIА при переходе от бериллия к барию	1) уменьшаются с возрастанием порядкового номера; 2) сначала убывают сверху вниз, а затем возрастают; 3) с увеличением заряда ядра атома не изменяются; 4) с увеличением радиуса атома возрастают
А 4	Щелочную реакцию будет иметь водный раствор...	1) хлороводорода; 2) аммиака; 3) хлора; 4) углекислого газа
А 5	Формула соединения, в котором атомы азота проявляют степень окисления -2	1) NH_3 ; 2) NO ; 3) N_2H_4 ; 4) NO_2
А 6	В молекуле сероводорода связь	1) ковалентная неполярная; 2) ковалентная полярная; 3) ионная; 4) водородная
А 7	Скорость гомогенных химических реакций определяется	1) массой реагирующих веществ; 2) по изменению концентрации исходных веществ и продуктов реакции в единицу времени; 3) объемом продуктов реакции; 4) по изменению температуры в процессе реакции

А 8	При нагревании разлагается кислота, формула которой	1) HCl; 2) HF; 3) H ₃ PO ₄ ; 4) H ₂ SiO ₃
А 9	Формула соединения азота, которое является продуктом реакции разложения нитрата железа (III) при нагревании	1) NH ₃ ; 2) NO; 3) N ₂ O ₃ ; 4) NO ₂
А 10	Атому с атомным номером 33 соответствует конфигурация внешнего энергетического уровня	1) ...3s ² 3p ⁶ 2) ...4s ² 4p ⁵ 3) ...4s ² 4p ³ 4) ...5s ² 5p ³
А 11	Число молекул кислорода, равное 1,8 · 10 ²⁴ , имеет массу (в граммах)	1) 45; 2) 32; 3) 64; 4) 96
А 12	Продуктами реакции разложения бертолетовой соли являются	1) хлор и калий оксид; 2) калий и хлор (I) оксид; 3) калий хлорид и кислород; 4) калий оксид и хлор (III) оксид
А 13	С образованием осадка реагируют между собой вещества, содержащие в растворе ионы	1) SO ₄ ²⁻ и H ⁺ 2) Cu ²⁺ и S ²⁻ 3) H ⁺ и S ²⁻ 4) H ⁺ и OH ⁻
А 14	Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня... 2s ¹ 2p ³ соответствует возбужденному состоянию атома	1) азота; 2) углерода; 3) бора; 4) кремния
А 15	Доказать кислотный характер SO ₃ можно в реакциях с веществами, формулы которых записаны в ряду	1) CaCl ₂ , NaOH; 2) H ₂ O, KNO ₃ ; 3) FeCl ₂ , KI; 4) H ₂ O, KOH
А16	В химических реакциях только окислителями являются все вещества ряда	1) натрий нитрит, калий перманганат, кислород; 2) азотная кислота, серная кислота, фтор; 3) иод, кислород, хлороводород; 4) цинк, азотная кислота, йодоводород

А 17	Хлор взаимодействует со всеми веществами, формулы которых записаны в ряду	1) Na, H ₂ O, H ₂ ; 2) F ₂ , HI, CaF ₂ ; 3) NaF, AlI ₃ , H ₂ O; 4) Zn, BaO, N ₂
А 18	Сместить химическое равновесие вправо в системе $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$ можно при	1) повышении температуры, понижении давления; 2) повышении температуры и давления; 3) понижении давления и температуры; 4) повышении давления и понижении температуры
А 19	При растворении в воде массой 200 г натрия массой 10 г масса образовавшегося раствора будет	1) больше 210 г; 2) 210 г; 3) меньше 200 г; 4) меньше 210 г
А 20	Железо взаимодействует на холоде с кислотами, формулы которых	1) HCl, HNO _{3(разб)} , H ₂ SO _{4(конц)} 2) H ₃ PO ₄ , H ₂ CO ₃ , HNO _{3(конц)} 3) HNO _{3(конц)} , H ₂ SO _{4(разб)} , HCl 4) HCl, HNO _{3(разб)} , H ₂ SO _{4(разб)}
А 21	Распознать в растворах анионы серной, соляной и фосфорной кислот можно соответственно реактивами	1) лакмус, серебро нитрат, барий хлорид; 2) барий хлорид, серебро нитрат, серебро нитрат; 3) серебро нитрат, натрий гидроксид, метилоранж; 4) барий хлорид, фенолфталеин, серебро нитрат
А 22	В растворе, содержащем 0,3 моля нитрата железа (III), число анионов равно	1) $1,8 \cdot 10^{23}$ 2) $1,8 \cdot 10^{24}$ 3) $5,4 \cdot 10^{23}$ 4) $8,0 \cdot 10^{24}$
А 23	Укажите формулы оксида и гидроксида, которые взаимодействуют и с кислотой, и со щелочью	1) CaO, NaOH; 2) FeO, KOH; 3) Mn ₂ O ₇ , Cu(OH) ₂ ; 4) ZnO, Al(OH) ₃
А 24	Валентность и степень окисления не совпадают по величине у атомов одного из элементов во всех соединениях, формулы которых записаны в ряду	1) CaO, HNO ₃ , HI; 2) NH ₄ Cl, O ₂ , HNO ₃ ; 3) N ₂ , H ₂ O, BaSO ₄ ; 4) AlCl ₃ , SO ₂ , HCl

А 25	рН раствора после смешивания двух растворов: одного – содержащего 3 моля гидроксида натрия, второго – 2 моля соляной кислоты	1) равно 7; 2) > 7; 3) < 7; 4) сначала < 7, а через некоторое время > 7
А 26	В воде массой 295 г растворили медный купорос массой 25 г. Массовая доля сульфата меди (II) в растворе равна	1) 0,03; 2) 0,06; 3) 0,05; 4) 0,01
В 1	В реакции неизвестного щелочного металла массой 8,28 г с азотом получено 9,96 г нитрида металла. Определите неизвестный металл	
В 2	Используя метод электронного баланса, составьте уравнение химической реакции по схеме: $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \text{H}_2\text{O}$ и укажите коэффициент перед формулой окислителя	
В 3	Укажите формулу вещества X в схемах превращений: $\text{C}_2\text{X}_2 + \text{X}_2 = \text{C}_2\text{X}_4$ $\text{NO} + \text{NO}_2 + 3\text{X}_2 = \text{N}_2 + 3\text{X}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{X}_2 = \text{Cu} + \text{X}_2\text{O}$	
В 4	Определите молярную концентрацию сульфат-ионов в растворе сульфата алюминия объемом 0,5 дм ³ , если известно, что масса соли в растворе равна 68,4 г	
В 5	Смесь пропена и метана прогидрировали и получили новую смесь газов. Относительная плотность по гелию гидрированной смеси равна 9,25. Определите молярное соотношение пропена и метана в первоначальной смеси газов	

Решения

А 1. Карбонат кальция в природе встречается в виде мела, мрамора, известняка. Во всех случаях записывается формула CaCO_3 .

Ответ: 1.

А 2. Для выполнения задания необходимо воспользоваться периодической системой химических элементов. В ней и найдем правильный ответ. Это элементы, символы которых: Zn, Ag, Mn.

Ответ: 3.

А 3. В любой группе периодической системы химических элементов с возрастанием атомного номера элемента (сверху вниз) увеличивается радиус атома, а следовательно, и способность отдавать электроны при химических реакциях. Поэтому металлические свойства атомов элементов в группе, а также простых веществ металлов возрастают.

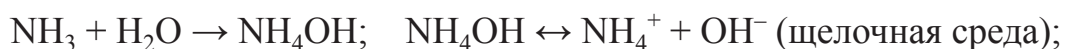
Ответ: 4.

А 4. Для ответа на вопрос проводится анализ результатов растворения в воде каждого из предложенных газов:

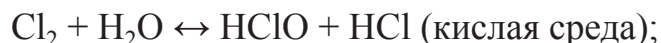
а) хлороводород при растворении в воде диссоциирует с образованием ионов водорода, которые обуславливают кислую среду (соляная кислота)



б) аммиак взаимодействует с водой с образованием аммоний гидроксида



в) хлор на холоде вступает в химическое взаимодействие с водой по реакции:

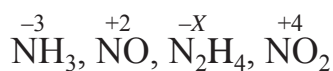


г) оксид углерода (IV) также взаимодействует с водой с образованием непрочной угольной кислоты



Ответ: 2.

А 5. Определяется степень окисления азота во всех соединениях:



Степень окисления азота -2 проявляется в соединении, формула которого: N_2H_4 . Для того чтобы в этом убедиться, следует записать структурную формулу вещества и проанализировать химические связи.

Атомы азота связаны между собой ковалентной неполярной связью, а с атомами водорода – ковалентной полярной. Поэтому валентность азота в соединении равна 3, а степень окисления -2 .

Ответ: 3.

А 6. Формула сероводорода H_2S . Структурная формула молекулы: $\text{H} \rightarrow \text{S} \leftarrow \text{H}$. Поскольку электроотрицательность атомов серы больше электроотрицательности атомов водорода, общие электронные пары смещены к атому серы, что обуславливает полярность связи. Таким образом, атомы этих неметаллов связаны между собой ковалентной полярной связью.

Ответ: 2.

А 7. Скорость гомогенной реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ определяется по формулам: $v = -\Delta c_{\text{A}} / \Delta t$, или $v = \Delta c_{\text{AB}} / \Delta t$, т. е. по изменению концентрации исходных веществ и продуктов реакции в единицу времени.

Ответ: 2.

А 8. При нагревании разлагаются слабые кислоты, такие как угольная, сернистая, кремниевая.

В данном случае это кремниевая кислота: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$.

Ответ: 4.

А 9. При ответе на данный вопрос следует помнить, что разложение нитратов при нагревании находится в зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли.

Процесс разложения нитратов при нагревании с учетом электрохимического ряда напряжений металлов можно записать так:

– металлы, входящие в состав солей, находятся левее магния



– металлы, входящие в состав солей, находятся между Mg и Cu



– металлы, входящие в состав солей, находятся левее Cu



Согласно уравнению реакции $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ нитрат железа (III) разлагается с образованием NO_2 .

Ответ: 4.

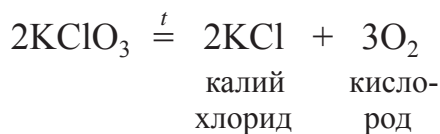
А 10. Химический элемент, расположенный в периодической системе химических элементов под атомным номером 33, – это мышьяк. Он находится в IV периоде, VA группе. Следовательно, все 33 электрона распределены по четырем энергетическим уровням, а на внешнем, четвертом уровне находится пять электронов. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня мышьяка: $\dots 4s^2 4p^3$.

Ответ: 3.

А 11. Молярная масса кислорода равна 32 г/моль; 1 моль кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Следовательно, $1,8 \cdot 10^{24}$ молекул соответствует 3 молям кислорода ($1,8 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 3$). Масса кислорода химическим количеством 3 моля равна 96 г: $m = n \cdot M$; $m = 3 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 96 \text{ г}$.

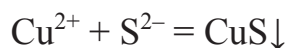
Ответ: 4.

А 12. Разложение бертолетовой соли при нагревании протекает по уравнению



Ответ: 3.

А 13. Для ответа на вопрос тестового задания необходимо воспользоваться таблицей растворимости веществ. По таблице растворимости веществ находится та пара ионов, которая при взаимодействии образует осадок, это ионы меди и серы:



Ответ: 2.

А 14. Возбужденное состояние атома – это результат перехода электронов на том же энергетическом уровне с орбиталей одного подуровня на другой. Атомы элемента, которые в возбужденном состоянии имеют электронную конфигурацию... $2s^1 2p^3$, в основном состоянии имеют электронную конфигурацию... $2s^2 2p^2$, т. е. четыре электрона на внешнем энергетическом уровне.

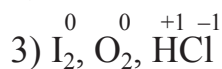
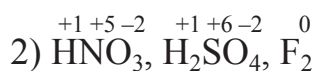
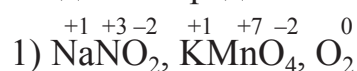
Следовательно, искомый элемент находится в периодической системе во II периоде и в IVA группе, его атомный номер 6. Этот химический элемент – углерод.

Ответ: 2.

А 15. Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, щелочами, основными оксидами. Из предложенных наборов веществ данному утверждению соответствуют вещества, формулы которых записаны под номером четыре. Это вода и гидроксид калия.

Ответ: 4.

А 16. Для сравнения окислительных свойств атомов различных веществ необходимо определить степени окисления атомов элементов.



Если атомы элемента проявляют высшую степень окисления, то, естественно, при взаимодействии с другими веществами они будут только восстанавливаться, являясь окислителями.

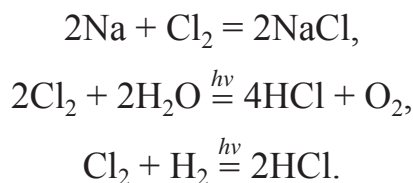
Атомы азота в натрий нитрите имеют степень окисления +3 и могут проявлять и восстановительные, и окислительные свойства (ответ под номером один).

Вещества, указанные в ответе под номером два, состоят из атомов элементов, проявляющих свои высшие степени окисления (это азотная и серная кислоты), следовательно, в химических реакциях с другими веществами они будут только окислителями.

Фтор как самый электроотрицательный элемент проявляет только окислительные свойства. Следовательно, ответом будет ряд веществ под номером два.

Ответ: 2.

А 17. Хлор взаимодействует с металлами, некоторыми неметаллами, щелочами, солями галогеноводородных кислот, водой. Анализ формул веществ позволяет сделать вывод, что хлор взаимодействует со всеми веществами первого ряда, что можно подтвердить уравнениями реакций:



Ответ: 1.

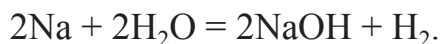
А 18. Предложенная химическая реакция является гомогенной, обратимой, экзотермической, протекает с уменьшением объема реакционной смеси. При выяснении условий смещения химического равновесия в данной системе следует руководствоваться принципом Ле Шателье, согласно которому если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию.

Если давление в системе повышается, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой объем газов уменьшается. Так как в данной реакции из 4 объемов газов (1 + 3) образуется 2 объема, то повышение давления приведет к смещению равновесия вправо.

При охлаждении системы равновесие смещается в сторону экзотермической реакции. Реакция получения аммиака является экзотермической, поэтому понижение температуры в системе приводит также к смещению равновесия вправо.

Ответ: 4.

А 19. При ответе на этот вопрос необходимо учитывать, что натрий при растворении в воде вступает с ней в химическое взаимодействие и при этом выделяется водород:



Сумма масс исходных веществ: $200 + 10 = 210$ (г). Масса конечного раствора будет меньше, чем 210, так как уменьшится за счет массы выделившегося водорода.

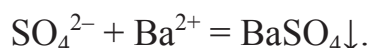
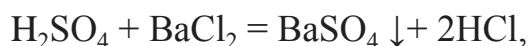
Ответ: 4.

А 20. Анализ предложенных ответов показывает, что рассматривается взаимодействие железа с концентрированными и разбавленными кислотами. Из них две концентрированные кислоты – серная и азотная – на холоде на поверхности железа образуют прочную оксидную пленку железа (III) оксида, которая препятствует дальнейшему протеканию реакций (пассивируют). Поэтому из предложенных вариантов ответов выбираются те, в которых отсутствуют формулы концентрированных серной или азотной кислоты. Это вещества под номером 4.

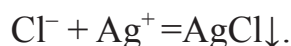
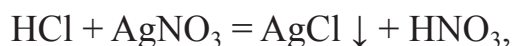
Ответ: 4.

А 21. Для ответа на этот вопрос необходимо знать качественные реакции на предложенные ионы.

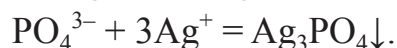
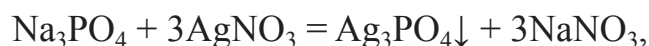
Реактивом на сульфат-ион является катион бария, с которым образуется белый осадок. Для проведения реакции необходимо взять любую растворимую соль бария. Чаще всего этим реактивом является барий хлорид. При помощи этой реакции сульфат-ионы можно обнаружить в растворах серной кислоты и ее солей. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнения этой реакции:



Реактивом на хлорид-ионы, которые образуются при диссоциации хлороводорода, является катион серебра, с которым хлорид-ионы образуют белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. Для проведения реакции, как правило, берут растворимую соль – серебро нитрат. При помощи этой реакции можно обнаружить хлорид-ионы в соляной кислоте и растворах ее солей. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнения этой реакции:



Реактивом на фосфат-ион является также катион серебра, с которым фосфат-ионы образуют желтый осадок. Для проведения реакции необходимо взять растворимую соль – серебро нитрат. Обнаружить фосфат-ионы при помощи этой реакции можно в растворах фосфатов. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнения этой реакции:



Правильному ответу соответствует перечень реактивов под номером 2.

Ответ: 2.

А 22. Для определения ответа на данный вопрос производится следующий расчет. По уравнению диссоциации $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ предложенной соли видно, что нитрат железа (III) количеством один моль образует в растворе нитрат-ионы количеством три моль.

Следовательно, при диссоциации соли количеством 0,3 моля будет образовываться нитрат-ионов 0,9 моля. По формуле $N = n \cdot N_A$ определяем число ионов в растворе: $N = 0,9 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 5,4 \cdot 10^{23}$.

Ответ: 3.

А 23. Способность оксидов и гидроксидов металлов взаимодействовать и с кислотами, и с основаниями в химии называется амфотерностью. К элементам, соединения которых проявляют амфотерные свойства, относятся алюминий, олово, свинец, цинк, хром и др.

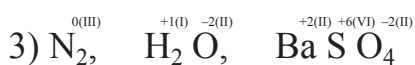
Следовательно, правильный ответ – это оксид цинка и гидроксид алюминия.

Ответ: 4.

А 24. Прежде всего следует уточнить понятия «валентность» и «степень окисления». Величина валентности атомов элементов равна числу ковалентных связей, которыми атомы данного элемента связаны с другими атомами. Ковалентные связи могут быть образованы как с помощью одноэлектронной орбитали каждого атома (обменный механизм образования связи), так и целой пары электронов или свободной орбитали (донорно-акцепторный механизм). Степень окисления – это условный заряд атома в химическом соединении, который количественно определяется числом валентных электронов, смещенных к более электроотрицательному элементу. В простых веществах степени окисления элементов равны нулю, так как не наблюдается смещения электронных пар. В этом случае валентность и степень окисления по величине не совпадают.

Не совпадает валентность элемента и степень окисления при донорно-акцепторном механизме образования ковалентной связи, где пару электронов предоставляет атом одного элемента – донора.

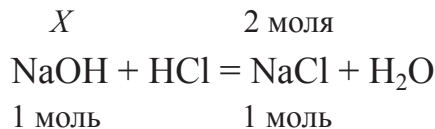
Необходимо записать последовательно формулы веществ каждого ряда, указать степень окисления атомов элементов и их валентность. Несоответствие этих величин станет очевидным:



Очевидно, что ответом будут формулы веществ, записанных в ряду под номером два.

Ответ: 2.

А 25. По уравнению реакции определяется, которое из исходных веществ взято в избытке:

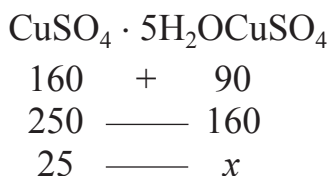


Как видно из уравнения реакции, количество щелочи – 2 моля, а по условию задачи дано 3 моля, следовательно, натрий гидроксид был взят в избытке. Наличие в растворе гидроксид-ионов, которые остаются в избытке после реакции, обуславливает щелочную среду. В этом случае pH раствора больше семи.

Ответ: 2.

А 26. Масса полученного раствора 320 г (295 + 25).

Проводим расчет по формуле и определяем массу сульфата меди (II) в кристаллогидрате массой 25 г.



$$X = 16 \text{ (г)}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 16 \text{ г.}$$

Следовательно, кристаллогидрат массой 25 г содержит сульфат меди (II) массой 16 г.

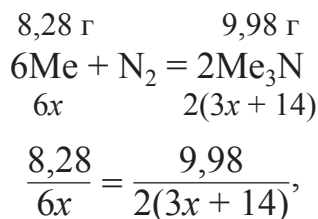
Массовая доля сульфата меди (II) в растворе: $\omega(\text{CuSO}_4) = 16/320 = 0,05$.

Ответ: 3.

В 1. В условии задачи указано, что в реакцию вступал нитрид щелочного металла. Как известно, щелочные металлы имеют постоянную валентность, равную единице, и формула нитрида в общем виде будет Me_3N .

Относительную атомную массу металла примем за x .

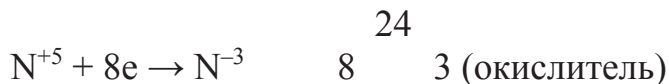
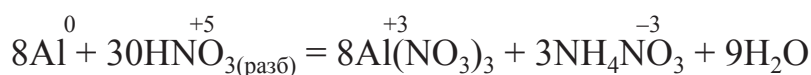
Составим уравнение реакции и рассчитаем молярную массу металла:



где $x = 23$. Следовательно, элемент – натрий.

Ответ: натрий.

В 2. Составим уравнение химической реакции:



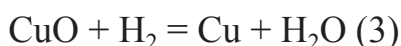
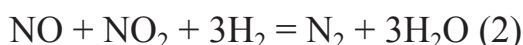
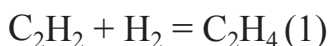
Коэффициент перед формулой окислителя 30.

Ответ: 30.

В 3. Определить формулу вещества X можно, проведя анализ всех трех уравнений реакций. В реакции (1) этим веществом может быть галоген или водород.

Для протекания реакции (2) вещество должно обладать восстановительными свойствами, так как оксиды азота восстанавливаются до простого вещества. Этим веществом может быть водород.

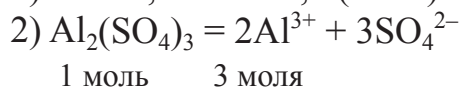
Восстановить медь из оксида возможно в реакции только с одним простым газообразным веществом, которым является водород.



Ответ: H_2 .

В 4. Необходимо сначала определить химическое количество вещества сульфата алюминия в растворе, затем по уравнению диссоциации соли, количество сульфат-ионов и, наконец, концентрацию их в растворе объемом $0,5 \text{ дм}^3$:

$$1) n = 64,8/342 = 0,2 \text{ (моль)}$$



$$n(\text{SO}_4^{2-}) = 0,6 \text{ (моль)}$$

$$3) c = n/V; c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,6 \text{ моля} : 0,5 \text{ дм}^3 = 1,2 \text{ моля/дм}^3.$$

Ответ: 1,2.

В 5. В условии задачи не указано, какое количество смеси взято для гидрирования. Поэтому будем исходить из предположения, что был взят 1 моль смеси метана и пропена.

Исходя из относительной плотности смеси, по формуле $D = M_{\text{смеси}} / M_{\text{He}}$ определяем молярную массу новой смеси. Она равна 37 г/моль ($9,25 \cdot 4$). Гидрированию подвергался только пропен по реакции



Далее предполагаем, что в первоначальной смеси было x молей пропана, следовательно, пропана в полученной смеси газов также было x молей.

Масса пропана в смеси равна $44x$. В первоначальной и конечной смесях количество метана равно $(1 - x)$ моль массой $(1 - x) \cdot 16$.

Составляем алгебраическое уравнение: $44x + (1 - x) \cdot 16 = 37$, где $x = 0,75$ (моль).

Следовательно, в 1 моле первоначальной смеси газов пропана было 0,75 моля, а метана – 0,25 моля.

Отношение количества газов пропана и метана $0,75 : 0,25$, или $3 : 1$.

Ответ: $3 : 1$.

Тест 3

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
А 1	Теорию электролитической диссоциации создал ученый	1) Шееле; 2) Аррениус; 3) Ломоносов; 4) Бекетов
А 2	Растворимость газов в воде увеличивается при	1) увеличении температуры; 2) понижении температуры; 3) освещении; 4) понижении давления
А 3	Некоторые атомы калия не отличаются от атомов аргона	1) числом электронов в атоме; 2) числом протонов в ядре; 3) числом нейтронов; 4) массовым числом
А 4	Масса 10 молекул некоторого вещества равна $16,3 \cdot 10^{-22}$ г. Молярная масса вещества равна (г/моль)	1) 49; 2) 102; 3) 98; 4) 64
А 5	Формулы веществ немолекулярного строения записаны в ряду	1) HCl, CuO, HNO ₃ ; 2) BaO, HI, H ₂ ; 3) K ₃ N, SO ₂ , FeO; 4) C, NaH, SiO ₂
А 6	Массовая доля железа в железном купоросе равна	1) 0, 25; 2) 0,20; 3) 0,12; 4) 0, 04
А 7	pH больше 7 в растворе	1) NaHSO ₄ ; 2) CaOHCl; 3) CuOHCl; 4) KNO ₃
А 8	Основной оксид образуется в реакции, схема которой	1) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$; 2) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$; 3) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow$; 4) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$
А 9	Два оксида образуются при разложении соли, формула которой	1) KNO ₃ ; 2) Hg(NO ₃) ₂ ; 3) NH ₄ NO ₂ ; 4) Cu(NO ₃) ₂

А 10	Разбавленная серная кислота взаимодействует со всеми веществами ряда	1) CaO, Cu, NaOH; 2) Na ₂ CO ₃ , ZnO, Al; 3) CaSO ₄ , Fe, KNO ₃ ; 4) Zn, CuO, Ag
А 11	К раствору натрия гидроксида объемом 0,5 дм ³ с молярной концентрацией 2 моля/дм ³ прибавили 0,3 дм ³ воды. Молярная концентрация полученного раствора равна	1) 1,25; 2) 1,57; 3) 1,76; 4) 1,82
А 12	Электронные конфигурации $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ соответствуют атомам элементов	1) Ba и Cl; 2) Sr и I; 3) Ca и F; 4) Ca и Br
А 13	Продуктами реакции концентрированной азотной кислоты и калия являются	1) водород, нитрат калия; 2) нитрат калия, нитрат аммония, вода; 3) нитрат калия, оксид азота (I), вода; 4) нитрат аммония, гидроксид калия, вода
А 14	В водном растворе реагируют между собой обе пары веществ в ряду	1) сульфат натрия и карбонат калия; хлорид аммония и гидроксид натрия; 2) хлорид кальция, карбонат калия; сульфат алюминия и азотная кислота; 3) сульфат калия и хлорид бария; гидроксид натрия и соляная кислота; 4) нитрат лития и сульфат аммония; сульфид алюминия и вода
А 15	В раствор сульфата меди (II) погружены серебряная, цинковая и железная пластинки. Красный налет образуется на пластинке (-ах)	1) серебряной и цинковой; 2) только цинковой; 3) железной и серебряной; 4) цинковой и железной
А 16	Продуктом восстановления серы в реакции концентрированной серной кислоты с медью является	1) SO ₂ ; 2) SO ₃ ; 3) H ₂ S; 4) S

А 17	Укажите ряд веществ, образованных ковалентной связью только по обменному механизму	1) HCl, CaO, NH ₄ HSO ₄ ; 2) NH ₄ OH, H ₂ , KCl; 3) O ₂ , NH ₃ , Na ₂ S; 4) N ₂ , NH ₃ , CH ₄
А 18	С водой с образованием гидроксидов взаимодействует следующая пара веществ	1) Na и NH ₃ ; 2) KН и Cu; 3) SnO и Cs; 4) Al и SiO ₂
А 19	Сместить химическое равновесие в системе $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + Q$ вправо можно при	1) повышении температуры; 2) уменьшении концентрации водорода; 3) повышении давления; 4) уменьшении концентрации CO
А 20	pH раствора после нейтрализации серной кислоты избытком натрий гидроксида	1) > 7; 2) < 7; 3) = 7; 4) сначала > 7, а со временем < 7
А 21	Степень окисления азота в ряду $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$	1) возрастает; 2) убывает; 3) сначала (до NO) возрастает, затем убывает; 4) не изменяется
А 22	Число ступеней диссоциации натрий гидросульфата равно	1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) нет оснований для ответа
А 23	При взаимодействии азота объемом 4,48 дм ³ с кислородом поглотилось 36,16 кДж теплоты. Тепловой эффект реакции равен (кДж)	1) 76,2; 2) 48,4; 3) 24,2; 4) 72,32
А 24	Оксид элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ будет взаимодействовать со всеми веществами, формулы которых указаны в ряду	1) O ₂ , HCl, Na ₂ S; 2) KOH, HNO ₃ , NH ₃ · H ₂ O; 3) H ₂ O, Cu, H ₂ SO ₄ ; 4) NaOH, NO, CaI ₂
А 25	Восстановление железа из красного железняка в доменном процессе происходит по схеме	1) $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$; 2) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+3}$, $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^0$; 3) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$, $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^0$; 4) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$

А 26	Условия и ряд веществ, при помощи которых возможно последовательно осуществить следующие превращения: $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$	1) t , Na_2SO_3 , BaCl_2 ; 2) H_2 , Na_2S , CaCl_2 ; 3) t , Na_2SO_3 , HCl ; 4) Cu , Na_2S , KCl
В 1	Укажите сумму коэффициентов в уравнении химической реакции, схема которой $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{HI} + \text{H}_2\text{O}$	
В 2	Запишите формулу исходного вещества в схеме превращений $\text{X}_1 \xrightarrow{+\text{C}} \text{X}_2 \xrightarrow{+\text{O}_2} \text{X}_1 \xrightarrow{+\text{Mg}} \text{X}_3 \xrightarrow{+\text{Al}} \text{X}_4 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_4$	
В 3	Определите формулу гидроксида двухвалентного металла, если известно, что в реакции данного гидроксида массой 16,24 г с соляной кислотой получен хлорид массой 26,6 г. В ответе укажите молярную массу неизвестного гидроксида	
В 4	При восстановлении оксида некоторого металла массой 5,0 г получено 3,995 г металла, а при окислении этого же металла массой 1,27 г образовался оксид массой 1,590 г. Определите название металла, а в ответе укажите символ этого металла	
В 5	Определите массовую долю соли, которая образуется, если к раствору фосфорной кислоты массой 0,5 кг с массовой долей растворенного вещества 0,8 добавить раствор гидроксида натрия объемом 0,5 дм ³ (плотность 1,226 г/см ³) с массовой долей гидроксида натрия 0,2	

Решения

А 1. Теория электролитической диссоциации была создана шведским ученым Сванте Аррениусом.

Ответ: 2.

А 2. Растворимость газообразных веществ в воде зависит от таких факторов, как природа растворяемого вещества, давление, температура. При повышении давления объем растворяемых газообразных веществ будет возрастать, а при понижении – уменьшаться.

Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с ее понижением увеличивается.

Ответ: 2.

А 3. Число протонов и электронов в атоме любого элемента равно атомному номеру элемента. Поэтому, естественно, данные характеристики у атомов двух различных элементов будут разные.

В природе большинство элементов состоит из нескольких нуклидов, отличающихся друг от друга массовыми числами. Их называют изотопами. Наличие изотопов обусловлено тем, что в ядрах атомов при одном и том же числе протонов может быть разное число нейтронов.

Атомы различных элементов при небольшой разнице в числе протонов могут иметь одинаковые массовые числа за счет изотопов. Так, у калия и аргона существуют нуклиды, имеющие одинаковое массовое число при различном числе протонов, электронов и нейтронов: ${}_{19}^{40}\text{K}$: и ${}_{18}^{40}\text{Ar}$. Некоторые атомы калия не отличаются от атомов аргона массовым числом.

Ответ: 4.

А 4. Для решения используем общую формулу $N_A = N_0 \cdot M/m$, где N_A – число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса вещества $M = N_A \cdot m/N_0$; $M = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-22}/10 = 98 \text{ г/моль}$.

Ответ: 3.

А 5. Ковалентная связь может быть в основе как атомного строения веществ, так и молекулярного.

Для ответа на поставленный вопрос необходимо провести анализ предложенных вариантов формул веществ с целью выяснения наличия типа химической связи строения веществ. Как известно, ионная связь характерна для соединений, содержащих металлы. В каждом ряду имеется по одной-две формулы ионных соединений. Это соединения немолекулярного строения.

В первом ряду одно вещество HNO_3 молекулярного строения.

Во втором – это водород, а в третьем – SO_2 .

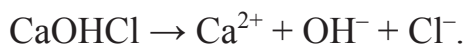
Только в четвертом ряду записаны формулы всех веществ немолекулярного строения.

Ответ: 4.

А 6. Массовая доля железа в железном купоросе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ определяется по формуле $\omega = m_{\text{ж}} / m_{\text{в}}$. $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278$ г/моль, тогда $\omega_{(\text{Fe})} = 56 / 278 = 0,2$.

Ответ: 2.

А 7. Растворы веществ, имеющие щелочную реакцию, т. е. $\text{pH} > 7$, содержат гидроксид-ионы. Из всех предложенных вариантов ответов правильным будет ответ под номером два, так как при диссоциации основной соли CaOHCl образуются ионы:



В ответе под номером один приведена формула кислой соли – гидросульфата натрия, при диссоциации которой образуются ионы:



В растворе этой соли будут содержаться ионы водорода, которые обуславливают кислую реакцию раствора, $\text{pH} < 7$.

В ответе под номером три приведена формула основной соли – гидроксохлорида меди (II)



В ответе под номером четыре приведена формула средней соли – нитрата калия, при диссоциации которой образуются ионы:



В растворах этих солей не будут содержаться ни ионы водорода, ни гидроксид-ионы, следовательно, реакция раствора будет нейтральной, $\text{pH} = 7$.

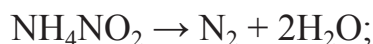
Ответ: 2.

А 8. Согласно определению понятия «основные оксиды» к ним относятся оксиды металлов, которым соответствуют основания.

В данном случае оксидом металла является только кальций оксид – CaO .

Ответ: 1.

А 9. Для выбора ответа на данное тестовое задание сравним уравнения реакций разложения предложенных нитратов:



Анализ показывает, что при разложении только нитрата меди (II) образуются два оксида – оксид меди (II) и оксид азота (IV).

Ответ: 4.

А 10. Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями.

Если реакция протекает в растворе, то продуктами ее должны быть газ, осадок или вода.

Анализ предложенных ответов дает возможность исключить ответы под номерами один и четыре, так как в них содержатся металлы (медь и серебро), стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода.

Вещества, формулы которых приведены под номером три, а именно сульфат кальция и нитрат калия, не взаимодействуют с разбавленной серной кислотой. С нитратом калия реакция не идет согласно теории электролитической диссоциации.

Правильным будет ответ под номером два, так как здесь записаны формулы соли, образованной более слабой кислотой, амфотерного оксида, металла, стоящего в электрохимическом ряду напряжений до водорода.

Ответ: 2.

А 11. Для ответа на этот вопрос произведем следующие расчеты:

1. Вычислим химическое количество вещества в исходном растворе по формуле: $c = n / V$; $n = c \cdot V$; $n = 2 \cdot 0,5 = 1$ (моль).

2. Объем раствора после добавления воды: $V(\text{раствора}) = 0,5 + 0,3 = 0,8$ (дм³).

3. Молярная концентрация натрия гидроксида в полученном растворе: $c = 1 / 0,8 = 1,25$ (моль/дм³).

Ответ: 1.

А 12. По конфигурации внешнего энергетического уровня атома ...4s² определим положение элемента в периодической системе: номер уровня указывает на номер периода, в котором находится элемент (четвертый) и число электронов – на номер А группы (вторая). Таким образом, этот элемент – кальций. Таким же образом определим и второй элемент, местоположение которого в периодической системе элементов – IV период, VIIA группа. В ответе четыре записаны символы этих элементов.

Ответ: 4.

А 13. Составим уравнение реакции взаимодействия азотной концентрированной кислоты с калием исходя из знаний о продуктах реакции щелочного металла и азотной концентрированной кислоты:



Следовательно, продуктами данной реакции являются соль (нитрат калия), оксид азота (I) и вода.

Ответ: 3.

А 14. При выборе ответа в тестовых заданиях такого вида желательно составить краткие схемы уравнений реакций и проанализировать их с позиции теории электролитической диссоциации.

Результатом такого анализа и будет правильный ответ.

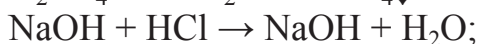
1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ нет реакции



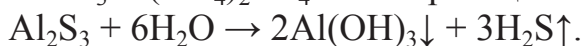
2) $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$



3) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$



4) $\text{LiNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow$ нет реакции

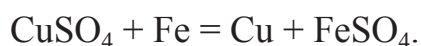
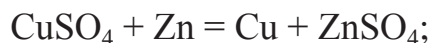


Ответ: 3.

А 15. При ответе на данный вопрос следует исходить из знаний о закономерностях электрохимического ряда напряжений металлов. В данном ряду металлы расположены в порядке уменьшения их восстановительной способности в водных растворах.

Местоположение металлов, о которых идет речь в задании, можно условно представить следующим образом: ... Zn, Fe... (H₂) Cu... Ag.

В данном случае в раствор соли меди погружена одна пластинка из менее активного металла (серебра), атомы которого не могут вытеснить медь из раствора ее соли. Две другие пластинки – цинковая и железная – образованы более активными металлами, чем медь, а поэтому будут вытеснять ее из раствора соли по реакциям:



Следовательно, красный налет меди образуется на двух пластинках из трех предложенных, а именно цинковой и медной.

Ответ: 4.

А 16. В реакциях с металлами серной концентрированной кислоты окислительные свойства проявляет сера, имеющая степень окисления +6. В зависимости от активности металлов сера может восстановиться до различных соединений, например SO₂, S, H₂S. Магний – активный металл, в его реакции с концентрированной серной кислотой выделяется сероводород:



Ответ: 4.

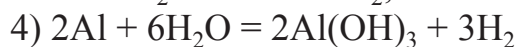
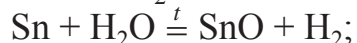
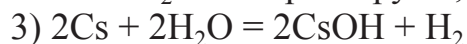
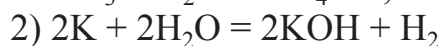
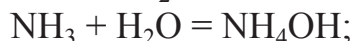
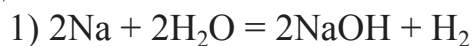
А 17. Различают два основных механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Механизм образования ковалентной связи за счет обобществления неспаренных электронов двух взаимодейству-

ющих атомов называется обменным. Образование ковалентной связи возможно и при взаимодействии атомов, один из которых имеет неподеленную пару электронов, а другой – свободную орбиталь. В этом случае атом, имеющий неподеленную пару электронов (донор), предоставляет ее в общее пользование акцептору, и она становится связывающей парой. Такой механизм образования ковалентной связи получил название донорно-акцепторного. Он имеет место при образовании иона аммония (азот – донор, водород – акцептор), иона гидроксония (кислород – донор, водород – акцептор) и др.

Проведем анализ формул веществ, представленных для ответа. Как можно заметить, в рядах веществ встречаются соединения с ионной связью. Таким образом, для ответа выбираем тот ряд, в котором отсутствуют формулы веществ, содержащие металл и ионы аммония. Это четвертый ряд.

Ответ: 4.

А 18. Составим уравнения реакций предложенных веществ с водой исходя из знаний об их химических свойствах:



Как видно из уравнений реакций, только два вещества, указанные под первым номером, взаимодействуют с водой с образованием гидроксид-ионов (основания).

Ответ: 1.

А 19. На смещение химического равновесия влияют такие факторы, как изменение концентрации исходных веществ или продуктов реакции, давления, температуры. Предложенная реакция относится к гомогенным, экзотермическим, протекает с уменьшением объема реакционной системы, так как из трех объемов газов ($\text{CO} + 2\text{H}_2$) образуется один объем (CH_3OH).

Согласно принципу Ле Шателье в данном случае повышение давления приведет к смещению химического равновесия вправо, поэтому можно увеличить давление в системе, тем самым увеличив концентрации реагентов.

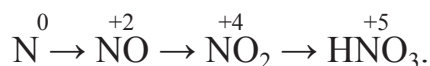
Ответ: 3.

А 20. Анализ содержания задания показывает, что среда раствора (кислая или щелочная) зависит от того, какое вещество останется в растворе в избытке после реакции нейтрализации. В задании указано, что гидроксид натрия дается в избытке. Следовательно, кислота в растворе будет нейтрализована полностью, а избыток гидроксида натрия определит щелочную

среду раствора. Величина pH характеризует кислотность или щелочность раствора. При pH, равном семи, среда раствора нейтральная, если pH меньше семи – кислая, больше семи – щелочная. В нашем случае среда щелочная, следовательно, pH больше семи.

Ответ: 1.

А 21. Определим степени окисления элементов в предложенном ряду:



Анализ изменения степени окисления в этих соединениях показывает, что степень окисления азота возрастает от 0 до +5.

Ответ: 1.

А 22. Прежде определяем, что данная соль относится к кислым солям, образована ионами натрия и остатком сильной серной кислоты. Диссоциация соли в растворе протекает по уравнениям:

– сначала диссоциирует по первой ступени:



– затем по второй, так как HSO_4^- является остатком сильной серной кислоты и диссоциирует полностью:

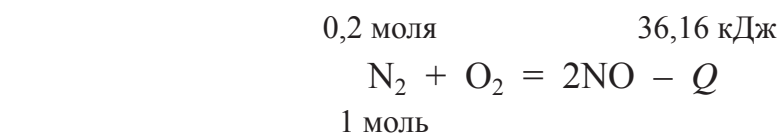


Ответ: 2.

А 23. Правильным ответом на данный вопрос будет результат следующих вычислений:

– рассчитаем химическое количество азота, вступившего в реакцию:
 $n = 4,48 / 22,4 = 0,2$ (моль);

– по уравнению реакции определим, сколько теплоты поглотится при окислении азота количеством 1 моль в данной реакции:



$$Q = 72,32 \text{ кДж}$$



Ответ: 4.

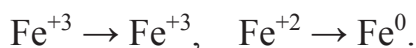
А 24. Сначала следует определить, атомам какого элемента соответствует запись электронной конфигурации строения электронных оболочек атома. Элемент находится в третьем периоде (внешний энергетический уровень третий) и IIIA группе (три электрона на внешнем энергетическом уровне). Этот элемент – алюминий.

Далее, основываясь на знаниях о том, что соединения алюминия относятся к амфотерным, последовательно анализируем каждое из веществ

в пункте и фиксируем результат анализа. Алюминий взаимодействует с растворами щелочи KOH, азотной кислоты и водой. Выбираем формулы ответа под номером два.

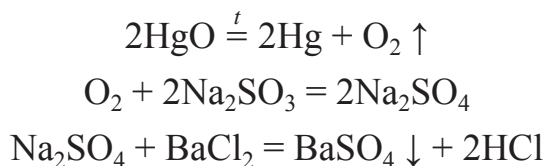
Ответ: 2.

А 25. Формула соединения железа, входящего в состав красного железняка, – Fe_2O_3 . Степень окисления железа в нем равна +3. Процесс восстановления заключается в уменьшении степени окисления железа в соединениях. Данному утверждению соответствует схема



Ответ: 3.

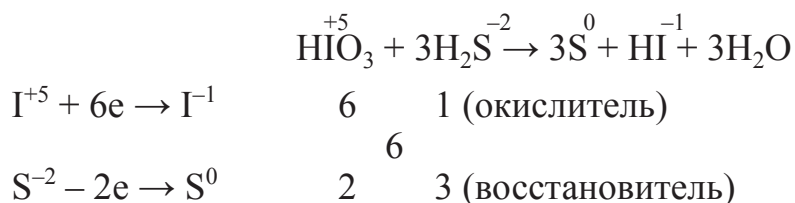
А 26. Составим уравнения реакций согласно предложенной схеме химических превращений:



Соотнесем исходные вещества в уравнениях реакций с перечнем, записанным в ответах, и отметим, что совпадение будет в ответе 1.

Ответ: 1.

В 1. Составим уравнение реакции, расставим степени окисления элементов и составим электронный баланс по предложенной схеме и подберем соответствующие варианты:



Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна: $1 + 3 + 3 + 1 + 3 = 11$.

Ответ: 11.

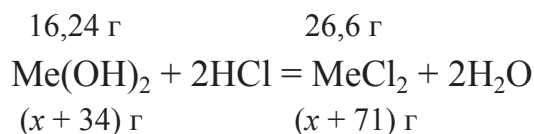
В 2. Анализ схемы превращений показывает, что она составлена на основании соединений углерода. Конечный продукт – метан – получают в лаборатории из карбида алюминия (X_4) в реакции с водой. Следовательно, вещество X_3 – это углерод, который, взаимодействуя с алюминием, образует карбид алюминия. Углерод восстанавливается магнием из оксида углерода (IV), который в свою очередь образуется из оксида углерода (II). Таким образом, схема превращений выглядит так:



Ответ: CO_2 .

В 3. Составим уравнение реакции, указав массы веществ и их условные молярные массы. Обозначим молярную массу металла x , тогда молярная

масса гидроксида металла равна $x + 17 \cdot 2$, а молярная масса хлорида равна $x + 35,5 \cdot 2$.



Далее решаем пропорцию

$$\frac{16,24}{x + 34} = \frac{26,6}{x + 71},$$

где $x = 24$.

Следовательно, молярная масса металла – 24 г/моль. Этот металл – магний.

Далее определяем молярную массу магний гидроксида: $M(\text{Mg(OH)}_2) = 24 + 17 \cdot 2 = 58 \text{ г/моль}$.

Ответ: 58 г/моль.

В 4. В условии задачи не указана валентность металла, но сказано, что образован оксид данного металла.

1. Массовые отношения элементов в соединениях – это величина постоянная для данного конкретного соединения. Рассчитаем отношение кислорода к единице массы металла для обоих случаев:

а) $m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 3,995 : (5,0 - 3,995) = 1 : 0,252$;

б) $m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 1,27 : (1,590 - 1,270) = 1 : 0,252$.

2. Обозначим валентность неизвестного металла n , тогда формула оксида будет Me_2O_n .

Массовые отношения кислорода и металла (обозначим его молярную массу в оксиде x) будут равны: $m(\text{O}) : m(\text{Me}) = 16n : 2x$, так как отношение $m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 1 : 0,252$, то подставив его в первое выражение, получим, что $x = 8n / 0,252$.

3. Методом подстановки в данное выражение значения валентности от 1 до 7 получим предполагаемые молярные массы неизвестного металла.

Получаем, что x может быть равен: 31,7; 63,5; 95,2; 127,0; 158,7; 190,5; 222,2.

Наиболее реальным из этого ряда чисел является 63,5 – медь, что и проверяем исходя из данных по условию задания: $63,5 : 16 = 1 : 0,252$.

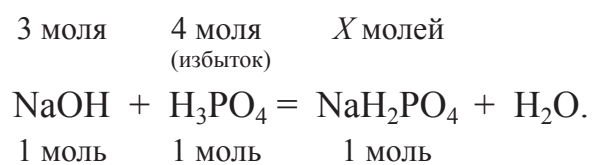
Ответ: Cu.

В 5. Для решения задачи произведем следующие расчеты.

1. Узнаем массу и количество исходных веществ: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 400 \text{ г}$ ($0,5 \cdot 0,8 \cdot 1000$); $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 400 / 98 = 4 \text{ (моль)}$; $m \text{ раствора (NaOH) } = 613 \text{ (г)}$ ($500 \text{ см}^3 \cdot 1,226 \text{ г/см}^3$); $n(\text{NaOH}) = 613 \cdot 0,2 / 40 = 3 \text{ (моль)}$.

2. Определяем состав и массу соли, образовавшейся в результате реакции: $n(\text{H}_3\text{PO}_4) : n(\text{NaOH}) = 4 : 3$.

Уравнение реакции:



Следовательно, соли дигидрофосфата натрия образовалось 3 моля.

Масса соли – 360 г ($3 \cdot 120$).

Массовая доля соли: $\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 360/500 + 613 = 0,33$.

Ответ: 0,33.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Барковский, Е. В. Неорганическая химия : пособие-репетитор / Е. В. Барковский. – Минск : Аверсэв, 2008. – 412 с.

Врублевский, А. И. Сборник конкурсных задач и упражнений по общей и неорганической химии / А. И. Врублевский. – Минск : Красико-Принт, 2002. – 111 с.

Егоров, А. С. Химия: пособие-репетитор для поступающих в вузы / А. С. Егоров. – Ростов н/Д : Феникс, 2002. – 766 с.

Ельницкий, А. П. Номенклатура органических соединений : сб. упражнений / А. П. Ельницкий. – Минск : Сэр-Вит, 2003. – 234 с.

Ельницкий, А. П. Химия: 11 класс / А. П. Ельницкий, Е. И. Шарапа. – Минск : Нар. асвета, 2006. – 396 с.

Лахвич, Ф. Ф. Химия в таблицах и схемах / Ф. Ф. Лахвич, О. М. Травникова. – Минск : Аверсэв, 2012. – 160 с.

Сечко, О. И. Контрольные работы по химии для слушателей подготовительного отделения и подготовительных курсов / О. И. Сечко, Е. Н. Андриянова. – Минск : БГУ, 2012. – 92 с.

Сечко, О. И. Памятка по химии / О. И. Сечко. – 4-е изд. – Ростов н/Д : Феникс, 2016. – 93 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Органическая химия : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов н/Д : Феникс, 2017. – 91 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Общая химия : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов н/Д : Феникс, 2018. – 94 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Химия элементов : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов н/Д : Феникс, 2018. – 94 с.

Сечко, О. И. Химия. Дидактические материалы : в 2 ч. / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2012. – Ч. 1: Общая и неорганическая химия. – 134 с.

Сечко, О. И. Химия. Дидактические материалы : в 2 ч. / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2013. – Ч. 2 : Органическая химия. – 132 с.

Сечко, О. И. Химия : пособие для подготовки к экзамену и централизованному тестированию / О. И. Сечко, Е. И. Шарапа. – Минск : Аверсэв, 2006–2008. – 323 с.

Химия : учеб. пособие для 10 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.]. – 2-е изд. – Минск : Адукацыя і выхаванне, 2013. – 296 с.

Химия : учеб. пособие для 11 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / А. П. Ельницкий, Е. И. Шарапа. – 3-е изд. – Минск : Нар. асвета, 2011. – 286 с.

Шарапа, Е. И. Сборник задач и упражнений по химии: 11 класс : учеб. пособие / Е. И. Шарапа. – Минск : Нар. асвета, 2012. – 362 с.

Шиманович, И. Е. Химия : учеб. пособие для 8 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович, В. А. Красицкий, О. И. Сечко. – Минск : Нар. асвета, 2018. – 239 с.

Шиманович, И. Е. Химия : учеб. пособие для 9 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович, Е. И. Василевская, О. И. Сечко. – Минск : Нар. асвета, 2019. – 213 с.