

Сдача экзаменов требует не только знаний,
но и уверенности в своих силах!
Лайфхаки помогут вам и с первым, и со вторым!

- Укрепят и разложат по полочкам школьную программу
- Подтянут наиболее проблемные моменты
- Избавят от страха перед заданиями из части С

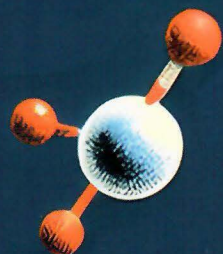


Курс химии изложен в сжатой, доступной и увлекательной форме, дополнен запоминающимися образами и иллюстрациями. Химические задачи, от простейших до олимпиадных, подробно разобраны и разбиты по шагам. Особое внимание уделено разделам и заданиям, вызывающим наибольшие трудности у учеников. Закрепить знания и умения можно с помощью задач для самостоятельного решения.

★
Приятный бонус...

Книга предлагает читателю готовые вырезаемые «шпаргалки» с формулами, блок-схемами, таблицами и алгоритмами, к которым постоянно приходится обращаться в ходе подготовки к экзаменам.

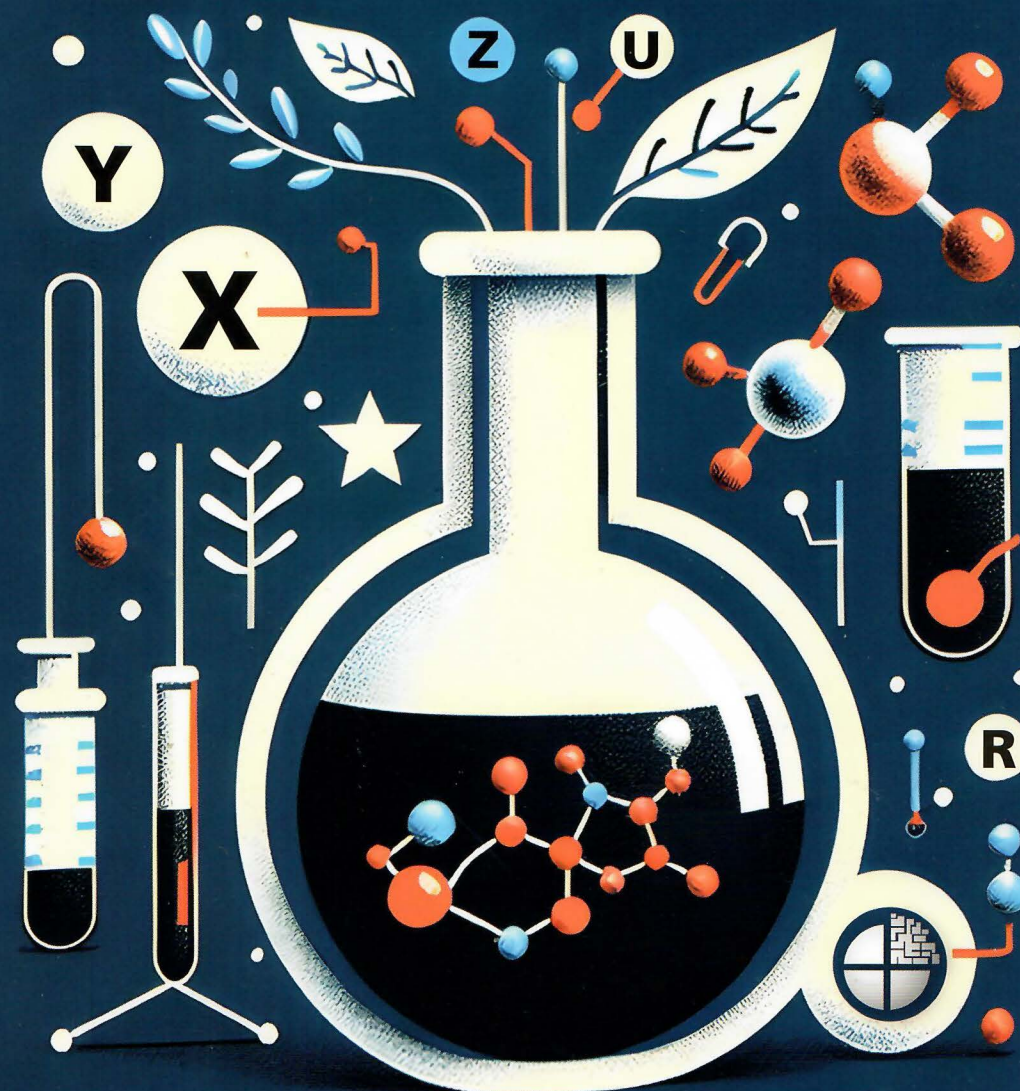
Авторы пособия — учителя химии с многолетним стажем, преподаватели в химических вузах, а также организаторы предметных олимпиад.



ХИМИЯ ЛАЙФХАКИ ДЛЯ ПОНИМАНИЯ И УСПЕШНОЙ СДАЧИ ЕГЭ

ХИМИЯ

ЛАЙФХАКИ ДЛЯ ПОНИМАНИЯ И УСПЕШНОЙ СДАЧИ ЕГЭ



Периодическая система химических элементов (таблица Менделеева), блоковый вариант

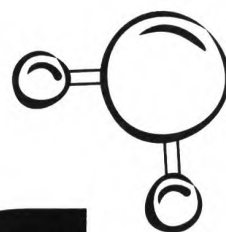
	1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB		VIIIB		IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	s-блок		f-блок	d-блок										p-блок					
1	1 H ВОДОРОД 1,00794	(He)																	2 He ГЕЛИЙ 4,002602
2	3 Li ЛИТИЙ 6,941	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012182												5 B БОР 10,821	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,00674	8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,9984032	10 Ne НЕОН 20,1797
3	11 Na НАТРИЙ 22,989778	12 Mg МАГНИЙ 24,3050												13 Al АЛЮМИНИЙ 26,981539	14 Si КРЕМНИЙ 28,0855	15 P ФОСФОР 30,973762	16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,457	18 Ar АРГОН 39,948
4	19 K КАЛИЙ 39,0983766	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078		21 Sc СКАНДИЙ 44,955910	22 Ti ТИТАН 47,867	23 V ВАНАДИЙ 50,9415	24 Cr ХРОМ 51,9961	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,93805	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,845	27 Co КОБАЛЬТ 58,93320	28 Ni НИКЕЛЬ 58,6934	29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,38	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,630	33 As МЫШЬЯК 74,92159	34 Se СЕЛЕН 78,971	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,798
5	37 Rb РУБИДИЙ 85,4678	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62		39 Y ИТТРИЙ 88,90584	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224	41 Nb НИОБИЙ 92,90637	42 Mo МОЛИБДЕН 95,95	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ 98	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,90550	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,8682	48 Cd КАДМИЙ 112,414	49 In ИНДИЙ 114,818	50 Sn ОЛОВО 118,710	51 Sb СУРЬМА 121,760	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,90447	54 Xe КСЕНОН 131,293
6	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,9055	56 Ba БАРИЙ 137,327	* Ln	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967	72 Hf ГАФИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,9479	74 W ВОЛЬФРАМ 183,84	75 Re РЕНИЙ 186,207	76 Os ОСМИЙ 190,23	77 Ir ИРИДИЙ 192,217	78 Pt ПЛАТИНА 195,084	79 Au ЗОЛОТО 196,96657	80 Hg РУТУТЬ 200,592	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,3833	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,98040	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [210]	86 Rn РАДОН [222]
7	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	** An	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [262]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [267]	105 Db ДУБНИЙ [268]	106 Sg СИБОРГИЙ [269]	107 Bh БОРИЙ [270]	108 Hs ХАССИЙ [270]	109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [278]	110 Ds ДАРМШТАДИЙ [281]	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [282]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [286]	114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕСИЙ [294]	118 Og ОГАНЕСОН [294]
			* Ln	57 La ЛАНТАН 138,9055	58 Ce ЦЕРИЙ 140,116	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,90766	60 Nd НЕОДИМ 144,242	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,36	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,964	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,92534	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,930	68 Er ЭРБИЙ 167,259	69 Tm ТУЛПИЙ 168,93421	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,045		
			** An	89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,0377	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,03588	92 U УРАН 238,0289	93 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]		

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Катион \ Анион	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

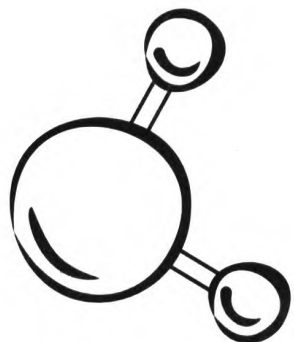
"P" – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)
 "M" – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 "H" – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г H₂O)
 "-" – в водной среде разлагается
 "?" – нет достоверных сведений о существовании соединений

Д. Э. Якушева, М. П. Зубарев,
А. М. Елохов, И. С. Полковников



ХИМИЯ

ЛАЙФХАКИ ДЛЯ ПОНИМАНИЯ И УСПЕШНОЙ СДАЧИ ЕГЭ



Москва
Лаборатория знаний

УДК 54 (076)
ББК 24я721
Я49

Якушева Д. Э.

Я49 Химия. Лайфхаки для понимания и успешной сдачи ЕГЭ / Д. Э. Якушева, М. П. Зубарев, А. М. Елохов, И. С. Полковников. — М. : Лаборатория знаний, 2025. — 220 с. : ил.

ISBN 978-5-93208-430-4

Сдача ЕГЭ и вступительных экзаменов требует не только знаний, но и уверенности в своих силах. Это пособие поможет вам и с первым, и со вторым. В нем курс химии изложен в сжатой, доступной и увлекательной форме, дополнен запоминающимися образами и иллюстрациями для лучшего понимания предмета. Пособие содержит множество примеров разного уровня сложности, разобранных по шагам, и задач для самостоятельного решения. Особое внимание уделено темам, вызывающим наибольшие затруднения у учащихся. Наконец, оно предлагает приятный бонус в виде готовых «шпаргалок» с формулами, таблицами и алгоритмами.

Авторы пособия — учителя химии с многолетним стажем, преподаватели в химических вузах, а также организаторы олимпиад.

УДК 54 (076)
ББК 24я721

По вопросам приобретения обращаться:
«Лаборатория знаний»
Телефон: (499) 157-5272
e-mail: info@pilotLZ.ru, <http://www.pilotLZ.ru>

ISBN 978-5-93208-430-4

© Лаборатория знаний, 2025

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	4
Глава 1. Основа основ. Краткий гид по таблице Менделеева	6
Глава 2. Что такое валентность и для чего нужен моль?	14
Глава 3. Агрегатные состояния веществ. Стехиометрические законы. Физика и химия в одном флаконе	27
Глава 4. Теория и реальность. Что такое выход? Расчеты по уравнениям химических реакций	40
Глава 5. Электролитическая диссоциация. Растворы и способы выражения концентрации	51
Глава 6. Массовая доля элемента в веществе	72
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Понятия, уравнивание и расчеты	80
Глава 8. Химическое равновесие	114
Глава 9. Термохимия. Расчеты по термохимическим уравнениям	128
Глава 10. Задача не решается. Что делать? Алгоритмы и подходы	135
Глава 11. Усложненные и нестандартные расчетные задачи	144
Глава 12. Все расчетные задачи ЕГЭ	163
Глава 13. А не замахнуть ли нам? Готовимся к олимпиадам по химии	180
Ответы на задачи для самостоятельного решения	203
Список литературы	211
Послесловие.	212

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие друзья!

Перед вами не совсем обычное пособие. В нем вы найдете и теоретический материал, и примеры решения задач с разбором, задачи для самостоятельного решения и даже «шпаргалки» в конце. Пособие посвящено в основном типам расчетных задач по химии, входящим в школьную программу, но в нем можно найти достаточное количество теоретического материала и уравнений реакции. Для более детального изучения или повторения химических свойств веществ и основных химических реакций мы рекомендуем обратиться к школьным учебникам, а также дополнительным учебным пособиям. Список рекомендуемой литературы вы найдете в конце.

В первых главах доступным и простым языком дано краткое изложение основных понятий химии, чтобы известные вам формулы применялись не автоматически, а с пониманием их химического и физического смысла.

Изложение материала построено на принципе «от простого к сложному», проиллюстрировано примерами задач с решениями. В конце каждой главы вы найдете задачи для самостоятельного решения, ответы на которые приведены в конце книги.

Мы также надеемся, что образы, с помощью которых объясняются некоторые понятия, помогут лучше их усвоить.

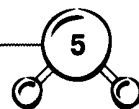
Особое внимание уделено окислительно-восстановительным реакциям, их уравниванию и расчетам, так как эта тема часто вызывает затруднения.

В последних главах описаны подходы к решению задач повышенной сложности, которые помогут найти правильный алгоритм решения, описаны основные трудности и разновидности усложненных задач.

Отдельно разобраны все типы расчетных задач, аналогичные включенным в ЕГЭ по химии за последние годы.

В конце пособия вы узнаете об особенностях олимпиадных задач, познакомитесь с отдельными задачами и подробным разбором их решения. Этот раздел нацелен на то, чтобы побудить вас двигаться вперед и дальше развивать свои познания и навыки.

В конце книги находятся вклейки с концентрированным содержанием глав, где находятся основные формулы и законы. Эти отрывные странички могут пригодиться после изучения материала пособия, чтобы быстро освежить в памяти тот или иной раздел.



Надеемся, что наше пособие принесет не только баллы на ЕГЭ, но и удовольствие познания. Потому что мы убеждены, что химия — невероятно интересная наука, а решение сложных задач — увлекательное занятие, имеющее много общего с детективным расследованием.

Желаем успехов в решении задач и высоких баллов на экзаменах!

ОСНОВА ОСНОВ. КРАТКИЙ ГИД ПО ТАБЛИЦЕ МЕНДЕЛЕЕВА

Каждому русскому необыкновенно близким, родным, живым из имен великих русских людей является имя Пушкина...
Каждому русскому химику таким же живым, жизненным, близким является и образ Менделеева.

Академик А. Н. Несмеянов

Периодический закон химических элементов, открытый Д. И. Менделеевым, связывает строение атома вещества с его химическими свойствами, освещает все основные закономерности изменения свойств.

Если перед нами карта мира, то мы можем по положению какого-либо пункта или объекта относительно сторон света определить климатические особенности и сезонные закономерности в этой точке. Так, периодическая система элементов является, образно говоря, картой химического мира, и «координаты» элемента на этой «карте» много говорят о его химической природе.

В современной интерпретации периодический закон формулируется так:

Свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов по мере заполнения энергетических уровней.

И личность великого химика, и история открытия закона, безусловно, заслуживают особого внимания, но сейчас, в рамках этого краткого гида мы остановимся на практических вопросах. Нас интересует, какую информацию мы можем извлечь из таблицы Менделеева для решения расчетных задач, написания связанных с ними химических формул и уравнений реакций.

Как же пользоваться таблицей, которая является графической формой периодического закона? Прежде всего рассмотрим

ее структуру. Как и любая таблица, она состоит из строк, столбцов и ячеек.

Представим, что перед таблицей мы держим лупу, которую отодвигаем все дальше и дальше. Сейчас в фокусе одна ячейка. Пусть это будет натрий.

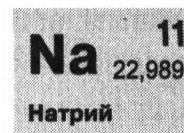


Рис. 1. Ячейка таблицы Менделеева — элемент номер 11

В этом маленьком квадратике сконцентрировано немало информации (рис. 1).

Слева мы видим химический символ элемента, под ним его название. В правом верхнем углу расположен порядковый номер в таблице, а чуть ниже число, обозначающее атомный вес элемента. Порядковый номер соответствует заряду атома ядра, для натрия это +11.

В некоторых вариантах записи таблицы Д. И. Менделеева в ячейке каждого элемента приводится его электронная конфигурация. По внешнему электронному уровню, точнее по числу электронов на этом уровне, которые участвуют в образовании химической связи, можно судить о валентности данного элемента.

Небольшой экскурс в теорию строения атома поможет понять суть периодичности.

Атом является электронейтральной частицей, состоящей из положительно заряженного ядра и электронной оболочки.

В состав ядра входят положительно заряженные частицы, протоны, и частицы, не несущие заряда, нейтроны. Электронная оболочка образована отрицательно заряженными электронами. Планетарная модель атома представлена на рис. 2. Понятно, что для условия электронейтральности число протонов должно быть равно числу электронов, что мы и видим на примере натрия (см. рис. 1). У протонов и нейтронов масса почти одинаковая, масса же электрона пренебрежимо мала по сравнению с этими величинами. Таким образом, вклад в атомную массу вносят в основном протоны и нейтроны.

В случае натрия мы имеем заряд ядра +11, т. е. в ядре 11 протонов. Чтобы определить количество нейтронов, нужно вычесть атомный номер из атомной массы, для натрия это $23 - 11 = 12$.

Важно помнить, что у каждого последующего элемента в таблице на один электрон больше, чем у предыдущего.

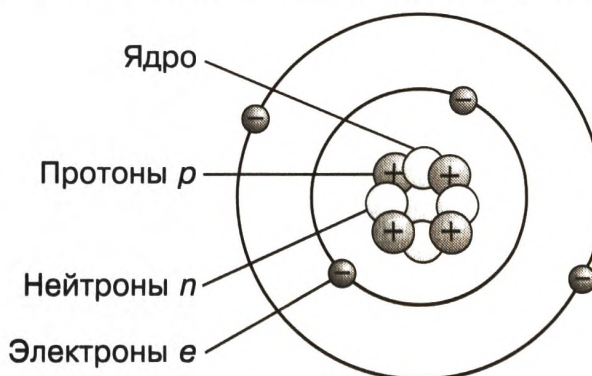


Рис. 2. Планетарная модель атома

Выделим основные правила и понятия, связанные с электронной оболочкой атома:

- электроны с близкими энергиями образуют энергетический уровень;
- область пространства, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая, называется орбиталью;
- существует 4 вида орбиталей — s , p , d и f ;
- на каждой из орбиталей может находиться определенное количество электронов: на s — 2, p — 6, d — 10 и f — 14;
- число энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится данный элемент в таблице Менделеева (табл. 1).

Что же такое период? Здесь мы немного забежали вперед. Давайте вернемся к изучению таблицы.

ТАБЛИЦА 1. Число электронов на энергетических уровнях и форма записи электронной конфигурации

Энергетический уровень	Число электронов, N	Электронная конфигурация
1-й	2	$1s^2$
2-й	8	$2s^2 2p^6$
3-й	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4-й	32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

Отодвинем нашу «лупу» подальше и сосредоточим внимание на той строке, в начале которой находится натрий. В самом начале стоит цифра, это номер периода — 3 (рис. 3).

Периоды в таблице Менделеева — это горизонтальные ряды элементов с одинаковым количеством заполняемых электронных уровней.

Все периоды (кроме первого) начинаются щелочным металлом (s -элементом), а заканчиваются благородным газом.

Третий период содержит восемь элементов, в него входят: натрий, магний, алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор и аргон. Первые два из них, натрий и магний, входят в s -блок периодической таблицы, тогда как остальные относятся к p -блоку. Обратите внимание, что ячейки у элементов этих блоков разных

Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
22,989	24,305	26,981	28,086	30,973	32,06	35,453	39,948
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор	Аргон
Sodium	Magnesium	Aluminium	Silicon	Phosphorus	Sulfur	Chlorine	Argon
1 2	2 2	3 2	4 2	5 2	6 2	7 2	8 2

Рис. 3. Фрагмент таблицы Менделеева — элементы третьего периода

оттенков серого. Посмотрим на значения атомной массы — она увеличивается в периоде слева направо, и если у натрия составляет 23, то у аргона уже 40.

Что касается заполнения электронной оболочки, то здесь тоже легко проследить закономерность — каждый последующий элемент содержит на один электрон больше на внешнем электронном уровне. Этот период состоит из одного ряда и относится к малым периодам.

Запомним, что количество электронов на внешнем энергетическом уровне определяет валентность химического элемента. Как же изменяются свойства элементов при движении слева направо? Натрий — это, как вы знаете, щелочной металл, т. е. элемент с ярко выраженными металлическими свойствами. Эти свойства убывают справа налево, приводя к выраженным неметаллам — сере и хлору.

Здесь сделаем небольшое отступление. Что значит металлические свойства? И чем они отличаются от неметаллических? С точки зрения электронного строения, главной характеристикой металлических свойств является способность атомов отдавать электроны. У металлов эта способность проявлена сильнее, и именно наличием свободных электронов объясняются физические свойства, отличающие металлы от неметаллов: высокая электропроводность и теплопроводность, характерный металлический блеск, ковкость.

Посмотрим опять на третий период (см. рис. 3). Чем правее находится элемент, тем ближе к октету, т. е. к завершению, его внешняя электронная оболочка. Элементы в правой части периода менее склонны отдавать свои электроны в химических реакциях. По этому признаку мы их относим к неметаллам. Другими словами, характерной особенностью неметаллов является большее по сравнению с металлами число электронов на внешнем энергетическом уровне. Это определяет их бóльшую способность к присоединению дополнительных электронов, и проявлению более высокой окислительной активности, чем у металлов. Такое поведение неметаллов объясняется также и увеличением заряда ядра слева направо в периоде. Чем больше заряд ядра, тем сильнее притяжение к ядру валентных электронов, что, естественно, затрудняет их отдачу.

Условной мерой склонности к «захвату» электронов является электроотрицательность. Поэтому из описанных выше закономерностей следует, что справа налево увеличивается электроотрицательность элемента, достигая максимума у галогенов. В нашем примере это хлор.

Электроотрицательность — это способность атома оттягивать электронную плотность.

Стоит упомянуть про еще одну характеристику элемента — его атомный радиус. Атомные радиусы уменьшаются при перемещении слева направо вдоль периода. Это объясняется тем, что по мере возрастания заряда ядра электроны все сильнее притягиваются к ядру.

Последним элементом третьего периода является аргон, элемент номер 18. Мы видим, что внешняя электронная оболочка аргона полностью «укомплектована», и поэтому возможности образовывать химическую связь нет. Таким образом, аргон является благородным или, иначе говоря, инертным газом. Проверим уже упомянутое правило, связывающее номер периода с числом энергетических уровней. Электронная конфигурация натрия — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, т. е. мы видим, что начал заполняться третий энергетический уровень.

В третьем периоде — 8 химических элементов, и он относится к малым периодам. Начиная с четвертого идут большие периоды (рис. 4).

Мы рассмотрели горизонтальную строку, теперь перемещаем фокус внимания на столбец (рис. 5). Натрий находится в столбце IA, т. е. принадлежит к главной подгруппе первой группы.

Группа в периодической таблице — совокупность элементов со схожей конфигурацией внешней электронной оболочки. В этом легко убедиться, если посмотреть на другие элементы этой группы — калий, рубидий и цезий. Все они имеют один неспаренный *s*-электрон (табл. 2). Эту группу элементов называют щелочными металлами, и их свойства также очень схожи. Таким образом, номер группы показывает число валентных электронов в атомах

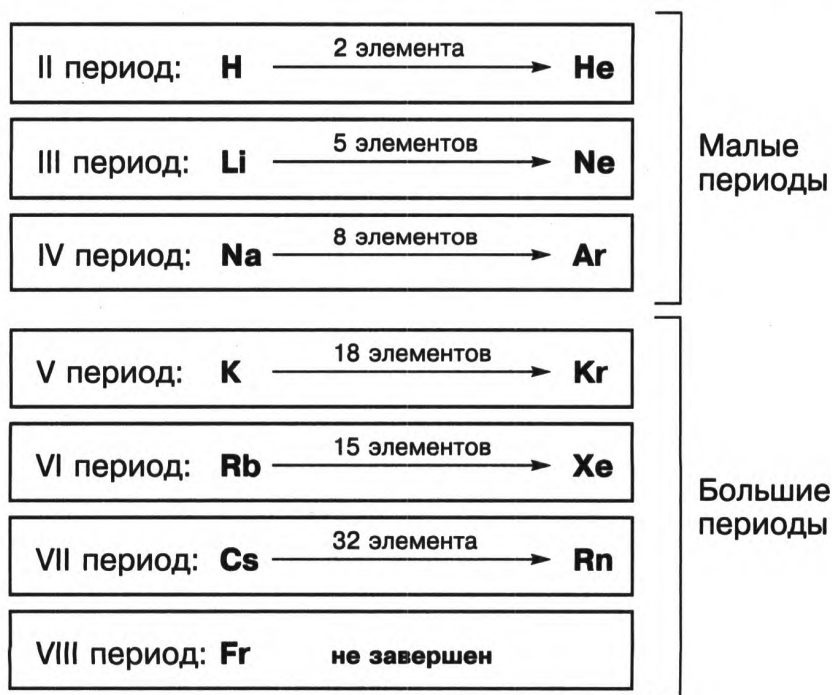


Рис. 4. Схема периодов таблицы Менделеева

ТАБЛИЦА 2. Заряд ядра и валентная оболочка элементов главной подгруппы первой группы периодической системы

Элемент	Заряд ядра, Z	Валентная оболочка
H	1	..., $1s^1$
Li	3	..., $2s^1$
Na	11	..., $3s^1$
K	19	..., $4s^1$
Rb	37	..., $5s^1$
Cs	55	..., $6s^1$
Fr	87	..., $7s^1$

элементов данной группы. При движении сверху вниз убывает электроотрицательность и возрастает радиус атома.

Снижение электроотрицательности связано с возрастанием числа электронных оболочек и удалением их от ядра атома. В итоге, чем ниже расположен элемент, тем слабее притягиваются к ядру электроны его последней заполненной электронной оболочки.

Вернемся к элементам нашего «столбика». Обратите внимание, что символы элементов второго ряда больших периодов, т. е. меди, серебра и золота, смещены вправо относительно элементов малых периодов и первого ряда больших. Ячейки этих элементов окрашены в другой оттенок, это d -элементы, составляющие так называемую побочную подгруппу первой группы.

Что касается металлических свойств, то они усиливаются в группе в направлении сверху вниз. Это связано с тем, что чем ниже расположен элемент в группе, тем больше у него заполненных электронных оболочек. Внешние оболочки находятся дальше от ядра, и электроны на них удерживаются слабее.

Итак, подведем итог, кратко обозначив, что мы можем понять по положению элемента в периодической системе, даже если допустить, что мы раньше ничего об этом элементе не знали. После того, как стала понятна взаимосвязь строения атома элемента с его физическими и химическими свойствами, мы можем извлечь из таблицы Менделеева массу информации.

The diagram shows a vertical column of elements from the periodic table. On the left, a bracket labeled 'главная' (main) encompasses the elements H, Li, Na, K, Rb, Cs, and Fr. On the right, a bracket labeled 'побочная' (side) encompasses the elements Cu, Ag, and Au. Each element cell contains its symbol, atomic number, and name.

	1	
H	1,00794	Водород
Li	6,941	Литий
Na	22,98	Натрий
K	39,099	Калий
29	63,54	Cu Медь
Rb	85,46	Рубидий
47	107,86	Ag Серебро
Cs	132,9	Цезий
79	196,9	Au Золото
Fr	87	[223] Франций

Рис. 5. Фрагмент таблицы Менделеева — первая группа периодической системы элементов

В ячейке найдем:

- номер (заряд ядра);
- химический символ;
- атомную массу;
- электронную конфигурацию;
- валентную оболочку.

Рассматривая положение элемента в периоде, учтем следующие закономерности свойств при движении слева направо:

- заряд ядра возрастает;
- число электронов на внешнем энергетическом уровне возрастает;
- радиус атома убывает;
- атомная масса возрастает;
- электроотрицательность возрастает;
- металлические свойства ослабевают;
- неметаллические свойства усиливаются.

Рассматривая группу, помним о том, что химические свойства входящих в нее элементов схожи. У элементов одной группы одинаковое количество электронов на внешней электронной оболочке, а при движении сверху вниз:

- радиус атома возрастает;
- металлические свойства усиливаются;
- неметаллические свойства ослабевают;
- электроотрицательность убывает.

Закономерности «перетекания» металлических свойств в неметаллические наглядно показаны на рис. 6. Диагональ от водорода к радону примерно делит все элементы на металлы и неметаллы, при этом неметаллы находятся выше диагонали. Вдоль

H 1,008 ¹ Водород		
Li 6,94 ³ Литий	Be 9,01 ⁴ Бериллий	B 10,81 ⁵ Бор
		Al 26,98 ¹³ Алюминий
		Si 28,09 ¹⁴ Кремний
		Ga 69,72 ³¹ Галлий
		Ge 72,59 ³² Германий
		Sn 118,69 ⁵⁰ Олово
		Sb 121,75 ⁵¹ Сурьма
		Pb 208,98 ⁸³ Свинец
		Po [209] ⁸⁴ Полоний

Рис. 6. Граница раздела на области металлов и неметаллов в периодической таблице

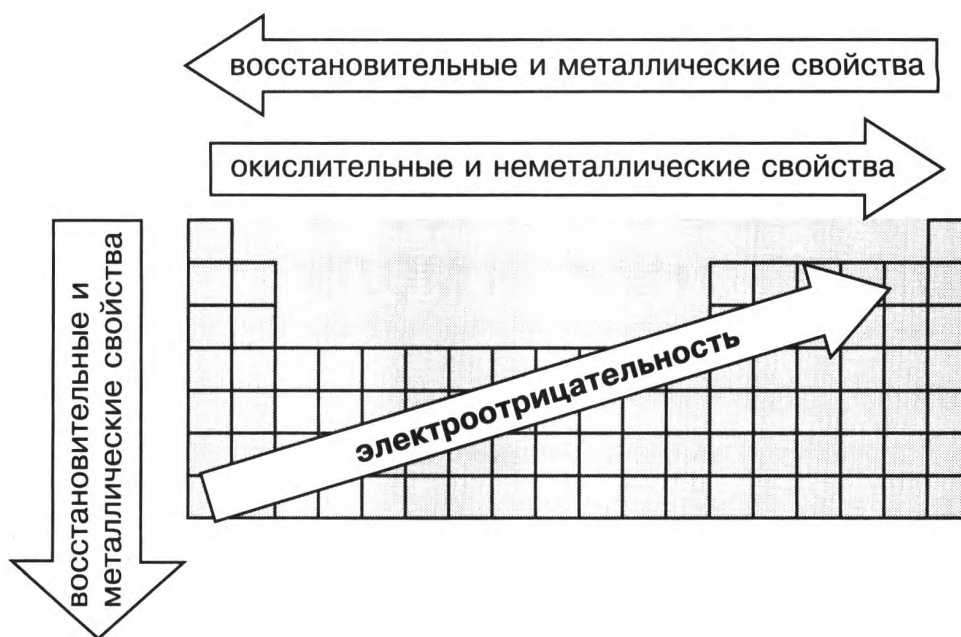


Рис. 7. Изменения свойств элементов в таблице Менделеева

этой линии располагаются элементы, которые обладают некоторыми свойствами металлов и неметаллов.

В целом основные тенденции изменения свойств элементов представлены на схематическом рис. 7.

В связи со всеми перечисленными свойствами отметим, что особое значение для целей данного пособия имеет представление о внешнем электронном слое атома элемента и связанное с ним понятие валентности, которое мы более подробно рассмотрим в следующей главе.

ЧТО ТАКОЕ ВАЛЕНТНОСТЬ И ДЛЯ ЧЕГО НУЖЕН МОЛЬ?

Дайте мне точку опоры, и я переверну земной шар.

Архимед

Для того чтобы правильно выполнять задания, предполагающие химические расчеты, нужно понимать суть основных понятий и терминов, которые в них используются. И если представить наш предмет, химию, неизведанной планетой, то это и будет точкой опоры, которая позволит скорее не перевернуть ее, как в известном высказывании Архимеда, а постичь и освоить.

Теперь давайте подумаем, какие знания и навыки нужны для того, чтобы правильно написать формулу химического соединения.

Как мы знаем, атом представляет из себя единый и неделимый «кирпичик» вещества, а молекулы состоят из атомов. Молекула — это наименьшая частицей вещества, сохраняющая его свойства. Что же такое химическое соединение, или вещество, и какова его природа? Природа вещества определяется видом и количеством атомов в его молекуле и способом их связи в этой молекуле. Для начала нам потребуется такое элементарное понятие, как валентность.

Валентность — это способность атомов образовывать определенное количество химических связей, или число атомов, которое может присоединить или заместить атом данного элемента.

Валентность элемента зависит от числа электронов на его внешней электронной оболочке, и поэтому ее значение для многих элементов можно определить по их положению в таблице Менделеева (см. форзац). Высшая валентность элемента равна номеру группы, так для водорода и натрия это 1, для алюминия — 3, для хлора — 7. Однако некоторые элементы могут иметь разную валентность, в случае хлора это 1, 3, 5, 7. Низшая

валентность элементов главных подгрупп определяется по формуле 8 минус номер группы. Так, низшая валентность серы это $8 - 6 = 2$.

Еще раз заглянем в периодическую систему. Теперь нас интересует, а почему же валентность равна номеру группы? Как мы знаем, каждый период начинается с заполнения электронного уровня, номер которого равен номеру периода, причем на s -подуровне два электрона, на p -подуровне — шесть, а на d -подуровне — 10. Предварительно заметим, что все электроны существуют «в паре».

Суть образования связи в том, что каждый неспаренный электрон, т. е. электрон без пары, стремится образовать эту пару, а внешняя электронная оболочка — к завершенности. Это явление имеет научную интерпретацию, но нас в данный момент интересует не физика элементарных частиц, а связь строения атома с валентностью, т. е. с его способностью образовывать химические связи с другими атомами.

Давайте еще раз разберемся с валентностью, вернее, ее численным выражением, на примере третьего периода таблицы Менделеева. Первый элемент этого периода — натрий, с него начинается заполнение следующего, третьего электронного уровня, т. е. один неспаренный электрон на s -подуровне обеспечивает постоянную валентность натрия I. Скорее всего, вы уже запомнили, что все элементы главной подгруппы второй группы в периодической системе имеют постоянную валентность II. У элементов этой подгруппы, например, кальция и магния, заполнен s -подуровень, на котором одна электронная пара. Откуда же берутся неспаренные электроны, обеспечивающие валентность этих элементов? При получении энергии электроны распариваются и один «перескакивает» на незаполненный p -подуровень. Таким образом, мы имеем два валентных электрона.

Похожее явление происходит и в случае алюминия, у которого на внешнем электронном уровне 3 электрона, т. е. в общем случае высшая валентность элемента равна числу электронов на внешнем уровне, или номеру группы в периодической системе элементов. Заметим, что из этого правила есть исключения¹.

Те же элементы, которые расположены после алюминия, т. е. кремний, фосфор, сера и хлор, имеют переменную валентность,

¹ Например, высшая валентность азота равна IV, т. е. не совпадает с номером группы. За счет трех неспаренных p -электронов атом азота может образовывать максимально три ковалентные связи по механизму спаривания электронов. Еще одну связь, четвертую, атом азота может образовать по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной $2s$ -электронной пары (являясь донором ее). Таким образом, атом азота может проявлять валентности I, II, III и IV, но не V! Азот не может быть пентавалентным! Даже в азотной кислоте и своем высшем оксиде атом азота образует только четыре ковалентные связи, являясь четырехвалентным.

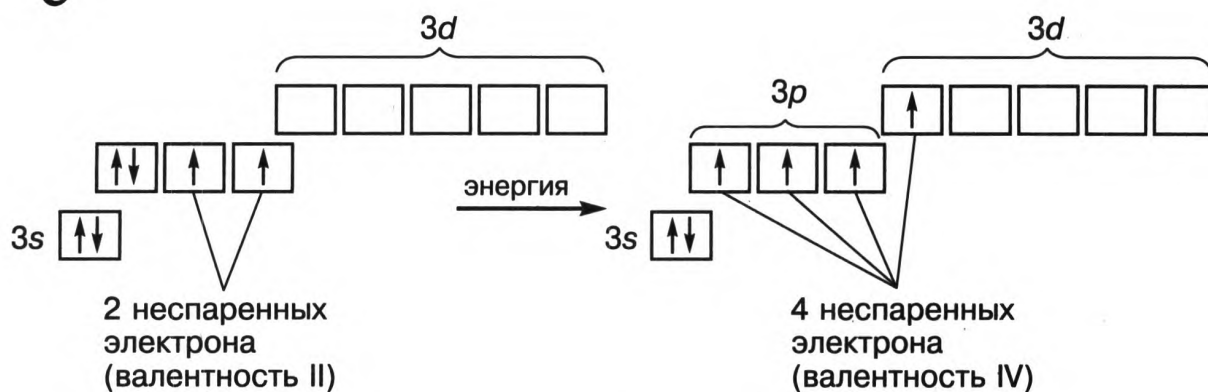


Рис. 8. Внешняя электронная оболочка атома серы в основном и возбужденном состоянии — два и четыре неспаренных электрона

так как имеют неспаренные электроны и в основном, и в возбужденном состояниях. На рис. 8 продемонстрирован переход атома в возбужденное состояние. Таким образом, переход электрона с подуровня p на d меняет валентность серы II на IV. Легко представить подобный перескок еще одного электрона на d -подуровень, что будет соответствовать S(VI).

Названия и формулы некоторых химических соединений, таких как серная кислота H_2SO_4 или поваренная соль $NaCl$, вы уже запомнили из школьного курса химии, но одним из важных умений изучающего химию является умение написать формулу по названию. Для соединений с переменной валентностью в названии добавляется римская цифра, обозначающая валентность. Такая же цифра может стоять при формуле в круглых скобках. Характерные валентности самых распространенных элементов, входящих в соединения, изучаемые в школьной программе, приведены в табл. 3.

Чтобы прояснить понятие валентности как способности образовывать химические связи, рассмотрим такой фантастический пример. Допустим, на Землю прилетели инопланетяне, у которых три руки, у землян же, как мы знаем, всего две. Чтобы поприветствовать инопланетянина, надо пожать все три его руки, и поэтому на двух инопланетян нужно три человека, чтобы хватило рук (рис. 9). Теперь представим, что инопланетянин — это

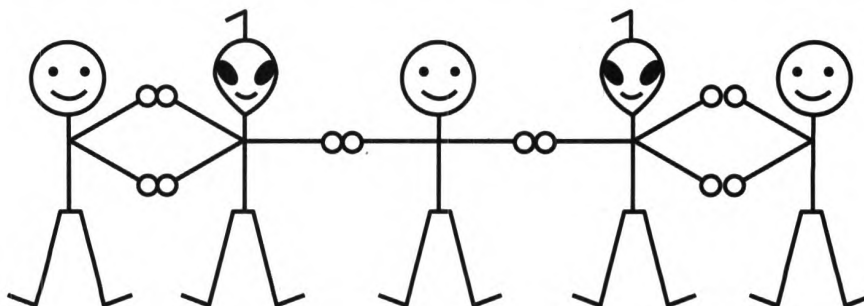


Рис. 9. Образное представление валентности в Al_2O_3 : три человека приветствуют двух инопланетян

ТАБЛИЦА 3. Характерные валентности некоторых элементов

Валентность	Химические элементы	Примеры соединений
Элементы с постоянной валентностью		
I	H, Li, Na, K, Rb, Cs, F	H ₂ O, NaCl
II	O, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	MgO, CaSO ₄
III	B, Al	Al ₂ O ₃ , H ₃ BO ₃
Элементы с переменной валентностью		
I, II	Cu, Ag, Hg	Cu ₂ O, CuO
II, III	Fe, Ni	FeO, Fe ₂ O ₃
II, III, VI	Cr	CrO, CrCl ₃ , K ₂ Cr ₂ O ₇
II, IV	C, Si, Sn, Pb	SnO, SnO ₂
II, IV, VI	S	H ₂ S, SO ₂ , H ₂ SO ₄
I, II, III, IV	N	N ₂ O, NO, NH ₃ , HNO ₃
III, V	P, As, Sb, Bi	PH ₃ , P ₂ O ₅
I, III, V, VII	Cl, Br, I	HCl, HClO ₂ , HClO ₃ , HClO ₄
II, IV, VII	Mn	MnCl ₂ , MnO ₂ , KMnO ₄

атом алюминия, который способен образовать три химических связи, а землянин — кислород с валентностью, равной двум, т. е. формула оксида алюминия запишется как Al₂O₃, где подстрочные индексы 2 и 3 обозначают число атомов данного элемента, входящих в состав соединения.

Конечно, мы не будем каждый раз представлять себе много-руких инопланетян, а поймем, что число химических связей, т. е. шесть в случае оксида алюминия, является наименьшим общим кратным для чисел 2 и 3, равных валентностям кислорода и алюминия.

Для нахождения валентности элементов с переменной валентностью в том или ином соединении используют правило валентности.

В бинарных соединениях типа $A_m^{x+}B_n^{y-}$ произведение валентности x элемента А на количество его атомов m равно произведению валентности y элемента Б на число его атомов n :

$$x \cdot m = y \cdot n.$$

Еще более простой способ определения валентности заключается в том, чтобы подстрочный индекс, обозначающий количе-

ство атомов элемента, «отдать» элементу, входящему в состав. Так, в нашем примере с оксидом алюминия подстрочный индекс кислорода 3 — это и есть валентность алюминия, а соответствующий индекс 2 у алюминия — валентность кислорода. Однако это касается только бинарных соединений, т. е. соединений, состоящих из двух видов атомов.

Если же в соединении присутствует три элемента, как в молекуле серной кислоты, эмпирическое правило будет другим. В формуле H_2SO_4 мы видим водород и кислород, а это, как мы знаем, элементы с постоянной валентностью — I у водорода и II у кислорода. Наша задача — определить валентность серы. Умножим валентности этих элементов на количество атомов в данной молекуле, получаем 2 для водорода и 8 для кислорода. Вычитаем из большего меньшее и получаем 6, теперь это число надо разделить на количество атомов третьего элемента, в данном случае серы. В молекуле серной кислоты только один атом серы, поэтому получаем валентность серы, равную шести, т. е. S(VI).

Рассмотрим еще несколько примеров, чтобы окончательно усвоить правила определения валентности.

ПРИМЕР 1 Определите валентность марганца в его соединении с кислородом Mn_2O_7 .

Способ 1. Как отмечалось, он подходит только для бинарных соединений. В этом случае все просто, подстрочный индекс кислорода — это и есть валентность марганца, т. е. получаем Mn(VII).

Способ 2. Пусть валентность марганца равна x . Как мы знаем, валентность кислорода всегда равна 2. Тогда по правилу валентности получаем выражение:

$$x \cdot 2 = 2 \cdot 7, \text{ т. е. } x = 7.$$

Ответ: 7.

ПРИМЕР 2 Определите валентность фосфора в фосфорной кислоте H_3PO_4 и фосфористой кислоте H_3PO_3 .

Прежде всего, определим элементы с постоянной валентностью — это кислород и водород, имеющие валентность 2 и 1, соответственно.

Умножим валентности этих элементов на количество их атомов в молекуле. Для фосфорной кислоты получаем 3 для водорода и 8 для кислорода, а для фосфористой — 3 для водорода и 6 для кислорода. Вычитаем из большего меньшее. Получаем 5 для фосфорной и 3 для фосфористой кислоты. Эти числа надо разделить на количество атомов фосфора в молекуле, т. е. в обоих случаях на 1. Итак, валентность фосфора в H_3PO_4 равна 5, а в H_3PO_3 — 3.

Ответ: 5 для H_3PO_4 ; 3 для H_3PO_3 .

ПРИМЕР 3 Определите валентность элементов в соли $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.

Решение задачи начинается с элемента с известной валентностью, т. е. с кислорода — определяем количество его атомов: $3 \cdot 3 = 9$. С учетом того, что валентность кислорода равна 2, находим общее число единиц валентности для кислорода: $9 \cdot 2 = 18$. По аналогии вычисляем общее число единиц валентности для атомов алюминия (валентность равна 3): $2 \cdot 3 = 6$. От общего числа единиц валентности кислорода вычитаем общее число единиц валентности алюминия: $18 - 6 = 12$ — это общее число единиц валентности, которое будет приходиться на углерод. По аналогии с кислородом определяем число атомов углерода, валентность которого неизвестна: $1 \cdot 3 = 3$. Чтобы узнать валентность углерода, следует разделить разность, найденную выше, на число атомов углерода: $12 : 3 = 4$. Следовательно, валентности элементов в соединении равны: $\text{Al}_2^{\text{III}}(\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_3^{\text{II}})_3$.

Ответ: $\text{Al}_2^{\text{III}}(\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_3^{\text{II}})_3$.

Теперь перейдем к обратной задаче, т. е. написанию формулы соединения по его названию, с приведенной в скобках валентностью для элемента с переменной валентностью. Для выполнения такого рода заданий следует знать названия классов соединений, чтобы написать формулу. Основные классы неорганических соединений представлены на рис. 10.

Если надо записать формулу оксида фосфора(V), который, как мы знаем, представляет собой бинарное соединение кислорода и фосфора (рис. 10), надо перемножить валентности этих элементов: $2 \cdot 5 = 10$. Это наименьшее общее кратное. Разделив его на 5, валентность фосфора, получаем 2 — это число атомов фосфора в молекуле оксида, а разделив на 2, постоянную валентность кислорода, получаем 5 — число атомов кислорода в молекуле оксида. Итак, наша формула — P_2O_5 .

Что же делать, если оба элемента обладают переменной валентностью? В таких случаях указывают обе валентности, далее же проводятся простые расчеты по схеме, описанной выше для оксида. Составим формулу соединения кремния с азотом, т. е. нитрида кремния, если валентность кремния равна IV, а азота — III. В этом случае наименьшее общее кратное равно 12. Тогда индексы элементов, обозначающие количество атомов в молекуле — $12 : 3 = 4$ для азота и $12 : 4 = 3$ для кремния. Теперь можно записать формулу — Si_3N_4 .

Для написания формул солей удобно находить валентность кислотного остатка и далее оперировать ей. Так, если надо написать формулу фосфата кальция, вспоминаем формулу фосфорной кислоты — H_3PO_4 . В этой молекуле кислотный остаток соединен с тремя одновалентными атомами водорода, т. е. трехвалентен.

Формула выводится так же, как в случае бинарного соединения. Мы имеем кальций с постоянной валентностью II и кислотный остаток $-\text{PO}_4$ с валентностью III. Получается формула фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Сейчас, когда мы вспомнили, что такое валентность и научились ее определять, поговорим о количестве вещества. Как мы уже знаем, один атом является невообразимо малой частицей вещества, его масса также ничтожно мала, и за единицу массы для удобства приняли $1/12$ массы атома углерода, или а. е. м.

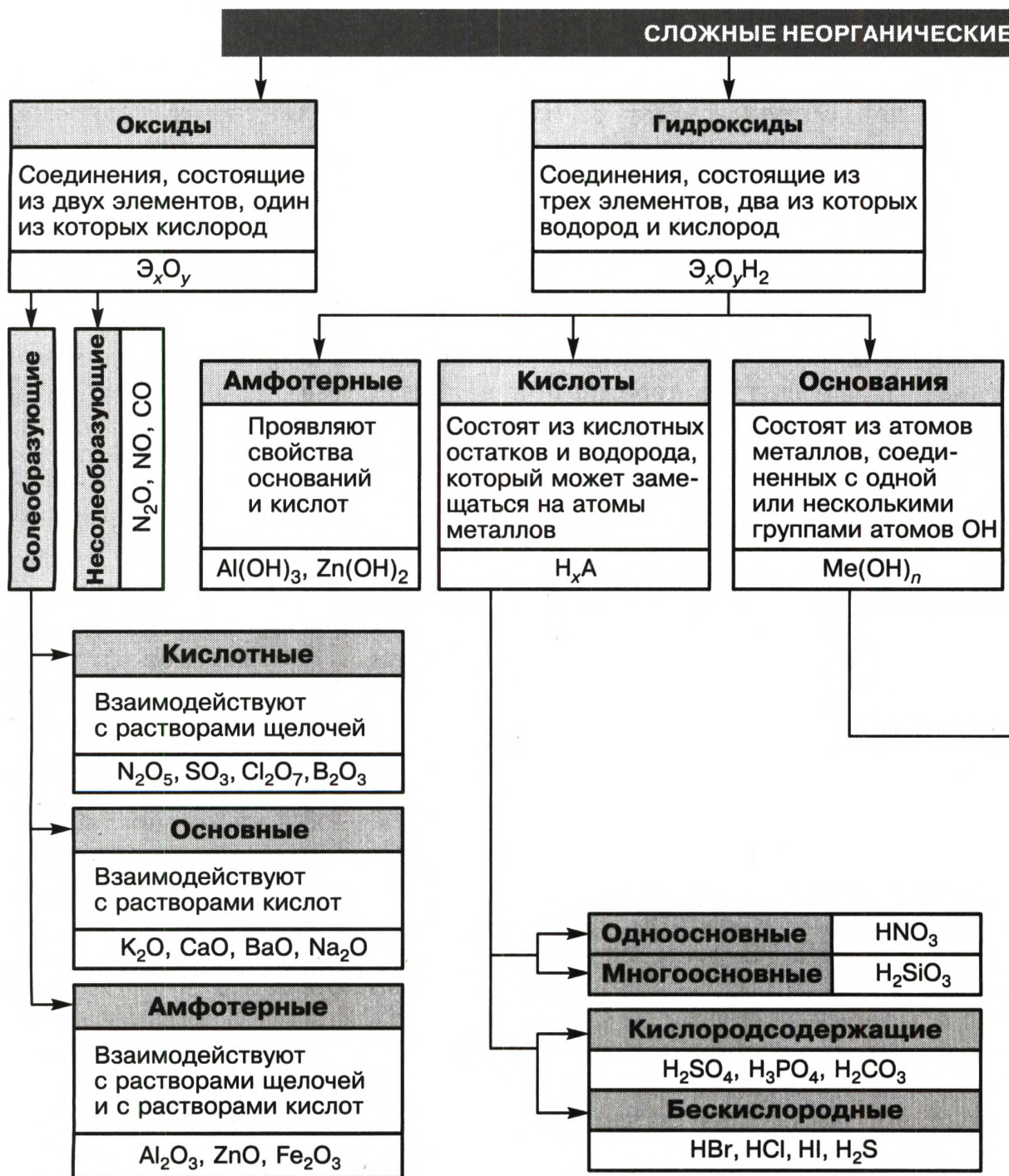


Рис. 10. Классы неорганических соединений

(атомная единица массы). Однако химики практически никогда не имеют дело с этой величиной. Оказалось, чтобы оперировать реальными количествами вещества, с которыми работают в лаборатории или на производстве, и при этом не применять громоздкие числа с огромным количеством нулей, надо было принять другую единицу.

Так что же такое моль? Мы уже догадываемся, что это, скорее всего, не насекомое, которое иногда заводится в квартирах и поедает мех и шерстяные изделия. Если серьезно, то это по-

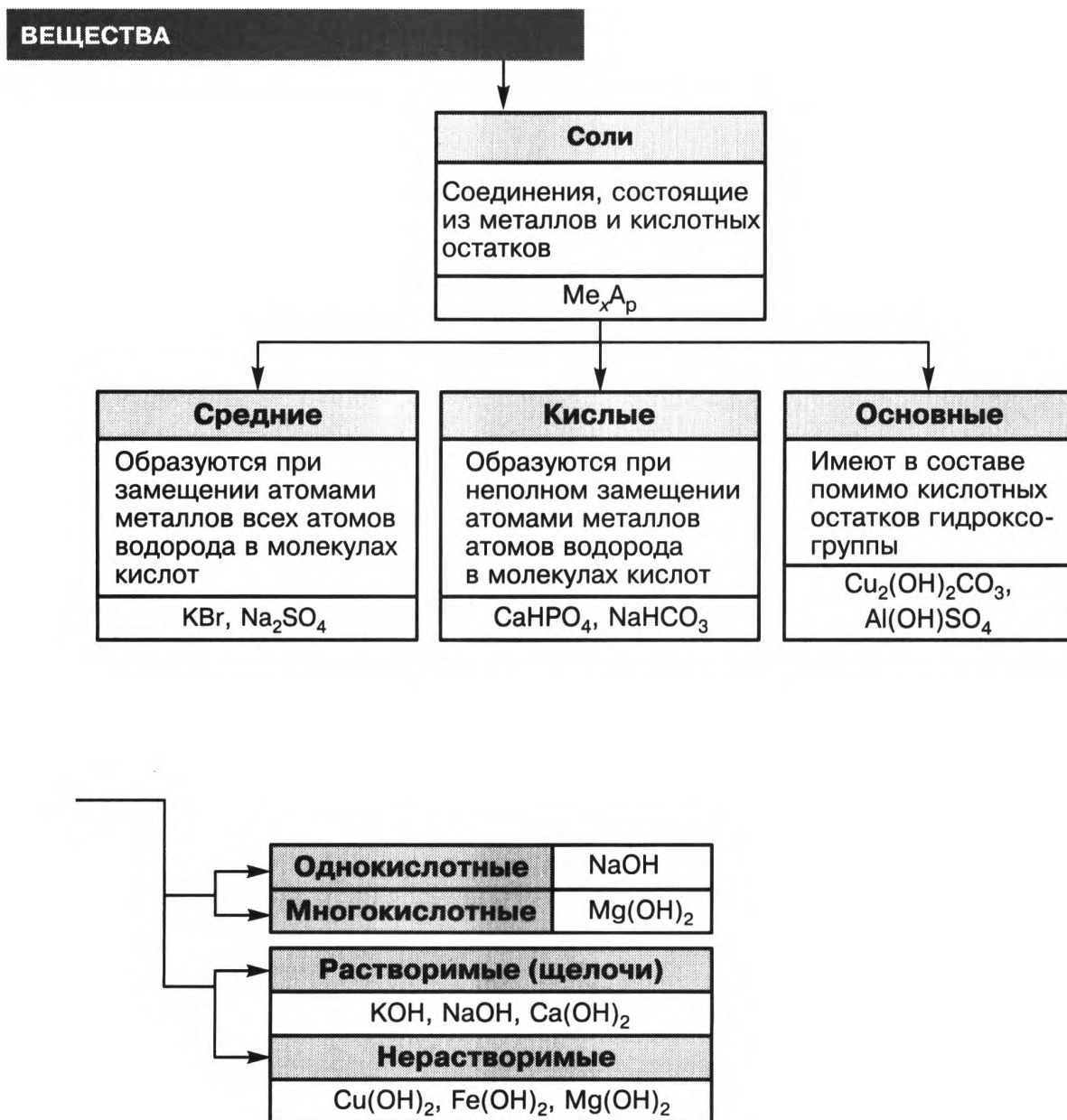


Рис. 10. (Окончание)

нятие происходит от латинского слова *moles*, в переводе означающего «количество, масса, счетное множество». Моль является мерой количества вещества и содержит определенное число молекул или атомов.

Итак, единицу измерения количества вещества 1 моль используют, чтобы перейти от молекулярной шкалы измерения масс в лабораторную. Один моль содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов или молекул) и является безразмерной величиной. Число $6,022 \cdot 10^{23}$ носит название **число Авогадро**, которое определяется как число частиц, содержащихся в 12 г атомов углерода ^{12}C . Важно понимать, что 1 моль любого вещества содержит всегда одно и то же число частиц ($6,022 \cdot 10^{23}$).

Моль — это такое количество вещества, в котором содержится определенное число частиц (молекул, атомов, ионов), равное постоянной Авогадро — $6,022 \cdot 10^{23}$.

Чтобы еще больше приблизиться к величинам, с которыми обычно работают химики, рассмотрим, что такое молярная масса.

Молярная масса — это масса 1 моля вещества, выраженная в граммах.

Из этого определения понятно, что размерность этой величины — г/моль.

Молярную массу одного моля любого химического элемента можно легко вычислить, используя таблицу Менделеева, так как молярная масса численно равна атомной массе или, если это сложная молекула, сумме атомных масс всех химических элементов, входящих в ее состав. Массу каждого элемента следует умножить на число его атомов в молекуле. На рис. 11 приведен фрагмент таблицы Менделеева. Для большинства химических

N 7 14,0067 Азот	O 8 15,9994 Кислород	F 9 18,9984 Фтор	Ne 10 20,1797 Неон
P 15 30,9738 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,4527 Хлор	Ar 18 39,948 Аргон
V 23 50,9415 Ванадий	Cr 24 51,9961 Хром	Mn 25 54,938 Марганец	Fe 26 55,845 Железо

Рис. 11. Фрагмент таблицы Менделеева

расчетов берут округленное значение атомной массы, например, 32 для серы и 55 для марганца.

Например, нам надо вычислить молярную массу азотной кислоты HNO_3 . Возьмем округленные значения атомных весов из таблицы, т. е. 1 для водорода, 14 — для азота и 16 — для кисло-

рода. Не забываем, что в этой молекуле три атома кислорода, т. е. его атомный вес надо умножить на три. Для молярной массы получаем следующее выражение: $1 + 14 + 16 \cdot 3 = 57$ г/моль.

Таким образом мы нашли массу одного моля M азотной кислоты. Более того, если у нас имеется определенная масса вещества m , то мы можем рассчитать количество вещества n в молях по формуле (1). Также из известного количества вещества n мы можем определить, сколько молекул данного вещества N содержится в заданной массе m по формуле (2), используя константу — число Авогадро N_A . Более того, если известны и масса m , и количество n неизвестного вещества, мы можем найти его молярную массу M по формуле (3).

Если понимать взаимосвязь всех рассмотренных величин, то нет необходимости зазубривать формулы, приведенные в рис. 12 каждая из них будет всплывать в голове по мере необходимости:

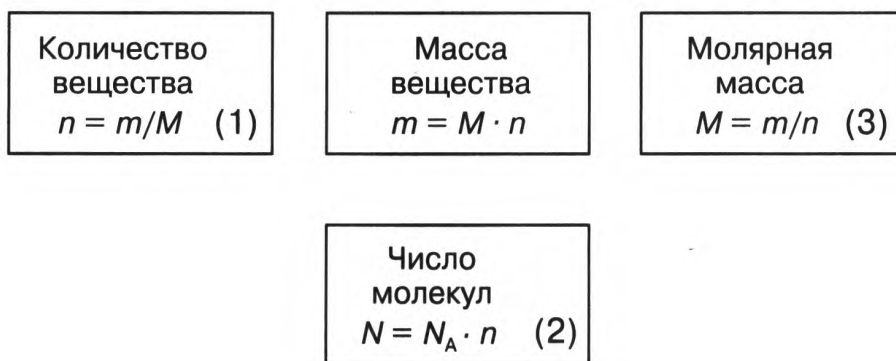


Рис. 12. Основные соотношения, связывающие количество вещества n , молярную массу M , массу вещества m , число молекул вещества и число Авогадро N_A

Рассмотрим некоторые примеры задач, требующих применения описанных формул и принципов.

ПРИМЕР 1 Используя периодическую систему Д. И. Менделеева, определите молярную массу сульфата алюминия.

По названию пишем молекулярную формулу сульфата алюминия — $Al_2(SO_4)_3$. Рассчитываем количество атомов каждого элемента в формуле. Согласно стехиометрическому индексу, в молекуле два атома алюминия и три атома серы, так как мы учитываем коэффициент за скобкой. Для расчета количества атомов кислорода мы умножаем индекс при кислороде на коэффициент за скобкой, в итоге получаем $4 \cdot 3 = 12$. В периодической таблице смотрим атомные массы элементов, округляя их до целых: алюминий — 27 г/моль, сера — 32 г/моль, кислород — 16 г/моль.

Рассчитываем молярную массу, умножая число атомов элементов на соответствующую атомную массу:

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 54 + 96 + 192 = 342 \text{ г/моль.}$$

Молярную массу сульфата алюминия можно также рассчитать, вычислив предварительно молярную массу сульфат-иона: $1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 96 \text{ г/моль}$. А затем сложить молярные массы алюминия и сульфат-иона с учетом стехиометрических индексов:

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + (32 + 4 \cdot 16) \cdot 3 = 54 + 96 \cdot 3 = 342 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 342 г/моль.

ПРИМЕР 2 Какое количество вещества соответствует $3,05 \cdot 10^{25}$ атомов железа?

Для решения задачи будем использовать формулу (2).

$$N = N_A \cdot n; n = N/N_A = 3,011 \cdot 10^{25} / 6,022 \cdot 10^{23} = 50 \text{ моль.}$$

Ответ: 50 моль.

ПРИМЕР 3 Какое количество вещества оксида азота(IV) содержит $2,108 \cdot 10^{24}$ атомов азота? Сколько атомов кислорода в этой порции оксида азота(IV)?

Рассчитаем сначала количество моль атомов азота, содержащегося в данной порции оксида азота(IV). Для расчета используем формулу (2).

$$N = N_A \cdot n, n(\text{N}) = N/N_A = 2,108 \cdot 10^{25} / 6,022 \cdot 10^{23} = 35 \text{ моль.}$$

Формула оксида азота(IV) — NO_2 , в одной молекуле NO_2 содержится 1 атом азота. Значит, количество молекул NO_2 равно количеству атомов азота, т. е. 35 моль.

Нетрудно заметить, что в одной молекуле оксида азота(IV) содержится два атома кислорода, т. е. на один атом азота приходится 2 атома кислорода. Следовательно, атомов кислорода будет в два раза больше, чем азота:

$$N(\text{O}) = N(\text{N}) \cdot 2 = 2,108 \cdot 10^{25} \cdot 2 = 4,216 \cdot 10^{25}.$$

Ответ: 35 моль; $4,216 \cdot 10^{25}$ атомов кислорода.

ПРИМЕР 4 Какую массу будет иметь стакан, который был изготовлен из 2,5 моль меди?

Из периодической таблицы находим, что атомная масса меди равна 64 г/моль. Для расчета массы стакана будем использовать формулу (1).

$$n = t/M; t = n \cdot M = 2,5 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 160 \text{ г.}$$

Ответ: 160 г.

ПРИМЕР 5 Какая масса сульфида свинца PbS содержит 1,5 моль вещества?

Шаг 1. Рассчитываем молярную массу сульфида свинца:

$$M(\text{PbS}) = 207 + 32 = 239 \text{ г/моль.}$$

Шаг 2. Для расчета массы сульфида свинца пользуемся формулой (1).

$$n = t/M; t = n \cdot M = 1,5 \text{ моль} \cdot 239 = 358,5 \text{ г.}$$

Ответ: 358,5 г.

ПРИМЕР 6 Какой объем имеет цилиндр, который изготовлен из 0,55 моль цинка? Плотность цинка равна 7,133 г/см³.

Шаг 1. Рассчитываем массу цинка, используя формулу (1):

$$n = t/M; t = n \cdot M = 0,55 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 35,75 \text{ г.}$$

Шаг 2. Из курса физики известна формула, связывающая плотность вещества, его массу и объем. Например, плотность воды равна 1 г/см³ (1 мл = 1 см³). Это означает, что массе 1 г воды соответствует объем 1 мл, а массе 1000 г — 1000 мл. Итак, воспользуемся этой формулой:

$$\rho = t/V; V = t/\rho = 35,75 \text{ г}/7,133 \text{ г/см}^3 = 5,012 \text{ см}^3.$$

Ответ: 5,012 см³.

ПРИМЕР 7 Вычислите массу одного атома серы.

Пользуясь периодической системой, находим, что атомная масса серы составляет 32 г/моль. Если взять один моль серы, то его масса будет 32 грамма. Также мы знаем, что один моль серы содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ атомов. Ответ у задачи можно найти методом пропорции:

$$32 \text{ г серы} — 6,022 \cdot 10^{23} \text{ атомов.}$$

$$x \text{ г серы} — 1 \text{ атом.}$$

$$\text{Отсюда, } x = 32 \cdot 1/6,022 \cdot 10^{23} = 5,313 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Ответ: $5,313 \cdot 10^{-23}$ г.

ПРИМЕР 8 Вычислите массу десяти молекул серной кислоты.

Используя периодическую систему, находим молярную массу серной кислоты:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ г/моль.}$$

Рассуждаем аналогично примеру 7. Если взять один моль серной кислоты, то его масса будет 98 граммов, один моль серы содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ атомов. Ответ найдем методом пропорции:

$$98 \text{ г серной кислоты} — 6,022 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

$$x \text{ г серной кислоты} — 10 \text{ молекул.}$$

$$\text{Отсюда, } x = 98 \cdot 10/6,022 \cdot 10^{23} = 1,627 \cdot 10^{-21} \text{ г.}$$

Ответ: $1,627 \cdot 10^{-21}$ г.

ПРОСТЫЕ

1. Какое количество вещества соответствует $5,05 \cdot 10^{24}$ молекул воды?
2. Какое количество атомов содержит 8,25 г элементарной серы S_8 ?
3. Какое количество молекул содержит 5,50 моль диоксида серы SO_2 ?
4. Какое количество атомов водорода содержит 0,25 моль воды?
5. Какое количество вещества содержится в 55,0 г хлора Cl_2 ?
6. Какое количество вещества содержится в 100,0 г хлорида натрия $NaCl$?
7. Сколько атомов содержит 5,0 моль простого вещества водорода, молекула которого имеет формулу H_2 ?
8. Какое количество атомов содержит 2,5 моль нитрата натрия $NaNO_3$?
9. Какое количество молекул содержит 0,75 моль аммиака NH_3 ?
10. Какое количество вещества брома Br_2 содержит $1,0 \cdot 10^{23}$ атомов брома?
11. Какое количество вещества иодида натрия NaI содержит $8,5 \cdot 10^{23}$ атомов иода?
12. Какое количество вещества содержит $2,2 \cdot 10^{22}$ молекул триоксида серы SO_3 ?

СЛОЖНЫЕ

1. Какое количество вещества содержит оловянный шар объемом 50 см^3 , если плотность олова равна $7,31 \text{ г/см}^3$?
2. Рассчитайте массу углекислого газа CO_2 , в которой содержится $2,55 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода?
3. Какую массу имеет кубик, изготовленный из сплава меди и цинка, если он содержит $12,0 \cdot 10^{23}$ атомов меди и $1,5 \cdot 10^{24}$ атомов цинка?
4. Какой объем будет иметь цилиндр, изготовленный из меди, если он содержит $2,7 \cdot 10^{25}$ атомов. Плотность меди $8,96 \text{ г/см}^3$.
5. Какое количество молекул содержится в сосуде с 2,25 г углекислого газа?
6. Вычислите количество атомов, которое содержится в 2,5 г сульфата бария $BaSO_4$.
7. Какое количество атомов содержится в шарике из латуни массой 25,0 г? В состав латуни входит 48 мас.% цинка и 52 мас.% меди.
8. Вычислите массу молекулы азота N_2 .
9. Вычислите молярную массу простого вещества, если $1,2 \cdot 10^{24}$ атомов его имеет массу 11,5 г.
10. Вычислите молярную массу вещества, если масса одной молекулы равна $1,5 \cdot 10^{-23}$ г.
11. Вычислите количество атомов в молекуле простого вещества, если 0,25 моль этого вещества содержит $3,01 \cdot 10^{23}$ атомов.

АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВ. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ. ФИЗИКА И ХИМИЯ В ОДНОМ ФЛАКОНЕ

Все, что есть в химии научного, это физика, а остальное — кухня.

Лев Ландау

Мы, может быть, посмеемся над снисходительным и даже выскомерным по отношению к химикам высказыванием знаменитого физика, данным в эпитафии. Однако так ли уж он не прав? В данном случае мы имеем в виду важность агрегатного состояния вещества и условий окружающей среды для протекания той или иной реакции.

Давайте рассмотрим три агрегатных состояния вещества — твердое, жидкое и газообразное (рис. 13). В твердом состоянии молекулы вещества не могут перемещаться друг относительно

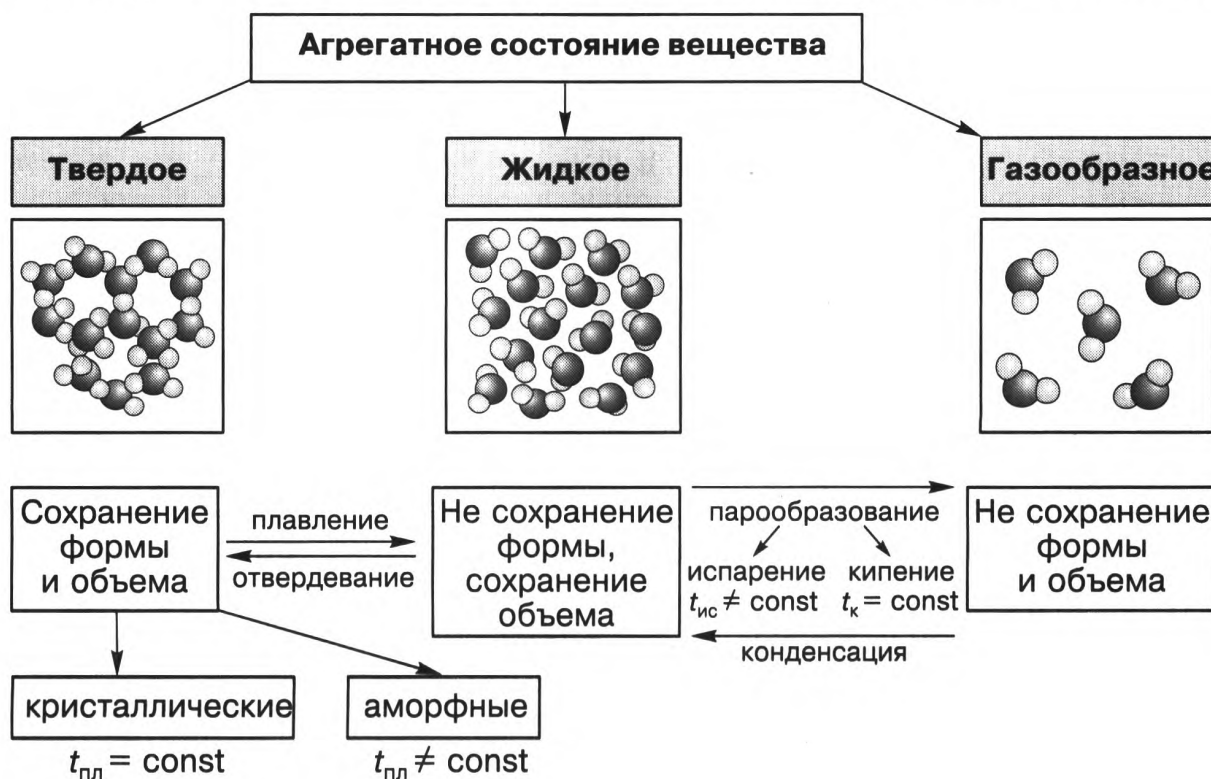


Рис. 13. Свойства веществ в разных агрегатных состояниях

друга, как не могут свободно передвигаться люди в переполненном вагоне метро в час пик. Из-за малого межмолекулярного расстояния в твердых телах сильно взаимное притяжение молекул. Большинство твердых тел имеют кристаллическую структуру, т. е. их молекулы располагаются в определенном порядке, но существуют и аморфные вещества с неупорядоченной структурой, например, стекло.

Теперь представим переход в метро. Здесь тоже много людей, но все-таки не так тесно, как в вагоне, и они перемещаются, но перемещаются «потоками». Это уже больше похоже на жидкое агрегатное состояние, когда среда сохраняет объем, но может принимать разные формы. Мы знаем, что жидкости принимают форму сосуда, в который ее помещают. Или капли, сферической в газовой среде или растекающейся на твердой поверхности, т. е. при действии небольших внешних сил или гравитации молекулы легко перемещаются.

Итак, мы подошли к третьему агрегатному состоянию, которое в данной главе нас интересует больше всего. Молекулы газов находятся на таком расстоянии друг от друга, которое на порядки превышает размеры молекул. Если продолжать аналогию с людьми, то можно представить относительно безлюдную улицу или парк с отдельными пешеходами, гуляющими в значительном отдалении друг от друга.

В отличие от твердых тел и жидкостей объем газов существенно зависит от давления и температуры. Так, в нормальных условиях, т. е. при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и атмосферном давлении, плотность газа примерно в 1000 раз меньше плотности того же вещества в твердом или жидком состоянии.

Любое вещество можно перевести в газообразное состояние надлежащим подбором давления и температуры. Так, все мы знаем и неоднократно наблюдали фазовые переходы воды при атмосферном давлении. При температуре выше $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ молекулы воды существуют в виде газа, который мы называем паром. В интервале температур от 0 до $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ вода является жидкостью, а при температуре ниже $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ вода замерзает, т. е. становится твердым телом.

При изменении давления температура перехода в другое агрегатное состояние также меняется. На этом основана лабораторная методика перегонки высококипящих жидкостей в вакууме, так как при понижении давления температура кипения также становится ниже. Повышение температуры кипения легко проиллюстрировать следующим бытовым примером. Благодаря герметичной крышке, во внутреннем объеме скороварки образуется повышенное давление, которое приводит к повышению температуры кипения воды, в результате чего продукты готовятся при более высокой температуре, т. е. «скоро».

Закон Авогадро назван в честь итальянского ученого Амедео Авогадро, который сформулировал его в 1811 г. на основании

многолетней экспериментальной работы. Ему было известно, что при протекании химической реакции между газами соотношение объемов этих газов такое же, как и их молекулярное соотношение. Например, если три молекулы водорода H_2 реагируют с молекулой азота N_2 с образованием двух молекул аммиака NH_3 , то объем участвующего в реакции водорода в три раза больше объема азота:



Из этого Авогадро сделал вывод, что количество молекул в двух объемах должно находиться в соотношении 3 : 1, или, другими словами, что равные объемы газа должны содержать равное количество атомов или молекул. Предпосылкой для этого стало правило кратных отношений, установленное ранее Дальтоном. Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые доли любого из элементов в этих соединениях относятся друг к другу как небольшие целые числа. В качестве примера, иллюстрирующего справедливость этого правила, рассмотрим оксиды азота:



Нетрудно заметить, что в молекулах этих соединений число атомов кислорода, приходящееся на два атома азота, относится между собой как 1 : 3 : 4 : 5.

Французский ученый Ж. Л. Гей-Люссак установил закон объемных отношений:

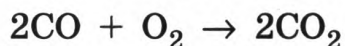
Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) относятся друг к другу как простые целые числа.

Все законы, предшествовавшие закону Авогадро, приведены на рис. 14.



Рис. 14. Законы, связанные с объемом газа

Для реакций веществ, находящихся в газовом состоянии и дающих газообразные продукты, действителен не только закон эквивалентов, определяющий отношение масс, но и закон объемных отношений Гей-Люссака (1808 г.). При постоянных давлении и температуре объемы реагирующих между собой газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся как небольшие целые числа. Например, рассмотрим взаимодействие оксида углерода(II), или угарного газа, с кислородом:



Отношение объемов равно: $V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 1 : 2$.

Итак, на основании всех этих закономерностей и был открыт закон Авогадро:

В равных объемах различных газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Не менее важны следствия из закона Авогадро, которые мы применяем на практике:

Первое следствие закона Авогадро:

Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

При нормальных условиях объем одного моля идеального газа равен 22,4 л.

Этот объем называют молярным объемом V_M .

Таким образом, молярный объем при нормальных условиях $V_M = 22,4$ л/моль. Объем, количество вещества и молярный объем связаны соотношением: $V = V_M \cdot n$.

ПРИМЕР 1 Какой объем имеет воздушный шар, заполненный 0,15 г гелия при нормальных условиях?

Способ 1. Гелий относится к благородным газам, поэтому газообразный гелий состоит из одноатомных молекул, т. е. $M(\text{He}) = 4$ г/моль.

Определим количество моль гелия.

$$n(\text{He}) = m/M = 0,15 \text{ г} / 4 \text{ г/моль} = 0,0375 \text{ моль}.$$

Согласно первому следствию закона Авогадро 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л, рассчитаем объем гелия:

$$V(\text{He}) = V_M \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,0375 \text{ моль} = 0,84 \text{ л} = 840 \text{ мл}.$$

Способ 2. Известно, что масса одного моля — это молярная масса, а его объем — это молярный объем. Для гелия при нормальных условиях масса одного моля составляет 4 г, а его объем — 22,4 л.

Для решения задачи составляем пропорцию:

4 г занимают объем 22,4 л;

0,15 г — x л.

Отсюда $x = 0,15 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л} / 4 \text{ г} = 0,84 \text{ л} = 840 \text{ мл}$.

Ответ: 840 мл.

ПРИМЕР 2 2,20 г некоторого газа при нормальных условиях имеют объем 1,12 л. Вычислите молярную массу газа. Что это может быть за газ?

Можно воспользоваться методом пропорции, который мы использовали в примере 1 (способ 2). Масса газа x , занимающая при н. у. объем 22,4 л, и будет молярной массой (массой одного моля).

2,20 г занимают объем — 1,12 л;

x г — 22,4 л.

$x = 2,20 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л} / 1,12 \text{ л} = 44 \text{ г}$.

Таким образом, молярная масса газа равна 44 г/моль. Данную молярную массу имеют несколько газов: CO_2 , N_2O , C_3H_8 .

Ответ: 44 г/моль. Этим газом может быть, например, углекислый газ.

Второе следствие закона Авогадро:

Отношение масс одинаковых объемов двух газов при одних и тех же условиях есть величина постоянная для данных газов. Эта величина называется относительной плотностью D .

Величина D определяется экспериментально как отношение масс одинаковых объемов исследуемого газа m_1 и эталонного газа с известной молекулярной массой (M_2). По величинам D и m_2 можно найти молярную массу исследуемого газа: $m_1 = D \cdot m_2$.

Мы можем создать такие условия (давление, температура), когда в указанный объем может поместиться 1 моль газов. Например, при нормальных условиях объем сосуда должен составлять 22,4 л. В этом случае массы газов будут равны молярным массам этих газов. Поэтому отношение молярных масс газов будет равно относительной плотности $D = M_1/M_2$.

ПРИМЕР 3 Вычислите молярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 2,207. Молярную массу воздуха примите равной 29 г/моль.

Относительная плотность равна отношению молярных масс газов:

$$D = M_{\text{газа}}/M_{\text{возд.}}, \text{ отсюда}$$

$$M_{\text{газа}} = D \cdot M_{\text{возд.}} = 2,207 \cdot 29 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 64 г/моль.

ПРИМЕР 4 Какой объем при нормальных условиях займет 9,82 г газа, имеющего относительную плотность по водороду 22?

Зная относительную плотность газа, находим его молярную массу (см. пример 3):

$$M_{\text{газа}} = D \cdot M(\text{H}_2) = 22 \cdot 2 \text{ г/моль} = 44 \text{ г/моль.}$$

Вспомнив, что 1 моль данного газа в н. у. имеет массу 44 г и объем 22,4 л, используем метод пропорции (см. пример 1, способ 2).

44 г занимают объем — 22,4 л;

9,82 г — x л.

Отсюда $x = 9,82 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}/44 \text{ г} = 5 \text{ л.}$

Ответ: 5 л.

Вообще, термодинамические характеристики идеального газа описываются одним простым выражением, носящим название «уравнение состояния идеального газа», или **уравнение Менделеева–Клапейрона**:

$$pV = nRT \quad (1)$$

В это уравнение входят основные характеристики поведения газов: p , V и T — соответственно **давление**, **объем** и **абсолютная температура** газа (в градусах Кельвина), R — **универсальная газовая постоянная**, общая для всех газов, а n — **число**, пропорциональное **числу молекул или атомов** газа (т. е. **число молей** газа).

Впервые это уравнение было записано Менделеевым с использованием уравнения Клапейрона, объединившего законы Бойля—Мариотта и Гей-Люссака, также известные вам из курса физики. Поэтому этот закон принято называть **законом Менделеева–Клапейрона**. По существу, он позволил ввести все ранее сделанные эмпирические заключения о характере поведения газов в рамки новой молекулярно-кинетической теории.

ПРИМЕР 5 Какой объем займет 5,5 моль углекислого газа при 285 К и давлении 100,0 кПа?

Способ 1. Воспользуемся уравнением Менделеева–Клапейрона (1):

$$pV = nRT;$$

$$V = nRT/p = 5,5 \text{ моль} \cdot 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 285 \text{ К}/100 \text{ кПа} = 130,3 \text{ л.}$$

Способ 2. Эту задачу можно решить, используя уравнение объединенного газового закона и закон Авогадро.

Рассчитаем, какой объем займет при н. у. 5,5 моль газа:

$$V_0(\text{CO}_2) = V_M \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 5,5 \text{ моль} = 123,2 \text{ л.}$$

Используем уравнение объединенного газового закона в виде:

$$pV/T = p_0V_0/T_0,$$

где p_0, V_0, T_0 — давление, объем и температура при нормальных условиях. В уравнении необходимо использовать температуру в кельвинах. Размерности давления и объема могут быть любые, но они должны быть одинаковы для разных условий.

Итак, находим объем при заданных условиях:

$$V = T p_0 V_0 / (p T_0) = 285 \text{ К} \cdot 101,3 \text{ кПа} \cdot 123,2 \text{ л} / (100 \text{ кПа} \cdot 273 \text{ К}) = 130,3 \text{ л.}$$

Ответ: объем углекислого газа равен 130,3 л.

Строго говоря, этот закон в точности выполняется только для идеального газа, который представляет собой упрощенную математическую модель реального газа. В этой модели, во-первых, предполагается, что молекулы газа не взаимодействуют друг с другом, т. е. их размеры пренебрежимо малы. Также между частицами газа нет дальнего взаимодействия, например, электростатического или гравитационного. Из этих допущений нам становится ясно, что при высоких давлениях данное уравнение неприменимо, так как расстояние между частицами заметно сокращается.

Действительно, если мы рассмотрим 1 л газа в цилиндре, в котором перемещающимся поршнем создается давление (рис. 15), то при постоянной температуре объем газа уменьшится ровно настолько, насколько увеличится давление в цилиндре.

В задачах школьного курса химии обычно указываются условия — н. у. — т. е. давление 1 атм и температура 0 °С. Если же даны другие условия, то количество вещества можно рассчитать из уравнения Менделеева–Клапейрона. Важно понимать, что первое следствие закона Авогадро — это лишь частный случай, т. е. объем одного моля газа при заданных температуре и давлении. Давайте в этом убедимся. Итак, подставим в уравнение Менделеева–Клапейрона известные величины и вычислим объем. В данном случае у нас $T = 273 \text{ К}$, $p = 1 \text{ атм}$, $n = 1 \text{ моль}$, $R = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$. Получаем выражение:

$$V = (1 \text{ моль} \cdot 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 273 \text{ К})/1 \text{ атм} \approx 22,4 \text{ л.}$$

(Не путать со значением газовой постоянной с другой размерностью $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$, здесь давление выражено в паскалях.)

В настоящее время для обозначения размерности физических величин рекомендована система СИ, наверняка вы сталкивались с ней на уроках физики. В этой системе температура и количество вещества измеряются также в кельвинах и молях соответственно. Но давление там измеряется в паскалях (Па), масса — в килограммах (кг), объем — в метрах кубических (м^3), молярная масса в килограммах на моль (кг/моль), а универсальная газовая постоянная R составляет $8,31 \text{ Дж}/\text{моль} \cdot \text{К}$.

Химики не очень привыкли измерять объем в кубометрах, а массу в килограммах. Им привычнее литры, миллилитры и граммы. Поэтому при использовании R , равной $8,31 \text{ Дж}/\text{моль} \cdot \text{К}$, химики используют следующие единицы: массу — в граммах, молярную массу — в граммах на моль, объем — в литрах, а давление — в килопаскалях (табл. 4). При этом грамм и грамм на моль — однотипные единицы. При переводе паскалей в килопаскали необходимо разделить на 1000, а при переводе кубических метров в литры, наоборот, умножить.

Так как единицы давления используются разные, еще раз обратим внимание на нормальные условия. Мы уже сказали, что температура при этих условиях должна быть 0°C или 273 К . Давление при н. у. равно 1 атмосфере, что соответствует давлению в других единицах:

$$1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 101,3 \text{ кПа} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

В уравнении (1) можно заменить $n = m/M$:

$$pV = (m/M) \cdot RT \tag{2}$$

Из уравнения состояния идеального газа можно рассчитать некоторые физические величины.

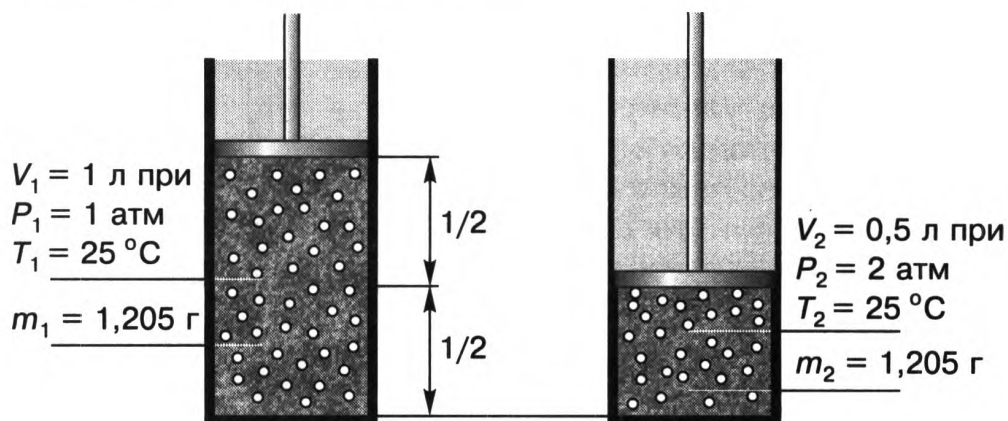


Рис. 15. Связь объема газа, давления и расстояния между частицами (масса указана для аргона)

ТАБЛИЦА 4. Размерности основных физических величин для расчетов по газовым законам.

Физические величины	Система СИ	Обычно используют химики
Универсальная газовая постоянная	8,31 Дж/моль·К	8,31 Дж/моль·К
Количество вещества	моль	моль
Температура	К	К
Масса	кг	г
Молярная масса	кг/моль	г/моль
Объем	м ³	л (или то же самое — дм ³ , мл = см ³)
Давление	Па	кПа

Например, плотность газа — это отношение его массы к объему. Можно выразить отношение массы к объему. Получим, что

$$\rho = m/V = pM/RT.$$

Еще одна физическая величина — молярный объем газа при заданных условиях. Это отношение объема к количеству моль газа. $V_M = V/n$.

Для вывода используем уравнение (1) $V/n = RT/p$, т. е. $V_M = RT/p$. Можно рассчитать, например, всем известный молярный объем при нормальных условиях:

$$V_M = RT/p = 8,31 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К} \cdot 273 \text{ К} / 101,3 \text{ кПа} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Это число полезно запомнить для того, чтобы определять объем газа при известном количестве вещества или наоборот, не прибегая к стадии расчетов по уравнению состояния.

Мы столкнулись с тем, что предпосылкой закона Авогадро стали эмпирические закономерности, основанные на количественных соотношениях участников химических реакций. Таким образом, мы вплотную подошли к тому разделу химии, знание которого является ключевым при проведении химических расчетов, да и вообще при составлении уравнений химических реакций.

Стехиометрия — это раздел химии, изучающий количественный состав веществ и количественные соотношения (масс и объемов) между реагирующими веществами; вывод химических формул и установление уравнений химических реакций.

Соотношения, в которых вещества вступают в реакцию, называют **стехиометрическими**.

Правила стехиометрии лежат в основе всех расчетов, связанных с уравнениями химических реакций. Таким образом, и закон Авогадро, и правило кратных отношений, сформулированное Дальтоном, и закон Гей-Люссака являются стехиометрическими законами.

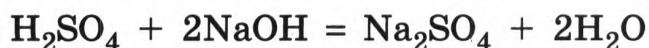
В основу составления химических уравнений положен метод материального баланса, основанный на законе сохранения массы.

Закон сохранения массы веществ: масса реагирующих веществ равна массе продуктов реакции.

Этот закон был сформулирован независимо русским ученым М. В. Ломоносовым и французским А. Л. Лавуазье еще в XVIII в. (табл. 5).

В химической реакции число взаимодействующих атомов остается неизменным, происходит только их перегруппировка с разрушением исходных веществ. Коэффициенты перед формулами химических соединений называются стехиометрическими.

Например, рассмотрим взаимодействие серной кислоты с едким натром, или реакцию нейтрализации:



Прежде всего, мы видим, что число атомов каждого элемента в молекулах исходных веществ и продуктов реакции, т. е. в правой и левой части уравнения химической реакции, одинаково. В данном уравнении это 6 атомов кислорода, 4 — водорода, 1 — серы, 2 — натрия. При молекулах NaOH и H₂O стоит стехиометрический коэффициент 2, при остальных участниках реакции нет коэффициента, т. е. он равен единице. Это означает, что при взаимодействии одной молекулы серной кислоты с двумя молекулами едкого натра получается одна молекула сульфата натрия и две молекулы воды. Поскольку количество вещества мы измеряем в молях, один моль кислоты взаимодействует с двумя молями щелочи, при любом другом количестве исходных веществ их соотношение будет равным 1: 2. То же касается и продуктов реакции. В общем случае x моль кислоты реагирует с $2x$ молями щелочи с получением x моль соли и $2x$ моль воды. Если же взято другое соотношение исходных веществ, то вещество, оказавшееся в избытке, останется непрореагировавшим.

Возьмем такую аналогию. Допустим, в школе проводят викторину. В каждую команду набирают трех человек из физико-математического класса и двух — из гуманитарного. В физико-математическом классе 30 человек, которых хватает на 10 команд, а в гуманитарном — 24 человека. Для десяти команд потребуется 20 человек, и остается 4 человека, которые не вошли ни в какую команду. Здесь условно команда — это молекула, образованная

в результате реакции, а ученики разных классов — молекулы исходных веществ.

Итак, вернемся к реакции нейтрализации. Если мы возьмем 1 моль серной кислоты и 3 моля гидроксида натрия, то 1 моль NaOH останется непрореагировавшим, и мы будем говорить, что этот реагент взят в избытке.

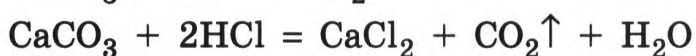
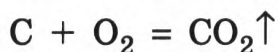
Еще одним важным стехиометрическим законом является Закон постоянства состава, сформулированный Прустом (табл. 5).

Он гласит:

Химическое соединение, имеющее молекулярное строение, независимо от метода получения характеризуется **постоянным составом**.

В качестве примера рассмотрим состав воды: качественный ее состав — она состоит из кислорода и водорода, количественный состав — 88,89 и 11,11%, соответственно. Она имеет приведенный выше состав независимо от того, как она получена: синтезом из водорода и кислорода, реакцией нейтрализации или из кристаллогидратов.

Возьмем еще один пример. Оксид углерода(IV), или углекислый газ, как мы знаем, можно получить различными способами. Более того, реакцию получения этого газа мы иногда проводим в домашних условиях при изготовлении теста для выпечки, когда «гасим» соду, т. е. гидрокарбонат натрия, уксусной или лимонной кислотой. Образующиеся пузырьки газа делают тесто пористым и мягким. Запишем некоторые реакции получения углекислого газа:



Сейчас нам кажется очевидным, что углекислый газ, полученный в каждой из этих трех реакций, является одним и тем же веществом, т. е. обладает постоянством состава.

Чтобы получить сульфид железа(II) FeS, мы смешиваем железо и серу в соотношении 7 : 4. Если смешать их в другой пропорции, например 10 : 4, то химическая реакция произойдет, но 3 г железа в реакцию не вступит. Почему наблюдается такая закономерность? Известно, что в сульфиде железа(II) на каждый один атом железа приходится один атом серы. Следовательно, для реакции нужно брать вещества в таких массовых соотношениях, чтобы сохранялось соотношение атомов железа и серы (1 : 1). Поскольку численные значения атомных масс Fe, S и их относительных атомных масс совпадают, можно записать:

$A_r(\text{Fe})/A_r(\text{S}) = 56 : 32 = 7 : 4$. Отношение 7 : 4 сохраняется постоянно, в каких бы единицах массы ни выражать массу веществ (г, кг, т, а. е. м.). Большинство химических веществ обладает постоянным составом.

Химические вещества с постоянным составом называют **дальтонидами**, в честь английского физика и химика Дальтона. Такие вещества могут иметь и атомное, и молекулярное строение. Однако существуют вещества с нестехиометрическим составом, их состав зависит от способа получения. Такие вещества называют **бертоллидами**, в честь французского химика Бертолле. Бертоллидами являются многие вещества с металлической ионной связью, например, оксиды и сульфиды металлов. Правда, иногда возможные отклонения состава от стехиометрического не столь существенны и ими можно пренебречь.

При решении задач мы будем рассматривать все вещества, участвующие в химической реакции дальтонидами, т. е. обладающими постоянством состава, если это не оговорено особо.

В табл. 5 показано, какой вклад в познание химии внесли ученые разных стран с середины XVIII в. вплоть до 1869 г., ознаменовавшегося открытием Д. И. Менделеевым периодического закона.

ТАБЛИЦА 5. Хронология развития представлений о количественных соотношениях в химии

Закон	Ученый, открывший закон	Год открытия
Закон сохранения массы веществ	М. В. Ломоносов А. Л. Лавуазье	1756 1777
Закон эквивалентных отношений	И. В. Рихтер	1792
Закон постоянства состава	Ж. Л. Пруст	1797
Закон кратных отношений	Дж. Дальтон	1803
Закон объемных отношений	Ж. Л. Гей-Люссак	1808
Закон Авогадро	А. Авогадро	1811
Уравнение состояния идеального газа	Б. П. Клапейрон	1834
Обобщенное	Д. И. Менделеев	1874
Периодический закон химических элементов	Д. И. Менделеев	1869

ПРОСТЫЕ

1. Сколько молей и граммов в диоксиде углерода объемом 448 л (при н. у.)?
2. Определите массу 30 л аммиака при н. у.
3. Вычислите плотность этана C_2H_4 по водороду и воздуху.
4. Вычислите плотность арсина AsH_3 по воздуху.
5. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3}$ кг этого газа при $20^\circ C$ и $0,253 \cdot 10^5$ Па занимает объем $22,18 \cdot 10^{-3} m^3$.
6. Какой объем займут 0,37 моль азота при $210^\circ C$ и давлении $3,03 \cdot 10^7$ Па?
7. Давление воздуха в автомобильной шине равно $3,0399 \cdot 10^5$ Па при $15^\circ C$. Как изменится давление в шине при нагревании ее до $60^\circ C$ от трения при движении автомобиля? Объем считать постоянным.
8. Вычислите массу $10 m^3$ воздуха при $17^\circ C$ и давлении 83,2 кПа.

СЛОЖНЫЕ

1. Сколько молекул содержится в 1 мл газа при н. у.?
2. Масса 200 мл ацетилен (при н. у.) равна 0,232 г. Рассчитайте молярную массу ацетилена.
3. Плотность газа по воздуху 2,562. Вычислите массу $10^{-3} m^3$ газа при нормальных условиях.
4. Газометр емкостью 20 л наполнен газом. Плотность его по водороду составляет 40, давление — $1,03 \cdot 10^5$ Па, температура $15^\circ C$. Определите массу газа.
5. Определите количество молей:
 - а) магния в 4,86 г;
 - б) сульфата алюминия в 342 г;
 - в) воды в 1 л при $4^\circ C$ и $1,013 \cdot 10^5$ Па.
6. Вычислите молярную массу ацетона, если масса 1 л его паров при $87^\circ C$ и давлении 720 мм рт. ст. равна 1,86 г.
7. Какой объем займут 500 г воздуха при $17^\circ C$ и 760 мм рт. ст.?
8. При $26^\circ C$ и давлении 98,7 кПа над водой собрали 250 мл водорода. Давление насыщенного пара воды при этой температуре составляет 3,4 кПа. Вычислите массу и объем водорода при н. у.

ТЕОРИЯ И РЕАЛЬНОСТЬ. ЧТО ТАКОЕ ВЫХОД? РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Очень важно не прекращать задавать вопросы.

Альберт Эйнштейн

Цитата Эйнштейна, предваряющая эту главу, скорее всего, относится к процессу познания вообще. Тем не менее при решении расчетных задач всегда полезно задавать вопросы: для чего в задаче дана эта величина? Каково агрегатное состояние вещества, полученного в результате реакции? Какие формулы я могу использовать? Что я могу вычислить по этим формулам? Или по-другому: какие величины мне нужно знать, чтобы вычислить параметр, заданный в вопросе? Как определить эти величины? И действительно важно не прекращать задавать подобные вопросы, пока не прояснится весь ход решения.

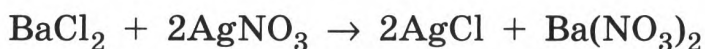
Если в предлагаемой задаче дано уравнение химической реакции, то при вычислениях используются уже известные стехиометрические коэффициенты при исходных и конечных веществах, а также формулы этих веществ для вычисления молекулярной массы. Итак, из уравнения реакции мы можем автоматически получить молекулярные массы всех продуктов, а также их стехиометрические соотношения. Но это не значит, что для решения любой задачи нам потребуются все эти численные значения.

Отправной точкой служат те числа, которые нам даны в условии задачи. И первым вопросом, поставленным самому себе, должен быть вопрос: а для чего мне дано именно это число? Первым делом вспоминаем простейшее уравнение, связывающее молекулярную массу, вес и количество молей вещества. Эту формулу и примеры расчетов мы уже «обкатывали» в первой главе.

Понятно, что если дано количество вещества, то можно рассчитать его вес, и наоборот, поскольку молекулярную массу мы рассчитываем по формуле, которую видим в уравнении. Если же нам известно количество исходного вещества и надо определить вес продукта, то, используя стехиометрические коэффициенты, мы можем рассчитать количество молей продукта и далее его

вес. В этом нетрудно убедиться, если рассмотреть конкретное уравнение реакции и возможные варианты задач.

ПРИМЕР 1 Определите массу AgCl , выпавшего в осадок при взаимодействии 0,2 моль BaCl_2 с AgNO_3 по уравнению:



Итак, количество вещества $n(\text{BaCl}_2) = 0,2$ моль. Из уравнения мы видим, что из одного моля хлорида бария получается 2 моля хлорида серебра, т. е. для того, чтобы найти количество вещества хлорида серебра, надо 0,2 умножить на стехиометрический коэффициент 2.

Следовательно, $n(\text{AgCl}) = 2 \cdot 0,2 = 0,4$ моль.

Теперь рассчитаем молярную массу AgCl : $M(\text{AgCl}) = 108 + 35,5 = 143,5$ г/моль.

Последний шаг заключается в применении все того же известного нам уравнения, из которого мы находим массу хлорида серебра:

$$m(\text{AgCl}) = M(\text{AgCl}) \cdot n(\text{AgCl}) = 0,4 \text{ моль} \cdot 143,5 \text{ г/моль} = 57,4 \text{ г.}$$

Ответ: 57,4 г.

Заметим, что формулировка той же задачи могла бы быть немного другой. Например: сколько грамм осадка выпадет при взаимодействии 0,2 моль хлорида бария с нитратом серебра? При этой формулировке помимо знания номенклатуры химических соединений, т. е. узнавания формулы по названию, от вас потребовалось бы еще знание, что из двух веществ в правой части уравнения реакции именно хлорид серебра является нерастворимым и выпадает в осадок. Или умение пользоваться таблицей растворимости, что на ЕГЭ разрешено. Естественно, расчеты были бы абсолютно идентичны только что проведенным.

Пофантазируем на тему вариаций задач по этому же уравнению.

ПРИМЕР 2 Сколько грамм хлорида бария нужно взять для получения 100 г осадка хлорида серебра?

Для проведения такого рода расчетов, как мы знаем, нам надо обязательно знать количество вещества, поэтому сначала находим $n(\text{AgCl})$:

$$n(\text{AgCl}) = m(\text{AgCl})/M(\text{AgCl}) = 100 \text{ г}/143,5 \text{ г/моль} = 0,7 \text{ моль.}$$

Опять смотрим на уравнение. Согласно стехиометрическому соотношению, т. е. отношению стехиометрических коэффициентов, $n(\text{BaCl}_2)/n(\text{AgCl}) = 1/2$. Теперь нам нужно не умножать количество вещества на стехиометрический коэффициент 2, а делить на него, т. е. $n(\text{BaCl}_2) = n(\text{AgCl})/2 = 0,35$ моль. Итак, для

получения 100 г, или 0,7 моль, AgCl , нам нужно взять 0,35 моль хлорида бария, или в граммах: $m(\text{BaCl}_2) = 0,35$.

Ответ: 0,35 г.

Наверное, каждому когда-нибудь приходилось собирать пазл. Если представить, что химическая реакция в той или иной задаче — это своеобразный пазл, то словесная формулировка, т. е. название типа химической реакции, исходных веществ, агрегатного состояния исходных веществ и(или) продуктов реакции — это уже собранный участок пазла, который подсказывает, куда двигаться дальше. Следующим этапом будет написание уравнения химической реакции, расстановка стехиометрических коэффициентов. После этого можно сказать, что уже примерно половина пазла собрана, и приступить к установке на нужные места тех «фрагментов пазла», которые нам даны в условии задачи — это количество вещества или его вес. Следующими фрагментами будут молярные массы веществ, рассчитанные по их химическим формулам. И, наконец, финальные расчеты позволят получить полную картину, в которую будет входить и требующийся ответ на поставленный в задаче вопрос (рис. 16).

По этому образу также легко понять, что задачи могут варьироваться, т. е. как известные величины, так и недостающие данные, которые нужно рассчитать, могут быть разными и относиться к любому веществу—участнику реакции, но в итоге все они займут свои места на общей картине.

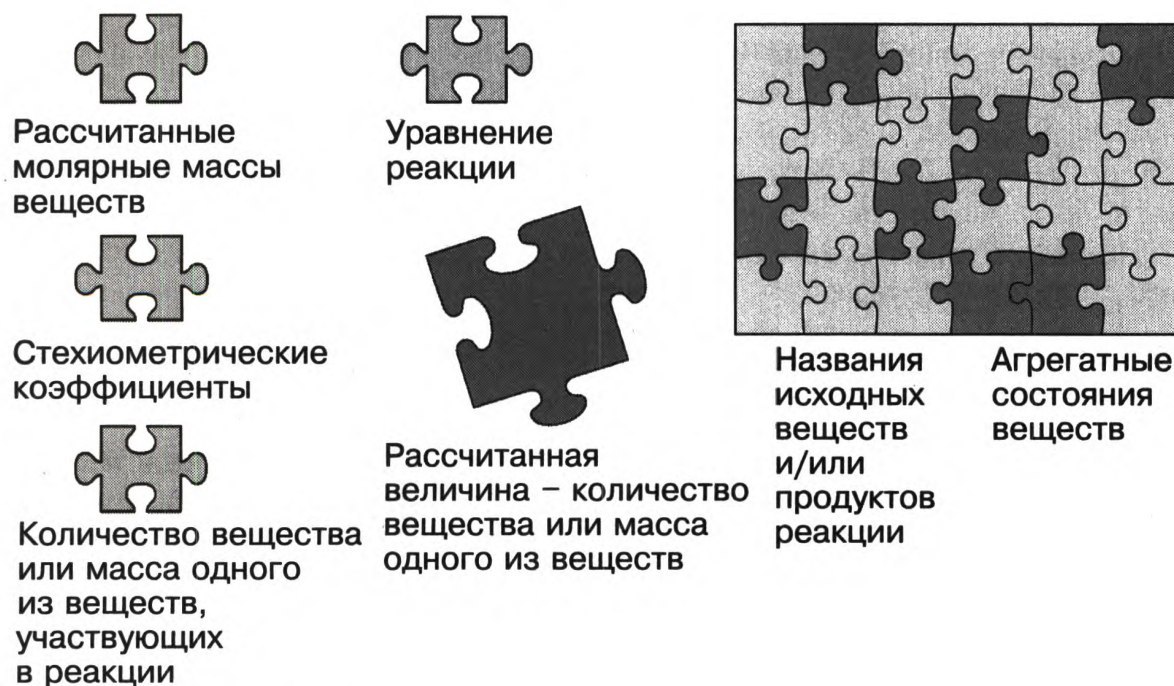


Рис. 16. Образное представление расчетной задачи по заданной химической реакции. Составление «пазла», включающего элементы условия задачи и ее решения

Мы рассмотрели реакцию, в которой исходное вещество реагирует нацело, т. е. в растворе не остается непрореагировавшего хлорида бария. И на самом деле в такого рода реакциях обмена, когда происходит образование нерастворимого осадка, выход реакции близок к теоретическому. Но давайте не будем забегать вперед и вспомним, что же такое выход химической реакции.

Прежде всего надо понимать, что слово «выход» относится только к веществам—продуктам реакции. Теоретический выход — это масса или объем вещества, которые получаются при расчете, исходя из количества исходных веществ. Практический, или реальный, выход всегда ниже теоретически возможного. Это касается идеального случая, а в химической практике, да и в жизни вообще, идеальных ситуаций не бывает, хотя могут быть ситуации, близкие к идеальным, с чем мы уже столкнулись при рассмотрении идеальных газов и описывающего их уравнения. Практическое количество полученного вещества может быть ниже теоретического по ряду причин, включающих как условия проведения реакции, так и их обратимость, участие в реакции веществ в разных агрегатных состояниях, утечку образующихся газов и т. д. Итак,

Теоретический выход — это максимальное количество продукта, которое получается в результате химической реакции.

Массовая (мольная, объемная) доля выхода продукта реакции — это соотношение массы (количества вещества, объема) продукта, которая практически получена в ходе реакции, $m_{\text{пр.}}$, к массе (количеству, объему) продукта, которая рассчитана теоретически, $m_{\text{теор.}}$. Массовую (мольную, объемную) долю выхода продукта реакции можно выразить в долях, а можно в процентах:

$$\eta = m_{\text{пр.}}/m_{\text{теор.}} \text{ (выход в долях),}$$

$$\eta = m_{\text{практ.}}/m_{\text{теор.}} \cdot 100\% \text{ (выход в процентах),}$$

где η — выход реакции; $m_{\text{практ.}}$ — практическая масса вещества-продукта; $m_{\text{теор.}}$ — теоретическая масса вещества-продукта.

В соответствии с определением, записываем другие уравнения для выхода реакции с участием количества вещества и объема.

$$\eta = n_{\text{практ.}}/n_{\text{теор.}} \quad (\text{выход в долях})$$

$$\eta = n_{\text{практ.}}/n_{\text{теор.}} \cdot 100\% \quad (\text{выход в процентах})$$

$$\eta = V_{\text{практ.}}/V_{\text{теор.}} \quad (\text{выход в долях})$$

$$\eta = V_{\text{практ.}}/V_{\text{теор.}} \cdot 100\% \quad (\text{выход в процентах})$$

Из уравнения видно, что если $m_{\text{практ.}} = m_{\text{теор.}}$, то выход в долях составляет единицу, в процентах — 100%, и, соответственно, чем меньше значение $m_{\text{практ.}}$, тем ниже выход. Если, допустим, выход реакции составляет 80%, это будет значить, что только 80% исходного вещества вступило в реакцию, а 20% осталось непрореагировавшим. Понятно, что для практических целей условия проведения реакции подбирают так, чтобы выход был максимально возможным. Если же выход очень низкий, то такую реакцию не используют для получения данного продукта, а проводят поиск других способов получения.

Используя это уравнение, можно, во-первых, посчитать выход продукта, если известны массы исходного вещества и продукта реакции. Во-вторых, определить практическую массу, т. е. массу продукта, если даны выход и масса исходного вещества. И, наконец, в-третьих, если известны выход и масса продукта, можно определить, сколько исходного вещества было взято для проведения данной реакции. Конечно, прежде чем воспользоваться приведенными уравнениями, нужно определить недостающую величину, чаще всего это теоретическая масса продукта реакции. Эти же рассуждения касаются и объемов, если продукты реакции газообразные.

Как всегда, все становится понятнее, если рассмотреть конкретный пример задачи.

ПРИМЕР 3 Какое количество вещества аммиака получится при действии избытка раствора гидроксида калия на 100 г сульфата аммония, если выход в данной реакции 75%?

Прежде всего следует записать уравнение химической реакции. Здесь мы видим пример реакции, когда сильное основание вытесняет слабое из его соли:



Нам дана масса сульфата аммония, из которой можно вычислить количество вещества, предварительно рассчитав молярную массу $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

$$M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = (14 + 4) \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 132;$$

$$n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = m/M = 100/132 = 0,76 \text{ моль.}$$

Теоретическое количество вещества аммиака получаем, умножив полученную цифру на стехиометрический коэффициент:

$$n_{\text{теор.}}(\text{NH}_3) = 2 \cdot n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,76 = 1,52 \text{ моль.}$$

Зная выход продукта реакции, определим практическое количество полученного вещества:

$$n_{\text{практ.}}(\text{NH}_3) = \eta \cdot n_{\text{теор.}}(\text{NH}_3)/100\% = 75 \cdot 1,52/100 = 1,14 \text{ моль.}$$

Ответ: $n_{\text{практ.}}(\text{NH}_3) = 1,14$ моль.

Примечание: мы можем также вычислить объем и массу полученного газа.

$$V(\text{NH}_3) = 22,4 \cdot 1,14 = 25,54 \text{ л;}$$

$$m(\text{NH}_3) = M(\text{NH}_3) \cdot n_{\text{практ.}}(\text{NH}_3) = 17 \cdot 1,14 = 19,38 \text{ г.}$$

Давайте еще раз прочтем предыдущую задачу и обратим внимание на фразу «при действии избытка». Что же это значит? Избыток в химическом понимании означает, что вещество взято в количестве, заведомо превышающем стехиометрическое. Поэтому расчет ведется по другому исходному веществу, масса которого нам и дана. Что же делать, если неизвестно, какое вещество взято в избытке?

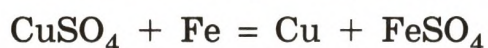
Еще раз отметим, что при решении такого типа задач, т. е. на «избыток-недостаток», базовым является понимание того, что исходные вещества взяты в соотношении, не являющемся стехиометрическим. Обратимся к уравнению реакции, написанному в предыдущей задаче. Посмотрев на коэффициенты, сразу заключаем, что стехиометрическое соотношение гидроксида калия и сульфата аммония

$$n(\text{KOH}) : n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 : 1.$$

Допустим, если для проведения реакции взято 3 моль KOH и 1 моль $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, то понятно, что 1 моль гидроксида калия останется непрореагировавшим и этот реагент взят в избытке. Часто задается не количество вещества, а масса исходных веществ. Совершенно очевидно, что при данной постановке задачи нужно сначала вычислить количество вещества, а уже затем определять, какой из реагентов присутствует в избытке, а какой в недостатке. Количество вещества—продукта реакции всегда рассчитывается по исходному веществу, взятому в недостатке. Такие задачи могут также быть самыми разнообразными — реагенты могут быть в разных агрегатных состояниях, в виде раствора, содержать примеси. В качестве примера рассмотрим задачу с написанным уравнением химической реакции и без «усложняющих обстоятельств».

ПРИМЕР 4 В раствор, содержащий 0,1 моль сульфата меди(II), поместили 2 г железа. Каковы массы образовавшихся веществ?

Химическая реакция идет по схеме:



Для того чтобы определить стехиометрический избыток-недостаток, вычислим количество вещества железа.

$$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/M(\text{Fe}) = 2/56 = 0,036 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции видим, что соотношение $n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Fe}) = 1 : 1$, т. е. на реакцию с железом расходуется 0,036 моль сульфата меди, следовательно, этот реагент взят в избытке, и массы образовавшихся веществ следует считать по железу. В данном случае все стехиометрические коэффициенты равны единице, и мы имеем количество вещества и меди, и сульфата железа, равное 0,036 моль. Теперь рассчитаем их массы.

$$m(\text{Cu}) = M(\text{Cu}) \cdot n(\text{Cu}) = 64 \cdot 0,036 = 2,30 \text{ г;}$$

$$m(\text{FeSO}_4) = M(\text{FeSO}_4) \cdot n(\text{FeSO}_4) = 152 \cdot 0,036 = 5,47 \text{ г.}$$

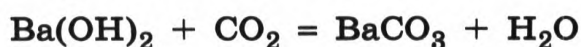
Ответ: $m(\text{Cu}) = 2,30 \text{ г. } m(\text{FeSO}_4) = 5,47 \text{ г.}$

Расчеты были бы сложнее, если бы задавалась концентрация и объем раствора (как вариант концентрация, масса и плотность), тогда количество вещества сульфата меди надо было бы рассчитывать дополнительно. Задачи, связанные с растворами и со способами выражения их концентрации, мы рассмотрим далее в отдельной главе.

Еще один вариант подобной задачи связан с реакциями, в которых один или несколько компонентов являются газами. В этом случае мы должны вспомнить про закон Авогадро.

ПРИМЕР 5 Какая масса осадка образуется, если пропустить оксид углерода(IV) объемом 280 мл (н. у.) через раствор, содержащий 10 г гидроксида бария?

Запишем уравнение реакции, в данном случае это реакция нейтрализации основания кислотным оксидом с образованием нерастворимой соли и воды:



Вычислим молярную массу, а затем количество вещества гидроксида бария:

$$M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 137 + 16 \cdot 2 + 2 = 171 \text{ г/моль;}$$

$$n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 10/171 = 0,0585 \text{ моль.}$$

Чтобы найти количество вещества углекислого газа, воспользуемся законом Авогадро, но для этого сначала переведем мл в л:

$$V(\text{CO}_2) = 280 \text{ мл} = 0,28 \text{ л.}$$

Как мы знаем, по закону Авогадро, 1 моль газа занимает 22,4 л:

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2)/V(1 \text{ моль}) = 0,28/22,4 = 0,0125 \text{ моль.}$$

Из полученных величин мы делаем вывод — гидроксид бария взят в избытке, и проводим расчеты по оксиду углерода. Из уравнения реакции видно, что стехиометрическое соотношение $n(\text{CO}_2)/n(\text{BaCO}_3) = 1 : 1$, т. е. $n(\text{BaCO}_3) = 0,0125$ моль. Вычисляем его массу, предварительно вычислив молярную массу.

$$M(\text{BaCO}_3) = 137 + 12 + 16 \cdot 3 = 197 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{BaCO}_3) = 0,0125 \text{ моль} \cdot 197 \text{ г/моль} = 2,46 \text{ г.}$$

Ответ: 2,46 г.

Мы рассмотрели задачи, связанные с избытком одного из исходных веществ и, соответственно, недостатком другого. Избыток одного из компонентов в реальных условиях, т. е. в лаборатории или на производстве, берется для того, чтобы сместить равновесие вправо, т. е. в сторону образования продуктов реакции.

Еще одним из вариантов является использование вещества, содержащего примеси, т. е. во взятой массе исходного реагента содержатся другие вещества, обычно в небольшом количестве. Строго говоря, любой химический реагент не является абсолютно чистым веществом, но в случае так называемых химически чистых реактивов содержание примесей настолько мало, что им можно пренебречь.

Большинство минералов природного происхождения состоит из смеси разных веществ. Чистые вещества в природе встречаются крайне редко. Образцы горной породы и минералы зачастую содержат основное вещество и примеси. Если примеси химически инертны и не мешают проведению целевой химической реакции, то в заводских условиях возможно использование исходных веществ без очистки, но это нужно учитывать при расчетах.

Для решения задач можно использовать формулу массовой доли примеси:

$$\omega_{\text{прим.}} = m_{\text{прим.}}/m,$$

где $m_{\text{прим.}}$ — масса примеси, г; m — масса образца, г.

Часто говорят о процентном содержании примеси:

$$\omega_{\text{прим.}} = m_{\text{прим.}}/m \cdot 100\%.$$

Рассмотрим несложную задачу:

ПРИМЕР 6 Какова масса примесей в образце технического карбоната кальция массой 200 г, если в нем содержится 5% примесей.

$$m_{\text{прим.}} = m \cdot \omega_{\text{прим.}} = 200 \cdot 0,05 = 10 \text{ г.}$$

Или составляем пропорцию — примем массу примеси за x и по известному нам правилу находим искомую величину:

$$200 \text{ г} — 100\%$$

$$x \text{ г} — 5\% \Rightarrow x = 200 \text{ г} \cdot 5\%/100\% = 10 \text{ г.}$$

Ответ: 10 г.

После того, как мы разобрались, как определять массу примесей (также возможна обратная задача по определению процентного содержания примеси из ее массы в образце), мы можем приступать к более сложным задачам, где берется конкретный химический процесс.

ПРИМЕР 7 При взаимодействии оксида алюминия с азотной кислотой было получено 300 г нитрата алюминия. Определите массу исходного оксида алюминия, если известно, что он содержит 7% примесей.

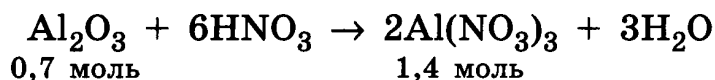
Проиллюстрируем логику решения последовательностью стадий:
 Молярная масса $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$ количество вещества $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$
 уравнение реакции \rightarrow количество вещества Al_2O_3 с учетом стехиометрических коэффициентов \rightarrow теоретическая масса $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$
 практическая масса Al_2O_3 с учетом примесей.

Итак, приведем расчеты по всем указанным стадиям решения.

$$M(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 27 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 3 = 213 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 300/213 = 1,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1,4/2 = 0,7 \text{ моль.}$$



0,7 моль

1,4 моль

$$m_{\text{теор.}} = 0,7 \cdot 213 = 149,1 \text{ г.}$$

$$149,1 \text{ г} — 93\%$$

$$x \text{ г} — 100\%; x = 149,1 \cdot 100/93 = 160,3 \text{ г.}$$

Ответ: 160,3 г.

ПРОСТЫЕ

1. Какова масса примесей в образце технического антрацита массой 150 г, если в нем содержится 91% углерода, а остальное занимают примеси?
2. Найдите массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.
3. Найдите массу сульфата калия, который образуется при нейтрализации серной кислоты 15 г гидроксида калия.
4. Какую массу воды можно получить при прокаливании 75 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
5. Какой объем водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 2,16 г алюминия с соляной кислоты?
6. Сколько граммов NaCl можно получить из 132 г Na_2CO_3 в результате его взаимодействия с избытком соляной кислоты?
7. Какую массу алюминия можно получить из 300 кг оксида алюминия, который вступает в реакцию с углеродом? Выход реакции составляет 94% теоретического.
8. В результате разложения 25 моль пероксида водорода получили 250 г кислорода. Каков выход реакции по кислороду?
9. Сколько грамм нитрата свинца(II) нужно взять для получения 100 г нерастворимого осадка иодида свинца(II)?
10. Какое вещество выпадает в осадок и какова масса осадка при реакции 25 г хлорида кальция CaCl_2 и избытка карбоната натрия Na_2CO_3 ?

СЛОЖНЫЕ

1. Рассчитайте массу гидроксида меди, образовавшегося в результате реакции между 15 г сульфата меди и 15 г гидроксида натрия.
2. Для реакции были взяты два раствора. Один содержал 1,25 г хлорида кальция, а другой 1 г ортофосфата натрия. Какое из этих веществ взято в избытке и какая масса избытка останется после реакции?
3. При смешении раствора, содержащего 1,05 г сульфата марганца(II), и раствора, содержащего 0,75 г сульфида натрия, образовался осадок. Вычислите массу осадка с точностью до сотых.
4. Смешали 7,3 г хлористого водорода и 4 г аммиака. Какая масса у образовавшейся соли? Рассчитайте объем газа (н. у.), оставшегося после реакции.
5. Какая масса осадка образуется, если пропустить сероводород объемом 350 мл (н. у.) через раствор, содержащий 15 г сульфата никеля?
6. Какой объем водорода получится при действии избытка раствора соляной кислоты на 25 г цинка, если выход в данной реакции 85%?
7. При взаимодействии 50 г гидрокарбоната натрия с серной кислотой, взятой в избытке, было получено 35 г сульфата натрия. Какой выход у данной реакции?

8. При взаимодействии гематита, содержащего 89% оксида железа(III), с азотной кислотой было получено 150 г нитрата железа(III). Определите массу исходного минерала.
9. Сколько потребуется каменного угля, содержащего 93% углерода, для получения 100 м³ (н. у.) смеси газов согласно реакции:
- $$\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$$
- если потери на производстве составляют 7%?
10. Сколько (по массе) потребуется кремнезема, содержащего 95% диоксида кремния, и антрацита, содержащего 92% углерода, для получения 5 г фосфора, согласно уравнению:
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{P} + 3\text{CaSiO}_3 + 5\text{CO}$$
- Выход реакции составляет 80%.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РАСТВОРЫ И СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ

Размышление и вода навечно неотделимы друг от друга.

Герман Мелвилл

Возможно, писатель Мелвилл имел в виду философские размышления. Но если вернуться к окружающей нас реальности, то, как вы наверняка знаете, вода оказывается самым распространенным растворителем, вода окружает нас везде и присутствует во всех живых организмах. В этой главе мы поразмышляем о водных растворах, в которых не протекают химические реакции, но которые потенциально могут участвовать во всевозможных реакциях, например, нейтрализации или обмена.

И в реальных химических реакциях, и, соответственно, в задачах, связанных с ними, часто участвуют не вещества как таковые, а их растворы. Что же представляют из себя растворы и какие процессы в них происходят еще до введения их в химическое взаимодействие?

Понятия «раствор» и «растворение» знакомы каждому на бытовом уровне. Вот мы добавляем соль, когда готовим раствор для консервирования или варим суп. Соль растворяется, т. е. кристаллики твердого вещества — хлорида натрия — «исчезают», и вместо него мы получаем раствор, концентрацию которого можно проконтролировать органолептическим способом, т. е. просто попробовав на вкус нашу жидкость — рассол или суп. Кажалось бы, то же самое явление мы должны наблюдать, когда кладем сахар в чай или кофе. Действительно, белые кристаллики сахара тоже растворяются, однако, как мы убедимся позднее, у этих двух процессов есть существенные отличия.

По своей природе хлорид натрия относится к электролитам, т. е. веществам, которые в растворе диссоциируют, или распадаются, на ионы.

Ионами называют положительно или отрицательно заряженные частицы.

В качестве примера можно привести такие простые ионы, как Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , S^{2-} . Существуют также сложные ионы, состоящие из более чем одного вида атомов, например, SO_4^{2-} , NH_4^+ , NO_3^- .

Электролитами являются вещества с сильно полярной ковалентной или ионной связью. Это вещества, относящиеся к классу солей, щелочей или кислот.

Совершим краткий экскурс в историю химии. Как зародилось представление об электролитах? В 1887 г. шведский ученый Сванте Аррениус предложил теорию электролитической диссоциации.

Под **электролитической диссоциацией** понимается распад молекул электролита в растворе с образованием положительно и отрицательно заряженных ионов — катионов и анионов под действием растворителя.

А началось все с того, что Аррениус обнаружил, что растворы, проводящие электрический ток, содержат больше частиц, чем можно было бы ожидать, исходя из количества растворенного вещества. Так, если в воде растворить 1 моль хлорида натрия NaCl , то общее число частиц в растворе будет в 2 раза больше, т. е. 2 моль. Это и позволило сделать вывод о том, что при растворении соли в воде появляются свободные ионы.

Еще раз уточним: в случае растворения 1 моль хлорида натрия в растворе образуется 1 моль положительных ионов натрия Na^+ , и один моль отрицательных хлорид-ионов Cl^- , суммарно ионов — 2 моль.



Положительно заряженные ионы называются катионами, а отрицательно заряженные — анионами.

Действительно, важным свойством растворов электролитов является их способность проводить электрический ток, что напрямую связано с наличием катионов и анионов.

Однако не все растворимые вещества являются электролитами. Вернемся к рассмотренным нами процессам растворения соли и сахара. Теперь мы знаем, что хлорид натрия является электролитом и растворяется в воде с образованием ионов Na^+ и Cl^- . Во втором случае, т. е. когда мы растворяем сахар, диссоциации не происходит, так как сахароза не является электролитом. Такие вещества мы называем неэлектролитами.

Неэлектролитами являются вещества с неполярными или слабополярными ковалентными связями.

К ним относится большинство органических соединений (глюкоза, фруктоза, сахароза, этанол, глицерин и др.), нерастворимые неорганические вещества (Zn, SiO₂ и др.), газы (азот, кислород, аргон и др.).

Итак, еще раз отметим признаки электролитов:

- ионная или полярная ковалентная связь в молекуле;
- диссоциация в растворе на положительные и отрицательные ионы;
- электропроводность растворов.

Если прибавить ко всем этим признакам частицу *не*, мы получим характеристику *неэлектролитов*, растворы которых *не* содержат ионы и, следовательно, *не* проводят электрический ток. Причиной же этому является то, что в молекулах неэлектролитов присутствуют только неполярные ковалентные связи.

Для того чтобы решать задачи, в которых рассматриваются растворы, нужно уметь определять концентрацию того или иного вещества.

Концентрация — это количество растворенного вещества в растворе относительно раствора или растворителя.

Очевидно, что если мы знаем массу или количество растворенного вещества, то можем определить и его концентрацию. И наоборот, если задана концентрация вещества в растворе, то можно рассчитать количество вещества и его массу в единице объема растворителя.

Говоря о растворах, нельзя обойти связанную с ними терминологию. Термины, употребляющиеся при характеристике растворов, выражают концентрацию на качественном уровне.

Термин «растворимый» означает, что данное вещество способно растворяться в растворителе, образовывать раствор. Например, поваренная соль растворима в воде. Мы можем сказать, что поваренная соль хорошо растворима в воде. Это значит, что растворимость ее высока. Количественно растворимость выражается концентрацией растворенного вещества в его насыщенном растворе значением в граммах или молях, обозначающим максимальную массу или количество вещества на 100 г или 1 литр растворителя.

Еще раз подчеркнем, что в неорганической химии рассматриваем в основном водные растворы веществ.

По степени растворимости все вещества делятся на:

- хорошо растворимые — более 1 г на 100 г воды;
- малорастворимые — менее 1 г на 100 г воды;
- нерастворимые — менее 0,01 г на 100 г воды.

Насыщенный раствор — раствор, в котором растворяемое вещество при данной температуре больше не растворяется, т. е. раствор, который находится в равновесии с растворяемым веществом.

Ненасыщенный раствор — это раствор, в котором при данной температуре вещество еще может растворяться.

Стоит отметить, что растворимость неорганических веществ часто возрастает при повышении температуры. Поэтому обычно указывают температуру, при которой определяется растворимость. Теперь, когда мы узнали, что растворимость вещества и его концентрация в насыщенном растворе — это тесно связанные понятия, представим, что вещество растворено полностью при нагревании, причем его количество превышает то, которое может быть растворено при комнатной температуре. Тогда при охлаждении выпадает в осадок избыток вещества, а в растворе при комнатной температуре остается количество, соответствующее его растворимости. То есть значения и растворимости, и концентрации насыщенного раствора при разных условиях разные.

Насыщенные растворы в зависимости от значения растворимости веществ разделяются на:

- концентрированные, в которых массы растворенного вещества и растворителя сравнимы между собой;
- разбавленные, в которых масса растворенного вещества в несколько раз меньше, чем масса растворителя.

Впрочем, термины «концентрированный» и «разбавленный» относятся не только к насыщенному раствору. Эти термины применимы к растворам вообще.

Растворы, которые содержат малое количество растворенного вещества, часто называют **разбавленными** растворами, а растворы с высоким содержанием растворенного вещества — **концентрированными**.

Усвоить химическое значение этих определений нетрудно, потому что мы часто ими пользуемся в быту, говоря о концентрированном соке, разбавленном молоке и т. д.

Вернемся к нашему примеру с поваренной солью, хлоридом натрия. Возьмем стакан воды и добавим в него ложку соли. Если нам известен объем растворителя, т. е. воды, и мы предварительно взвесили, сколько соли входит в ложку, то найти

концентрацию не представит особого труда. К полученному раствору мы можем добавлять еще соли, разбавлять его водой, приливать к нему раствор с другой концентрацией. Наконец, можем добавить другое вещество, например, хлорид калия. При этом концентрация хлорида натрия меняется, но если каждый раз фиксировать объем добавленной воды, другого раствора, массы добавленных твердых веществ, то сколько бы манипуляций мы ни проделали, всегда сможем определить итоговую концентрацию веществ в конечном растворе. Эти расчеты, по крайней мере приблизительно, возможно проделать даже в домашних условиях, воспользовавшись прозрачным стаканчиком с делениями и ложкой-весами.

Но не будем забегать вперед и рассмотрим все по порядку.

Существует несколько способов выражения концентрации. Один из наиболее распространенных — это массовая доля.

Массовая доля растворенного вещества ω_B — это безразмерная величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора m :

$$\omega_B = m_B/m.$$

Массовую долю растворенного вещества ω_B обычно выражают в долях единицы или в процентах. Для расчета массовой доли вещества в процентах, которую часто называют процентной концентрацией, используют формулу:

$$\omega_B = m_B/m \cdot 100\%.$$

Например, массовая доля растворенного вещества — CaCl_2 в воде равна 0,12, или 12%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 12 г и вода массой 88 г. Часто этот раствор называют 12%-й (двенадцатипроцентный).

ПРИМЕР 1 Определите массовую долю в процентах бромида калия в 70 г раствора, если известно, что в нем содержится: а) 5 г KBr ; б) 0,02 моль бромида калия.

а) Рассчитываем массовую долю по формуле:

$$\omega(\text{KBr}) = (5/70) \cdot 100 = 7,14\%.$$

б) Сначала вычисляем молярную массу, затем массу бромида калия и применяем формулу для массовой доли:

$$M(\text{KBr}) = 39 + 80 = 119 \text{ г/моль}; m(\text{KBr}) = 0,02 \cdot 119 = 2,38 \text{ г};$$

$$\omega(\text{KBr}) = (2,38/70) \cdot 100 = 3,4\%.$$

Ответ: а) 7,14%; б) 3,4%.

В качестве растворенного вещества могут выступать не только твердые кристаллические вещества, но и газы.

ПРИМЕР 2 В воде растворили 4,5 л оксида серы(IV). Определите массовую долю сернистого газа, если масса раствора равна 300 г.

Вычисляем количество вещества, молярную массу и массу SO_2 :
 $n(\text{SO}_2) = 4,5/22,4 = 0,2$ моль; $M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$;
 $m(\text{SO}_2) = 0,2 \cdot 64 = 12,8$ г.

Подставляем найденную массу SO_2 и массу раствора в формулу для массовой доли:

$$\omega(\text{SO}_2) = 12,8/300 \cdot 100 = 4,27\%.$$

Ответ: 4,27%.

В предыдущих задачах мы определяли массовую долю веществ в растворе. Если же массовая доля известна, то можно рассчитать массу и количество растворенного вещества, в чем мы убедимся на следующих примерах.

ПРИМЕР 3 Сколько грамм сульфата натрия и воды нужно для приготовления 600 г 7%-го раствора?

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot m/100 = 7 \cdot 600/100 = 42 \text{ г},$$

где $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ — массовая доля в %, m — масса раствора в г.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 600 - 42 = 558 \text{ г}.$$

Ответ: 42 г Na_2SO_4 и 558 г воды.

Наверное, вы заметили, что при этом способе определения концентрации нам не важно, какое именно вещество взято, а важна масса растворенного вещества. Сульфат натрия можно было бы заменить в задаче хлоридом натрия или нитратом серебра. Массовая доля во всех случаях была бы равна 42 г.

В задачах не всегда дается масса раствора, и поэтому в качестве первой ступени при решении задачи может быть вычисление массы раствора из заданных значений плотности и объема по хорошо известной вам формуле $m = \rho \cdot V$. Эта формула связывает между собой массу раствора, его плотность и объем. Ни в коем случае не нужно использовать в ней массу растворенного вещества.

ПРИМЕР 4 Сколько г карбоната натрия необходимо взять для приготовления 500 мл 10%-го раствора с плотностью 1,103 г/мл?

$$m = \rho \cdot V = 1,103 \cdot 500 = 551,5 \text{ г};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m/100 = 10 \cdot 551,5/100 = 55,15 \text{ г}.$$

Ответ: 55,15 г.

Вернемся к нашим экспериментам, связанным с получением растворов. Может быть, вы уже сделали их дома на примере растворов хлорида натрия, зафиксировав массу присутствующего в растворе вещества.

Итак, существует несколько вариантов получения растворов, самый простой из которых мы рассмотрели на предыдущем примере. Однако возможны и другие способы, которые мы сейчас и рассмотрим. Иллюстрации, приведенные рядом с описанием каждого из них, помогут понять, какие действия осуществляются для получения конечного раствора и из каких компонентов он складывается.

Способ 1. К раствору, содержащему определенную массу вещества, добавляют еще растворитель, т. е. воду (рис. 17). Этот процесс называется разбавлением. На рисунке вы видите стаканы с раствором, водой и полученным разбавленным раствором.

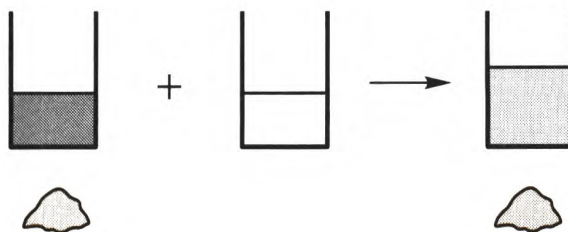


Рис. 17. Разбавление раствора

Некоторое количество вещества, изображенное под стаканом, показывает, что оно было растворено и сейчас находится в растворе.

ПРИМЕР 5 Какие объемы 8%-го раствора бромида бария ($\rho = 1,07$ г/мл) и воды необходимы для приготовления 2 л 5%-го раствора этой соли ($\rho = 1,04$ г/мл)?

Если внимательно посмотреть на рис. 17, то можно заметить, что масса растворенного вещества не изменяется при приготовлении раствора методом разбавления. Для удобства будем считать раствор с более высокой концентрацией растворенного вещества первым раствором, а раствор с более низкой концентрацией — вторым.

$$m_1(\text{BaBr}_2) = m_2(\text{BaBr}_2) = m(\text{BaBr}_2).$$

В первую очередь мы должны определить, используя данные о каком растворе позволят нам определить массу растворенного вещества? Наиболее полно представлены данные о втором растворе — известны объем, массовая доля и плотность. Можно найти сначала массу этого раствора, а затем массу бромида бария.

Нам необходимо приготовить определенный объем второго, более разбавленного раствора. Приведенных данных достаточно для того, чтобы рассчитать массу растворенного вещества. Необходимо обратить внимание на размерность физических величин. Плотность раствора приведена в г/мл, а объем — в литрах. Поэтому объем необходимо перевести в мл.

$$m(\text{BaBr}_2) = \omega_2(\text{BaBr}_2) \cdot m_2 / 100\% = \omega_2(\text{BaBr}_2) \cdot \rho_2 \cdot V_2 / 100\% = \\ = 5 \cdot 1,04 \text{ г/мл} \cdot 2000 \text{ мл} / 100\% = 104 \text{ г.}$$

Зная массу бромида бария в первом растворе, можно вычислить сначала массу этого раствора, а потом и его объем:

$$m_1 = m(\text{BaBr}_2) \cdot 100\% / \omega_2(\text{BaBr}_2) = 104 \text{ г} \cdot 100\% / 8\% = 1300 \text{ г.}$$

$$V_1 = m_1 / \rho_1 = 1300 \text{ г} / 1,07 \text{ г/мл} = 1215 \text{ мл.}$$

Осталось ответить еще на последний вопрос — какой объем воды необходимо взять. Объем раствора может по-всякому меняться при добавлении сухого вещества, хотя бывают, конечно, исключения, связанные с тем, что для некоторых веществ изменение плотности от массовой доли практически линейно. Поэтому мы постараемся для ответа на этот вопрос оттолкнуться от масс и найдем массу воды:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1 - m(\text{BaBr}_2) = 1300 \text{ г} - 104 \text{ г} = 1196 \text{ г.}$$

Зная, что плотность воды равна 1 г/мл, находим ее объем:

$$V_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1196 \text{ г} / 1 \text{ г/мл} = 1196 \text{ л.}$$

Ответ: 1215 мл раствора BaBr_2 ; 1196 л воды.

Способ 2. Следующий тип задач — это объединение растворов с разными концентрациями (рис. 18). При этом масса полученного раствора будет равна сумме масс исходных растворов,

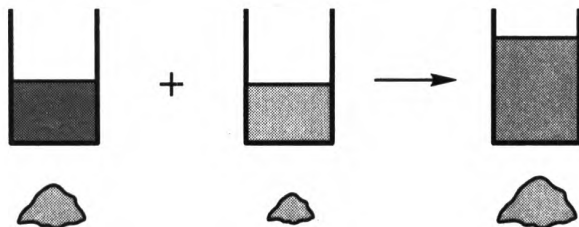


Рис. 18. Объединение растворов с разными концентрациями

а масса растворенного вещества — суммарной массе вещества в первом и втором растворе. Что касается объема растворов, то в некоторых случаях он равен сумме смешиваемых объемов, но это достигается только в тех пределах концентраций, где плотность

линейно зависит от концентрации. Поэтому необходимо ориентироваться на массы раствора и растворенного вещества.

ПРИМЕР 6 Какую массу 15% раствора серной кислоты необходимо добавить к 300 г 50% раствора, чтобы получить 25% раствор?

Для удобства назовем смешиваемые растворы первым (15%) и вторым (50%), а полученный — третьим. Обозначим массу первого раствора за x , а третьего — за y , тогда масса третьего раствора:

$$m_3 = m_1 + m_2 = x + 300 = y \text{ (первое уравнение).}$$

Масса вещества в третьем растворе будет равна сумме масс веществ в первом и втором растворах:

$$m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) + m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4)/100\% \cdot m_1 + \omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4)/100\% \cdot m_2.$$

Учитывая, что $m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4)/100\% \cdot m_3 = 0,25y$, составляем второе уравнение:

$$0,15x + 0,5 \cdot 300 = y.$$

Таким образом, у нас получилась система уравнений:

$$x + 300 = y;$$

$$0,15x + 150 = 0,25y,$$

которую нужно решить.

Выразим y через x в первом уравнении:

$$y = x + 300,$$

и подставим во второе:

$$0,15x + 150 = 0,25(x + 300),$$

Раскроем скобки в правой части:

$$0,15x + 150 = 0,25x + 75,$$

затем перенесем слагаемые с x в левую часть, а свободные члены — в правую.

$$0,1x = 75;$$

$$x = 750 \text{ г.}$$

Еще один способ решения подобных задач, который химики часто используют на практике, называется правилом креста. В первой строке пишут проценты первого и второго раствора. Во второй строке между двумя первыми — процент третьего раствора. Затем заполняют третью строчку: под процентом первого раствора пишут разницу процентов второго и третьего растворов, а под процентом второго раствора — разницу процентов третьего и первого растворов. Получается, что разница вычисляется и записывается крест-накрест.

$$\begin{array}{cc} 15\% & 50\% \\ & 25\% \\ 25\% & 10\% \end{array}$$

Соотношение масс смешиваемых растворов как раз соответствует разнице 25 : 10. Можно по пропорции определить массу первого раствора:

$$25 - 10;$$

$$x - 300. \Rightarrow x = 750 \text{ г.}$$

Ответ: 750 г.

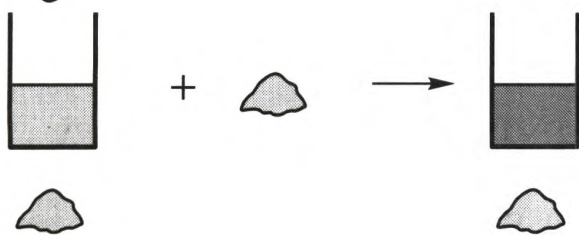


Рис. 19. Растворение дополнительной порции вещества

Способ 3. Если добавить к раствору дополнительную массу вещества (рис. 19), то концентрация вещества в растворе повысится. При этом надо учитывать массу вещества, которое находится в исходном растворе до добавления следующей порции.

ПРИМЕР 7 Какую массу стиральной соды и какой объем ее 7%-го раствора (плотность 1,071 г/мл) нужно взять, чтобы получить 3 л 15%-го раствора (плотность 1,158 г/мл)? Какова будет масса приготовленного раствора?

В отличие от предыдущего случая масса воды не изменяется, а масса растворенного вещества в конечном растворе будет равна сумме масс растворенного вещества и добавленного вещества. Для удобства будем считать исходный раствор первым раствором, а полученный раствор — вторым раствором.

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}).$$

Найдем массу второго раствора соды (химическое название ее — карбонат натрия, а формула — Na_2CO_3) в первом растворе:

$$m_2 = \rho_2 \cdot V_2 = 1,158 \text{ г/мл} \cdot 3000 \text{ мл} = 3474 \text{ г}.$$

Найдем массу соды во втором растворе:

$$m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \omega_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m_2/100\% = 15\% \cdot 3474 \text{ г}/100\% = 521,1 \text{ г}.$$

Найдем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2 - m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 3474 \text{ г} - 521,1 \text{ г} = 2952,9 \text{ г}.$$

Учитывая, что в растворе находятся только сода и вода, легко найти массовую долю воды в первом растворе.

$$\omega_1(\text{H}_2\text{O}) = 100\% - 7\% = 93\%.$$

Зная массу воды и ее массовую долю, можно найти массу первого раствора:

$$m_1 = m(\text{H}_2\text{O}) \cdot 100\%/\omega_1(\text{H}_2\text{O}) = 2952,9 \text{ г} \cdot 100\%/93\% = 3175,16 \text{ г}.$$

Нетрудно вычислить и его объем:

$$V_1 = m_1/\rho_1 = 3175,16 \text{ г}/1,071 \text{ г/мл} = 2964,67 \text{ мл}.$$

Для нахождения массы соды найдем сначала ее массу в первом растворе:

$$m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_1 - m(\text{H}_2\text{O}) = 3175,16 - 2952,9 = 222,26 \text{ г}.$$

Массу добавленной соды вычислим по разности массы во втором и первом растворе:

$$m_{\text{д}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) - m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 521,1 \text{ г} - 222,26 \text{ г} = 298,84 \text{ г}.$$

Таким образом, для приготовления 3 л 15%-го раствора необходимо к 2964,67 мл 7%-го раствора добавить 298,84 г соды.

Ответ: 298,84 г соды; 2964,67 мл раствора; 3175,16 г раствора.

ПРИМЕР 8 Какой объем 10%-го раствора глюкозы (плотность 1,038 г/мл) необходимо добавить к 2,5 моль этого вещества, чтобы получить 35%-й раствор?

В задании дано количество вещества глюкозы, формула которой $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Для расчета массы глюкозы необходимо определить ее молярную массу.

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{д}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n_{\text{д}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 2,5 \text{ моль} \cdot 180 \text{ г/моль} = 450 \text{ г}.$$

Для решения этой задачи необходимо ввести неизвестное, составить уравнение и решить его.

Пусть x — объем первого раствора, тогда его масса: $m_1 = \rho_1 \cdot V_1 = 1,038x$ г, а масса растворенной глюкозы в нем:

$$m_1(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \omega_1(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot m_1/100\% = 10 \cdot 1,038x/100\% = 0,1038x \text{ г}.$$

Учитывая введенное неизвестное, можно рассчитать и массу второго раствора:

$$m_2 = m_1 + m_{\text{д}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,038x + 450 \text{ г},$$

а также массу глюкозы в этом растворе:

$$m_2(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m_1(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + m_{\text{д}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0,1038x + 450 \text{ г}.$$

Подставим выражения в формулу для массовой доли и получим выражение:

$$\omega_2(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m_2(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)/m_2 \cdot 100\%.$$

После подстановки известных величин получаем:

$$35\% = (0,1038x + 450)/(1,038x + 450 \text{ г}) \cdot 100\%.$$

Для решения этого уравнения необходимо его преобразовать, сначала разделив на 100, затем перенести знаменатель в левую часть, раскрыть скобки и привести подобные слагаемые:

$$0,35 = (0,1038x + 450)/(1,038x + 450);$$

$$0,35 \cdot (1,038x + 450) = 0,1038x + 450;$$

$$0,3633x + 157,5 = 0,1038x + 450;$$

$$0,2595x = 292,5;$$

$$x = 292,5/0,2595 = 1127 \text{ мл} = 1,127 \text{ л.}$$

Таким образом, для приготовления 35%-го раствора необходимо добавить к 2,5 моль глюкозы 1,127 л 10%-го раствора.

Ответ: 1,127 л.

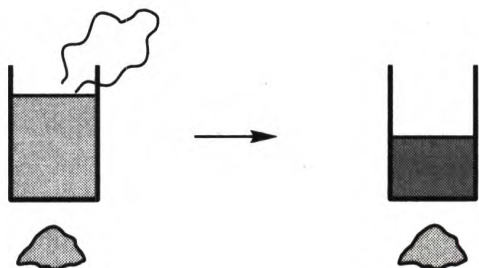


Рис. 20. Испарение растворителя

Способ 4. Концентрация вещества в растворе может измениться не только после разбавления, но и в результате испарения растворителя (рис. 20). Масса вещества, содержащегося в растворе, остается прежней, но объем раствора уменьшается, а концентрация повышается.

ПРИМЕР 9

Перед уходом в отпуск лаборант приготовил 1 литр 7%-го раствора сульфата меди(II), плотность которого составила 1,073 г/мл. Выйдя из отпуска, он обнаружил, что забыл закрыть раствор крышкой и объем его уменьшился до 555 мл. Какова концентрация получившегося раствора? Какой объем воды необходимо добавить лаборанту, чтобы вернуть первоначальную концентрацию и объем раствора, если плотность нового раствора составила 1,13 г/мл?

Как видно из рис. 20, масса растворенного вещества одинакова в обоих растворах:

$$m_1(\text{CuSO}_4) = m_2(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4).$$

Рассчитаем массу раствора и массу сульфата меди в первом растворе:

$$m_1 = \rho_1 \cdot V_1 = 1,073 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1073 \text{ г};$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \omega_1(\text{CuSO}_4) \cdot m_1/100\% = 7 \cdot 1073/100\% = 75,11 \text{ г.}$$

Зная объем и плотность второго раствора, можно рассчитать его массу:

$$m_2 = \rho_2 \cdot V_2 = 1,13 \text{ г/мл} \cdot 555 \text{ мл} = 627,15 \text{ г.}$$

Затем можно определить и массовую долю:

$$\omega_2(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) \cdot 100\%/m_2 = 75,11 \cdot 100\%/627,15 = 12\%.$$

Массу воды, которую необходимо добавить ко второму раствору, можно найти по разнице масс двух растворов:

$$m_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O}) = m_1 - m_2 = 1073 - 627,15 = 445,85 \text{ г.}$$

А ее объем:

$$V_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O})/\rho(\text{H}_2\text{O}) = 445,85/1 = 445,85 \text{ мл.}$$

Отметим, что для нахождения объема воды некорректно вычитать объемы двух растворов, так как плотности растворов разные и не всегда зависимость плотности от концентрации близка к линейной. Поэтому мы работаем с массами.

Ответ: 12 масс.%; 445,85 мл.

Способ 5. И, наконец, ситуация, когда в растворе присутствуют два или более веществ. К раствору, содержащему одно вещество, добавляется другое вещество (рис. 21). Возможен вариант — добавляется раствор другого вещества. Мы вычисляем концентрацию обоих веществ, полагая, что они не реагируют друг с другом.

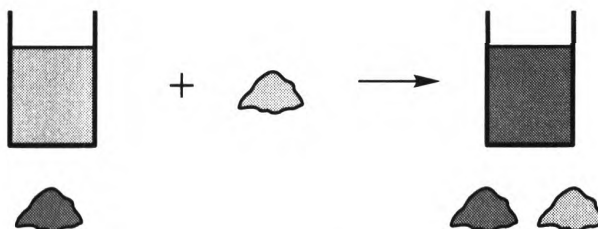


Рис. 21. Добавление к раствору одного вещества порции другого вещества

В этом случае нам известен объем и плотность (или масса) исходного раствора. Концентрации веществ в полученном растворе вычисляются отдельно.

ПРИМЕР 10 К 450 г 8%-го раствора хлорида меди(II) добавили 50 г хлорида калия. Вычислите массовые доли веществ в растворе.

Масса хлорида меди в первом растворе:

$$m_1(\text{CuCl}_2) = \omega_1(\text{CuCl}_2) \cdot m_1 / 100\% = 8 \cdot 450 / 100\% = 36 \text{ г},$$

а масса воды в нем:

$$m(\text{H}_2\text{O})_1 = m_1 - m_1(\text{CuCl}_2) = 450 \text{ г} - 36 \text{ г} = 414 \text{ г}.$$

Во втором растворе будут находиться: 36 г CuCl_2 , 50 г KCl и 414 г H_2O . Рассчитаем массу раствора, а затем найдем массовые доли всех веществ.

$$m_2 = m(\text{CuCl}_2) + m(\text{KCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ г} + 50 \text{ г} + 414 = 500 \text{ г};$$

$$\omega_2(\text{CuCl}_2) = m(\text{CuCl}_2) \cdot 100\% / m_2 = 36 \cdot 100 / 500 = 7,2\%;$$

$$\omega_2(\text{KCl}) = m(\text{KCl}) \cdot 100\% / m_2 = 50 \cdot 100 / 500 = 10\%;$$

$$\omega_2(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) \cdot 100\% / m_2 = 414 \cdot 100 / 500 = 82,8\%.$$

В конце следует проверить суммарную массовую долю всех веществ — она должна быть равна 100%.

Ответ: $\omega_2(\text{CuCl}_2) = 7,2\%$; $\omega_2(\text{KCl}) = 10\%$; $\omega_2(\text{H}_2\text{O}) = 82,8\%$.

Способ 6. И, наконец, особым случаем являются задачи с участием кристаллогидратов (рис. 22). Кристаллогидратами называют кристаллические вещества, содержащие молекулы воды. В качестве примеров можно привести такие вещества, как медный купорос,



Рис. 22. Растворение кристаллогидрата

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гексагидрат хлорида железа(III), $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гипс, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. В этом случае при определении концентрации вещества в водном растворе следует учесть, что часть массы вещества, приходящаяся на кристаллическую воду, вносит вклад в массу растворителя. Концентрацию

безводного вещества вычисляют, используя значение его массы за вычетом массы кристаллизационной воды.

ПРИМЕР 11 Сколько грамм дигидрата хлорида бария и воды необходимо взять для приготовления 4 л 20%-го раствора хлорида бария (плотность 1,203 г/мл)?

Несмотря на то что для приготовления раствора берется кристаллогидрат хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, принято концентрации выражать в пересчете на безводное вещество. Следует обратить внимание на важный момент при приготовлении растворов из кристаллогидратов — в этом веществе содержится также и вода. Получается, что вода в раствор не только приходит путем добавления чистой воды, но также и содержится в кристаллогидрате. Про эту воду нужно помнить. Условно можно считать, что кристаллогидрат — это очень насыщенный раствор соли, который можно разводить.

Если в задаче дается кристаллогидрат, первым делом необходимо найти молярные массы безводной соли и кристаллогидрата:

$$M(\text{BaCl}_2) = 137 + 2 \cdot 35,5 = 208 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 208 + 2 \cdot 18 = 244 \text{ г/моль}.$$

Начать решение задачи надо с расчета масс раствора и безводного вещества по условию:

$$m = \rho \cdot V = 1,203 \text{ г/мл} \cdot 4000 \text{ мл} = 4812 \text{ г};$$

$$m(\text{BaCl}_2) = \omega_1(\text{BaCl}_2) \cdot m/100\% = 20 \cdot 4812/100\% = 962,4 \text{ г}.$$

Посмотрим на формулы безводной соли и кристаллогидрата: BaCl_2 и $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Нетрудно заметить, что если взять 1 моль кристаллогидрата, то он будет содержать 1 моль безводной соли, т. е. в 1 моль $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержится 1 моль BaCl_2 . Именно это соотношение мы и возьмем для составления пропорции, только возьмем не моли, а граммы. Известно, что молярная масса — это масса одного моля.

В 244 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержится 208 г BaCl_2 ;

В x г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержится 962,4 г BaCl_2 .

Отсюда находим необходимую массу кристаллогидрата:

$$x = 244 \cdot 962,4/208 = 1129 \text{ г.}$$

Массу воды найдем по разнице масс раствора и кристаллогидрата:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m - m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 4812 - 1129 = 3683 \text{ г.}$$

Ответ: 3683 г.

Если какое-либо вещество в виде раствора участвует в реакции, то оказывается более важным знать его концентрацию, выраженную другим способом. Молярная концентрация, или молярность, дает нам информацию о количестве вещества, приходящемся на единицу объема раствора.

Молярная концентрация c_B показывает, сколько моль растворенного вещества содержится в 1 литре раствора:

$$c_B = n_B/V = m_B/(M_B \cdot V),$$

где n_B — количество растворенного вещества; M_B — молярная масса растворенного вещества, г/моль; m_B — масса растворенного вещества.

Молярная концентрация измеряется в моль/л, иногда вместо единицы моль/л ее обозначают М. Например, 2 М NaOH — дву-молярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или его массу, равную 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль).

ПРИМЕР 12 Какую массу перманганата калия KMnO_4 нужно взять для приготовления 1,5 л 0,05 М раствора?

$$m(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V \cdot M(\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ моль/л} \cdot 1,5 \text{ л} \cdot 158 \text{ г/моль} = 11,85 \text{ г.}$$

Таким образом, для приготовления 1,5 л 0,1 М раствора нужно взять 11,85 г KMnO_4 и растворить в воде, а объем довести до 1,5 л.

Ответ: 11,85 г.

Такая величина, как **нормальность раствора**, иначе называемая нормальной концентрацией или молярной концентрацией эквивалента, как мы понимаем, не имеет ничего общего с обычным значением слов «нормальность», «нормальный», а тем более «ненормальный». Этим выражением концентрации удобно пользоваться, когда при диссоциации одной молекулы в растворе появляется два или более одинаковых иона, участвующих в химической реакции.

Нормальность часто используют в аналитической химии при титровании. Эта величина является родственной молярности способом выражения концентрации и измеряется в грамм-

эквивалентах, или г-экв. Более распространенный вид записи — заглавная буква Н после соответствующей цифры. Например, запись $0,1 \text{ Н Н}_2\text{SO}_4$ означает, что нормальность раствора серной кислоты равна $0,1$ г-экв, а молярность — $0,05$, то есть в два раза ниже, так как одна молекула серной кислоты при диссоциации дает два иона H^+ .

Грамм-эквивалент — число граммов химического элемента или соединения, равное массе его эквивалента химического. Например, грамм-эквивалент кислоты — количество ее в граммах, содержащее один грамм-эквивалент водорода, способного замещаться металлом с образованием соли.

Однако при решении задач все же рекомендуется пользоваться молярной концентрацией, как более универсальной и принятой в IUPAC.

ПРИМЕР 13 Рассчитайте молярность 40%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3028$ г/мл).

Во-первых, каким бы элементарным это ни казалось, следует внимательно относиться к размерности величин. Так, мы видим, что размерность плотности — г/мл (или г/см³), поэтому при дальнейших действиях или мл переводятся в л, или наоборот. Главное в данном случае, чтобы величины объемов, участвующие в вычислениях, были выражены в одной и той же единице измерения.

Для вычисления молярности и нормальности надо знать массу H_2SO_4 в 1 л раствора. Задаем удобное для вычислений значение массы раствора — 100 г. Поскольку раствор 40%-й, в 100 г раствора содержится 40 г H_2SO_4 . Здесь отметим, что мы могли бы взять любую массу раствора в качестве исходной точки для вычислений, и, несмотря на отличие промежуточных цифр, конечный результат получился бы тем же. Это вы можете легко проверить самостоятельно.

Используя значения массы и плотности, вычисляем объем раствора:

$$V = 100 \text{ г} / 1,3028 \text{ г/мл} = 76,76 \text{ мл.}$$

Массу серной кислоты в одном литре раствора находим по пропорции:

$$40 \text{ г} — 76,76 \text{ мл};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) — 1000 \text{ мл.}$$

Получаем выражение:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40 \text{ г} \cdot 1000 \text{ мл} / 76,76 \text{ мл} = 521,1 \text{ г.}$$

Отсюда находим количество вещества серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 521,1 \text{ г} / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 521,1 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 5,38 \text{ моль.}$$

Это количество вещества содержится в 1 л раствора, следовательно, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,38$ моль/л, или 5,38 М.

Ответ: 5,38 М.

Отметим, что для всех случаев с разбавлением и смешением растворов, проиллюстрированных при разборе задач на определение массовой доли, возможны аналогичные задачи на определение молярной концентрации.

Молярная доля (χ) — способ выражения состава раствора, который показывает вклад количества вещества (n , моль) одного из веществ в сумму количеств всех веществ (n , моль) раствора и определяется по соотношению:

$$\chi = n_{\text{B}_1} / (n_{\text{B}_1} + n_{\text{B}_2} + n_{\text{B}_3} + \dots + n_{\text{B}_i}),$$

где n_{B_1} — количество вещества, молярную долю которого мы определяем; i — число компонентов раствора; $n_{\text{B}_1} + n_{\text{B}_2} + n_{\text{B}_3} + \dots + n_{\text{B}_i}$ — сумма количеств вещества для всех компонентов раствора, в том числе растворителя.

Для наиболее часто встречающегося в задачах типа раствора, т. е. в случае, когда раствор состоит из растворителя и растворенного вещества, это уравнение имеет вид:

$$\chi = n_{\text{B}} / (n_{\text{B}} + n_{\text{P}}),$$

где n_{B} — количество вещества для растворенного компонента, а n_{P} — количество вещества растворителя.

ПРИМЕР 14 Определите молярную долю каждого из веществ раствора, образованного из 0,3 моль H_2SO_4 и 10 моль H_2O .

Итак, нам даны значения количества вещества серной кислоты и воды: $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3$ моль; $n(\text{H}_2\text{O}) = 10$ моль.

Требуется рассчитать молярные доли серной кислоты и воды: $\chi(\text{H}_2\text{SO}_4)$ и $\chi(\text{H}_2\text{O})$.

Воспользуемся соотношением для молярной доли:

$$\chi(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) / (n(\text{H}_2\text{SO}_4) + n(\text{H}_2\text{O})) = 0,3 / (0,3 + 10) = 0,029.$$

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) / (n(\text{H}_2\text{SO}_4) + n(\text{H}_2\text{O})) = 10 / (0,3 + 10) = 0,971.$$

В данном примере система двухкомпонентная, и стоит заметить, что второй расчет можно было бы не проводить, а просто вычесть молярную долю серной кислоты из единицы, так как сумма молярных долей всех компонентов всегда равна 1.

Ответ: $\chi(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,029$; $\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0,971$.

Рассмотрим более сложный пример.

ПРИМЕР 15 В некотором количестве воды растворили две соли — KCl и NaCl . Молярная доля воды в полученном рас-

творе составляет 0,9, а мольная доля NaCl в 4 раза больше мольной доли KCl. Определите мольные доли растворенных веществ и количества всех веществ в данном растворе, если известно, что масса растворенного хлорида натрия 8 г.

Запишем известные величины:

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0,9;$$

$$\chi(\text{NaCl})/\chi(\text{KCl}) = 4;$$

$$m(\text{NaCl}) = 8 \text{ г.}$$

Надо рассчитать: $n(\text{NaCl})$, $n(\text{KCl})$ и $n(\text{H}_2\text{O})$.

Растворенные вещества не взаимодействуют друг с другом, так что мы имеем систему, состоящую из трех компонентов: KCl, NaCl и H₂O.

Определим мольные доли растворенных солей из системы уравнений:

$$\chi(\text{NaCl})/\chi(\text{KCl}) = 4$$

$$\chi(\text{NaCl}) + \chi(\text{KCl}) = 1 - \chi(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,9 = 0,1 \Rightarrow \chi(\text{NaCl}) = 0,1 - \chi(\text{KCl})$$

Получаем выражение:

$$0,1 - \chi(\text{KCl})/\chi(\text{KCl}) = 4 \Rightarrow \chi(\text{KCl}) = 0,02, \text{ соответственно } \chi(\text{NaCl}) = 0,02 \cdot 4 = 0,08.$$

Количество вещества хлорида натрия рассчитываем из известной массы и молекулярной массы:

$$n(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl})/M(\text{NaCl}) = 8 \text{ г}/58,5 \text{ г/моль} = 0,137 \text{ моль.}$$

Поскольку нам известно, что мольная доля KCl в 4 раза меньше, полученное значение делим на 4:

$$n(\text{KCl}) = 0,137/4 = 0,034 \text{ моль.}$$

Количество вещества воды можно найти по формуле:

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O})/(n(\text{H}_2\text{O}) + n(\text{NaCl}) + n(\text{KCl}))$$

$$0,9 = n(\text{H}_2\text{O})/(n(\text{H}_2\text{O}) + 0,137 + 0,034) \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = 1,54 \text{ моль.}$$

Эту величину можно получить и другим, более простым способом. Для этого составим пропорцию:

$$0,137 \text{ моль} - 0,08;$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) - 0,9.$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,137 \text{ моль} \cdot 0,9/0,08 = 1,54 \text{ моль.}$$

Итак, запишем полученные значения количества вещества для всех компонентов:

$$n(\text{NaCl}) = 0,137 \text{ моль}; n(\text{KCl}) = 0,034 \text{ моль}; n(\text{H}_2\text{O}) = 1,54 \text{ моль.}$$

Ответ: $n(\text{NaCl}) = 0,137 \text{ моль}$, $\chi(\text{NaCl}) = 0,08$; $n(\text{KCl}) = 0,034 \text{ моль}$, $\chi(\text{KCl}) = 0,02$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,54 \text{ моль}$.

ПРОСТЫЕ

1. Вычислите массовую долю нитрата натрия в растворе, полученном при смешении 125 мл воды и 12,5 г нитрата натрия. Какова молярная концентрация полученного раствора?
2. 10,2 г гексагидрата хлорида кальция растворили в 225 мл воды. Вычислите массовую долю хлорида кальция в полученном растворе. Какова молярная концентрация полученного раствора?
3. Вычислите массу хлорида калия и воды, которые необходимы для приготовления 250 г 12,5 мас.% раствора?
4. Вычислите массу воды и сульфата калия, которые необходимы для приготовления 0,5 л 8,0 мас.% раствора сульфата калия плотностью 1,064 г/мл.
5. Какую массу бромида калия необходимо взять для приготовления 1,0 л 0,25 моль/л раствора бромида натрия?
6. Какой объем 0,35 моль/л раствора можно получить из 10,0 г хлорида натрия?
7. Вычислите массу декагидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, которые необходимы для приготовления 400 мл раствора, содержащего 12,0 мас.% сульфата натрия, плотностью 1,1109 г/мл.
8. Какую массу гептагидрата сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 200 мл 0,85 моль/л раствора сульфата магния?
9. Вычислите массу воды, которую необходимо добавить к 100,0 г нитрата натрия, чтобы получить 20,0 мас.% раствор? Какой объем раствора будет получен, если его плотность 1,143 г/мл?
10. Какую массу нитрата калия необходимо добавить к 55 мл воды, чтобы получить 15,0 мас.% раствор? Вычислите массу полученного раствора.
11. Какой объем воды необходимо добавить к 150,0 г 15,0 мас.% раствора сульфата меди(II), чтобы получить 8,0 мас.% раствор соли? Чему будет равна масса раствора?
12. Какой объем 10,0 мас.% раствора хлорида натрия (с плотностью 1,071 г/мл) необходимо добавить к 100,0 мл воды, чтобы получить 6,0 мас.% раствор?
13. Какой объем 15,0 мас.% раствора серной кислоты с плотностью 1,102 г/мл требуется взять для приготовления 0,5 л 0,20 моль/л раствора?
14. Какой объем 0,5 моль/л раствора нитрата натрия требуется для приготовления 0,75 л 0,1 моль/л раствора нитрата натрия?
15. Какой объем 2,5 моль/л раствора гидроксида натрия и воды необходимо взять для приготовления 150,0 г 5,0 мас.% раствора?
16. Какую массу воды и 24,0 мас.% раствора нитрата калия необходимо взять для приготовления 200 мл 16,0 мас.% раствора нитрата калия с плотностью 1,103 г/мл?
17. Какую массу сульфата магния необходимо добавить к 0,5 л 10,0 мас.% раствора (с плотностью 1,1034 г/мл), чтобы получить 14,0 мас.% раствор?

СЛОЖНЫЕ

1. Какую массу воды необходимо добавить к 100,0 г пентагидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 16,0 мас.% раствор сульфата меди? Вычислите объем полученного раствора, если его плотность равна 1,1796 г/мл.
2. Вычислите массу декагидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, которую необходимо добавить к 75 мл воды, чтобы получить 10 мас.% раствор сульфата натрия. Вычислите также массу полученного раствора.
3. Насыщенный при 25 °С раствор содержит 27,8 мас.% сульфата алюминия. Рассчитайте массу октадекагидрата сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 250 г его насыщенного раствора.
4. К 100,0 г воды добавили 75,5 г хлорида натрия и нагрели полученную смесь до кипения. Вычислите массу не растворившейся соли, если массовая доля хлорида натрия в его насыщенном при температуре кипения растворе равна 28,8 мас.%. Какой объем воды необходимо добавить, чтобы вся соль растворилась?
5. Растворимость дихромата калия при 20 °С составляет 12,5 г на 100 г воды. К 0,5 л воды добавили некоторое количество дихромата калия и нагрели. При 60 °С вещество растворилось полностью, и массовая доля дихромата калия оказалась равной 31,3 мас.%. Вычислите массу соли, которая выпадет в осадок при охлаждении смеси до 20 °С. Определите растворимость дихромата натрия при 60 °С.
6. Смесь 200,0 г воды и 100 г хлорида бария нагрели до полного растворения соли. Вычислите массу дигидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, которая выпадет в осадок при охлаждении смеси до 20 °С. Массовая доля хлорида бария в насыщенном при 20 °С растворе равна 26,4 мас.%.
7. Вычислите массу гептагидрата сульфата цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, которую необходимо добавить к 150,0 г 8,5 мас.% раствора сульфата цинка, чтобы получить 10,0 мас.% раствор с плотностью 1,1071 г/мл. Какой объем раствора будет получен?
8. Вычислите массу 20,0 мас.% раствора нитрата натрия, которую нужно добавить к 50,0 г нитрата натрия, чтобы получить 30,0 мас.% раствор.
9. Какую массу 12,0 мас.% раствора сульфата никеля следует добавить к 150 г гептагидрата сульфата никеля $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 20,0 мас.% раствор сульфата никеля?
10. Какие массы хлорида калия и его 16,0 мас.% раствора следует смешать, чтобы получить 200,0 мл 22,0 мас.% раствора с плотностью 1,147 г/мл?
11. Какие массы дигидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и 5,0 мас.% раствора хлорида бария следует смешать, чтобы получить 100 г 12,5 мас.% раствора хлорида бария?
12. Какой объем воды необходимо испарить из 1,0 л 20,0 мас.% раствора хлорида натрия с плотностью 1,148 г/мл, чтобы получить на

сыщенный при комнатной температуре раствор (26,5 мас.% хлорида натрия)?

13. Из 550 г 15,0 мас.% раствора нитрата кальция испарили 25,0 мл воды. Чему равна массовая доля нитрата кальция в полученном растворе?
14. Из 0,5 л 0,17 моль/л раствора хлорида натрия испарили 150 мл воды. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
15. Смешали 100 мл 18,0 мас.% раствора сульфата меди с плотностью 1,2059 г/мл и 50 мл 10,0 мас.% раствора с плотностью 1,1070 г/мл. Вычислите массу полученного раствора и массовую долю сульфата меди в нем.
16. К 200 г 10,0 мас.% раствора нитрата никеля (раствор 1) добавили 25,0 г раствора 2, массовая доля соли в котором неизвестна. Вычислите массовую долю нитрата никеля в растворе 2, если массовая доля нитрата никеля в полученном растворе равна 15,5%.
17. Смешали равные объемы 0,5 и 0,1 моль/л растворы гидроксида калия. Вычислите молярную концентрацию гидроксида калия в полученном растворе.

МАССОВАЯ ДОЛЯ ЭЛЕМЕНТА В ВЕЩЕСТВЕ

Заблуждения, заключающие в себе некоторую долю правды, — самые опасные.

Адам Смит

Слово «доля» в русском языке весьма часто употребляется применительно и к предметам, и к абстрактным понятиям. Как мы видим, экономист Адам Смит написал о доле правды, т. е. части правды в некотором представлении. На самом деле во всех смыслах, в том числе и химическом, доля обозначает какую-то часть. Для того чтобы конкретизировать, какую именно часть, добавляют определения — мольная, объемная, массовая. Например, если мы говорим о смеси газов, то совершенно очевидно, что объемная доля будет существенно отличаться от массовой.

В гл. 5 мы уже говорили о массовой доле вещества в растворе, т. е. если у нас есть смесь нескольких веществ, мы можем определить ту часть массы, которая приходится на то или иное вещество. Эта задача является частным случаем массовой доли в химии. Обобщим все случаи, когда можно определить массовую долю.

Массовая доля компонента (вещества, химического элемента) — содержание компонента в многокомпонентной системе (смеси веществ, растворе, молекуле), определяемое как отношение массы этого компонента к суммарной массе всех компонентов системы.

Если мы говорим о веществе, состоящем из нескольких видов атомов, то мы имеем дело с массовой долей того или иного элемента в этом веществе. Доля каждого элемента зависит не только от его атомной массы, но и от числа атомов этого элемента, присутствующих в молекуле.

Для лучшего понимания возьмем, например, арбуз, который состоит из мякоти, семечек и корки. Чтобы определить массовую долю каждого компонента арбуза, надо взвесить арбуз целиком,

потом всю мякоть, семечки и корку (рис. 23). Если теперь поделить вес каждой из частей на вес целого арбуза и умножить на 100%, то получим массовые доли семечек, корки и мякоти. Допустим, арбуз весит 7 кг, а мякоть — 4,5 кг. Получаем массовую долю мякоти $4,5/7 \cdot 100\% \approx 64\%$. И делаем вывод, что в пищу пригодно только 64% арбуза.

Если мы разрезали арбуз на ломтики и при взвешивании арбузных корочек нам кажется, что они все примерно одинаковы, то мы можем взвесить одну из них и умножить на количество ломтиков. Например, у нас 12 корочек массой 200 г. Тогда их массовая доля будет равна $12 \cdot 0,2/7 \cdot 100\% \approx 34\%$. Также можем поступить и с семечками, взвесив одно и прикинув сколько их примерно содержится в арбузе. Хотя это действие будет уже лишним — вместо этого мы можем массовые доли мякоти и корочек вычесть из 100%. Получится, что массовая доля семечек составляет приблизительно $100 - 64 - 34 \approx 2\%$.

Вернемся к химическому веществу. Сколько в нем атомов каждого вида, мы знаем не примерно, как в задачке с арбузом, а точно. Массу и всей молекулы, и каждого элемента находим, пользуясь таблицей Менделеева.

Массовая доля элемента $\omega(\text{Э})$, % — это отношение массы данного элемента $m(\text{Э})$ во взятой молекуле вещества к молекулярной массе этого вещества $M(\text{В})$.

Как правило, в качестве исходной точки для расчетов массовой доли элемента для удобства берут массу вещества, равную его молярной массе. Тогда масса данного элемента равна его атомной массе, умноженной на число атомов данного элемента в молекуле. Атомные массы некоторых элементов вы уже запомнили, остальные, как всегда, смотрим в периодической таблице.

Так, для вещества $\text{Э}_x^1\text{Э}_y^2$ массовая доля элемента Э^1 в долях от единицы будет равна:

$$\omega(\text{Э}^1) = A(\text{Э}^1) \cdot x / M,$$

где $A(\text{Э}^1)$ — атомная масса элемента Э^1 , x — число атомов элемента Э^1 в молекуле вещества, M — молярная масса вещества.

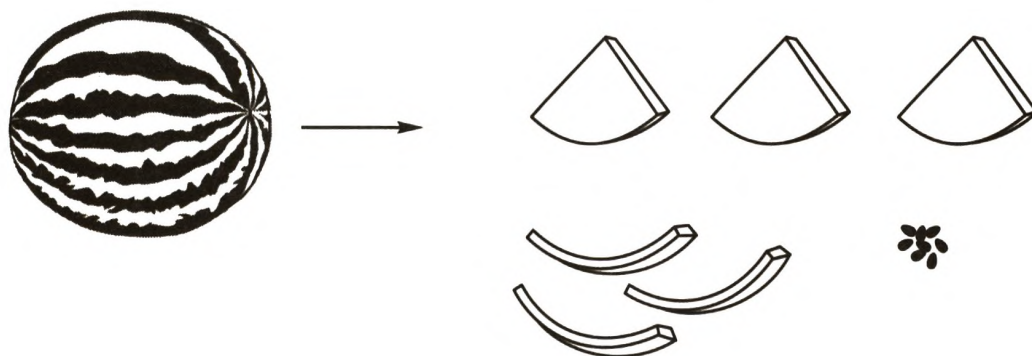


Рис. 23. Массовые доли компонентов арбуза

Массовую долю в процентах можно получить, умножив это выражение на 100%.

ПРИМЕР 1 Определите массовые доли (в процентах) химических элементов в фосфорной кислоте H_3PO_4 .

Воспользуемся формулой для вычисления массовой доли элемента. Для этого надо прежде всего вычислить молярную массу фосфорной кислоты:

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98.$$

Вычисляем по формуле массовые доли элементов, не забывая про индексы:

$$\omega(\text{H}) = 3 : 98 \cdot 100\% = 3,06\%;$$

$$\omega(\text{P}) = 31 : 98 \cdot 100\% = 31,63\%;$$

$$\omega(\text{O}) = 64 : 98 \cdot 100\% = 65,31\%.$$

Ответ: $\omega(\text{H}) = 3,06\%$; $\omega(\text{P}) = 31,63\%$; $\omega(\text{O}) = 65,31\%$.

Иногда требуется определить массовую долю не одного элемента, а группы элементов в молекуле вещества. В этом случае действуем так же, только вместо атомной массы элемента у нас будет сумма атомных масс нескольких элементов, входящих в состав вещества. Чтобы это прояснить, рассмотрим следующий пример.

ПРИМЕР 2 Определите массовую долю кристаллизационной воды в железном купоросе (гептагидрате сульфата железа(II)) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Рассчитываем молярную массу железного купороса:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 56 + 32 + 4 \cdot 16 + 7 \cdot 18 = 278 \text{ г/моль}.$$

Из формулы видим, что 1 моль гептагидрата сульфата железа(II) содержит 7 моль H_2O . Это следует и из названия, поскольку приставка «гепта» означает семь. Отсюда можно определить массу воды, содержащейся в 1 моле $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 7 \cdot 18 = 126 \text{ г}.$$

Заметим, что присутствие в одной молекуле вещества семи молекул воды эквивалентно наличию 14 атомов водорода и 7 кислорода. Мы могли бы отдельно рассчитать массовые доли водорода и кислорода, а потом суммировать. При этом надо было бы учесть, что кислород берется только от кристаллизационной воды, а 4 атома сульфата в расчете не участвуют. В любом случае выбранный подход — учет молекул воды — удобнее и быстрее.

Итак, находим массовую долю кристаллизационной воды в железном купоросе:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 126/278 \cdot 100\% = 45,32\%.$$

Ответ: 45,32%.

Из приведенного уравнения также можно получить расчетную формулу для определения индексов x и y в химической формуле вещества, т. е. числа атомов элементов А и В в молекуле данного вещества. Для этого должны быть известны массовые доли обоих элементов в процентах и молярная масса вещества:

$$x = \omega(\text{A}) \cdot M(\text{в-ва})/A(\text{Э}) \cdot 100\%.$$

Преобразуем эту формулу — сначала разделим $\omega(\text{A})$ на $\omega(\text{B})$, затем вынесем в одну часть уравнения соотношение $x : y$:

$$\omega(\text{A})/\omega(\text{B}) = x \cdot A(\text{Э}_\text{A})/y \cdot A(\text{Э}_\text{B}); \quad x : y = \omega(\text{A})/A(\text{Э}_\text{A}) : \omega(\text{B})/A(\text{Э}_\text{B}) = x(\text{A}) : y(\text{B}),$$

где $\omega(\text{A})$ и $\omega(\text{B})$ — массовые доли элементов А и В, $A(\text{Э}_\text{A})$ и $A(\text{Э}_\text{B})$ — атомные массы элементов А и В, x и y — коэффициенты при элементах А и В в формуле вещества.

ПРИМЕР 3 Органическое вещество содержит 85,7% углерода и 14,3% водорода. Плотность этого вещества по воздуху равна 1,93. Какова химическая формула вещества?

Казалось бы, формулу вещества мы можем определить и не зная его плотность по воздуху. Зачем же нам дана эта величина? Дело в том, что соотношение элементов в органических веществах может быть одинаковым, но при этом формулы будут разными. Само собой, это касается изомеров, но также и соединений с разным числом атомов. Например, брутто-формула ацетона $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, а бутилацетата — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$. В этих соединениях массовые доли элементов будут одинаковы, поэтому для установления формулы необходима дополнительная информация, которая может относиться к продуктам взаимодействия вещества с каким-нибудь реагентом. По приведенному выше уравнению мы можем определить простейшую формулу вещества, в которой коэффициенты будут минимально возможными.

Чтобы удостовериться в этом, приступим к решению задачи. Коэффициенты в C_xH_y вычисляем по формуле:

$$x : y = 85,7/12 : 14,3/1 = 7,14 : 14,3;$$

$$x : y = 7,14/7,14 : 14,3/7,14 = 1 : 2.$$

Мы понимаем, что нет соединения с формулой CH_2 , так как углерод в органических соединениях четырехвалентен. Поэтому умножаем коэффициенты на два:

$$x : y = 1 \cdot 2 : 2 \cdot 2 = 2 : 4.$$

Получаем простейшую формулу C_2H_4 . Молярная масса этилена $M(C_2H_4) = 28$ г/моль.

Определим истинную молекулярную массу вещества, исходя из его плотности по воздуху (см. гл. 3):

$$M(C_xH_y) = D(C_xH_y) \cdot M(\text{возд.}) = 1,93 \cdot 29 = 56 \text{ г/моль.}$$

Оказалось, что истинная молекулярная масса вещества в два раза больше вычисленной по его простейшей формуле. Следовательно, формула вещества: C_4H_8 , т. е. это бутилен. Если бы в задаче ставился вопрос о структурной формуле, то чтобы решить, это бутен-1 или бутен-2, мы должны бы были знать какое-либо его химическое свойство.

Ответ: C_4H_8 .

ПРИМЕР 4 Известное неорганическое вещество содержит 44,44% кислорода, 3,17% водорода, 11,11% азота, 41,27% хрома. Вычислите коэффициенты при всех элементах и запишите формулу этого вещества.

Пусть числа атомов кислорода, водорода, азота и хрома в простейшей формуле равны соответственно x , y , z и f — $O_xH_yN_zCr_f$. Сначала выпишем атомные массы элементов: O — 16; H — 1; N — 14; Cr — 52.

Тогда для определения коэффициентов получаем следующее выражение:

$$16x : y : 14z : 52f = 44,44 : 3,17 : 11,11 : 41,27;$$

$$x : y : z : f = 44,44/16 : 3,17/1 : 11,11/14 : 41,27/52 = 2,78 : 3,17 : 0,79 : 0,79.$$

Чтобы меньший коэффициент был равен 1, разделим все члены соотношения на 0,79:

$$x : y : z : f = 2,27/0,79 : 3,17/0,79 : 0,79/0,79 : 0,79 = 3,5 : 4 : 1 : 1.$$

Для получения целочисленных коэффициентов умножим правую часть выражения на 2:

$$x : y : z : f = 3,5 \cdot 2 : 4 \cdot 2 : 1 \cdot 2 : 1 \cdot 2 = 7 : 4 : 2 : 2.$$

Итак, мы получили $O_7H_4N_2Cr_2$. Чтобы правильно записать формулу, посмотрим внимательно на число атомов каждого элемента. Проанализировав эти данные, поймем, что 7 атомов кислорода и 2 атома хрома составляют бихромат-ион Cr_2O_7 , а 2 атома азота и 8 — водорода соответствуют двум ионам аммония NH_4 .

Наше соединение — бихромат аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Ответ: $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Иногда требуется определить молярную массу вещества. Допустим, мы знаем, что в молекуле органического соединения

есть углерод и водород. Нам известно число атомов углерода, но существуют соединения с одинаковым числом атомов углерода, но разным — водорода. Приведем простейший пример — этан и этилен. В этом случае нам поможет формула, которую мы применяли при расчете массовой доли элемента в веществе.

С помощью этой формулы можно определить и молярную массу вещества, зная число атомов одного из элементов в молекуле вещества и массовую долю этого элемента:

$$M = A(\text{Э}) \cdot x \cdot 100\% / \omega(\text{А}).$$

ПРИМЕР 5 В молекуле вещества содержится один атом серы, его массовая доля равна 36,36%. Какова молярная масса вещества? Известно, что в состав вещества входит два элемента. Предположите, что это за вещество.

Атомная масса серы — 32 г/моль.

Подставляем известные величины в уравнение:

$$M = 32 \cdot 100 / 36,36 = 88 \text{ г/моль.}$$

Масса, приходящаяся на другой элемент, составляет $88 - 32 = 56$ г/моль. Это атомная масса железа. Получается, формула соединения FeS, это сульфид железа(II).

Ответ: 88 г/моль; FeS.

Задача, приведенная в примере, довольно легкая. Если в веществе присутствует более чем один атом второго элемента, а иногда и третий элемент, то «отгадать» вещество гораздо сложнее. В случае двух элементов последовательно разделим приходящуюся на этот элемент долю молярной массы на 2, 3, 4 и т. д. Каждый раз будем сверяться, атомной массе какого элемента соответствует это значение. Посмотрим на следующий пример.

ПРИМЕР 6 В молекуле вещества содержится 3 атома кислорода, его массовая доля равна 47,06%. Какова молярная масса вещества? Известно, что в состав вещества входит два элемента. Предположите, что это за вещество.

Атомная масса кислорода — 16 г/моль.

Подставляем известные величины в уравнение:

$$M = 16 \cdot 3 \cdot 100 / 47,06 = 102 \text{ г/моль.}$$

Масса, приходящаяся на другой элемент, составляет $102 - 48 = 54$ г/моль. Элемента с такой атомной массой мы в таблице не находим. Разделив эту цифру на 2, получаем 27, это атомная масса алюминия. Получаем формулу соединения Al_2O_3 , это оксид алюминия.

Стоит оговориться, что надо принимать во внимание не только тот факт, существует элемент с определенной атомной массой

в таблице Менделеева или нет. Прежде всего надо рассуждать о способности элемента образовывать соединение с тремя атомами кислорода. У трехвалентного алюминия, как мы уже знаем, такая способность есть.

Ответ: Al_2O_3 .

Если в задаче речь идет об неизвестном органическом веществе и указан класс соединений, то определить формулу вещества можно по массовой доле одного из элементов. При этом первым действием при решении задачи будет написание общей формулы неизвестного соединения.

ПРИМЕР 7 Установите молекулярную формулу предельной аминокислоты, массовая доля азота в которой равна 10,69%. Известно, что молекула линейного строения, а аминогруппа находится в α -положении. Запишите структурную формулу кислоты и назовите ее.

Общая формула аминокислот: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_2\text{N}$.

Значит, молярную массу можно записать следующим образом:

$$12 \cdot n + 1 \cdot (2n + 1) + 32 + 14 = 14n + 17.$$

Значение n , т. е. число атомов углерода в молекуле аминокислоты, определяем из пропорции:

$$14n + 17 = 100\%;$$

$$14 = 10,69\%.$$

Получаем выражение:

$$10,69 \cdot (14n + 17) = 1400 \rightarrow 149,66n + 502,53 = 1400 \rightarrow n = (1400 - 502,53)/149,66 = 6.$$

Итак, в молекуле 6 атомов углерода, она линейная и аминогруппа в α -положении. Этих данных достаточно, чтобы записать и молекулярную брутто-формулу, и структурную формулу аминокислоты:

Брутто-формула — $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{O}_2\text{N}$.

Структурная формула:



Это 2-аминогексановая кислота, или α -аминокапроновая кислота.

Ответ: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH(NH}_2\text{)—COOH}$, 2-аминогексановая кислота.

ПРОСТЫЕ

1. Определите массовые доли (в процентах) химических элементов в хлорноватой кислоте HClO_3 . Молярные массы элементов возьмите с точностью до сотых.
2. Определите массовые доли (в процентах) химических элементов в гексацианоферрате(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красной кровяной соли). Молярные массы элементов возьмите с точностью до сотых.
3. Определите массовую долю кристаллизационной воды в кристаллогидрате смешанного хлорида калия-магния $\text{MgKCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (гексагидрат хлорида калия-магния, в природе минерал карналлит).
4. Органическое вещество содержит 90% углерода и 10% водорода. Плотность этого вещества по азоту равна 1,43. Какова химическая формула вещества?
5. В молекуле вещества содержится один атом азота, его массовая доля равна 82,22%. Какова молярная масса вещества? Известно, что в состав вещества входит два элемента. Предположите, что это за вещество.

СЛОЖНЫЕ

1. Известно, что неорганическое вещество является основной солью. Вещество содержит 61,96% кислорода; 0,97% водорода; 13,55% азота; 23,52% магния. Вычислите коэффициенты при всех элементах и запишите формулу этого вещества.
2. Неизвестная двойная соль содержит 49,61% кислорода; 24,80% серы; 15,12% калия; 10,47% алюминия. Вычислите коэффициенты при всех элементах и запишите формулу этого вещества.
3. В молекуле вещества содержится 5 атомов кислорода, его массовая доля равна 43,99%. Какова молярная масса вещества? Известно, что в состав вещества входит два элемента. Предположите, что это за вещество.
4. Установите молекулярную формулу амина, если массовая доля азота равна 10,37%. Известно, что аминогруппа является концевой, а заместитель фенил находится в положении 2. Запишите структурную формулу амина и назовите его.
5. Установите молекулярную формулу непредельного спирта, массовая доля кислорода в котором равна 22,22%. Известно, что молекула линейного строения, а двойная связь расположена на противоположном от OH -группы конце молекулы. Запишите структурную формулу спирта и назовите его.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ПОНЯТИЯ, УРАВНИВАНИЕ И РАСЧЕТЫ

Противоположности — не противоречия, они — дополнения.

Нильс Бор

Окислительно-восстановительные реакции, или сокращенно ОВР, традиционно считаются одним из самых сложных разделов школьной химии. Окислитель и восстановитель, сами процессы окисления одного вещества и одновременно восстановления другого — те самые противоположности, которые дополняют друг друга, по высказыванию знаменитого физика Нильса Бора.

Все просто — без окисления не может происходить восстановления, и наоборот. Правда, иногда затруднение вызывает процесс расстановки коэффициентов в ОВР, которому в основном посвящена эта глава. В остальном же расчеты по уравнениям этих реакций проводятся так же, как и по «простым», т. е. по уравнениям реакций, протекающих без изменения степени окисления.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов.

Для начала разберемся с понятием «степень окисления». Часто, но далеко не всегда, значение степени окисления совпадает с валентностью, из-за чего у старшеклассников возникает путаница в этих вопросах.

Что же такое степень окисления? Начнем с определения.

Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, вычисленный в предположении, что все связи в соединении ионные, т. е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента.

Изменение степени окисления связано с переходом электронов от одного элемента к другому, т. е. с окислительно-восстановительным процессом, который можно условно разделить на окисление и восстановление.

Окисление — процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами.

Восстановление — процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами.

Окислитель — вещество, в состав которого входит ион или атом, который в процессе реакции будет принимать электроны, тем самым понижая свою степень окисления.

Восстановитель — вещество, в состав которого входит ион или атом, который в процессе реакции будет отдавать электроны, тем самым повышая свою степень окисления.

Если резюмировать кратко — окислитель присоединяет электроны и восстанавливается, восстановитель отдает электроны и окисляется. Процесс один и тот же, а формулировки зависят от того, на каком участнике реакции мы фокусируемся. Название реакции — окислительно-восстановительная — подчеркивает единство процесса. Нет окислителя — нет вещества, принимающего электроны, а нет восстановителя — неоткуда брать электроны.

Если в дальнейшем мы будем рассуждать и относить какие-то вещества к окислителям, а какие-то — к восстановителям, это будет означать, что эти вещества являются потенциальными окислителями и восстановителями и проявят свои свойства только в паре.

Теперь вернемся к степени окисления. Чтобы разобраться с этим понятием, давайте вспомним типы связей, чем отличаются ионная, ковалентная полярная и ковалентная неполярная связи. Мы знаем, что в молекулах с ионным типом связи, таких как хлорид натрия, один элемент, в данном случае натрий, в результате образования связи полностью лишается валентного электрона и «отдает» его хлору. Учитывая, что у электрона единичный отрицательный заряд, получаем Cl^- и у потерявшего электрон натрия положительный заряд Na^+ .

Прежде чем перейти к рассмотрению соединений с ковалентным типом связи, обратимся к нашей палочке-выручалочке — таблице Менделеева. В гл. 1 упоминалось о том, как изменяется электроотрицательность элементов, свойство, характеризующее способность элемента оттягивать общие электронные пары. Чем

правее и выше элемент находится элемент в Таблице, тем больше его электроотрицательность.

Для чего же нам нужно это в разделе про ОВР? Дело в том, что тот самый условный заряд, т. е. степень окисления, зависит от электроотрицательности. В соединении с ковалентной полярной связью, например в оксиде серы(IV), SO_2 , электроотрицательность у кислорода выше, чем у серы. Поэтому кислород оттягивает валентные электроны серы, вернее общую электронную пару, и на атоме возникает частичный отрицательный заряд. Но поскольку для удобства описания ОВР мы договорились использовать степень окисления, то если представить это соединение ионным, то на кислороде возникнет не частичный, а целый заряд. Кислород образует две связи, т. е. «забирает» у серы два электрона, и получившаяся степень окисления записывается O^{2-} . Четырехвалентная сера лишается четырех электронов и становится S^{4+} .

Эти рассуждения кажутся довольно простыми и могут не до конца снять вопрос о сходстве с валентностью. Хотя мы уже видим важное отличие — степень окисления всегда имеет знак, как любой заряд. Возьмем теперь соединение, состоящее из одного типа атомов, например, O_2 . Атомы равноценны, поэтому не могут оттягивать электронную плотность, и заряд на каждом из них после образования химической связи равен нулю. Записываем O_2^0 и убеждаемся, что в данном случае значение степени окисления не равно валентности. Заметим, что в данном случае атомы связаны ковалентной неполярной связью.

Для того чтобы понять, как изменяется степень окисления элемента и изменяется ли вообще, т. е. является ли реакция окислительно-восстановительной, нам нужно научиться ее определять. Это облегчают некоторые правила. Давайте их перечислим и запомним:

- численно степень окисления равна количеству электронов, которые сдвигаются от одного атома к другому;
- знак при числе, обозначающем степень окисления, имеет принципиальное значение;
- атом элемента с меньшей электроотрицательностью отдает электроны и имеет степень окисления со знаком плюс;
- атом элемента с большей электроотрицательностью присоединяет электроны и имеет степень окисления со знаком минус;
- атомы простых веществ, такие как H_2 , Cl_2 , O_2 , имеют степень окисления, равную нулю, поскольку при равной электроотрицательности оттягивания электронов не происходит;
- некоторые элементы в соединениях имеют постоянную степень окисления:

- ▶ +1 — щелочные металлы (главная подгруппа I группы периодической системы), водород (кроме гидридов металлов);
 - ▶ +2 — щелочноземельные металлы (главная подгруппа II группы периодической системы);
 - ▶ +3 — алюминий, бор;
 - ▶ -1 — галогены (главная подгруппа VII группы периодической системы);
 - ▶ -2 — кислород (кроме пероксидов);
- ▶ молекула любого соединения является электронейтральной, т. е. сумма степеней окисления всех атомов равна нулю. Сумма степеней окисления атомов в ионе равна заряду иона.

Попрактикуемся в определении степени окисления. Вы убедитесь в простоте этих вычислений, которые вполне можно производить в уме. Начнем с простых примеров.

ПРИМЕР 1 Определите степень окисления азота в оксидах NO_2 , NO , N_2O .

Обозначим за x степень окисления азота. Кислород, как мы уже знаем, в соединениях имеет постоянную степень окисления -2. Исходя из того, что суммарный заряд атомов в молекуле равен нулю, составляем уравнения:

Для NO_2 : $x + (-2) \cdot 2 = 0$; $x = +4$ (не забываем, что степень окисления всегда должна быть со знаком).

Для NO : $x + (-2) = 0$; $x = +2$.

Для N_2O : $2x + (-2) = 0$; $x = +1$.

Итак, получено, что степень окисления азота в оксидах NO_2 , NO , N_2O равна +4, +2 и +1, соответственно.

Ответ: +4 (NO_2); +2 (NO); +1 (N_2O).

ПРИМЕР 2 Определите степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2 , H_2S , H_2SO_4 .

В этом примере мы имеем дело с еще одним элементом с постоянной степенью окисления — водородом. Указанные соединения не относятся к исключениям, поэтому степень окисления водорода равна +1. Степень окисления серы примем за x . Уравнения будут иметь вид:

для SO_2 : $x + (-2) \cdot 2 = 0$; $x = +4$;

для H_2S : $x + (+1) \cdot 2 = 0$; $x = -2$;

для H_2SO_4 : $x + (+1) \cdot 2 + (-2) \cdot 4 = 0$; $x = +6$.

Итак, получено, что степень окисления серы в соединениях SO_2 , H_2S , H_2SO_4 равна +4, -2 и +6, соответственно.

Ответ: +4 (SO_2); -2 (H_2S); +6 (H_2SO_4).

В дальнейшем, по мере практикования в уравнивании ОВР, вы запомните степени окисления элементов в распространенных окислителях и восстановителях, и их даже не потребуется вычислять. В то же время в случае затруднений можно легко и быстро себя проверить.

В следующем примере мы имеем два неизвестных. В таких случаях удобно разделить соединение на ионы. Тогда сумма зарядов атомов будет равна заряду иона.

ПРИМЕР 3 Определите степени окисления азота и фосфора в фосфате аммония $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

Запишем уравнения для ионов:

$$\text{NH}_4^+ : x + (+1) \cdot 4 = +1; x = -3.$$

$$\text{PO}_4^{3-} : x + (-2) \cdot 4 = -3; x = +5.$$

Эти же значения мы получим, если возьмем соединения, содержащие эти ионы в совокупности с атомами, степени окисления которых нам известны. Например, NH_4OH и H_3PO_4 . Можете проверить это самостоятельно.

Ответ: -3 (NH_4^+); $+5$ (PO_4^{3-}).

Определение степени окисления углерода в органических соединениях обычно рассматривают отдельно, поскольку часто оказывается так, что в одном соединении у разных атомов углерода разные степени окисления. Такое явление, конечно, встречается и в неорганической химии, но значительно реже. Например, магнетит Fe_3O_4 (или иначе $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), представляет собой смешанный оксид железа(II) и железа(III). Соответственно, степени окисления железа равны $+2$ и $+3$.

Один из способов определения степени окисления атомов углерода в молекулах органических соединений требует написания структурных формул. Если соединение состоит из большого числа атомов углерода, то это довольно трудоемко, но в результате позволит избежать ошибок. В структурной формуле следует заменить палочки, обозначающие ковалентную связь, на стрелочки, направленные от менее электроотрицательного элемента к атому с большей электроотрицательностью. Так, мы знаем, что углерод более электроотрицателен, чем водород, но менее, чем кислород. На рис. 24 приведены структурные формулы органических соединений различных классов. Мы видим, что стрелочки направлены от углерода к кислороду и от водорода к углероду. Между одинаковыми атомами, т. е. в случае неполярной ковалентной связи, не происходит смещения электронных пар, поэтому палочки оставлены в исходном виде. В случае двойной связи у нас будет две стрелочки, так как обе электронные пары, образующие двойную связь, смещаются в сторону более электро-

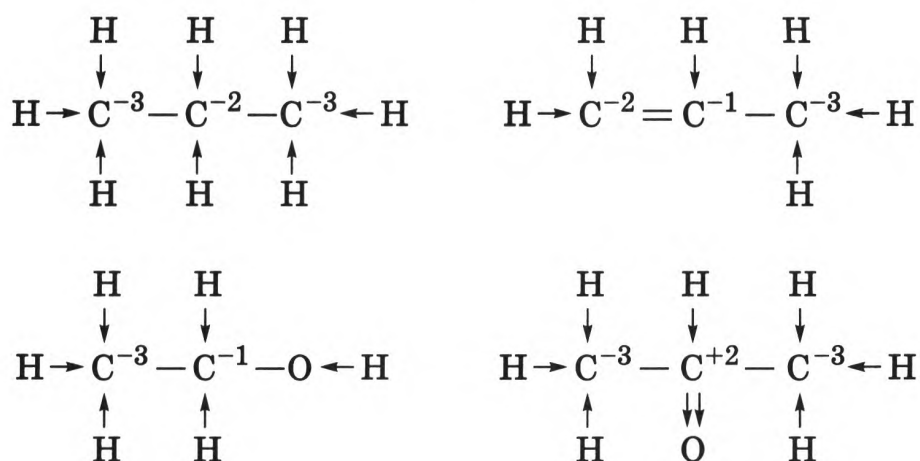


Рис. 24. Степени окисления углерода в молекулах органических соединений

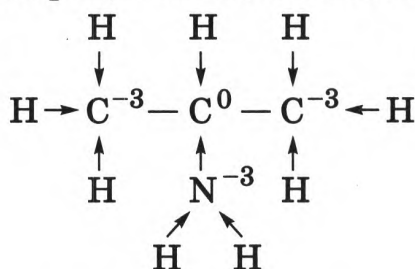
отрицательного атома. Теперь нам остается только подсчитать стрелочки у атома углерода. Направленные от него «лишают» его электрона и вносят вклад в значение электроотрицательности со знаком +. Направленные в сторону углерода стрелочки «приносят» ему по электрону и дают по одному единичному отрицательному заряду каждая. Еще раз внимательно посмотрим на рис. 24, подсчитаем стрелочки и проверим соответствие их количества и направления подписанным значениям степеней окисления атомов углерода. Как вы, наверное, заметили, соседство с более электроотрицательными кислородом или азотом приводит к положительным степеням окисления, а с водородом — к отрицательным. Поскольку степень окисления водорода и кислорода является постоянной величиной, то можно рассчитать степень окисления углерода, которая будет разной для разных функциональных групп.

Таким образом, степень окисления атома углерода определяется разностью между числом электронных пар, смещенных к атому углерода, и числом электронных пар, оттянутых от него. Выводим правила, справедливые во всех случаях:

- если число электронных пар, смещенных к атому углерода, больше, чем оттянутых от него, то степень окисления атома углерода имеет отрицательное значение, равное этой разности;
- если число электронных пар, оттянутых от атома углерода, больше, чем смещенных к нему, то степень окисления атома углерода имеет положительное значение, равное этой разности;
- степень окисления углерода может быть равной нулю, если число смещенных к атому углерода электронных пар равно числу электронных пар, оттянутых от него.

ПРИМЕР 4 Определите степени окисления углерода в изопропилаmine.

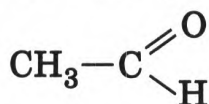
Записываем структурную формулу изопропиламина. Направляем стрелочки от водорода к углероду. Электроотрицательность азота выше, чем у углерода, поэтому стрелочки от углерода и водорода направляем к азоту. Первый и третий атомы углерода равноценны — у них по три направленных от водорода стрелочки, т. е. по три электрона, поэтому степень окисления этих атомов -3 . Второй атом углерода получает один электрон от водорода, но отдает один азоту. Так что суммарно получается 0. Ну и электроотрицательность азота в амине, как и в аммиаке, равна -3 .



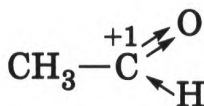
Ответ: -3 ; 0 ; -3 .

ПРИМЕР 5 Определите степени окисления атомов углерода в ацетальдегиде.

Записываем структурную формулу соединения. У атома углерода карбонильной группы три стрелочки — две направлены к кислороду и одна от водорода. Это означает потерю двух электронов и получение одного, т. е. потерю одного электрона и приобретение таким образом степени окисления $+1$. Ко второму атому идут три стрелочки, направленные от водорода. Степень окисления равна -3 .



Уксусный
альдегид



Определение степени
окисления углерода
в молекуле уксусного
альдегида

Ответ: $+1$; -3 .

Вообще, не следует думать, что степень окисления элемента может быть любым числом. Для этого параметра также существуют определенные правила и закономерности:

- степени окисления бывают высшие, низшие и промежуточные;
- высшая степень окисления равна номеру группы со знаком «плюс»;
- низшая определяется, как номер группы минус 8;
- промежуточная степень окисления — это целое число в интервале от низшей степени окисления до высшей.

Если мы применим эти правила к уже рассмотренным нами атомам азота и серы, то для азота, находящегося в V группе периодической системы, получаем высшую степень окисления, равную +5, а низшую $5 - 8 = -3$, а для серы — высшую степень окисления +6 и низшую $6 - 8 = -2$. Все остальные степени окисления являются промежуточными.

Теперь давайте проследим, как отражается степень окисления на окислительно-восстановительных свойствах. У элемента в высшей степени окисления максимальный положительный заряд, т. е. все возможные электроны отданы, и он может только забирать электроны у других атомов, понижая степень окисления, т. е. может быть только окислителем. И наоборот, элемент в низшей степени окисления несет минимальный отрицательный заряд и может только отдавать электроны, повышая степень окисления, т. е. может быть только восстановителем. Элементы с промежуточной степенью окисления могут быть и окислителями, и восстановителями, т. е. и принимать электроны с понижением степени окисления, и отдавать с повышением.

Обратимся опять к одному из рассмотренных примеров. Простое вещество сера S (степень окисления 0) и соединения серы со степенью окисления +4 — сернистый газ SO_2 , сернистая кислота H_2SO_3 и ее соли сульфиты, в которых сера находится в промежуточной степени окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Соединения серы в высшей степени окисления +6, т. е. серная кислота H_2SO_4 и ее соли, способны проявлять только окислительные свойства.

Сероводород H_2S и сульфиды, в которых сера находится в низшей степени окисления -2, в химических реакциях способны проявлять только восстановительные свойства.

Предельный случай, т. е. минимальную и максимальную степень окисления, проиллюстрируем следующим примером:



Здесь у азота степень окисления -3 и поэтому аммиак может быть только восстановителем, а у марганца — +7, и перманганат может быть только окислителем. Представим это с помощью следующего образа. В круглых коробках может вместиться 7 мячей, но все лунки пусты. В прямоугольных коробках может поместиться 8 мячей, и они заполнены (рис. 25, а).

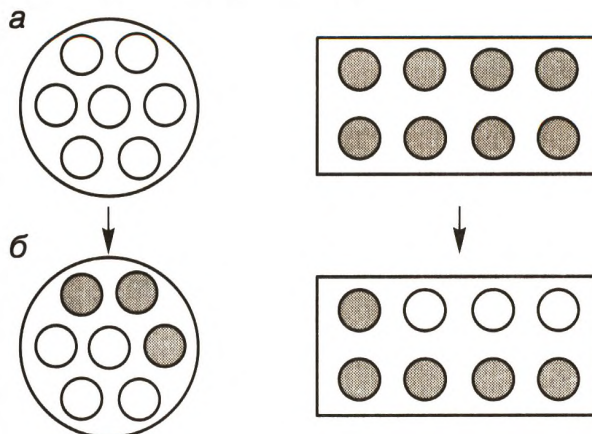


Рис. 25. Образ «мячи—коробки»

Нам нужно в каждую круглую коробку переложить по 3 мяча из прямоугольной (рис. 25, б). Круглая коробка наш аналог атома марганца, а прямоугольная — атома азота. Коробки с переложенными мячами (электронами) — результат ОВР.

На самом деле все не так однозначно, потому что, например, металлы, даже находясь в высшей степени окисления +2 или +1, не могут быть окислителями. Так что давайте договоримся, что указанные закономерности относятся к неметаллам, обладающим достаточно высокой электроотрицательностью.

Из этого выводим еще одно правило — в результате ОВР степень окисления окислителя всегда понижается, а восстановителя — повышается.

Многие вещества могут участвовать в окислительно-восстановительных процессах, однако некоторые обладают выраженными окислительными или восстановительными свойствами и при этом являются относительно доступными.

Типичные окислители:

- неметаллы с высокой ЭО в простых веществах: F_2 , O_2 , O_3 , Cl_2 , Br_2 ;
- кислоты: серная ($H_2SO_{4(конц.)}$), азотная (HNO_3) в любой концентрации, хлорноватистая ($HClO$), хлорная ($HClO_4$);
- перманганаты и манганаты (например, $KMnO_4$ и K_2MnO_4), хроматы и бихроматы (например, K_2CrO_4 и $K_2Cr_2O_7$), висмутаты (например, $NaBiO_3$);
- оксиды: хрома(VI), висмута(V), свинца(IV), марганца(IV);
- соли кислот-окислителей, например, гипохлориты ($NaClO$), хлораты ($NaClO_3$) и перхлораты ($NaClO_4$); нитраты (KNO_3);
- вещества, содержащие группировку $-O-O-$: пероксиды, надпероксиды, озониды и т. д. (например, пероксид водорода H_2O_2 , пероксид натрия — Na_2O_2);
- ионы металлов, расположенных в правой части ряда напряжений;
- металлы с переменной валентностью в высшей степени окисления (например, Fe^{3+} , Pb^{4+}).

Типичные восстановители:

- металлы: щелочные и щелочноземельные, Mg , Al , Zn , S ;
- неметаллы с относительно низкой ЭО в простых веществах: H_2 , C ;
- гидриды металлов: LiH , CaH_2 , алюмогидрид лития ($LiAlH_4$), боргидрид натрия ($NaBH_4$);
- соединения неметаллов с водородом: HI , HBr , H_2S , H_2Se , H_2Te , PH_3 ;
- соли кислот восстановителей и соединения, содержащие неметаллы в низшей или промежуточной степени окисления:

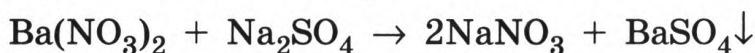
иодиды, бромиды, сульфиды, селениды, фосфиды, нитриды, карбиды, нитриты, гипофосфиты, сульфиты;

► угарный газ (CO).

Теперь, вооружившись некоторыми знаниями об окислительно-восстановительных процессах, перейдем к уравнениям реакций.

Первый шаг состоит в том, чтобы определить степень окисления атомов в левой и правой частях уравнения. Прежде всего это необходимо для того, чтобы понять, протекает ли реакция без изменения степени окисления исходных веществ, или же является ОВР.

Сравните два уравнения, хорошо знакомые вам с начальных этапов изучения химии. Первое представляет собой реакцию обмена с образованием нерастворимого осадка сульфата бария, а второе описывает горение магния:



В левой и правой частях уравнения степени окисления серы и азота равны и составляют +6 и +5, соответственно. Щелочные и щелочноземельные металлы имеют постоянные степени окисления, натрия +1 и барий +2.



Степень окисления магния в левой части равна 0 (простое вещество), а в правой +2. Кислород в левой части также имеет степень окисления 0, а в правой -2. Делаем вывод, что окислительно-восстановительным процессом является только вторая реакция.

Возникает закономерный вопрос — а для чего нам надо знать, является ли реакция окислительно-восстановительной? Для чего определять степени окисления компонентов?

Дело в том, что далеко не все реакции уравниваются так просто, как реакция горения магния на воздухе. Для того, чтобы правильно расставить стехиометрические коэффициенты в ОВР, надо знать, сколько электронов перешло от восстановителя к окислителю, и именно это мы можем определить по изменению степеней окисления компонентов. И это в самом простом случае, т. е., когда известны не только исходные вещества, но и продукты реакции. Если же нам даны только исходные вещества, то прежде всего надо понять, могут ли они вступить в реакцию, и какими могут быть восстановленная форма окислителя и окисленная — восстановителя.

Для уравнивания ОВР используют метод электронного баланса. Слово «баланс» здесь обозначает, что общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно общему числу электронов, принятых окислителем. Но давайте все по порядку.

Возьмем уравнение реакции с участием сильного окислителя — перманганата калия.



Сначала определим степени окисления всех атомов соединений, участвующих в реакции, опуская атомы с постоянной степенью окисления в соединениях, т. е. кислород, водород и калий.

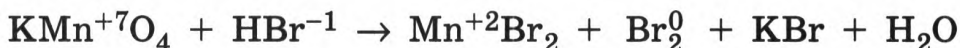
Степень окисления марганца x в KMnO_4 определим по уравнению:

$$+1 + x + (-2) \cdot 4 = 0; x = +7.$$

В MnBr_2 , зная, что здесь бром является кислотным остатком бромистоводородной кислоты HBr со степенью окисления -1 , определяем степень окисления $+2$.

Степень окисления марганца понижается, значит, он является окислителем.

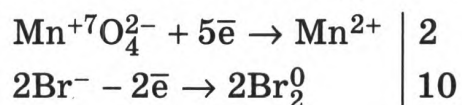
Теперь рассмотрим второго участника ОВР — бром. Как уже упоминалось, в HBr его степень окисления равна -1 , а в Br_2 — 0 , как в любом простом веществе. Степень окисления брома повышается, следовательно, он является восстановителем. Запишем снова это уравнение, расставив степени окисления марганца и брома:



Заметим, что в правой части уравнения степень окисления брома в бромидах калия и марганца равна -1 , т. е. бромистоводородная кислота расходуется не только на восстановление перманганата калия, но и на образование солей. Но не будем забегать вперед, а займемся составлением уравнений электронного баланса.

Для того чтобы степень окисления марганца $+7$ понизилась до $+2$, атому надо принять пять электронов. Как мы помним, электрон — отрицательно заряженная частица. Поскольку в перманганат-ионе содержится кислород, потом мы учтем это при балансе по кислороду.

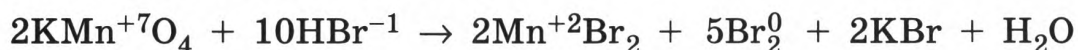
Бром в степени окисления -1 отдает один электрон, и в итоге его степень окисления становится равной нулю. Так как в молекуле простого вещества брома два атома, в правой части уравнения баланса для восстановителя появляется коэффициент 2. Теперь запишем оба уравнения в ионном виде:



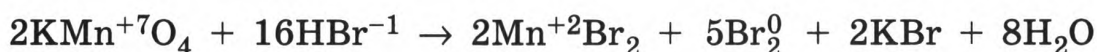
После записи уравнений принято провести вертикальную черту, за ней напротив окислителя и восстановителя написать коэффициенты. Коэффициенты при окислителе равны числу электронов, отданных восстановителем, а при восстановителе — числу

электронов, принятых окислителем. Только при этом условии будет соблюдаться электронный баланс. На самом деле, если атому марганца необходимо «забрать» 5 электронов, для этого нужны 5 атомов брома, отдающих по одному электрону. В нашем случае при Br^- коэффициент 2, поэтому 5 умножается на 2. Если бы мы не ввели этот коэффициент, при Br_2 в уравнении реакции стояло бы дробное число. Можете проверить это самостоятельно, взяв коэффициенты 1 и 5.

Итак, расставляем стехиометрические коэффициенты при окислителе и восстановителе:



Из уравнения мы видим, что 6 молекул HBr расходуется на образование солей, а кислород перманганата в левой части уравнения присутствует в составе воды. Всего же молекул воды должно быть 8. Итак, прибавляем 6 к коэффициенту при HBr , ставим 8 перед H_2O и записываем уравнение в окончательном виде:



Еще раз проверяем баланс по всем элементам — в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковое число атомов марганца, брома, калия, кислорода и водорода.

Итак, основные этапы уравнивания окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Шаг 1. Находим степени окисления атомов. Определяем «роли» исходных веществ.

Шаг 2. Записываем уравнения электронного баланса.

Шаг 3. Записываем стехиометрические коэффициенты, которые следует поставить перед окислителем и восстановителем.

Шаг 4. Уравниваем остальные атомы — металлы, кислород, водород. Если в левой части присутствует кислота, сначала уравниваем кислотные остатки.

Среда, в которой проводится ОВР, часто влияет на глубину окисления-восстановления. Под глубиной обычно имеется в виду число электронов, отданных восстановителем и полученных окислителем. Считается, что чем больше число электронов, тем глубже прошел процесс окисления-восстановления. В качестве примера приведем продукты восстановления важнейших окислителей — перманганата калия и бихромата калия. На рис. 26 указаны вещества, получающиеся в результате восстановления марганца и хрома кислотой, нейтральной и щелочной средах. Отличие также можно определить визуально. Так, исходный раствор перманганата калия, в быту известный нам как марганцовка, имеет насыщенный черно-фиолетовый цвет, а при большом разбавлении — розовый. При восстановлении его в кислотной сре-

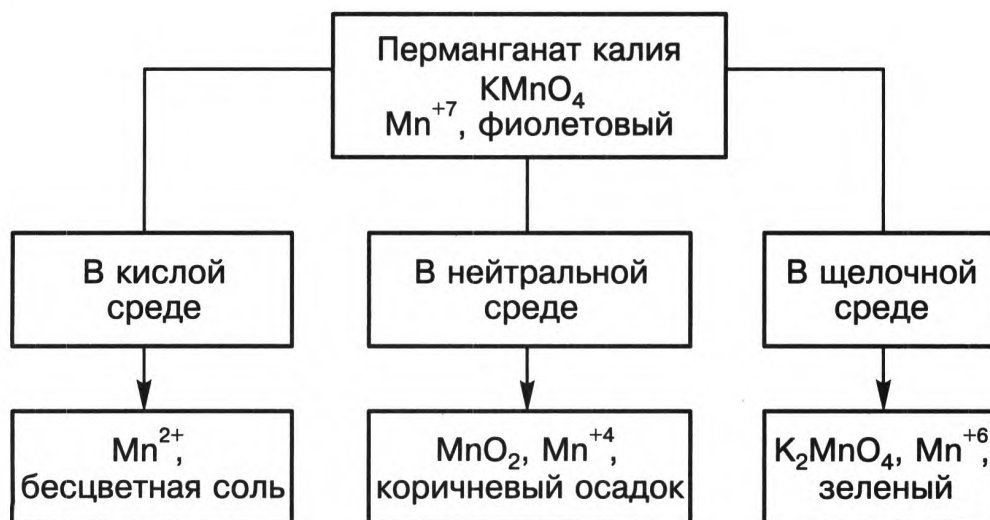


Рис. 26. Зависимость глубины восстановления важнейших окислителей от pH среды

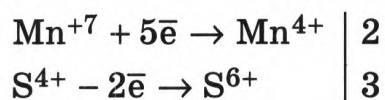
де раствор обесцвечивается, так как при этом происходит «захват» пяти электронов и Mn^{7+} превращается в Mn^{2+} . При проведении ОВР в нейтральной среде восстановление не такое глубокое, и в результате получения трех электронов и трансформации $\text{Mn}^{7+} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$ выпадает бурый осадок оксида марганца(IV). И, наконец, в щелочной среде Mn^{7+} получает только один электрон и восстанавливается до манганата, т. е. Mn^{6+} . Цвет раствора при этом меняется с фиолетового на зеленый. Этот пример хорошо иллюстрирует, насколько важно обращать внимание на то, в какой среде проводится реакция. А для таких распространенных окислителей, как KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ было бы полезно запомнить продукты восстановления в зависимости от среды.

ПРИМЕР 6 Запишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия и сульфита натрия в нейтральной среде.

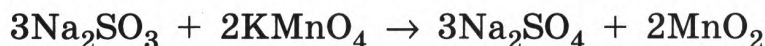
Шаг 1. Определим, какое вещество отдает, а какое получает электроны и как изменяются степени окисления.

Мы уже знаем, что KMnO_4 является сильным окислителем, а в нейтральной среде продуктом его восстановления будет MnO_2 . Теперь разберемся с восстановителем Na_2SO_3 . Определим степень окисления серы, как мы это делали ранее, с учетом того, что степени окисления натрия и кислорода постоянны, получаем +4. Это промежуточная степень окисления серы, и атом серы может отдать еще два электрона и окислиться до S^{6+} , то есть ион SO_3^{2-} трансформируется в SO_4^{2-} . Приступим к уравниванию.

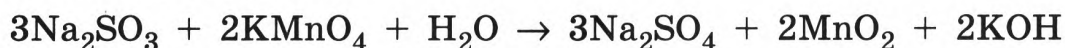
Шаг 2. Запишем уравнения электронного баланса:



Шаг 3. Перед восстановителем и окислителем, а также их окисленной и восстановленной формами, ставим коэффициенты, полученные методом электронного баланса:



Шаг 4. При составлении баланса по кислороду, водороду и калию, с учетом того, что реакция проводится в водном растворе, «вырисовывается» побочный продукт — KOH. Запишем итоговое уравнение реакции:



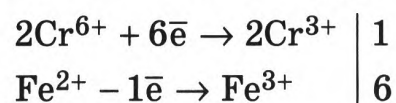
Ответ: $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$

ПРИМЕР 7 Запишите уравнение реакции взаимодействия дихромата калия с сульфатом железа(II) в кислой среде (серная кислота).

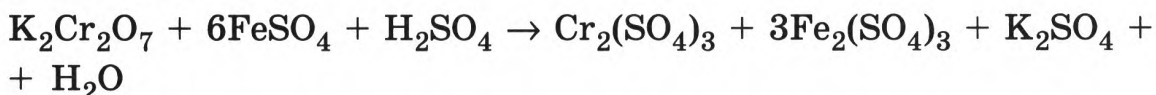
Шаг 1. Определим, какое вещество отдает, а какое получает электроны и как изменяются степени окисления.

В кислой среде $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ восстанавливается до Cr^{3+} . Железо — элемент с переменной степенью окисления, которая в сульфате железа(II) равна +2. Атом железа может отдать один электрон и окислиться до +3.

Шаг 2. Запишем уравнения электронного баланса:



Шаг 3. Записываем ОВР с этими коэффициентами у окислителя и восстановителя, с учетом того, что в сульфате железа(III) два атома железа:

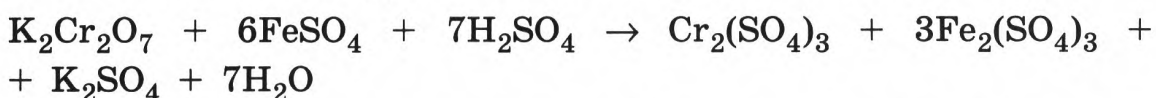


Шаг 4. Определяем коэффициенты перед остальными участниками реакции из следующих соображений.

Во первых, на образование сульфатов хрома, железа и калия расходуется 13 сульфат-анионов, 6 из них присутствует в составе исходного сульфата железа(II). То есть перед серной кислотой в правой части надо поставить коэффициент 7.

Во-вторых, проверим баланс по кислороду и водороду — в правой части 7 атомов кислорода в молекуле перманганата и 14 водородов в 7 молекулах H_2SO_4 превращаются в 7 молекул H_2O .

Шаг 5. Записываем уравнение ОВР в окончательном виде:



Расчеты по уравнениям ОВР проводятся с соблюдением тех же принципов, что и любых других уравнений. Мы должны прини-

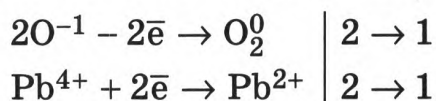
мать во внимание стехиометрию, избыток-недостаток веществ, их концентрацию, агрегатное состояние и т. д.



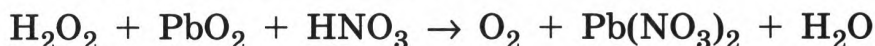
ПРИМЕР 8 При взаимодействии 200 мл 3%-го раствора пероксида водорода с диоксида свинца в разбавленной азотной кислоте выделилось 2 л кислорода. Сколько мл раствора H_2O_2 израсходовалось в реакции?

Шаг 1. Определим степени окисления элементов в реагирующих веществах. В PbO_2 свинец в своей высшей степени окисления, то есть он может быть только окислителем. В H_2O_2 кислород в промежуточной степени окисления -1 и может окислиться до O_2^0 .

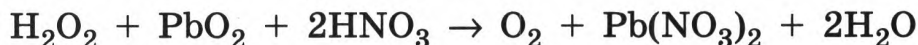
Шаг 2. Составим уравнения электронного баланса:



Шаг 3. Делим коэффициенты на общее кратное — два. Записываем уравнение реакции:



Шаг 4. Учитываем два атома кислорода молекулы PbO_2 и два кислотных остатка в нитрате свинца(II) и расставляем коэффициенты перед HNO_3 и H_2O :



Шаг 5. Приступаем к расчётам. Определяем количество вещества кислорода:

$$n(\text{O}_2) = 2 \text{ л} / 22,4 \text{ моль/л} = 0,089 \text{ моль.}$$

Шаг 6. Находим массу H_2O_2 из соображений, что на образование 1 моль O_2 уходит такое же количество H_2O_2 :

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,089 \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ г.}$$

Шаг 7. Определяем массу израсходованного раствора H_2O_2 :

$$M = m(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 100/3 = 10 \text{ г.}$$

Шаг 8. Отвечаем на вопрос, поставленный в задаче. Поскольку плотность раствора не дана, считаем ее равной 1 г/см^3 , то есть объем израсходованного раствора H_2O_2 — 10 мл.

Ответ: 10 мл.

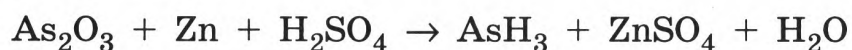
Не менее часто для уравнивания окислительно-восстановительных реакций используют другой метод. Давайте рассмотрим его тоже.

Электронно-ионный метод расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций называют также методом полуреакций, или методом электронно-ионного баланса. Чаще всего этот метод применяют для расстановки коэффициентов в уравнениях, протекающих в водных растворах.

Коэффициенты этим методом подбираются с помощью электронно-ионных уравнений. Они отличаются от электронных уравнений тем, что в них записываются молекулы и ионы, реально существующие в водном растворе. Если известно, каким превращениям подвергаются окислитель и восстановитель, то, используя метод полуреакций, можно определить все остальные продукты.

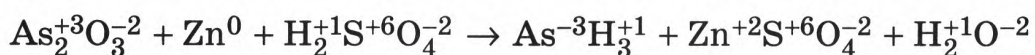
Пошаговое представление поможет нам уяснить сходства и отличия двух методов уравнивания ОВР. Порядок составления уравнений этим методом шаг за шагом рассмотрим на примере.

ПРИМЕР 9 Уравняйте следующую окислительно-восстановительную реакцию:



Шаг 1. Записываем уравнение реакции с указанием исходных и образующихся веществ, определяем, какие элементы меняют степень окисления в результате реакции, указываем окислитель и восстановитель.

Уравнение с расставленными степенями окисления:



Окислителем является мышьяк, входящий в состав As_2O_3 , а восстановителем — металлический цинк.

Шаг 2. Записываем схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием реально существующих в условиях реакции ионов и молекул.

Окислитель As_2O_3 восстанавливается до AsH_3 , представляющего в стандартных условиях малорастворимый в воде газ:



Восстановитель Zn окисляется до сульфата цинка, который представляет собой хорошо растворимый сильный электролит, диссоциирующий на катион цинка и сульфат-анион. Следовательно, металлический цинк окисляется до катиона цинка:



Шаг 3. Уравниваем число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций, учитывая тот факт, что в водных растворах могут участвовать молекулы воды, ионы H^+ и OH^- . Процесс уравнивание атомов можно условно разделить на три этапа.

Этап 1. Сначала уравниваем атомы всех элементов, кроме водорода и кислорода.

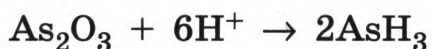
В первой полуреакции уравниваем атомы мышьяка, поставив коэффициент 2 перед арсином:



Во второй полуреакции только один элемент — цинк, уравнивать который нет необходимости.

Этап 2. Уравниваем атомы водорода в зависимости от реакции среды частицами H^+ , H_2O или OH^- .

В приведенном примере кислая реакция среды устанавливается за счет добавления серной кислоты, поэтому атомы водорода в первой полуреакции уравниваем за счет добавления ионов водорода в левую часть:

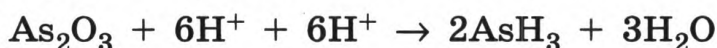


Этап 3. Уравниваем атомы кислорода. Для этого можно использовать схемки, приведенные в табл. 6.

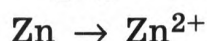
ТАБЛИЦА 6. Уравнивание атомов кислорода в уравнении полуреакции

Реакция среды (раствора)	Число атомов O в исходных веществах больше, чем в продуктах реакции, отсюда избыток n атомов кислорода в левой части	Число атомов O в исходных веществах меньше, чем в продуктах реакции, отсюда недостаток n атомов кислорода в левой части
кислая	$\dots + 2n\text{H}^+ \rightarrow \dots + n\text{H}_2\text{O}$	$\dots + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + 2n\text{H}^+$
нейтральная	$\dots + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + 2n\text{OH}^-$	$\dots + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + 2n\text{H}^+$
щелочная	$\dots + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + 2n\text{OH}^-$	$\dots + 2n\text{OH}^- \rightarrow \dots + n\text{H}_2\text{O}$

В первой полуреакции в левой части находятся в избытке 3 атома кислорода ($n = 3$). Согласно таблице, учитывая также реакцию среды, необходимо добавить в левую часть 6 ионов водорода, а в правую — 3 молекулы воды:



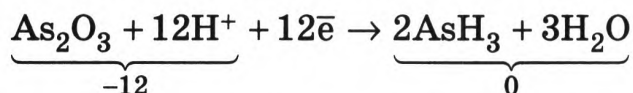
Приведем подобные слагаемые и проверим, атомы всех ли элементов уравнились:



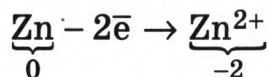
Шаг 4. Уравниваем суммарные заряды в обеих частях каждой полуреакции. Суммарный заряд можно определить, исходя из количества и заряда реальных частиц.

В первой полуреакции в левой части суммарный заряд определяется наличием 12 катионов водорода и составляет +12, в пра-

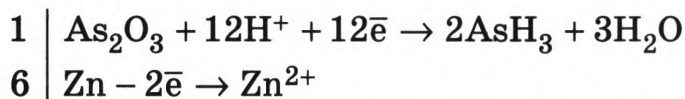
вой части отсутствуют заряженные частицы, следовательно, заряд равен 0. Для уравнивания зарядов добавляем 12 электронов:



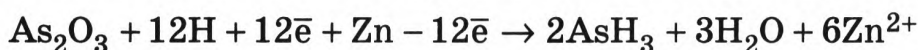
Во второй полуреакции суммарный заряд в правой части (+2) определяется наличием катиона цинка, в левой части заряженных частиц нет:



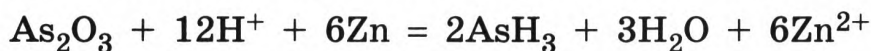
Шаг 5. Подбираем коэффициенты для полуреакций. Разумеется, главное правило баланса ОВР должно соблюдаться — количество электронов, отданных восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принятых окислителем:



Шаг 6. Складываем уравнения полуреакций с учетом коэффициентов и получаем сокращенное ионное уравнение реакции:



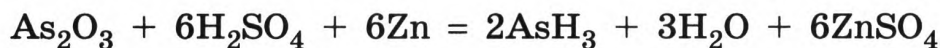
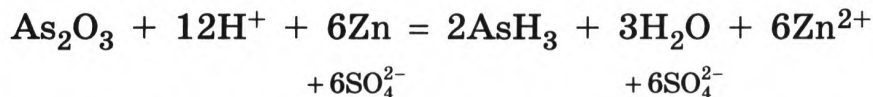
И, наконец, получаем итоговое ионное уравнение:



Проверяем равенство атомов элементов и зарядов в левой и правой частях ионного уравнения.

Шаг 7. На основании ионного уравнения составляем молекулярное уравнение реакции. При этом следует соблюдать равенство заряда, добавляя противоионы в левую и правую части уравнения.

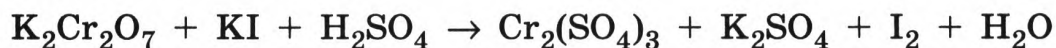
В нашем примере к сокращенному ионному уравнению добавляем по 6 сульфат-ионов в левую и правую части:



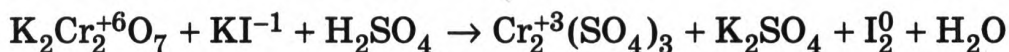
Ответ: $\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{Zn} = 2\text{AsH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{ZnSO}_4$

Следующим примером послужит реакция, уравненная выше методом электронного баланса.

ПРИМЕР 10 Уравняйте следующую окислительно-восстановительную реакцию:



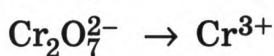
Шаг 1. Записываем уравнение реакции и определяем, какие элементы меняют степень окисления в результате реакции, указываем окислитель и восстановитель.



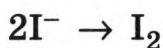
Степень окисления хрома понижается, то есть $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ является окислителем; йод повышает степень окисления, то есть KI является восстановителем.

Шаг 2. Записываем схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием реально существующих в условиях реакции ионов и молекул.

Окислитель ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ восстанавливается до иона Cr^{3+} , и первая полуреакция:

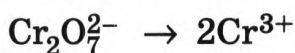


Восстановитель I^- окисляется до молекулярного йода I_2 , недиссоциирующего в водном растворе, и, таким образом, вторая полуреакция:

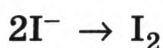


Шаг 3. Уравниваем число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций, учитывая тот факт, что в водных растворах могут участвовать молекулы воды, ионы H^+ и OH^- . Сначала уравниваем атомы всех элементов, кроме водорода и кислорода.

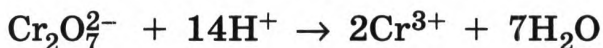
В первой полуреакции уравниваем атомы хрома, поставив коэффициент 2 перед ионом Cr^{3+} :



Во второй полуреакции ставим коэффициент 2 перед ионом йода:

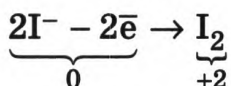
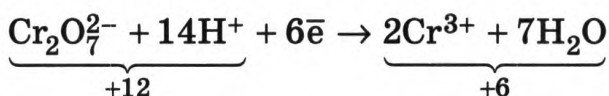


Теперь уравниваем по кислороду и водороду. Атомов водорода в первой полуреакции нет, поэтому уравниваем атомы кислорода. Учитывая кислую среду реакции за счет добавления серной кислоты и образующуюся воду:

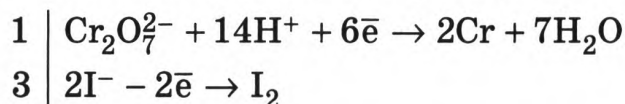


Во второй реакции нет ни кислорода, ни водорода.

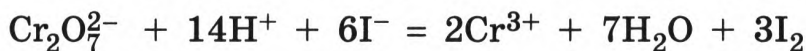
Шаг 4. Уравниваем суммарные заряды в обеих частях каждой полуреакции.



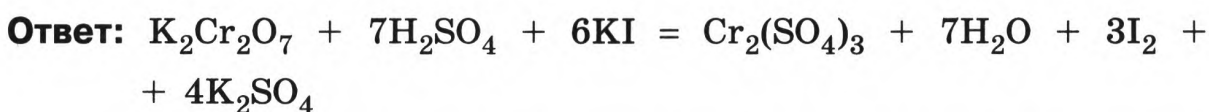
Шаг 5. Подбираем коэффициенты для полуреакций.



Шаг 6. Складываем уравнения полуреакций с учетом коэффициентов. Итоговое ионное уравнение имеет вид:

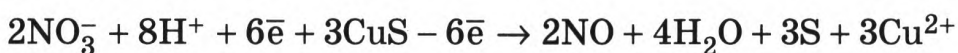
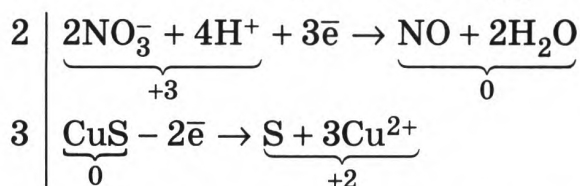


Шаг 7. Добавляем в левую и правую части 8 катионов калия и 7 сульфат-анионов, а избыток добавленных ионов в правой части связываем в сульфат калия:

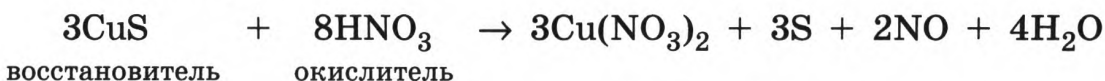
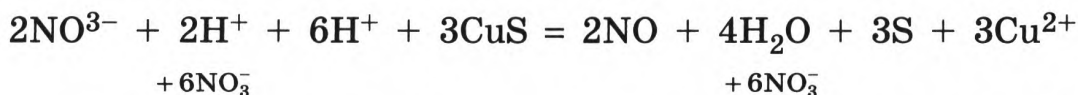


Кратко разберем еще три примера окислительно-восстановительных реакций, протекающих в кислой, нейтральной и щелочной среде:

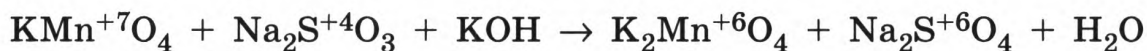
ПРИМЕР 11 Запишите реакцию взаимодействия сульфида меди(II) с азотной кислотой.

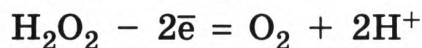
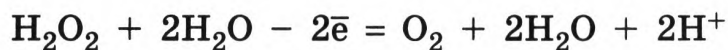


Для получения молекулярного уравнения необходимо добавить в левую и правую части сокращенного ионного уравнения 6 нитрат-ионов.



ПРИМЕР 12 Запишите реакцию взаимодействия перманганата калия с сульфитом натрия в щелочной среде.





Подчеркнем, что в развернутом ответе на задание ЕГЭ допускается использование и метода электронного баланса, и метода полуреакций.

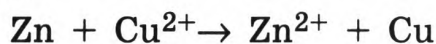
Мы говорили об окислителях и восстановителях вообще, теперь перейдем к отдельной группе восстановителей — металлам. Как вы уже знаете, ион H^+ , поставщиком которого являются сильные кислоты, является окислителем. Атомы металлов отдают электроны с внешнего электронного уровня, поэтому являются восстановителями.

Электрохимический ряд активности металлов — это последовательность, в которой металлы расположены в порядке увеличения их стандартных электрохимических потенциалов E^0 , отвечающих полуреакции восстановления катиона металла Me^{n+} :



Ряд напряжений используется на практике для сравнительной оценки химической активности металлов в реакциях с водными растворами солей и кислот и для оценки катодных и анодных процессов при электролизе (рис. 27):

- Металлы, стоящие левее водорода, являются более сильными восстановителями, чем металлы, расположенные правее: они вытесняют последние из растворов солей. Например, взаимодействие

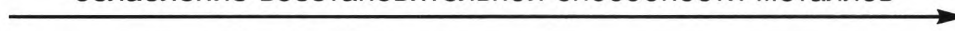


возможно только в прямом направлении.

- Металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют водород при взаимодействии с водными растворами кислот-неокислителей; наиболее активные металлы (до алюминия включительно) — и при взаимодействии с водой.

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Be	Mn	Cr	Zn	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Sb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----	----	----

ослабление восстановительной способности металлов



ослабление окислительной способности катионов металлов
в водном растворе

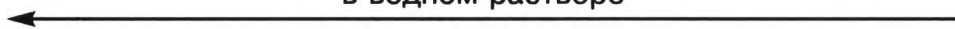


Рис. 27. Электрохимический ряд активности металлов и закономерности изменения окислительных и восстановительных свойств в ряду напряжений металлов

- Металлы, стоящие в ряду правее водорода, с водными растворами кислот-неокислителей при обычных условиях не взаимодействуют.
- При электролизе металлы, стоящие правее водорода, выделяются на катоде; восстановление металлов умеренной активности сопровождается выделением водорода; наиболее активные металлы (до алюминия) невозможно при обычных условиях выделить из водных растворов солей.

Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, протекающий в растворах и расплавах электролитов при прохождении постоянного электрического тока. В растворе или расплаве электролита происходит его диссоциация на ионы. При включении электрического тока ионы приобретают направленное движение и на поверхности электродов могут происходить окислительно-восстановительные процессы.

Электролиз (греч. *elektron* — янтарь + *lysis* — разложение) — химическая реакция, происходящая при прохождении постоянного тока через электролит. Это разложение веществ на их составные части под действием электрического тока.

Под электролизом понимают группу окислительно-восстановительных реакций, проходящих на электродах в растворе или расплаве при пропускании электрического тока. Катод — это электрод, на котором происходит восстановление. На аноде, соответственно, идет окисление. Поскольку они разнесены в пространстве, катодные и анодные процессы рассматривают отдельно друг от друга. Взаимодействие проводится в специальной системе, называемой электролитической ячейкой. Стоит подчеркнуть, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно.

Анод — положительный электрод, на нем идут процессы окисления.

Катод — отрицательный электрод, на нем идут процессы восстановления.

Здесь нам необходимо вспомнить некоторые представления о зарядах и электрическом токе. Хотя можно сказать, что химия и физика все время идут «рука об руку», поэтому мы постоянно возвращаемся к знаниям, полученным на уроках физики.

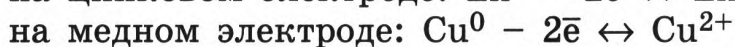
Электрический ток создается в результате движения электронов. Окислительно-восстановительный процесс — тоже движение электронов, только от одной молекулы к другой. А что произойдет, если окислитель и восстановитель разделить в пространстве? Тогда электронам придется преодолевать расстояние, значительно большее, чем расстояние между молекулами в реакционной

смеси. Движение будет направлено в одну сторону — от восстановителя к окислителю, т. е. возникает электрический ток. такую систему назвали в честь ее открывателя Л. Гальвани — гальваническим элементом.

Гальванический элемент — это химический источник электрического тока, основанный на взаимодействии двух металлов и/или их оксидов в электролите, приводящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока. Таким образом, в гальванических элементах химическая энергия переходит в электрическую.

На рис. 28 изображена схема простейшего гальванического элемента, состоящего из двух стержней, выполненных из цинка и меди, каждый из которых погружен в раствор электролита. Цинковый — в электролит, содержащий ионы Zn^{2+} , а медный — ионы Cu^{2+} , т. е. концентрированные растворы солей цинка и меди(II). Электродные области разделены мембраной, препятствующей смешению электролитов.

При разомкнутой цепи на обоих электродах устанавливаются равновесия:

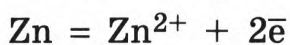


При замыкании электродов металлическим проводником электроны оттуда, где их больше, будут переходить туда, где их меньше, т. е. от цинка к меди, и в цепи появится электрический ток. Равновесие на электродах нарушится. На цинке будет идти анодная реакция растворения цинка, а на меди — катодный процесс восстановления меди.

В процессе работы гальванического элемента на аноде осуществляется процесс окисления, связанный с отдачей электронов, а на катоде — восстановление, сопровождающееся принятием отрицательных частиц. Происходит передача электронов по внешней цепи к окислителю от восстановителя.

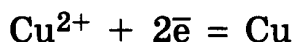
На поверхности соприкосновения электрода (анода) с раствором соли наблюдается превращение атомов в катионы Zn^{2+} . Процесс сопровождается выделением «свободных» электронов, которые передвигаются по внешней цепи.

Реакцию, протекающую на цинковом электроде, можно представить в следующем виде:



На менее активном металле, медном катоде, протекает процесс восстановления катионов металла. Отрицательные частицы, которые попадают сюда с цинкового электрода, объединяются

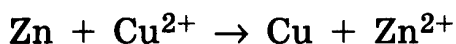
с катионами меди, осаждая их в виде металла. Данный процесс имеет следующий вид:



Потенциал цинкового электрода имеет более отрицательное значение, поэтому при замыкании внешней цепи электроны будут переходить от Zn к Cu.

В результате равновесие на цинковом электроде сместится вправо, а на медном — влево (то есть происходят самопроизвольные процессы растворения Zn на цинковом электроде и выделение Cu на медном электроде). Данные процессы будут происходить до тех пор, пока не выравняются потенциалы электродов или не растворится весь цинк (или не выделится на медном электроде вся медь).

Суммируя электродные реакции, получаем:



Это окислительно-восстановительная реакция, вследствие которой в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента, т. е. электрический ток.

И в гальваническом элементе, и в электролитической ячейке присутствует катод и анод. Однако при электролизе анодом является положительно заряженный электрод, который присоединяется к положительному полюсу внешнего источника электрического тока, а катодом — отрицательно заряженный электрод, который присоединяют к отрицательному полюсу внешнего источника электрического тока.

Электролиз расплавов применяется для получения активных металлов, расположенных в ряду напряжений до алюминия (включительно).

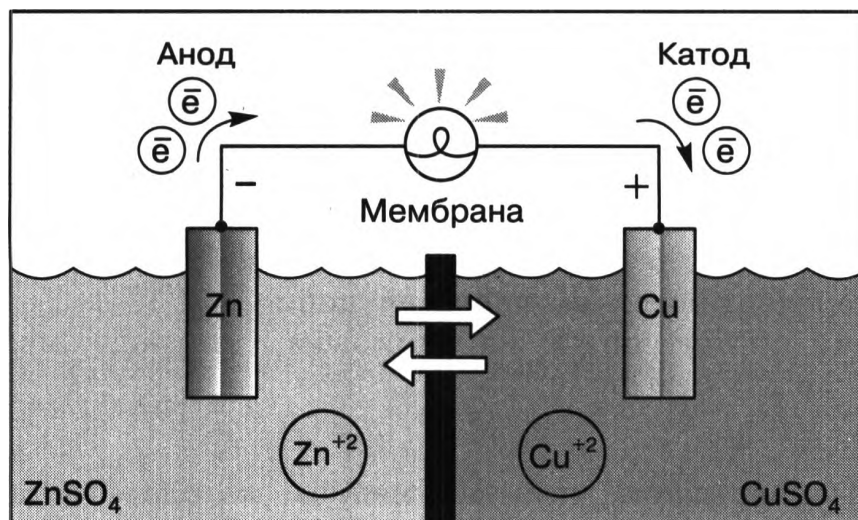


Рис. 28. Гальванический элемент

Если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы электролита будут двигаться к электродам: катионы к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы к аноду (положительно заряженному электроду).

На катоде катионы принимают электроны и восстанавливаются. На аноде анионы отдают электроны и окисляются.

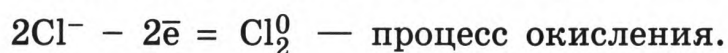
Продукты электролиза расплавов и растворов электролитов отличаются, что и понятно — в растворах помимо ионов вещества присутствует вода, которая также может подвергаться электролизу.

Проиллюстрируем процессы электролиза расплава и раствора электролита на примере хлорида натрия.

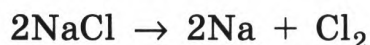
В расплаве под действием электрического поля катионы Na^+ движутся к катоду и принимают от него электроны:



Анионы Cl^- движутся к аноду и отдают электроны:



Суммарная реакция, проходящая под воздействием электрического тока (рис. 29):



На катоде выделяется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Как уже упоминалось, процессы, происходящие при электролизе водного раствора хлорида натрия, отличаются от процессов при электролизе его расплава. На катоде происходит восстановление воды, а не натрия; на аноде происходит окисление хлорид-ионов:

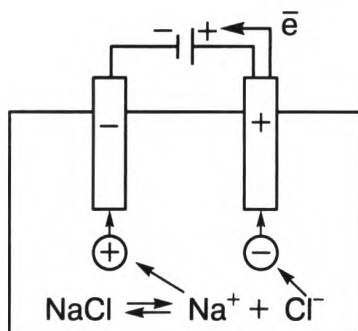


Рис. 29. Схема электролиза расплава хлорида натрия

Таким образом, получить натрий путем электролиза водного раствора его соли не удастся: на катоде выделяется водород, а на аноде хлор.

Для определения результатов электролиза водных растворов существуют следующие правила:

- ▶ Катодный процесс зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений, но не зависит от материала катода:
 - ▶ если катион электролита находится в начале ряда напряжений (по Al включительно), то на катоде идет процесс восстановления воды, т. е. выделяется водород. Катионы металла не восстанавливаются, остаются в растворе;
 - ▶ если катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды;
 - ▶ если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде идет только процесс восстановления ионов металла;
 - ▶ если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то первыми восстанавливаются катионы того металла, который имеет наибольшее значение электродного потенциала.
- ▶ Процесс на аноде зависит и от природы аниона, и от материала анода:
 - ▶ если анод растворимый (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода;
 - ▶ если анод нерастворимый, т. е. инертный (уголь, графит, платина, золото), то при электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде идет процесс окисления аниона;
 - ▶ при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде идет процесс окисления воды и выделяется кислород. При этом не происходит окисления аниона, он остается в растворе. При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксид-ионов.

Анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



—————→
(Восстановительная активность уменьшается.)

Общая схема электролитической ячейки, где на катоде осаждает металл, а на аноде выделяется газ, приведена на рис. 30.

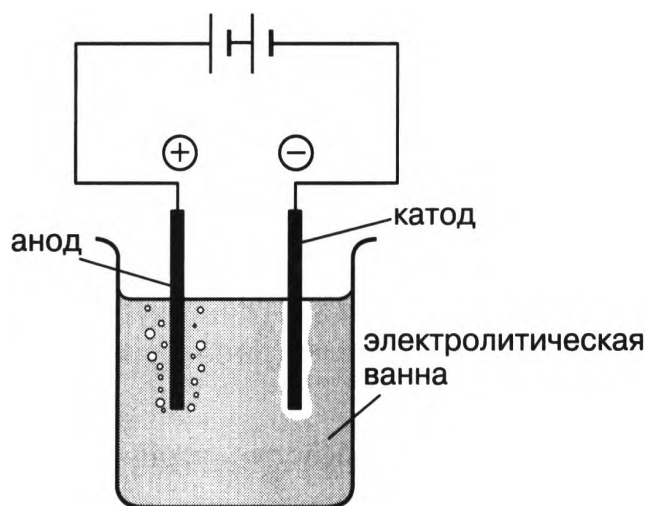


Рис. 30. Электролитическая ячейка

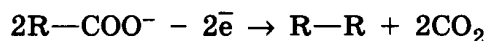
ТАБЛИЦА 7. Электродные процессы в водных растворах электролитов

Электрод	Природа ионов электролита	Электродный процесс
Катод	Катионы активных металлов*: Li, K, Ca, Na, Mg, Al	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$
	Катионы менее активных металлов: Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$
	Катионы неактивных металлов: Cu, Hg, Ag, Pt, Au	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$
Нерастворимый анод	Анионы бескислородных кислот**: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	$2\text{X}^- - 2\bar{e} = \text{X}_2^0$
	Кислородсодержащие ионы: NO_3^- , PO_4^{4-} , SO_4^{2-} , ClO_4^- и др.***	В щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ В кислой и нейтральной среде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
Растворимый анод	Любой анион	Окисление металла анода: $\text{Me}^0 - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$

* Металлы перечислены в порядке их положения в ряду напряжений: активные и менее активные — до водорода, неактивные — после

** Исключение — F^- (на аноде выделяется кислород)

*** Исключение — анионы карбоновых кислот, которые окисляются по схеме:



Теперь мы понимаем, что правильно написать уравнение электролитического процесса можно, только представляя особенности поведения катионов и анионов, входящих в состав электролита. Рассмотренные выше правила для удобства суммированы в табл. 7.

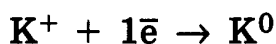
Рассмотрим еще несколько электролитов, продукты электролиза которых определим, пользуясь таблицей.

ПРИМЕР 14 Напишите суммарное уравнение электролиза расплава гидроксида калия.

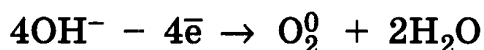
В расплаве существуют только два вида ионов:



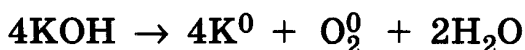
На катоде положительно заряженный ион калия получает электрон с получением металла:



Окисление ионов OH^- на аноде приводит к выделению кислорода:



Итак, суммарное уравнение электролиза:



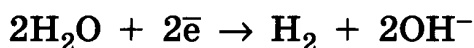
Ответ: $4\text{KOH} \rightarrow 4\text{K}^0 + \text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O}$

ПРИМЕР 15 Какие газообразные продукты образуются при электролизе водного раствора сульфата калия?

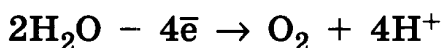
Диссоциация сульфата калия идет по схеме:



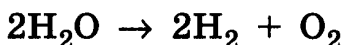
Не забываем также, что присутствует вода, и именно она подвергается электролизу в случае катиона активного металла, находящегося в самом начале ряда напряжений. В этом случае на катоде выделяется водород:



Смотрим на анион кислотного остатка. SO_4^{2-} является кислородсодержащим ионом, в присутствии которого также электролизу подвергается вода. Поскольку среда не указана, считаем, что она нейтральная и записываем окисление воды с выделением кислорода:



Общее уравнение электролиза:



Делаем вывод, что в результате электролиза выделится два газа — кислород и водород.

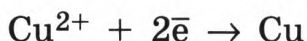
Ответ: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

ПРИМЕР 16 Определите продукты электролиза раствора сульфата меди(II).

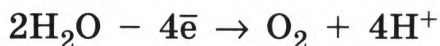
В водном растворе сульфат меди диссоциирует:



Медь является неактивным металлом — в ряду напряжений стоит после водорода. Поэтому при электролизе на катоде произойдет восстановление Cu^{2+} до металлической меди:



На аноде, как и в предыдущем примере, выделится кислород:



Общее уравнение электролиза будет выглядеть так:



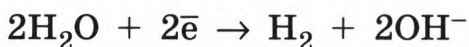
Ответ: $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

ПРИМЕР 17 Какой углеводород выделится на аноде при электролизе пропионата натрия?

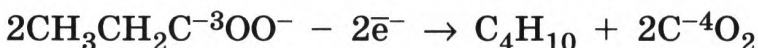
В водном растворе пропионат натрия, как и соли неорганических кислот, диссоциирует на катион металла и кислотный остаток:



Натрий относится к активным металлам, поэтому на катоде восстанавливается вода:

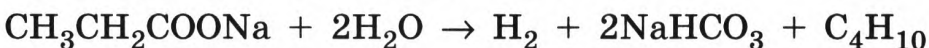


Кислородсодержащие анионы органических кислот относятся к исключениям (см. примечание к табл. 7), и подвергается электролизу с выделением на аноде углекислого газа и углеводорода:



На аноде происходит окисление углерода карбоксильной группы от C^{-3} до C^{-4} . Степени окисления остальных атомов углерода не меняются.

Общее уравнение электролиза:



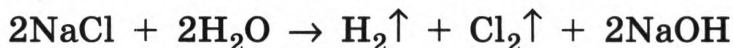
На аноде выделяется бутан.

Ответ: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{NaHCO}_3 + \text{C}_4\text{H}_{10}$

В расчетных задачах, связанных с электролизом, как и в других задачах по уравнениям химических реакций, может быть дано количество вещества или масса исходных веществ или продуктов, образующихся под воздействием электрического тока. Соответственно вопросы бывают связаны с количеством вещества, массой, объемом или концентрацией любого компонента.

ПРИМЕР 18 Электролиз 300 г 20%-го раствора поваренной соли был остановлен, когда на катоде выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Какова степень разложения исходной соли в процентах?

Составляем уравнение реакции электролиза. При необходимости опять обращаемся к таблице Менделеева. Кроме того, в данной главе уже был разобран этот случай. Главное, что нужно не упустить, — возможность участия воды при электролизе водных растворов. Итак, наше суммарное уравнение выглядит так:



Находим массу хлорида натрия в 20%-м растворе:

$$m(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0,2 = 60 \text{ г.}$$

Вычисляем количество вещества водорода:

$$n(\text{H}_2) = 5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль.}$$

Количество вещества хлорида натрия, израсходовавшееся при получении 0,25 моль H_2 , определяем с учетом стехиометрического коэффициента:

$$n(\text{NaCl}) = 0,25 \cdot 2 = 0,5 \text{ моль.}$$

Теперь рассчитываем массу разложившейся соли:

$$m(\text{NaCl}) = 0,5 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 29,25 \text{ г.}$$

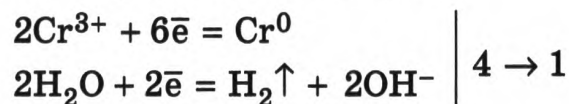
И, наконец, отвечаем на поставленный вопрос. В процессе электролиза разложилось:

$$29,25/60 \cdot 100\% = 48,75\% \text{ соли.}$$

Ответ: 48,75%.

ПРИМЕР 19 Провели электролиз 100 г 20%-го раствора сульфата хрома(III). Все количество соли превратилось в металл, выделившийся на катоде. Составьте уравнение электролиза. Сколько грамм воды израсходовалось при электролизе?

Записываем уравнение электролиза $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Учитываем, что хром — металл средней активности, и на катоде происходит восстановление и металла, и воды. Кроме того, нам нужно расставить коэффициенты ОВР:

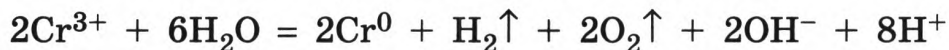


В анодном процессе вода также участвует:

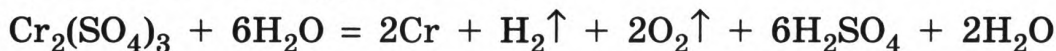


Обратите внимание, что стоящие справа коэффициенты, «балансирующие» электроны, разделили на общее кратное 4, а при подстановке в уравнение умножили на стехиометрический коэффициент.

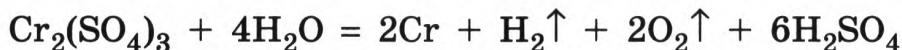
Итоговое ионное уравнение электролиза:



Понятно, что ионы OH^- и H^+ сразу соединяются в воду, поскольку мы знаем, что вода — очень слабый электролит. Мысленно «отнимаем» у них 2 молекулы воды, и остается 6 ионов H^+ , которые идут на серную кислоту в молекулярном уравнении, так как в электролизе участвует сульфат. Учтем также, что одна молекула $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ содержит два атома хрома. Получаем итоговое уравнение:



Сокращая по 2 молекулы воды получаем:



Приступаем к вычислениям. В 100 г 20%-го раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится:

$$100 \text{ г} \cdot 20\% / 100\% = 20 \text{ г сульфата хрома(III)}.$$

Количество вещества сульфата хрома(III):

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 20 \text{ г} / 392 \text{ г/моль} = 0,051 \text{ моль}.$$

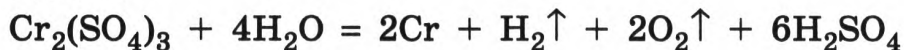
По уравнению мы видим, что количество воды в 4 раза больше, чем сульфата хрома. Поэтому количества вещества H_2O :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot 0,051 = 0,204 \text{ моль}.$$

Масса воды, израсходованной при электролизе:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,204 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 3,67 \text{ г}.$$

Ответ: 3,67 г.



ПРОСТЫЕ

1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах:
 Na_2O , SO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4NO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
2. Определите степени окисления атомов углерода в следующих веществах:
 HCOH (метаналь), CH_3COOH (уксусная кислота), CH_3Cl (хлорметан), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (этанол), CH_3COCH_3 (ацетон).
3. Какие из следующих реакций можно отнести к окислительно-восстановительным?
 - а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 - в) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - г) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
4. Определите за счет каких элементов вещества выступают в качестве окислителя и восстановителя в следующих реакциях:
 - а) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
 - в) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{HCl}$
 - г) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакции:
 - а) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. Напишите реакцию взаимодействия перманганата калия с пероксидом водорода в среде соляной кислоты и расставьте коэффициенты.
7. Запишите уравнение реакции взаимодействия дихромата калия с сульфидом натрия в водной среде и расставьте коэффициенты.
8. Запишите схему электролиза расплава CuCl_2 , если процесс протекает с угольными электродами.
9. Запишите схему электролиза водного раствора нитрата кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, если процесс протекает на платиновых электродах.
10. Запишите схему электролиза водного раствора сульфата никеля NiSO_4 , если процесс протекает на никелевых электродах.
11. Запишите схему электролиза водного растворах бутирата натрия. Какой углеводород получится в результате электролиза?

СЛОЖНЫЕ

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакции:
 - а) $\text{MnSO}_4 + \text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{S} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$



2. Напишите продукты реакции и расставьте коэффициенты в следующих уравнениях:
- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
б) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
в) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} =$
3. Хлор может быть получен действием концентрированной соляной кислоты HCl на диоксид марганца MnO_2 согласно уравнению:
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Какой объем хлора (н. у.) можно получить из 20 г диоксида марганца? Расставьте коэффициенты в уравнении.
4. Определите окислитель и рассчитайте его массу в уравнении реакции, приведенном ниже. Известно, что в итоге образовалось 1,5 моль молекул иода. Расставьте коэффициенты в уравнении:
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. Рассчитайте массу нитрита натрия, необходимого для реакции с 5% раствором перманганата калия, объемом 100 мл ($\rho = 1,0342 \text{ г/см}^3$). Известно, что реакция проходит в присутствии серной кислоты.
6. Рассчитайте объем газа (н. у.), который выделился в результате взаимодействия 13,5 г алюминия с избытком гидроксида натрия в водном растворе.
7. Провели электролиз 250 г раствора нитрата меди(II) до полного осаждения металла. В результате электролиза на катоде выделилось 24 г металла. Составьте уравнение электролиза. Определите массовую концентрацию нитрата меди в первоначальном растворе.
8. В результате электролиза водного раствора хлорида кальция образовалось малорастворимое вещество массой 2,04 г. Составьте уравнение электролиза. Какой объем газа (при н. у.) выделился на аноде?
9. В результате электролиза расплава хлорида натрия был получен металл. После электролиза металл поместили в 250 мл воды. В результате образовался раствор щелочи с концентрацией 5%. Составьте уравнение электролиза. Сколько хлорида натрия понадобилось для процесса электролиза?
10. На угольных электродах проводят электролиз 20% раствора хлорида калия. Объем раствора составляет 500 мл, плотность раствора $1,132 \text{ г/см}^3$. Электролиз остановили, когда на аноде выделилось 8,4 л газа (при н. у.). Составьте уравнение электролиза. Определите итоговую концентрацию хлорида калия в растворе.

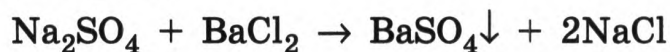
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Физическим символом свободной воли служат не обремененные грузом весы: они остаются в покое и никогда не выйдут из своего равновесия, пока что-нибудь не положено на одну из их чаш...

Артур Шопенгауэр

На самом деле весы являются хорошим символом равновесия во всех смыслах, в том числе и химическом. Правда, когда мы говорим о химическом равновесии, это не будет значить, что «груз», смещающий чашки весов, определяется массой исходных и конечных веществ, участвующих в реакции. Хотя изменение их соотношения тоже имеет значение. Теперь давайте разберемся, что же такое химическое равновесие, когда оно устанавливается, и что его может сместить.

Для начала надо понять, в чем разница между обратимыми и необратимыми реакциями. Запишем взаимодействие, протекающее после смешения водных растворов сульфата натрия и хлорида бария:



Это хорошо известная нам реакция обмена с образованием нерастворимого белого осадка сульфата бария. Стрелочку мы ставим в одну сторону, так как в результате реакции выпадает осадок и в обратную сторону она протекать не может.

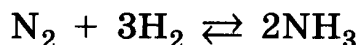
Химическая реакция, в результате которой первичные вещества практически полностью преобразуются в конечные продукты, называется **необратимой**.

Как правило, в результате необратимой реакции выпадает нерастворимый осадок, выделяется газ или образуется слабодиссоциирующее вещество, например, вода в реакции нейтрализации.

Если же реакция может протекать как в прямом, слева направо, так и в обратном, справа налево, направлении, то такая реакция называется **обратимой**.

Обратимыми называются реакции, которые в одних и тех же условиях протекают в противоположных направлениях.

При записи уравнения в этом случае мы ставим две разнонаправленные стрелочки:



Таким образом, мы видим главное отличие обратимых и необратимых реакций. Обратимые реакции протекают не до конца, и при обратимой реакции ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью. На рис. 31 даны в сравнении зависимости, иллюстрирующие изменения скоростей и концентраций веществ для необратимой и обратимой реакций.

Таким образом, мы видим главное отличие обратимых и необратимых реакций. В конце необратимых реакций исходные вещества реагируют полностью, и их конечные концентрации равны нулю (рис. 31а, сверху). Соответственно после расходования всего количества исходных веществ реакция останавливается, и ее скорость также равна нулю (рис. 31а, снизу). Теперь посмотрим, как ведут себя эти параметры при обратимых реакциях. Поскольку обратимые реакции протекают не до конца, то ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью,

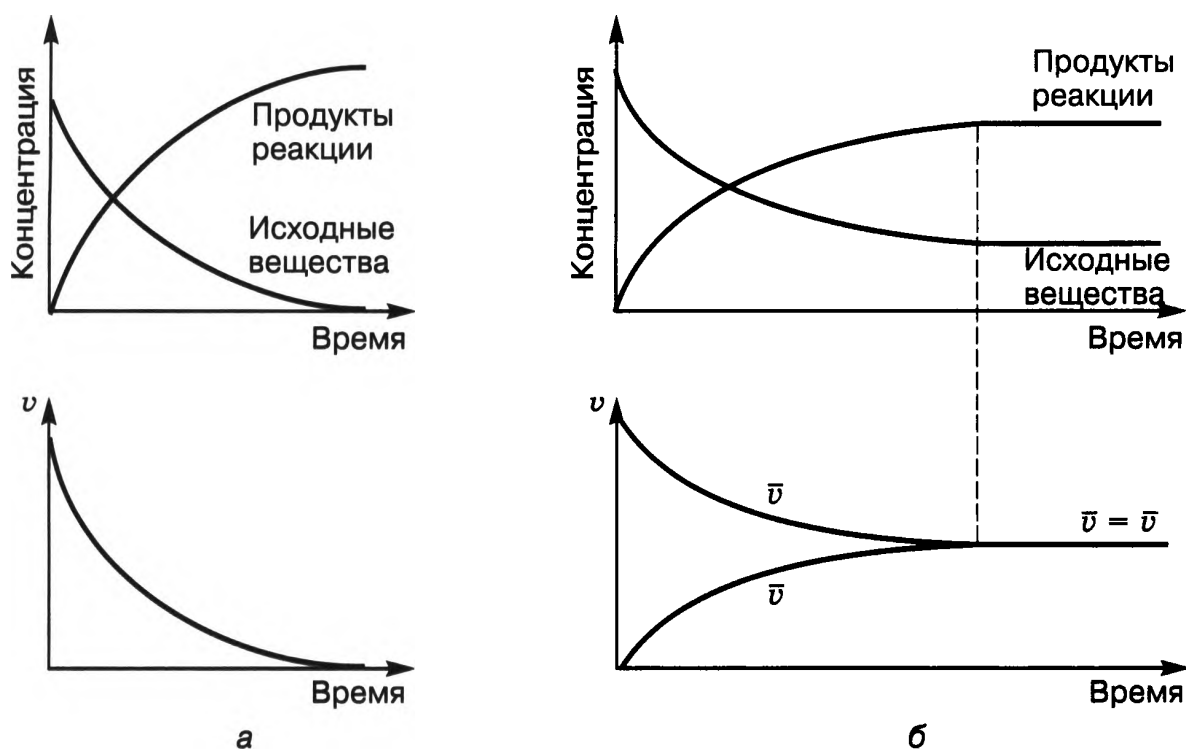


Рис. 31. Обратимые и необратимые реакции — скорость и концентрация

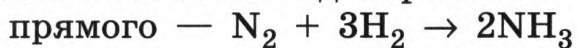
достигается лишь определенная их концентрация, которая при данных условиях далее не меняется во времени и называется **равновесной концентрацией** (рис. 31, сверху). Концентрации веществ постоянны, поэтому и скорость реакции также становится постоянной (рис. 31, снизу), при этом говорят о **динамическом равновесии**, когда прямая и обратная реакции идут одновременно с одной скоростью.

Итак, именно в случае обратимой реакции мы говорим о **химическом равновесии**, положение которого обозначено пунктирной линией на рис. 31б. Пересечение этой линии с абсциссой является временем, необходимым для достижения равновесия в данных условиях.

Химическое равновесие — состояние обратимого химического процесса, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем.

Рассмотрим закрытый сосуд, в котором идет уже записанная нами реакция — взаимодействие азота с водородом с образованием аммиака и превращение аммиака в азот и водород. Наша запись обозначает одновременное протекание двух процессов:



В состоянии равновесия в системе не изменяются концентрации реагентов и продуктов, но это состояние является динамическим. Это значит, что прямая и обратная реакции идут с одинаковой скоростью, и за то время, пока некоторое количество смеси азота и водорода превращается в аммиак, столько же N_2 и H_2 образуются из NH_3 .

При этом следует учесть, что концентрации всех веществ, участвующих в обратимой реакции, при наступлении равновесия постоянны, но не обязательно равны, т. е. если при определенных температуре и давлении из одного моля азота и трех молей водорода образуется один моль аммиака, то без изменения условий реакции равновесие не сдвинется, и в смеси будет присутствовать только это количество продукта.

Но стоит изменить условия, в которых находится система, положение равновесия (т. е. равновесные концентрации участников процесса) изменится. Поэтому для того, чтобы сместить равновесие в ту или другую сторону, важно понять, каким образом на него влияют условия реакции, а именно концентрация реагентов, температура и давление.

Общий принцип, описывающий влияние изменения условий на равновесную систему, был сформулирован французским химиком Анри Ле Шателье еще в 1884 г.

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы это воздействие нейтрализовать.

Еще раз подчеркнем, какие основные факторы влияют на положение равновесия:

- давление;
- температура;
- концентрации реагентов и продуктов.

Мы знаем, что для повышения скорости химической реакции, особенно в промышленности, часто используют катализаторы. Однако нужно понимать, что катализатор ускоряет процесс достижения равновесия, но не влияет на ту «точку», на которой оно остановится, т. е. не влияет на достигнутые конечные концентрации реагентов.

На самом деле принцип Ле Шателье распространяется не только на химические, но и на физические процессы, такие как растворение или кристаллизация. Но мы в этой главе будем говорить про применение этого принципа для определения сдвига химического равновесия.

Расшифруем то, что понимается под смещением, или сдвигом, равновесия. Допустим, рассматриваемая нами система находится в равновесии. По определению это значит, что концентрации и исходных, и конечных продуктов постоянны и не меняются. При изменении условий эти концентрации начинают меняться до тех пор, пока не достигнут новых постоянных значений, соответствующих новому положению равновесия, т. е. равновесие снова достигается, но ему соответствуют уже другие концентрации веществ. Если мы стремились сдвинуть равновесие вправо, в сторону продуктов реакции, то их концентрация повысилась, а концентрации исходных веществ понизились, и наоборот. Нужно понимать, что на практике условия реакции изменяют целенаправленно, чтобы повысить выход желаемого продукта.

Понятие «смещение равновесия» хорошо передается с помощью образа весов, на левой чашке которых исходные вещества, а на правой — конечные продукты (рис. 32). В равновесии чашки находятся не обязательно на одном уровне, хотя теоретически можно достичь и такого положения. При смещении равновесия достигается новое равновесное состояние, и положение чашек весов изменяется.

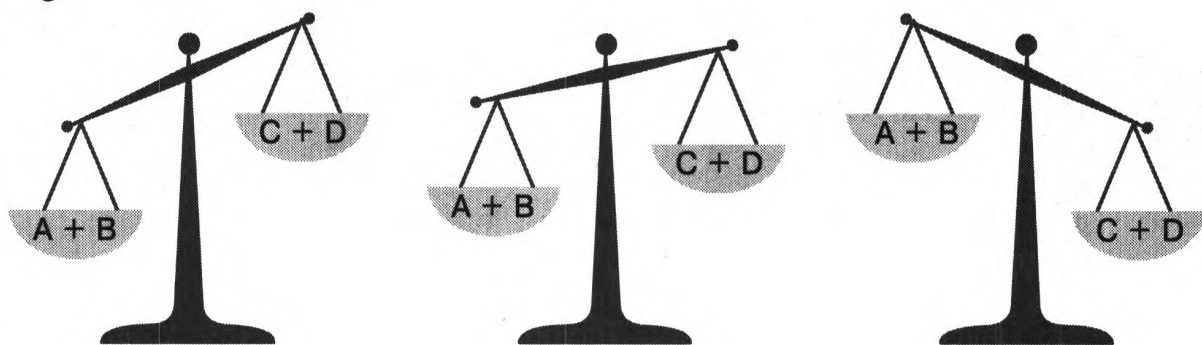


Рис. 32. Смещение равновесия — масса исходных веществ и продуктов реакции на воображаемых весах

Рассмотрим по порядку все ключевые для равновесия факторы. Давление, вернее его изменение, может влиять только на газы, так как твердые тела и жидкости практически несжимаемы. При увеличении давления газ сжимается, и расстояние между молекулами уменьшается, а следовательно, возрастает его концентрация. Если же давление снизить, то расстояние между молекулами газа увеличится по сравнению с достигнутым ранее равновесным значением. Для того чтобы согласно принципу Ле Шателье вернуться к прежнему состоянию и нейтрализовать изменение, равновесие смещается:

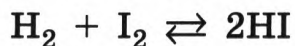
- при увеличении давления — в сторону меньшего объема, т. е. туда, где меньше моль газов,
- при уменьшении давления — в сторону большего объема, т. е. туда, где больше моль газов.

Вооруженные этим знанием, посмотрим еще раз на процесс с участием азота, водорода и аммиака. Здесь мы видим, что слева 4 моль газа, а справа — 2. Если давление увеличить, то равновесие сдвинется вправо, и, конечно, в промышленных масштабах для получения аммиака используют высокие давления. Если же давление снижается, равновесие сдвигается влево, в сторону смеси азота и водорода.

Описанные закономерности сменяются на противоположные, если в реакции слева присутствует меньше моль газа, чем справа. Например, как в случае разложения димера оксида азота(IV):

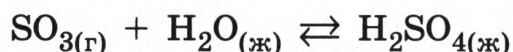


Ну хорошо, а как же быть, если количество газообразных веществ в правой и левой частях химического уравнения одинаково? В этом случае надо иметь в виду, что изменение давления никак не повлияет на химическое равновесие. В качестве примера можно привести реакцию получения иодоводорода в газовой фазе:



Здесь мы видим, что взаимодействие двух молей исходных газов приводит к образованию также двух молей иодоводорода.

Пока мы рассматривали только те процессы, в которых все вещества присутствуют в газообразном виде. Однако возможны и гетерогенные процессы, когда один или несколько компонентов, участвующих в реакции, находятся в твердом или жидком состоянии. При рассмотрении влияния давления на эти процессы нужно учитывать только газообразные компоненты. Агрегатное состояние в таких уравнениях реакций часто дается подстрочными символами — г (газ), тв (твердое тело) или ж (жидкость). Например, образование серной кислоты в результате пропускания триоксида серы в воде записывается следующим образом:



Здесь стороной процесса с бóльшим объемом считаем левую часть, где в исходных продуктах видим газообразное вещество — углекислый газ.

Прежде чем перейти к влиянию на равновесие следующего фактора, температуры, дадим определение экзотермических и эндотермических процессов.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются **экзотермическими**.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются **эндотермическими**.

На практике это ощущается как разогрев или остывание сосуда, в котором протекает химическое взаимодействие.

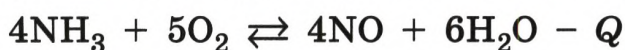
При записи уравнения реакции тепловой эффект обозначается латинской буквой Q .

Тепловой эффект Q — количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся в ходе реакции.

В уравнении экзотермической реакции в правой части ставим $+Q$, а эндотермической — $-Q$. Это в общем виде, а также можно поставить конкретную величину теплового эффекта в кДж, когда это необходимо для расчетов. Но к этому мы обратимся чуть позже.

Большинство реакций, с которыми мы сталкиваемся в школьном курсе химии, являются экзотермическими. Экзотермическими реакциями являются реакции горения, большинство реакций соединения, реакция нейтрализации, взаимодействие металлов и их оксидов с водой и кислотами. Так, уже рассмотренная нами реакция образования иодистого водорода является экзотермиче-

ской. В качестве примера эндотермической реакции приведем получение оксида азота(II) из аммиака:



При изменении температуры, согласно принципу Ле Шателье, равновесие также сместится так, чтобы компенсировать это изменение. Если теплота выделяется, то при нагревании система стремится к понижению температуры, и равновесие сдвигается влево, при охлаждении наоборот, система стремится к повышению температуры и равновесие сдвигается в сторону конечных продуктов. Закономерности при экзотермическом процессе будут ожидаемо противоположны тем, которые наблюдаются при экзотермической реакции, и суммарно выглядят так:

- при нагревании в экзотермическом процессе равновесие смещается влево, в сторону исходных веществ;
- при охлаждении в экзотермическом процессе равновесие смещается вправо, в сторону продуктов реакции;
- при нагревании в эндотермическом процессе равновесие смещается вправо, в сторону продуктов реакции;
- при охлаждении в экзотермическом процессе равновесие смещается влево, в сторону исходных веществ.

Итак, мы поняли, что экзотермические процессы ведут себя как люди — стремятся «включить» охлаждение при повышении температуры и «согреться» при понижении температуры окружающей среды.

Таким образом, для того, чтобы понять, как нужно изменить условия, чтобы сдвинуть равновесие вправо, в сторону продуктов реакции с помощью изменения давления и температуры, надо ответить всего на два вопроса по мини-опроснику, приведенному на рис. 33. Само собой, для смещения равновесия влево необходимы противоположные действия.

Переходим к третьему условию, которое можно изменить с целью смещения равновесия в сторону желательного продукта реакции. Это концентрации веществ, и здесь необходимо знать еще один закон — закон действующих масс:

При постоянной температуре скорость гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Физический смысл закона действующих масс следует из очевидных рассуждений.

Для того чтобы между молекулами А и Б произошла химическая реакция, они должны столкнуться. Следовательно, скорость реакции пропорциональна вероятности столкновений молекул. В свою

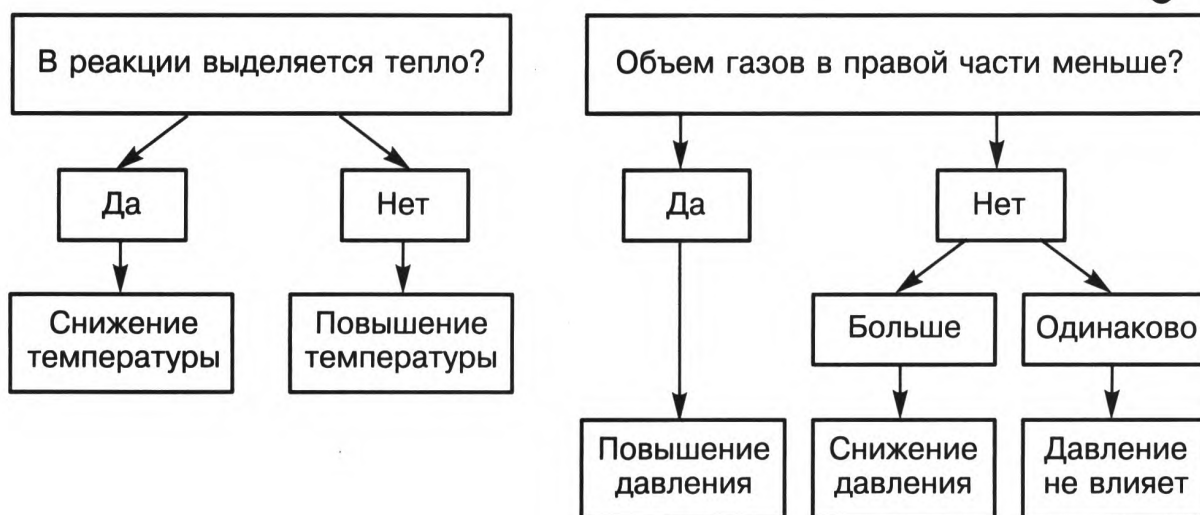
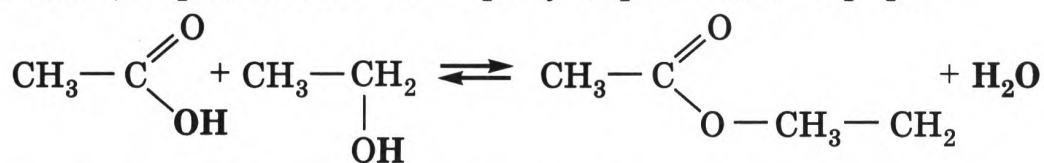


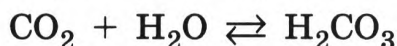
Рис. 33. Определение воздействия на систему для смещения равновесия вправо

очередь, вероятность столкновения зависит от концентрации молекул, и она выше в том случае, если концентрация молекул больше. Поэтому скорость реакции зависит от концентрации веществ.

В соответствии с принципом Ле Шателье после добавления любого вещества, участвующего в реакции, его концентрация должна стремиться к снижению, как «ликвидации последствия» изменения этого условия. Это вещество начинает расходоваться быстрее и равновесие смещается в другую сторону. При понижении концентрации вещества оно начинает накапливаться, чтобы концентрация приближалась к прежней, и равновесие смещается в сторону образования этого вещества. На этом основан способ повышения выхода в реакции этерификации, когда побочный продукт — вода — непрерывно отгоняется из реакционной смеси, смещая равновесие в сторону образования эфира:



В реакции образования угольной кислоты:



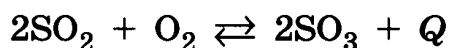
при повышении концентрации CO_2 система стремится ее понизить, следовательно, в реакции начинает расходоваться больше диоксида углерода и образовываться больше угольной кислоты. В результате равновесие смещается вправо.

Чтобы окончательно расставить все точки над *i*, детально рассмотрим эти же закономерности для уже известной нам газофазной реакции образования иодистого водорода (стр. 117). Пусть водород, иодоводород и пары иода находятся в равновесии друг с другом при определенной температуре и давлении. Введем в систему некоторое количество водорода.

Согласно закону действия масс, увеличение концентрации водорода повлечет за собой увеличение скорости прямой реакции, образования HI, тогда как скорость обратной реакции остается прежней. В прямом направлении реакция теперь будет протекать быстрее, чем в обратном. В результате этого концентрации водорода и паров иода будут уменьшаться, что повлечет за собой замедление прямой реакции, а концентрация HI будет возрастать, что вызовет ускорение обратной реакции. Через некоторое время скорости прямой и обратной реакции вновь сравняются — установится новое равновесие. Но при этом концентрация HI будет выше, чем она была до добавления H₂, а концентрация I₂ ниже. Мы видим, что принцип Ле Шателье имеет вполне ясное объяснение.

Проведем бытовую аналогию, которая, возможно, поможет лучше понять суть обратимости реакций и равновесия. Допустим, вы зарабатываете определенное количество денег, это будем считать исходными веществами. Как мы знаем, деньги можно легко и даже иногда незаметно потратить на развлечения, которые мы будем считать эквивалентом продуктов реакции. Конечно, мы всегда держим в уме, что некоторое количество денег необходимо оставить на питание и квартплату. То есть наша «реакция» обратима — при заданных условиях, в данном случае при заданном доходе мы можем расходовать наши «исходные вещества» не полностью, а до какого-то «равновесного» количества денег. И тут изменяются условия в радостную для нас сторону — доход, то есть концентрация «исходных веществ», то есть количество денег повышается. Соответственно вы можете больше потратить на развлечения, что и делаете с большим удовольствием, при этом равновесие смещается — концентрация продукта, а именно развлечений, повышается. Если слишком увлечься и потратить еще больше, то неприкосновенный фонд наших «исходных веществ» худеет. Конечно, эта аналогия весьма условна, хотя демонстрирует взаимное превращение денег в развлечения, а также возможное обратное превращение развлечений в деньги. Например, если вы купили дорогие билеты на концерт, потом поняли, что нарушили «равновесие», и продали их друзьям.

Итак, теперь мы можем разобрать по косточкам равновесие любой обратимой реакции, а чтобы окончательно уяснить, как это делается, обратимся к примеру, реакции окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI):



Прежде всего отметим, что реакция идет с выделением теплоты, и объем газов в левой части (3 моля) больше, чем в правой (2 моля).

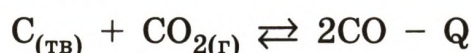
Все возможные изменения условий и отклики системы поместим в табл. 8, обозначив сдвиг равновесия стрелочками, направленными вправо или влево.

ТАБЛИЦА 8. Изменение условий реакции и направление сдвига химического равновесия в реакции окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI)

Условие реакции	Направление изменения	Сдвиг равновесия
Давление	Повышение	→
	Понижение	←
Температура	Повышение	←
	Понижение	→
Концентрация SO ₂	Повышение	→
	Понижение	←
Концентрация O ₂	Повышение	→
	Понижение	←
Концентрация SO ₃	Повышение	←
	Понижение	→

Поскольку образующегося газа в молях меньше, чем исходных веществ, повышение давления приводит к сдвигу равновесия вправо, а понижение — наоборот. Реакция является экзотермической, поэтому повышение температуры смещает равновесие влево, а снижение — вправо. Что касается изменения концентраций участников реакции, то всегда повышение концентрации вещества приводит к сдвигу равновесия от него, а понижение — в сторону его образования, т. е. к нему.

ПРИМЕР 1 Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие в системе:



в результате следующих воздействий:

- повышение температуры;
- увеличение объема (уменьшение давления);
- добавление, т. е. увеличение концентрации угарного газа (оксида углерода(II)).

Разберем по порядку все три случая.

а) Реакция является эндотермической, поэтому в результате стремления системы к «охлаждению» при повышении температуры произойдет сдвиг равновесия вправо, в сторону поглощения теплоты.

б) Исходные компоненты содержат 1 моль газа, а продукты — 2 моля. Мы уже знаем, что твердый компонент, уголь, при анализе поведения системы при изменении давления учитывать не надо. Следовательно, при повышении давления, которое система будет стремиться компенсировать, произойдет сдвиг равновесия в сторону с меньшим объемом газообразных веществ, а именно влево.

в) Повышение концентрации угарного газа CO приведет к его большему расходованию в обратной реакции и повышению концентрации CO₂, т. е. равновесие опять сместится влево.

Ответ: а) вправо; б) влево; в) влево.

До сих пор мы рассматривали изменения только на качественном уровне. Однако возможно и рассчитать равновесное количество вещества, если известно равновесное количество другого компонента реакции и (или) количество исходных веществ.

ПРИМЕР 2 В реактор постоянного объема поместили некоторое количество водорода и углекислого газа. В результате протекания обратимой реакции образуется вода и угарный газ:



В реакционной системе установилось химическое равновесие. Исходная концентрация водорода составила 0,8 моль/л, а равновесные концентрации углекислого газа, угарного газа и воды — 0,1 моль/л, 0,5 моль/л и 0,5 моль/л соответственно.

Определите равновесную концентрацию H₂ и исходную концентрацию CO₂.

Заметим, что фраза «реактор постоянного объема» в подобных задачах обозначает, что взаимодействие протекает в закрытом сосуде и во все значения молярной концентрации реагирующих газов (моль/л) заложен одинаковый объем.

Способ 1. Для решения удобно составить таблицу, включающую известные исходные и равновесные концентрации компонентов. Или же подписывать значения непосредственно под уравнением. Проиллюстрируем оба способа.

Вещество	H ₂	CO ₂	H ₂ O	CO
Исходная концентрация, моль/л	0,8	?	0	0
Израсходовано в реакции	0,5	0,5		
Равновесная концентрация, моль/л	?	0,1	0,5	0,5

Способ 2. Этот способ записи немного проще, но суть его та же:

Вещество	H _{2(г)}	+	CO _{2(г)}	⇌	H ₂ O _(г)	+	CO _(г)
Исходные концентрации	0,8				0		0
Равновесные концентрации			0,1		0,5		0,5

Теперь давайте рассуждать. Из уравнения видим, что по стехиометрии из 1 моля H₂ образуется 1 моль H₂O. Значит, при образовании 0,5 моль воды израсходовалось 0,5 моль водорода. Отнимает это количество из исходного, получаем равновесную

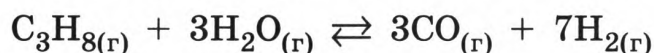
концентрацию: $0,8 - 0,5 = 0,3$ моль/л, ставим значение в ячейке со знаком вопроса во втором столбце таблицы.

Определим исходную концентрацию углекислого газа. Из стехиометрии видим, что количество CO_2 , прореагировавшего с водородом с получением $0,5$ моль/л воды и такого же количества угарного газа в точке равновесия, должно быть также $0,5$ моль/л. Равновесная концентрация, $0,1$ моль/л, соответствует непрореагировавшему CO_2 . Суммируем и получаем исходную концентрацию CO_2 : $0,5 + 0,1 = 0,6$ моль/л. Получение ставим в соответствующую ячейку в третьем столбце таблицы.

Ответ: $c(\text{H}_{2(\text{равн.})}) = 0,3$ моль/л; $c(\text{CO}_{2(\text{исх.})}) = 0,6$ моль/л.

Как вы уже, наверное, поняли, эти несложные вычисления можно проводить и в уме, таблица же помогает избежать путаницы с исходными и равновесными значениями.

ПРИМЕР 3 В реактор постоянного объема поместили некоторое количество пропана и водяного пара. В результате протекания обратимой реакции образовался угарный газ и водород:



В реакционной системе установилось химическое равновесие. Равновесные концентрации C_3H_8 , H_2O и CO составили $0,1$ моль/л, $0,1$ моль/л и $0,3$ моль/л соответственно.

Определите исходную концентрацию C_3H_8 и равновесную концентрацию H_2 .

Составляем таблицу:

Вещество	C_3H_8	H_2O	CO	H_2
Исходная концентрация, моль/л	?	?	0	0
Израсходовано в реакции	0,1	0,3	—	—
Равновесная концентрация, моль/л	0,1	0,1	0,3	?

По коэффициентам в уравнении реакции делаем вывод, что на образование $0,3$ моль CO расходуется $0,1$ моль пропана, при этом равновесная концентрация пропана составляет $0,1$ моль/л. Суммируя, получаем исходную концентрацию пропана — $0,2$ моль/л, которую заносим в соответствующую ячейку таблицы.

На 3 образовавшихся в реакции моля CO приходится 7 моль водорода. Равновесную концентрацию водорода находим из следующей пропорции, где x — искомое значение:

$$0,3/x = 3/7; x = 0,3 \cdot 7/3 = 0,7 \text{ моль/л.}$$

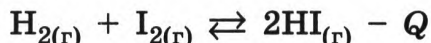
Понятно, что это же значение можно было получить, используя в расчете равновесную концентрацию пропана.

Итак, в пятой колонке вместо знака вопроса ставим $0,7$ моль/л.

Ответ: $c(\text{H}_{2(\text{равн.})}) = 0,7$ моль/л; $c(\text{C}_3\text{H}_{8(\text{исх.})}) = 0,2$ моль/л.

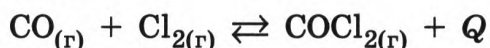
ПРОСТЫЕ

1. Определите в какую сторону сместится химическое равновесие в системе:



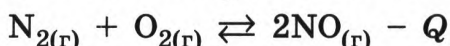
в результате: а) понижения температуры; б) уменьшения давления; в) увеличения концентрации водорода.

2. Определите в какую сторону сместится химическое равновесие в системе:



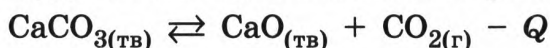
в результате: а) понижения температуры; б) уменьшения давления; в) увеличение концентрации фосгена (COCl_2).

3. В каком направлении сместится равновесие в системе:



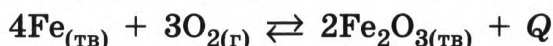
а) при повышении температуры; б) при понижении давления?

4. Куда сместится химическое равновесие в реакции:



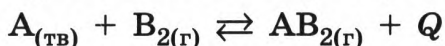
если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) понизить концентрацию CO_2 в 3 раза?

5. Уравнение реакции имеет вид:



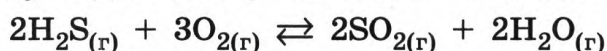
Что нужно сделать с температурой, давлением и концентрацией O_2 , чтобы равновесие сместилось влево?

6. Уравнение некоторой реакции имеет вид:



Что нужно сделать с температурой, давлением и концентрацией B_2 , чтобы равновесие сместилось вправо?

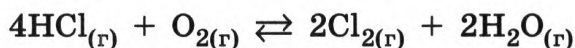
7. Указать, какими изменениями концентраций реагирующих и образующихся веществ можно сместить вправо равновесие в реакции:



8. Указать, какими изменениями концентраций реагирующих и образующихся веществ можно сместить влево равновесие в реакции:

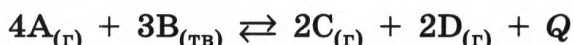


9. Как изменится содержание Cl_2 в равновесной смеси следующего состава:



а) при повышении давления; б) при удалении кислорода O_2 из равновесной смеси?

10. Как изменится содержание вещества D в равновесной смеси следующего состава:



а) при понижении температуры; б) при понижении давления; в) при удалении вещества B из равновесной смеси?

СЛОЖНЫЕ

1. В реакторе постоянного объема находился газ N_2O_4 , его начальное количество составляло 0,5 моль. Со временем газ подвергается диссоциации согласно реакции:



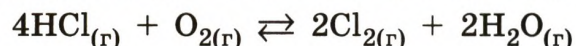
Определите равновесные концентрации веществ, если к моменту равновесия прореагировало 25% N_2O_4 от исходного количества.

2. При некоторой температуре равновесие в системе



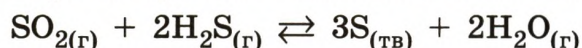
установилось при содержании NO_2 , NO и O_2 равном 0,06; 0,24 и 0,12 моль соответственно. Определите исходную концентрацию NO_2 .

3. В реакторе постоянного объема находится смесь газов:



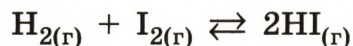
Определите начальный состав смеси, если в момент равновесия концентрации веществ равны: $[HCl] = 0,05$ моль/л; $[O_2] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = [H_2O] = 0,5$ моль/л.

4. В реакторе постоянного объема находится смесь газов:



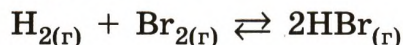
Определите равновесные концентрации веществ, если известно, что равновесие наступило, когда концентрации воды и оксида серы(IV) стали равны. В начальный момент времени в систему загрузили газы в мольном отношении 1 : 1.

5. Равновесие в системе



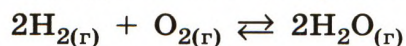
установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,25$ моль/л; $[I_2] = 0,5$ моль/л; $[HI] = 0,9$ моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода.

6. В реакции:



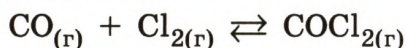
Необходимо определить равновесный состав смеси (в мольных процентах), если исходная смесь содержала 1 моль водорода и 3 моль брома. Известно, что в момент равновесия суммы концентраций исходных веществ и продуктов реакции равны.

7. Исходные концентрации H_2 и O_2 в системе:



составляют соответственно 0,5 и 0,3 моль/л. Вычислите равновесные концентрации, если известно, что в момент равновесия концентрации кислорода и воды равны.

8. В реакторе постоянного объема находится смесь газов в состоянии равновесия:



Определите исходные концентрации веществ, если известно, что в состоянии равновесия сумма количества вещества исходных газов превышает количество вещества образовавшихся в 4 раза. Изначально в реакторе находилось 10 моль газов (как исходных, так и продуктов).

ТЕРМОХИМИЯ. РАСЧЕТЫ ПО ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Все в мире зависит от капельки тепла.

Эрих Мария Ремарк

Тепло, или теплота, или тепловой эффект в химии, конечно, не несет того драматического значения, которое в него закладывал известный писатель. Тем не менее в некоторых случаях знать его крайне важно. Например, в химической промышленности тепловые эффекты нужны для расчета количества теплоты для нагревания реакторов, в которых идут эндотермические реакции, а в энергетике с помощью теплот сгорания топлива рассчитывают выработку тепловой энергии. С этими и подобными вопросами и имеет дело термохимия — раздел химии, занимающийся изучением превращения энергии в химических реакциях.

Энергия химических соединений сосредоточена главным образом в химических связях. Чтобы разрушить связь между двумя атомами, требуется затратить энергию. Когда химическая связь образуется, энергия выделяется.

Любая химическая реакция заключается в разрыве одних химических связей и образовании других. Возникновение теплового эффекта обусловлено тем, что в результате химической реакции при образовании новых связей выделяется энергии больше или меньше, чем потребовалось для разрушения «старых» связей в исходных веществах. В результате этого различия избыток энергии высвобождается в виде тепла, а недостаток сопровождается поглощением тепла. В этом вопросе химия опять «встречается» с физикой, точнее, с ее законом сохранения энергии.

Когда мы говорим об энергии на житейском уровне, то интуитивно чувствуем описанные выше закономерности. Например, мы знаем, что энергетическая ценность продуктов выражается в калориях. И даже не подсчитывая калории, понимаем, что сытный обед позволит вынести большие нагрузки или пробежать более длинную дистанцию. Если же мы потребили мало калорий, то дополнительная энергия берется от «сжигания жира», что означает разрыв химических связей в липидах. При калорийном питании без физической активности избыток энергии запускает-

ся в биохимические процессы, приводящие к «откладыванию» лишнего веса.

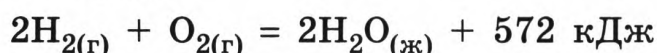
В предыдущей главе при обсуждении химического равновесия мы уже говорили о том, что реакции могут быть экзотермическими и эндотермическими (см. гл. 8, стр. 118). Теплоту, выделяющуюся в экзотермических и поглощаемую в эндотермических реакциях, можно измерить.

Эти термины образованы от греческих слов $\epsilon\xi\omega$ (экзо) — наружу, $\epsilon\eta\delta\omega\eta$ (эндон) — внутри и $\theta\epsilon\rho\mu\acute{o}\varsigma$ (термос) — теплота, что передает смысл происходящих процессов выделения «наружу» тепла и поглощения его «внутри».

Результат измерения, называемый тепловым эффектом реакции, обычно выражают в килоджоулях (кДж) на один моль реагента.

Уравнения химических реакций, в которых вместе с реагентами и продуктами записан и тепловой эффект реакции, называются **термохимическими уравнениями**.

Рассмотрим термохимическое уравнение сгорания водорода в кислороде:



Во-первых, мы видим, что тепловой эффект записан со знаком плюс. Это значит, что реакция является экзотермической. Во-вторых, конкретная цифра, 572 кДж, обозначает количество теплоты, выделяющейся при сгорании стехиометрического количества водорода, т. е. двух молей водорода в одном моле кислорода с образованием двух молей воды. Если же количество вещества отлично от стехиометрического, то количество теплоты можно рассчитать.

Используем это же термохимическое уравнение. Представим, что нам известно, что в реакцию вступило 0,4 моля водорода. Каков будет в этом случае тепловой эффект реакции?

Обозначим его значение за x и находим его из простой пропорции:

$$2/572 = 0,4/x; x = 144,4 \text{ кДж.}$$

И наоборот, если известно значение теплового эффекта, можно определить количество исходного вещества или продукта реакции. Немного усложним задачу и ответим на вопрос: сколько литров водорода надо сжечь, чтобы выделилось 250 кДж тепла?

Для решения этой задачи сначала найдем количество вещества водорода:

$$2/572 = n(\text{H}_2)/250; n(\text{H}_2) = 0,87 \text{ моль.}$$

Для того чтобы найти объем водорода (при н. у.), надо это количество умножить на объем, занимаемый одним молем газа при нормальных условиях — 22,4 л.

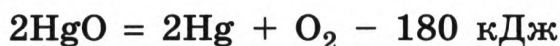
Получаем: $V(\text{H}_2) = 0,87 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 19,5 \text{ л}$.

Особенность термохимических уравнений заключается в том, что при работе с ними можно менять местами реагенты и продукты реакций. С обычными уравнениями химических реакций так поступать, как правило, нельзя.

Тепловой эффект прямой реакции всегда равен тепловому эффекту обратной реакции с противоположным знаком.

Это означает, что при образовании любого соединения выделяется (поглощается) столько же энергии, сколько поглощается (выделяется) при его распаде на исходные вещества.

Например, запишем уравнение реакции разложения оксида ртути:



Тепловой эффект реакции отрицателен, т. е. эта реакция, как и многие реакции разложения, сопровождается поглощением тепла. Обратная реакция — окисление ртути до оксида будет проходить с выделением тепла:



т. е. мы можем просто перенести тепловой эффект, как слагаемое, в другую часть уравнения, при этом знак поменяется.

Второй закон термохимии был сформулирован в 1840 г. российским химиком Г. И. Гессом.

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Рассмотрим еще несколько примеров задач.

ПРИМЕР 1 При образовании 1,5 моль CuS из простых веществ выделяется 179,7 кДж теплоты. Сколько теплоты выделилось в этой реакции, если получено 350 г сульфида меди(II)?

Для решения этой задачи нам не требуется даже писать уравнение реакции, хотя это довольно легко сделать.

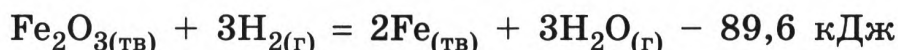
Сначала найдем количество вещества сульфида меди. Находим молярную массу CuS , получаем $M(\text{CuS}) = 96 \text{ г/моль}$. Затем по хорошо известной формуле вычисляем количество вещества: $n(\text{CuS}) = 350 \text{ г}/96 \text{ г/моль} = 3,65 \text{ моль}$.

Остается только составить пропорцию для расчета количества теплоты Q :

$$1,5/179,7 = 3,65/Q; Q = 437,3 \text{ кДж.}$$

Ответ: 437,3 кДж.

ПРИМЕР 2 Восстановление оксида железа(III) протекает в соответствии с термохимическим уравнением реакции:



Вычислите количество теплоты, которое поглотилось при восстановлении 7 моль оксида железа(III).

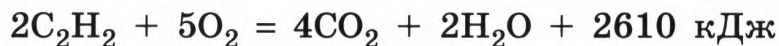
Прежде всего надо понимать, что логика расчетов в случае эндотермических процессов такая же, как и для экзотермических, с единственной разницей — знак минус перед значением теплового эффекта, которым обозначается поглощение тепла.

Приведенное в уравнении значение теплового эффекта соответствует восстановлению одного моля Fe_2O_3 , поэтому нужно просто умножить это значение на количество вещества, не забывая при этом про знак минус: $Q = 7 \text{ моль} \cdot (-89,6 \text{ кДж/моль}) = -627,2 \text{ кДж}$. Столько тепла поглотилось при восстановлении 7 моль Fe_2O_3 .

Итак, мы уже поняли, что по значению выделившегося или поглотившегося тепла можно определить количество и массу любого из участников процесса, а также, если компонент газообразный, можем найти его объем.

Ответ: -627,2 кДж.

ПРИМЕР 3 Горение ацетилена описывается термохимическим уравнением:



Известно, что при сгорании некоторого количества ацетилена выделилось 1700 кДж теплоты. Найдите массу образовавшейся при этом воды и объем израсходовавшегося в реакции кислорода.

По тепловому эффекту определим количество вещества воды:

$$2/2610 = n(\text{H}_2\text{O})/1700; n(\text{H}_2\text{O}) = 1,3 \text{ моль.}$$

Рассчитываем массу воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 1,3 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 23,4 \text{ г}$.

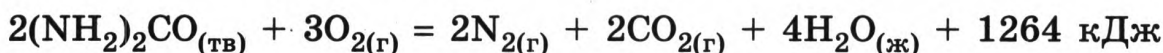
Теперь определяем количество вещества кислорода, конечно учитывая стехиометрический коэффициент 5:

$$5/2610 = n(\text{O}_2)/1700; n(\text{O}_2) = 3,3 \text{ моль.}$$

По закону Авогадро рассчитываем объем кислорода: $V(\text{O}_2) = 3,3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 73,9 \text{ л.}$

Ответ: 23,4 г. 73,9 л.

ПРИМЕР 4 Горение мочевины протекает согласно термохимическому уравнению:



Известно, что при сгорании некоторого количества мочевины образовалось 34,88 л (при н. у.) газов. Вычислите количество выделившейся при этом теплоты.

В предыдущих примерах мы имели дело с отдельными веществами. Однако в данном случае в результате реакции образуются два газа и жидкость (вода). Поэтому указанный в условии объем — это суммарный объем азота и углекислого газа. При расчетах мы суммируем стехиометрические коэффициенты, так как 1264 кДж теплоты выделилось при образовании 2 моль N_2 и 2 моль CO_2 , т. е. 4 моль газов.

Вычисляем суммарное количество вещества для газов: $n(\text{N}_2 + \text{CO}_2) = 34,88 \text{ л}/22,4 \text{ моль/л} = 1,56 \text{ моль.}$

Количество выделившейся теплоты находим по пропорции: $4/1264 = 1,56/Q; Q = 493 \text{ кДж.}$

Ответ: 493 кДж.

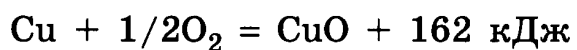
Иногда в условии задачи может быть не дано уравнение реакции, а приведено удельное значение теплового эффекта. В этом случае в термохимическое уравнение надо ставить величину теплового эффекта в соответствии с коэффициентами. Проиллюстрируем это следующим примером.

ПРИМЕР 5 Теплота образования оксида меди(II) равна 162 кДж/моль. Определите, сколько грамм меди нужно превратить в оксид меди(II), чтобы получить 2200 кДж теплоты.

Обратите внимание, что тепловой эффект дан в кДж на моль. Поэтому если мы записываем термохимическое уравнение таким образом, что стехиометрический коэффициент будет отличным от единицы, то данное значение надо умножить на число моль оксида меди:



В принципе мы можем записать уравнение и с данным в условии значением, только тогда коэффициент перед кислородом будет дробным, а этого при написании уравнений обычно избегают:



Тем не менее результаты расчетов по обоим уравнениям будут одинаковы. Составленные пропорции будут выглядеть:

$$2 \text{ моль Cu} / 324 = n(\text{Cu}) / 2200 \text{ или } 1 \text{ моль Cu} / 162 = n(\text{Cu}) / 2200;$$
$$n(\text{Cu}) = 13,58 \text{ моль.}$$

$$\text{Находим массу меди: } m(\text{Cu}) = M(\text{Cu}) \cdot n(\text{Cu}) = 64 \cdot 13,58 = 869,1 \text{ г.}$$

Мы нашли массу меди, окисление которой будет сопровождаться выделением 2200 кДж тепла.

Ответ: 869,1 г.

ПРОСТЫЕ

1. Теплота образования 1,0 моль оксида магния из простых веществ равна 601,4 кДж. Вычислите, какое количество теплоты выделится при образовании 2,5 моль оксида магния.
2. Вычислите, какое количество теплоты выделится при обжиге 145,5 г сульфида цинка, если процесс может быть описан следующим термохимическим уравнением

$$2\text{ZnS}_{(т)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{ZnO}_{(г)} + 3\text{SO}_{2(г)} + 884,2 \text{ кДж}$$
3. Напишите термохимическое уравнение реакции, если известно, что при взаимодействии 5,6 г оксида кальция со стехиометрическим количеством воды выделяется 6,49 кДж теплоты.
4. Вычислите теплоту образования 1 моль воды из простых веществ в стандартных условиях, если при образовании 9,0 г воды выделяется 142,9 кДж теплоты.
5. Вычислите, какое количество теплоты необходимо для разложения 1,0 кг карбоната кальция по реакции

$$\text{CaCO}_{3(т)} = \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} - 177,5 \text{ кДж}$$
6. Разложение нитрата меди может быть описано следующим уравнением

$$2\text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(т)} = 2\text{CuO}_{(т)} + 4\text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} - 429,6 \text{ кДж}$$

Какая масса нитрата меди вступила в реакцию, если было затрачено 1000 кДж теплоты?

СЛОЖНЫЕ

1. Вычислите тепловой эффект реакции получения оксида азота(II) из простых веществ, если известно, что при сгорании смеси, содержащей 8,96 л (при н. у.) азота и стехиометрическое количество кислорода, поглощается 45,1 кДж теплоты.
2. Вычислите, какое количество теплоты выделяется при сжигании 56 л газовой смеси, содержащей эквивалентные количества аммиака и кислорода. Горение смеси происходит по реакции

$$2\text{NH}_{3(г)} + 2\text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + 582,2 \text{ кДж}$$
3. Известно, что взаимодействие 1 моль цинка с хлороводородной кислотой сопровождается выделением 248 кДж теплоты. Какой объем (при н. у.) водорода образовался, если в реакции выделилось 540 кДж теплоты?

ЗАДАЧА НЕ РЕШАЕТСЯ. ЧТО ДЕЛАТЬ? АЛГОРИТМЫ И ПОДХОДЫ

Любую задачу реально выполнить, если разбить ее на выполнимые части.

Менталист (из сериала «The mentalist»)

Так что же делать, если вы смотрите на условие задачи или на химическое уравнение и у вас нет ни малейшего представления, что нужно сделать, чтобы получить величину, указанную в вопросе? Будем считать, что основные реакции и классы неорганических веществ вы уже достаточно изучили, так как без этого невозможно справиться с расчетной задачей.

Конечно, прежде всего, надо записать условие задачи — в виде формулы вещества или химической реакции. Рядом с каждым веществом выписать известное из условия значение. В уравнении реакции обязательно рисуем стрелочки вниз для обозначения выпавшего осадка и вверх — для выделившегося газа. Еще лучше — записать агрегатное состояние каждого из участвующих в реакции веществ. Далее следуем совету менталиста, приведенному в эпиграфе, который вполне справедлив в нашем случае. Надо представлять, что для нас «выполнимые части» — это те мини-алгоритмы, которые разбирались в предыдущих главах. Для начала дадим определение алгоритма, термина, который наиболее широко используется в математике и программировании.

Алгоритм — это точный набор инструкций, описывающих последовательность действий для достижения результата, решения задачи.

На самом деле алгоритмический подход применим и при решении расчетных задач по химии. Само собой, результат выполнения алгоритма напрямую зависит от исходных данных, и один и тот же алгоритм при разных исходных данных даст разные результаты.

Чтобы прояснить вопрос с мини-алгоритмами, приведем некоторые из них. Сначала отметим, что эти алгоритмы можно

применять как при решении задач без уравнения реакции (концентрация растворов, содержание основного вещества в реагенте и т. д.), так и в расчетах, связанных с расходом или образованием веществ в химических реакциях.

Для удобства изучения и применения алгоритмических схем примем следующие обозначения:

- в. — любое вещество;
- в. п. — вещество с примесью;
- р. — раствор вещества;
- г. — любой газ;

Для задач с уравнением реакции:

v^1 — любое исходное вещество (левая часть химического уравнения);

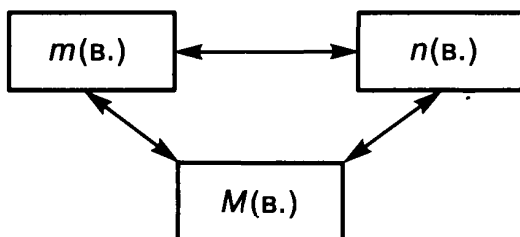
v^2 — любое конечное вещество (правая часть химического уравнения);

X^1 — стехиометрический коэффициент перед v^1 ;

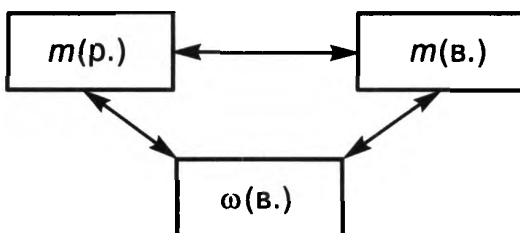
X^2 — стехиометрический коэффициент перед v^2 .

Итак, несомненно, вы узнаете все эти алгоритмы, которые мы изобразим группами параметров, зная два из которых, можно вычислить третий.

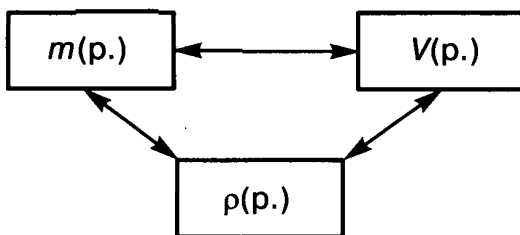
I. Количество — масса — молярная масса вещества:



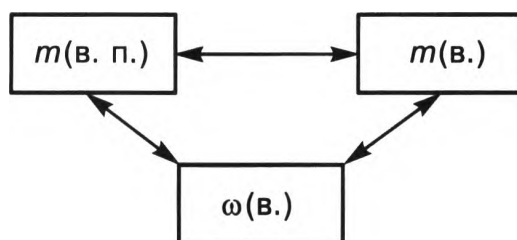
II. Масса раствора — массовая доля вещества — масса вещества:



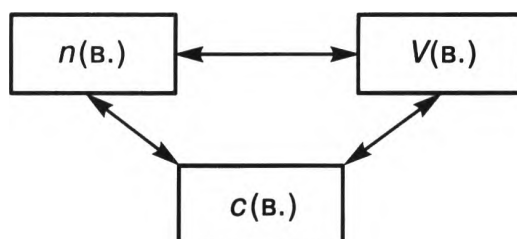
III. Масса — плотность — объем раствора:



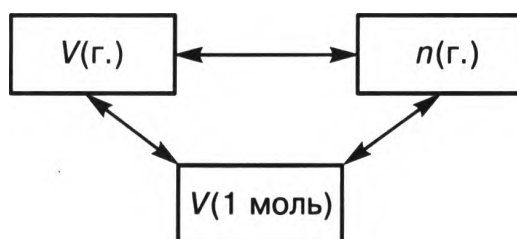
- IV.** Масса вещества с примесью — масса вещества — массовая доля вещества:



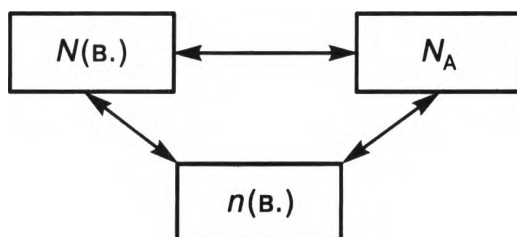
- V.** Количество вещества — объем раствора — молярная концентрация вещества:



- VI.** Объем газа — объем 1 моля газа — количество вещества газа:



- VII.** Число молекул вещества — число Авогадро — количество вещества:



- VIII.** Количество исходного вещества — стехиометрические коэффициенты — количество продукта реакции:

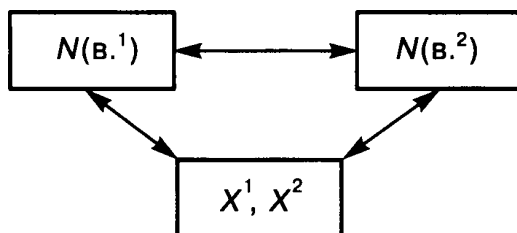




Рис. 34. Маршрут к правильному ответу

Отметим, что число Авогадро (число атомов или молекул в 1 моле вещества) и объем одного моля газа — константы, которые надо знать, а молярная масса вещества — константа, которую надо вычислить, пользуясь формулой вещества и таблицей Менделеева. Приведенные схемки напоминают о возможности вычисления величин, а формулы уже приводились в этом пособии.

Представьте, что вы находитесь на опушке леса, и где-то в глубине вам надо найти потерянный мяч. Вы двигаетесь, руководствуясь данными — размером и цветом мяча, деревьями, которые растут по пути и т. д. Вот вы нашли мяч, и вам надо проделать весь путь обратно, на опушку леса, где вы только что были и все знаете. Путь в лес — это наш метод «с начала», а обратная дорога — метод «с конца» (рис. 34). Другая хорошая аналогия — маршрут, прочерченный на карте, где промежуточные точки будут населенными пунктами на карте местности или промежуточными значениями при решении задачи.

Давайте проследим «маршрут движения», т. е. логику решения задачи, на примере конкретной задачи.

ПРИМЕР 1 Углекислый газ пропустили в избытке раствора КОН массой 300 г. Известно, что прореагировала только четвертая часть едкого кали, содержащегося в растворе. В результате реакции образовалось 0,2 моль карбоната калия. Какова массовая доля КОН в исходном и в полученном растворе?

Рассмотрим пошаговое решение этой задачи и выстроим цепочку алгоритмов.



Из стехиометрии реакции следует, что количество вещества КОН в 2 раза больше, чем количество вещества K_2CO_3 , это настолько

элементарно, что обычно делается в уме. Но относится к алгоритму VIII.

$$n(\text{KOH}) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль (израсходовано в реакции)}.$$

Шаг 2. Из условия мы знаем, что прореагировала только одна четвертая часть щелочи, содержащейся в растворе. То есть, чтобы получить количество вещества KOH^1 в исходном растворе, полученное значение умножаем на четыре.

$$n(\text{KOH}^1) = 4 \cdot 0,4 \text{ моль} = 1,6 \text{ моль (исходное количество вещества KOH)}.$$

Шаг 3. Теперь, используя найденное значение количества вещества и молярную массу KOH^1 , находим массу вещества в растворе по алгоритму I.

$$m(\text{KOH}^1) = 1,6 \text{ моль} / 56 \text{ г/моль} = 89,6 \text{ г (масса KOH в исходном растворе)}.$$

Шаг 4. Наконец, поскольку найдена масса KOH^1 и известна масса исходного раствора, вычисляем концентрацию KOH^1 в исходном растворе, применяя алгоритм II.

$$\omega(\text{KOH}^1) = 89,6 \text{ г} / 300 \text{ г} \cdot 100\% = 29,9\% \text{ (массовая доля KOH в исходном растворе)}.$$

Шаг 5. Прежде чем приступить к ответу на второй вопрос — какова массовая доля KOH в итоговом растворе, — посмотрим на уравнение реакции. Весь углекислый газ, который присутствует в левой части, поглотился раствором. В правой же части все вещества в растворе. По закону сохранения массы поглощенный CO_2 должен учитываться при расчете массы конечного раствора. Поэтому сначала поймем, что количество вещества CO_2 по стехиометрии равно количеству вещества K_2CO_3 , а затем рассчитаем массу поглощенного CO_2 по алгоритму I. Полученную массу прибавляем к массе исходного раствора.

$$m(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 8,8 \text{ г (масса прореагировавшего CO}_2\text{)}.$$

$$m(\text{р-р}^2) = 300 + 8,8 = 308,8 \text{ г (масса конечного раствора)}.$$

Шаг 6. Поскольку мы знаем, что израсходовалась только $1/4$ щелочи, для того чтобы определить массу KOH в конечном растворе, надо найденную ранее массу KOH умножить на $3/4$, или 0,75. Можно действовать по-другому — найти массу $1/4$ и вычесть ее из исходной массы, в этом случае выбор способа — это вопрос арифметики.

$$m(\text{KOH}^2) = 89,6 \cdot 0,75 = 67,2 \text{ г (масса KOH в конечном растворе)}.$$

Шаг 7. Наконец, определяем массовую долю едкого кали в конечном растворе (в процентах) по алгоритму II.

$$\omega(\text{KOH}^2) = 67,2 \text{ г} / 308,8 \text{ г} \cdot 100\% = 21,8\% \text{ (массовая доля KOH в конечном растворе).}$$

Если после каждой найденной величины поставить номер алгоритма, добавив действия, продиктованные логикой исходя из условий задачи, то алгоритмические цепочки будут выглядеть так:

$$n(\text{KOH}) \text{ VIII} \rightarrow n(\text{KOH}) \cdot 4 \rightarrow m(\text{KOH}^1) \text{ I} \rightarrow \omega(\text{KOH}^1) \text{ II}$$

$$n(\text{CO}_2) \text{ VIII} \rightarrow m(\text{CO}_2) \text{ I} \rightarrow m(\text{p.}^2) \rightarrow \omega(\text{KOH}^2) \text{ II}$$

Ответ: $\omega(\text{KOH}_{(\text{исх.})}) = 29,9\%$; $\omega(\text{KOH}_{(\text{конечн.})}) = 21,8\%$.

Рассмотрим еще один пример, решение которого оформим в виде цепочки, выстроенной «с конца».

ПРИМЕР 2 К 250 г раствора хлорида бария, плотность которого равна 1,1128 г/см³, добавили избыток раствора сульфата натрия. Определите массу образовавшегося осадка, если известно, что концентрация исходного раствора хлорида бария равна 0,5 моль/л.

Мы видим, что все заданные значения относятся к исходному раствору хлорида бария, и при решении этой задачи попробуем действовать «с конца». Как и в предыдущем примере, пошагово рассматриваем ход рассуждений и вычислений:

Шаг 1. Для вычисления массы сульфата бария нам нужно знать количество вещества и молярную массу (алгоритм I), которую определяем, пользуясь таблицей Менделеева.

Шаг 2. Количество вещества сульфата бария равно количеству хлорида бария по стехиометрии — мы видим, что коэффициенты при этих веществах в уравнении реакции одинаковы и равны единице.

Количество вещества хлорида бария можно определить по алгоритму V, связывающему объем, молярную концентрацию и количество вещества, поскольку значение молярной концентрации дано в условии задачи.

Шаг 3. Для того чтобы применить алгоритм V, следует вычислить объем по алгоритму III (из массы и плотности раствора хлорида бария, данных в условии задачи).

$$V(\text{BaCl}_2) = 250 \text{ г} / 1,1128 \text{ г/см}^3 = 225 \text{ см}^3 = 0,225 \text{ л.}$$

Шаг 4. Находим количество вещества BaCl_2 , а следовательно, и BaSO_4 (алгоритм V).

$$n(\text{BaCl}_2) = n(\text{BaSO}_4) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,225 \text{ л} = 0,113 \text{ моль.}$$

Шаг 5. Теперь, когда найдено количество вещества BaSO_4 , мы можем вычислить массу образовавшегося осадка по алгоритму I:

$$m(\text{BaSO}_4) = 0,113 \text{ моль} \cdot 208 \text{ г/моль} = 23,5 \text{ г.}$$

Чтобы подчеркнуть, что рассуждения строились с конца, в полученной алгоритмической цепочке стрелочки направлены справа налево, значения здесь также стоят с номером алгоритма, по которому они были вычислены.

$$m(\text{BaSO}_4) \text{ I} \leftarrow n(\text{BaSO}_4) \text{ VIII} \leftarrow n(\text{BaCl}_2) \text{ V} \leftarrow V(\text{BaCl}_2) \text{ III}$$

Ответ: $m(\text{BaSO}_4) = 23,5 \text{ г.}$

На примерах задач мы увидели, что составить алгоритм решения каждой задачи можно как отталкиваясь от значений, которые надо найти, так и от исходных значений. При этом надо быть предельно внимательным к условию задачи, в котором, как правило, ни одно слово не бывает лишним. Тех же задач, которые ставят в тупик своей необычностью или нестандартностью, бояться не надо. Проверка показывает, что любая из них «препарируется» и разделяется на множество маленьких задач.

В качестве примера нестандартной задачи можно привести один элемент из задания части С в ЕГЭ последних лет. Фраза «в ... раз больше электронов, чем число Авогадро» повергла в ступор некоторых из учащихся. Рассуждения же в этом случае достаточно просты. Число Авогадро — это число атомов или молекул в одном моле. Количество электронов кратно количеству молей, и если мы знаем, сколько электронов в одном атоме, то, составляя соответствующие пропорции, можем вычислить количество вещества.

ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНЫЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

1. К 250 г раствора карбоната калия добавили 200 г раствора с массовой долей хлорида бария 10,4%. Выпавший осадок отфильтровали. К оставшемуся раствору добавили раствор с массовой долей соляной кислоты 10% до прекращения выделения газа. Всего было израсходовано 146 г кислоты. Определите массовую долю соли карбоната калия в исходном растворе.
2. К 150 г раствора хлорида аммония добавили 240 г раствора с массовой долей гидроксида калия 28%, и полученный раствор нагрели до прекращения выделения газа. Для полной нейтрализации непрореагировавшей щелочи добавили 245 г раствора с массовой долей серной кислоты 16%. Определите массовую концентрацию хлорида аммония в исходном растворе.
3. При каталитическом окислении аммиака получили 4,48 дм³ (н. у.) оксида азота(II). На нейтрализацию непрореагировавшего аммиака потребовалось 14,8 см³ раствора с массовой долей серной кислоты 15% ($\rho = 1,10$ г/см³). Определите выход реакции окисления аммиака.
4. К раствору, содержащему 30,10 г хлорида бария, добавили 10,05 г 15% раствора серной кислоты. Какая масса 30%-го раствора сульфата натрия потребуется для полного осаждения ионов бария?
5. К 100 г 1% раствора дигидроортофосфата кальция добавили избыток раствора гидроксида кальция. Выпавший осадок отделили, высушили и прокалили с песком и углем, выход реакции составил 95%. Образовавшееся простое вещество сожгли в избытке хлора. Определите, что за вещество образовалось в итоге и рассчитайте его массу.
6. Металлический алюминий растворили в растворе гидроксида натрия, в результате выделилось 5,6 л газа. Через полученный раствор пропустили избыток углекислого газа. Выпавший осадок отфильтровали, в результате потерь выход реакции составил 75%. Далее прокалили и полученный продукт сплавляли с 10 г карбоната натрия. Запишите уравнения реакций и определите массу конечного продукта.

ПРЕВРАЩЕНИЯ СМЕСЕЙ ВЕЩЕСТВ

1. В избытке кислорода сожгли смесь газов — пропана и метиламина. Известно, что суммарный объем газов — 5,6 л. Продукты сгорания пропустили через известковую воду, при этом образовалось 40 г осадка. Определите объемную долю (в %) исходных газов и объем кислорода, израсходовавшегося при сжигании смеси.
2. Смесь хлорида и хлората натрия нагрели в присутствии диоксида марганца. Известно, что масса исходной смеси солей натрия — 21,3 г, а масса твердого остатка после проведения реакции — 14,9 г. Этот остаток растворили в воде и подвергли электролизу с графитовыми электродами до полного удаления из раствора хлорид-ионов.

Определите массовые доли солей в исходной смеси. Рассчитайте массу железа, способного прореагировать с газом, выделившимся на аноде.

3. Некоторое количество кальция и серы прокалили без доступа воздуха. Полученный продукт растворили в избытке соляной кислоты с выделением газа. Масса нерастворенного остатка составила 4 г. Полученный газ собрали и сожгли в избытке кислорода. При этом образовался другой газ, который способен прореагировать с 5,24 г дихромата натрия в кислой среде. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.
4. Оксид железа(III) восстановили угарным газом объемом 13,44 л. Газ, образовавшийся в результате этой реакции, пропустили через 400 мл 25%-го раствора едкого натра ($\rho = 1,28$ г/мл). Определите массовые доли веществ в конечном растворе.
5. Приготовили водный раствор, содержащий некоторое количество хлорида и гидроксида бария. Отобрали 280 г этого раствора и добавили к нему избыток раствора сульфата натрия. Образовалось 116,5 г осадка. К 70 г этого же раствора добавили 66,5 г 30%-го раствора азотной кислоты. При этом массовая доля кислоты в растворе уменьшилась в три раза. Определите массовую долю веществ в исходном растворе.

УСЛОЖНЕННЫЕ И НЕСТАНДАРТНЫЕ РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

Вам знакомо выражение «Выше головы не прыгнешь»?

Это заблуждение. Человек может все.

Никола Тесла

Все задачи, которые мы рассматривали в предыдущих главах, можно считать стандартными. Хотя условно они подразделяются на простые и сложные, в каждой из них есть, во-первых, все необходимые для расчетов значения, во-вторых, четкая формулировка и, в-третьих, достаточно простой ход рассуждений и небольшое количество применяемых формул. Сейчас мы коснемся некоторых вопросов, которые могут вызвать затруднения, особенно на начальном этапе.

В этой главе разобьем задачи на три вида. Правда надо иметь в виду, что это разделение достаточно условно. Поэтому давайте договоримся, что эта классификация касается вида сложности задачи. В примерах задач мы постараемся как можно подробнее и яснее передать ход логических рассуждений, приводящих к арифметическим действиям или применению той или иной формулы.

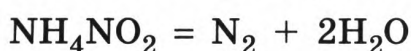
Комбинированные задачи. Под комбинированными задачами здесь мы имеем в виду наличие некоторого количества действий, или стадий, включающих расчет по разным формулам. Естественно, почти все расчетные стадии предваряются логическими рассуждениями, построенными на анализе заданных или рассчитанных величин. Конечно, эти рассуждения базируются на уравнении реакции и стехиометрии. Строго говоря, комбинированными являются многие задачи, рассмотренные в предыдущих главах. В гл. 4 мы сравнили решение задачи с собиранием пазла. Но ведь пазлы бывают разные по сложности. В одном может быть 92 детали, в другом 500, а в третьем — 1000. Будем считать, что в этой главе мы усложнили «пазл», в нем стало намного больше деталей. Но у нас есть ориентир. При сборе пазла это картинка, а при решении расчетной задачи роль картинки выполняет уравнение реакции.

ПРИМЕР 1 Один из лабораторных способов получения азота — взаимодействие концентрированных растворов хлорида аммония и нитрита натрия при нагревании. Образующийся в результате реакции обмена нитрит аммония легко разлагается с образованием азота и воды. Сколько литров азота (н. у.) будет получено, если 60 г нитрита натрия поместить в 500 г раствора хлорида аммония с массовой долей 30%? Какова массовая доля солей в реакционной смеси после проведения реакции?

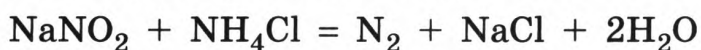
Шаг 1. Запишем реакцию обмена:



Разложение нитрита аммония:



Суммарное уравнение реакции:



$$\begin{array}{ccc} 60 \text{ г} & 500 \text{ г} & \\ & 30\% & \end{array}$$

Шаг 2. Обозначим все исходные количества веществ индексом¹, а те, что образовались в результате реакции, индексом². Проведем расчет количества вещества исходных веществ, чтобы определить, какое из них в недостатке. По нему и будем определять количество вещества азота. Для этого сосчитаем молярные массы всех веществ.

$$M(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г/моль}; M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ г/моль}; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{NaNO}_2^1) = 60 \text{ г} / 69 \text{ г/моль} = 0,87 \text{ моль};$$

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}^1) = 500 \text{ г} \cdot 30\% / 100\% = 150 \text{ г}.$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}^1) = 150 \text{ г} / 53,5 \text{ г/моль} = 2,8 \text{ моль}.$$

Нитрит натрия в недостатке, т. е. в результате реакции получим 0,87 моль азота, согласно стехиометрии.

Шаг 3. Объем выделившегося азота считаем по пропорции:

$$0,87 \text{ моль} — x \text{ л};$$

$$1 \text{ моль} — 22,4 \text{ л}.$$

$$\text{Получаем объем азота } x = 0,87 \cdot 22,4 = 19,5 \text{ л}.$$

Шаг 4. Для того чтобы определить массовые доли солей, нам надо знать массу раствора ($p\text{-}p^2$), массу непрореагировавшего хлорида аммония ($m(\text{NH}_4\text{Cl}^2)$) и массу хлорида натрия ($m(\text{NaCl}^2)$).

Масса конечного раствора равна массе исходного за вычетом выделившегося азота:

$$m(p\text{-}p^2) = 500 - 0,87 \cdot 28 = 475,6 \text{ г}.$$

Массу неизрасходовавшегося в реакции хлорида аммония определяем, вычитая из исходного количества вещества то количество, которое ушло на реакцию:

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}^2) = (2,8 - 0,87) \cdot 53,5 = 103,3 \text{ г.}$$

Шаг 5. И наконец, масса хлорида натрия определяется исходя из количества вещества по стехиометрии:

$$m(\text{NaCl}^2) = 0,87 \cdot 58,5 = 50,9 \text{ г.}$$

Шаг 6. Итак, массовые доли солей в итоговом растворе:

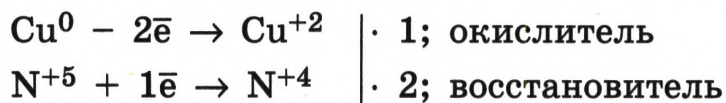
$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}^2) = (103,3/475,6) \cdot 100 = 21,7\%;$$

$$\omega(\text{NaCl}^2) = (50,9/475,6) \cdot 100 = 10,7\%.$$

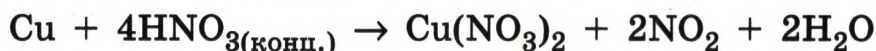
Ответ: $\omega(\text{NH}_4\text{Cl}^2) = 21,7\%$; $\omega(\text{NaCl}^2) = 10,7\%$.

ПРИМЕР 2 Газ, полученный при взаимодействии 6 г меди с 40 мл 85% раствора азотной кислоты, плотностью 1,4686 г/мл, пропустили через 100 мл 25% раствора КОН плотностью 1,2364 г/мл. Определите массовые доли веществ в последнем растворе.

Шаг 1. При взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой выделяется оксид азота(IV). Находим коэффициенты ОВР методом электронного баланса:



С учетом двух молекул кислоты, израсходованных на образование соли, получаем следующее уравнение реакции:



Шаг 2. Оксид азота(IV) взаимодействует со щелочами с образованием нитратов и нитритов:



Определим и запишем молярные массы участников этих реакций:

$$\begin{aligned} M(\text{Cu}) &= 63,5 \text{ г/моль}; & M(\text{HNO}_3) &= 63 \text{ г/моль}; & M(\text{NO}_2) &= \\ &= 46 \text{ г/моль}; & M(\text{KOH}) &= 56 \text{ г/моль}; & M(\text{KNO}_3) &= 101 \text{ г/моль}; \\ & & M(\text{KNO}_2) &= 85 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Шаг 3. Количество вещества меди и азотной кислоты определяем по выражениям:

$$n(\text{Cu}) = 9 \text{ г} / 63,5 \text{ г/моль} = 0,14;$$

$$m(\text{HNO}_3) = (40 \text{ мл} \cdot 1,4686 \text{ г/мл}) \cdot 85/100 = 49,9 \text{ г.}$$

$$n(\text{HNO}_3) = 49,9 \text{ г} / 63 \text{ г/моль} = 0,79 \text{ моль.}$$

По стехиометрии на 1 моль меди приходится 4 моля HNO_3 , т. е. на взаимодействие с 0,14 моль Cu расходуется 0,56 моль азотной кислоты. Делаем вывод — кислота взята в избытке, и количество вещества продукта считаем по меди, с учетом стехиометрического коэффициента:

$$n(\text{NO}_2) = 2 \cdot 0,14 = 0,28 \text{ моль.}$$

Шаг 4. Переходим ко второму уравнению реакции. Рассчитаем количество вещества KOH . Для этого вычислим массу раствора KOH (обозначим исходный раствор $p\text{-}p^1$, а конечный — $p\text{-}p^2$), затем массу KOH :

$$m(p\text{-}p^1) = 1,2364 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 123,64 \text{ г};$$

$$m(\text{KOH}^1) = 123,64 \cdot 25/100 = 30,9 \text{ г.}$$

$$n(\text{KOH}^1) = 30,9 \text{ г}/56 \text{ г/моль} = 0,55 \text{ моль.}$$

Шаг 5. На взаимодействие с NO_2 расходуется 0,28 моль едкого кали, а в растворе остается $0,55 - 0,28 = 0,27$ моль. По уравнению реакции из 2 молей оксида азота образуется по 1 молю нитрата и нитрита. Значит, количество вещества для продуктов реакции:

$$n(\text{KNO}_3) = n(\text{KNO}_2) = 0,14 \text{ моль.}$$

Шаг 6. Теперь, когда количества вещества продуктов и оставшегося KOH известны, вычислим массу веществ:

$$m(\text{KOH}^2) = 0,27 \text{ моль} \cdot 39 \text{ г/моль} = 10,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,14 \text{ моль} \cdot 101 \text{ г/моль} = 14,1 \text{ г};$$

$$m(\text{KNO}_2) = 0,14 \text{ моль} \cdot 85 \text{ г/моль} = 11,9 \text{ г.}$$

Масса раствора KOH после взаимодействия с оксидом азота равна массе исходного раствора, которую мы уже вычислили, плюс масса поглощенного NO_2 :

$$m(\text{KOH}^2) = 123,64 + 0,28 \cdot 46 = 136,5 \text{ г.}$$

Шаг 7. Определяем в процентах массовую долю веществ в конечном растворе:

$$\omega(\text{KOH}^2) = 100 \cdot 10,5/136,5 \text{ г} = 7,69\%; \quad \omega(\text{KNO}_3) = 100 \cdot 14,1/136,5 \text{ г} = 10,33\%;$$

$$\omega(\text{KNO}_2) = 100 \cdot 11,9/136,5 \text{ г} = 8,72\%.$$

Ответ: $\omega(\text{KOH}) = 7,69\%$; $\omega(\text{KNO}_3) = 10,33\%$; $\omega(\text{KNO}_2) = 8,72\%$.

Для решения этих двух задач были применены формулы, описанные в предыдущих главах, а также то, что мы образно сравнили со сверкой с картиной при составлении пазла. Это анализ уравнений реакций и состава реакционной смеси до и после проведения реакции. Таким образом, составные части решения:

Шаг 1. Вычисление массы вещества из массы раствора и массовой доли вещества (гл. 4).

Шаг 2. Вычисление количества вещества из массы и молярной массы (гл. 2).

Шаг 3. Анализ количества веществ по принципу «избыток-недостаток» (гл. 5).

Шаг 4. Вычисление объема газа из количества вещества и объема 1 моля (гл. 3).

Шаг 5. Определение массы раствора и массы непрореагировавшего вещества по простейшей логике расходования веществ по стехиометрии и удаления газообразного продукта.

Шаг 6. Расчет массовой доли из массы раствора и массы вещества (гл. 4).

Задачи с неполным условием. Иногда кажется, что в задаче недостает исходных данных. На самом деле это не так, хотя такие задачи называют задачами с неполным условием. В них требуется найти определенную величину, формула для ее расчета известна, но не хватает какого-то значения. Для начала зададимся вопросом — так ли уж необходимо это значение? Не будет ли результат расчетов одинаковым при разном значении величины, которая не приведена в условии задачи? Проиллюстрируем это простейшим примером.

ПРИМЕР 3 Концентрация раствора соляной кислоты равна 4,1 моль/л, плотность — 1,0675 г/см³. Чему равна массовая доля HCl в данном растворе?

Мы знаем расчетные формулы $m = \rho \cdot V$ и $n = c \cdot V$. Если же известна масса вещества и масса раствора, то массовую долю определяем по формуле $\omega(\text{HCl}) = (m(\text{HCl})/m(\text{р-ра})) \cdot 100\%$. Логика подсказывает, что для того, чтобы определить массу раствора, надо помимо плотности знать его объем. Массу вещества определяем через его количество, а для расчета количества вещества помимо молярности тоже нужен объем. Но объем раствора нам не дан. Теперь подумаем, изменится ли массовая доля вещества в растворе, если мы будем брать разные объемы? Конечно нет! Молярность раствора равна 4,1 моль/л независимо от того, берем мы 10 мл или 3 л. Массовая доля, соответственно, тоже не изменится. Поэтому для расчетов возьмем произвольный объем, для удобства 1 л. Не забываем при этом, что 1 см³ — это 1 мл, т. е. 1 л = 1000 см³ и плотность надо умножить на 1000 (или 1 л записать как 1000 мл).

Решение этой задачи будет выглядеть так:

$$m(\text{р-ра}) = 1 \text{ л} \cdot 1067,5 \text{ г/л} = 1067,5 \text{ г.}$$

$$n(\text{HCl}) = 4,1 \text{ моль/л} \cdot 1 \text{ л} = 4,1 \text{ моль}; m(\text{HCl}) = 4,1 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 149,65 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{HCl}) = 149,65 \text{ г} / 1067,5 \text{ г} \cdot 100\% = 14\%.$$

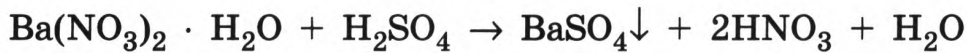
Если бы в условии задачи не была дана плотность раствора, то это бы значило, что ее надо считать равной плотности воды, т. е. 1 г/см^3 . На самом деле при низких концентрациях часто отличие плотности раствора от плотности воды настолько мало, что им можно пренебречь.

Ответ: 14%.

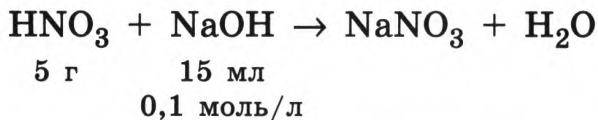
Следующая задача сложнее, но принцип преодоления неполноты условия тот же.

ПРИМЕР 4 Некоторое количество кристаллогидрата нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ добавили в раствор серной кислоты. В результате реакции образовался раствор азотной кислоты. На нейтрализацию 5 г полученного раствора израсходовалось 15 мл 1 М раствора едкого натра. Вычислите массовую долю H_2SO_4 в исходном растворе.

Шаг 1. Подобную реакцию обмена мы уже рассматривали, запишем уравнение реакции:



Отметим, что в условии задачи нет ни массы, ни объема исходного раствора. Но нужны ли нам эти значения? Дана масса отобранного раствора, из которой мы можем вычислить концентрацию азотной кислоты, так как известно, сколько щелочи уходит на ее нейтрализацию по реакции:



Шаг 2. На нейтрализацию 1 моля кислоты уходит 1 моль щелочи, так что, если мы вычислим количество вещества щелочи, это будет значить, что такое же количество кислоты содержится в 5 г раствора.

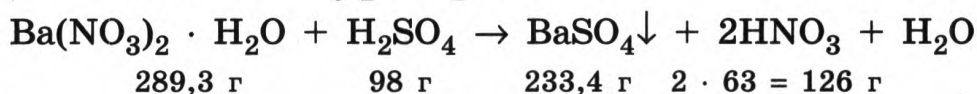
$$n(\text{NaOH}) = 0,015 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л} = 0,0015 \text{ моль}.$$

$$\begin{aligned} m(\text{HNO}_3) &= 0,0015 \text{ моль} \cdot 63 = 0,0945 \text{ г}; \quad \omega(\text{HNO}_3) = \\ &= 0,0945 \text{ г} / 5 \text{ г} \cdot 100\% = 1,89\%. \end{aligned}$$

Шаг 3. Допустим, прореагировал 1 моль нитрата бария, это количество мы вводим для дальнейших расчетов.

Для вычисления массовой доли исходной серной кислоты нам надо узнать, сколько воды приходится на 1 моль серной кислоты. Очевидно, что вода, содержащаяся в растворе серной кислоты, теперь во втором растворе.

Посчитаем и подпишем под формулами массы участников реакции, с учетом того, что мы в качестве исходной точки расчетов взяли 1 моль $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



Шаг 4. Согласно закону сохранения масс, масса второго раствора равна массе первого раствора за вычетом выпавшего осадка сульфата бария. Примем массу воды в исходном растворе серной кислоты за x . Тогда масса второго раствора:

$$m(\text{р-ра}^2) = 289,3 + 98 + x - 233,4 = x + 153,9 \text{ г.}$$

Шаг 5. Из введенного для расчетов количества исходных веществ следует, что масса азотной кислоты в итоговом растворе 126 г (2 моля), а также мы определили ее массовую долю (1,89%). Поэтому вычисляем x , применив формулу $\omega = 100 \cdot m(\text{вещества})/m(\text{раствора})$:

$$1,89 = 100 \cdot 126/(x + 153,9).$$

В результате преобразований и вычислений получаем массу воды $x = 6512 \text{ г}$.

Тогда масса исходного раствора серной кислоты равна $6512 + 98 = 6610 \text{ г}$.

Шаг 6. Теперь наконец мы можем определить массовую долю серной кислоты в исходном растворе:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \cdot 98/6610 = 1,48\%.$$

Ответ: 1,48%.

Следующий тип задач можно назвать похожими на задачи с неполным условием. Только в этом случае неполнота преодолевается другим способом. Правило номер 1 при решении задач на смеси: для каждого компонента смеси нужно отдельно рассматривать его поведение в химической реакции, и, если он участвует в реакции, писать отдельное уравнение реакции. Вообще, данных в таких типах задач достаточно, но они касаются смеси двух или нескольких веществ. От заданных значений надо оттолкнуться, чтобы прийти к параметрам индивидуальных веществ. Задачи с участием смесей могут быть и без уравнения реакции, как в следующем примере:

ПРИМЕР 5 Смесь пропана и бутана массой 24 г при нормальных условиях занимает объем 10 л. Найдите объемные и массовые доли компонентов смеси.

Для вычисления объемных и массовых долей надо знать массу и объем пропана (C_3H_8) и бутана (C_4H_{10}). В условии задачи этих величин нет. Давайте подумаем, каким образом можно исполь-

зовать известную массу и объем смеси. Обе величины складываются из соответствующих величин обоих компонентов. Для удобства обозначим все значения, относящиеся к пропану, цифрой 1, а к бутану — 2. Массу и объем смеси обозначим $m(C)$ и $V(C)$. Молярные массы компонентов равны: $M(C_3H_8) = 44$ г/моль, $M(C_4H_{10}) = 58$ г/моль.

$$m(C) = m(C_3H_8) + m(C_4H_{10}) = n(C_3H_8) \cdot M(C_3H_8) + n(C_4H_{10}) \cdot M(C_4H_{10}).$$

После подстановки известных значений получаем:

$$24 = n(C_3H_8) \cdot 44 + n(C_4H_{10}) \cdot 58.$$

В этом уравнении 2 неизвестных, и для того, чтобы вычислить количество вещества n (1) или n (2), надо выразить один параметр через другой. Воспользуемся второй величиной, данной в условии задачи, — объемом смеси.

$$\begin{aligned} V(C) &= V(C_3H_8) + V(C_4H_{10}) = n(C_3H_8) \cdot 22,4 + n(C_4H_{10}) \cdot 22,4 = \\ &= (n(C_3H_8) + n(C_4H_{10})) \cdot 22,4; \quad n(C_3H_8) + n(C_4H_{10}) = 10/22,4 = \\ &= 0,446 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Мы получили выражение, с помощью которого выразим $n(C_3H_8)$ через $n(C_4H_{10})$:

$$n(C_3H_8) = n(C_4H_{10}) - 0,446.$$

Сделаем подстановку в выражение, полученное для массы:

$$(n(C_4H_{10}) - 0,446) \cdot 44 + n(C_4H_{10}) \cdot 58 = 24.$$

В результате простых алгебраических преобразований и решения этого уравнения получаем количество вещества бутана $n(C_4H_{10}) = 0,312$ моль.

Вычисляем массу, объем, массовую и объемную долю бутана:

$$m(C_4H_{10}) = 0,312 \cdot 58 = 18,1 \text{ г.}$$

$$\omega(C_4H_{10}) = 100 \cdot 18,1/24 = 75,4\%.$$

$$V(C_4H_{10}) = 0,312 \cdot 22,4 = 7 \text{ л; } \varphi(C_4H_{10}) = 7/10 = 0,7.$$

Для пропана уже нет необходимости этих расчетов, так как мы знаем, что массовая доля в процентах всех компонентов равна 100%, а объемная — единице.

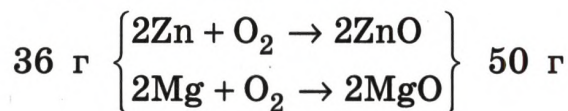
$$\omega(C_3H_8) = 100 - 75,4 = 24,6\%; \quad \varphi(C_3H_8) = 1 - 0,7 = 0,3.$$

Ответ: $\omega(C_4H_{10}) = 75,4\%$; $\varphi(C_4H_{10}) = 7/10 = 0,7$; $\omega(C_3H_8) = 24,6\%$,
 $\varphi(C_3H_8) = 0,3$.

В следующем примере два компонента смеси вступают в реакцию, поэтому в задаче присутствуют данные не только по смеси исходных веществ, но и по смеси продуктов реакции.

ПРИМЕР 6 При сгорании в кислороде 36 г смеси цинка и магния образовалось 50 г смеси продуктов реакции. Каковы массовые доли металлов в исходной смеси?

Для решения задач такого типа нужно составить систему уравнений, содержащих как известные, так и неизвестные величины. И как бы ни прост был химизм процесса, полезно записать уравнения реакций.



Выпишем массы цинка, магния и их оксидов, обозначим смесь металлов C^1 , а смесь оксидов — C^2 , и запишем систему уравнений:

$$m(C^1) = m(\text{Zn}) + m(\text{Mg}) = n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) + n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}).$$

$$m(C^2) = m(\text{ZnO}) + m(\text{MgO}) = n(\text{ZnO}) \cdot M(\text{ZnO}) + n(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO}).$$

Подставив известные значения, получаем:

$$36 = n(\text{Zn}) \cdot 65 + n(\text{Mg}) \cdot 24;$$

$$50 = n(\text{ZnO}) \cdot 81 + n(\text{MgO}) \cdot 40.$$

Получаем 4 неизвестных, а система из двух уравнений имеет решение, если неизвестны только 2 параметра. Но совершенно очевидно, что количество вещества металла равно количеству образовавшегося из него оксида, поэтому $n(\text{ZnO}) = n(\text{Zn})$, $n(\text{MgO}) = n(\text{Mg})$. В уравнениях остается 2 неизвестных, и мы можем количество вещества одного металла выразить через количество другого и подставить в другое уравнение:

$$\left. \begin{array}{l} 36 = n(\text{Zn}) \cdot 65 + n(\text{Mg}) \cdot 24 \\ 50 = n(\text{Zn}) \cdot 81 + n(\text{Mg}) \cdot 40 \end{array} \right\} \rightarrow$$

$$\rightarrow \begin{array}{l} n(\text{Zn}) = (50 - n(\text{Mg}) \cdot 40)/81 \\ 65 \cdot (50 - n(\text{Mg}) \cdot 40)/81 + n(\text{Mg}) \cdot 24 = 36. \end{array}$$

После преобразований и вычислений получаем $n(\text{Mg}) = 0,51$ моль.

Рассчитаем массу цинка и магния и массовые доли металлов в смеси:

$$m(\text{Mg}) = 0,51 \cdot 24 = 12,24 \text{ г.}$$

$$m(\text{Zn}) = 36 - 12,24 = 23,76 \text{ г;}$$

$$\omega(\text{Mg}) = 100 \cdot 12,24/36 = 34\%; \quad \omega(\text{Zn}) = 100 - 34 = 66\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Mg}) = 34\%$; $\omega(\text{Zn}) = 66\%$.

Задачи с неизвестным веществом. Задачи, когда неизвестен продукт реакции, встречаются довольно часто. Однако иногда не-

известно ни исходное вещество, ни, соответственно, результат его разложения, сгорания или взаимодействия с каким-либо реагентом. Тем не менее информации в условии задач дается вполне достаточно, чтобы «расшифровать» формулу этого вещества.

С задачами, в которых формула вещества неизвестна, мы уже сталкивались в главе, где формула устанавливалась по массовой доле одного или нескольких элементов. В этой главе рассматриваются задачи, в которых формула вещества находится исходя из массы или количества других веществ, участвующих в превращении, а также сведений о его химических свойствах и элементах структуры. Элементом структуры может быть указание на то, к какому классу органических или неорганических веществ принадлежит данное вещество.

Поэтому для решения задач этого типа особенно важен первый этап — анализ условия задачи. Его можно условно разбить на две составляющие: анализ химических превращений, описанных в условии задачи, и анализ количественных характеристик.

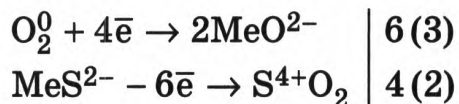
Итак, мы имеем вещество X. Анализ условия задачи обычно связан с ответом на вопросы:

- Какие данные нужно использовать для того, чтобы записать уравнения реакции и расставить коэффициенты?
- Можно ли записать общую формулу вещества, т. е. известны ли какие-либо элементы, входящие в его состав?
- Какие значения можно использовать для определения молярной массы вещества? Обычно это масса, объем, концентрация или массовая доля продукта реакции или вещества-участника следующей ступени химических превращений, описываемой вторым, а иногда третьим или четвертым уравнением. Чем дальше «отстоит» уравнение в цепочке превращений от нашего вещества, тем больше расчетных стадий надо осуществить. Хотя иногда вместо расчетов можно только посмотреть на стехиометрические коэффициенты.

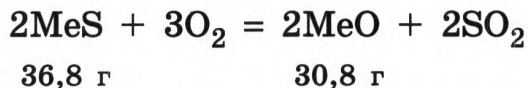
На примерах, приведенных ниже, продемонстрируем логику рассуждений и специфику расчетов для решения задач с неизвестным веществом.

ПРИМЕР 7 При обжиге 36,80 г сульфида двухвалентного металла (Me) образовалось 30,75 г оксида формулы MeO. Назовите металл, напишите уравнение реакции. Какой объем кислорода израсходовался в процессе обжига?

Запишем формулу сульфида двухвалентного металла — MeS. Образовался оксид, так что мы имеем дело с окислительным обжигом сульфида, при котором выделяется сернистый газ SO₂. Это окислительно-восстановительная реакция, в которой кислород забирает электроны у серы:



Уравнение реакции обжига с подписанными под веществами величинами будет выглядеть так:



По уравнению реакции видим, что количество вещества сульфида равно количеству вещества оксида, а также то, что молярный вес обоих веществ содержит одну неизвестную величину — атомную массу металла:

$$n(\text{MeS}) = n(\text{MeO}); M(\text{MeS}) = M(\text{Me}) + 32; M(\text{MeO}) = M(\text{Me}) + 16.$$

Известна масса оксида и сульфида, 30,8 и 36,8 г соответственно. Поэтому мы можем записать два уравнения. Поскольку $n(\text{MeS}) = n(\text{MeO})$, вместо MeS подставим MeO:

$$30,8 = (M(\text{Me}) + 16) \cdot n(\text{MeO}).$$

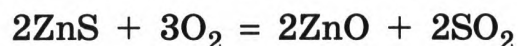
$$36,8 = (M(\text{Me}) + 32) \cdot n(\text{MeO}).$$

Выразим $n(\text{MeO})$ через $M(\text{Me})$ из первого уравнения и подставим во второе:

$$n(\text{MeO}) = 30,8 / (M(\text{Me}) + 16).$$

$$36,8 = (M(\text{Me}) + 32) \cdot 30,8 / (M(\text{Me}) + 16).$$

После преобразований и вычислений получаем $M = 65,32$ г/моль, что приблизительно равно молярной массе цинка. Тогда уравнение реакции:



Для вычисления объема кислорода найдем количество вещества сульфида:

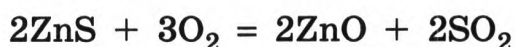
$$n(\text{ZnS}) = 36,80 / 97,4 = 0,378 \text{ моль.}$$

Определяем количество вещества и объем кислорода:

$$n(\text{ZnS})/n(\text{O}_2) = 2/3; n(\text{O}_2) = n(\text{ZnS}) \cdot 3/2 = 0,378 \cdot 3/2 = 0,567 \text{ моль.}$$

$$V(\text{O}_2) = 0,567 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 12,7 \text{ л.}$$

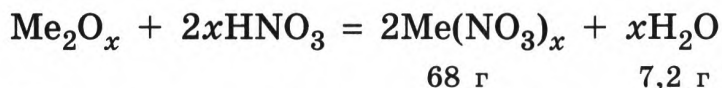
Ответ: Zn; 12,7 л.



Следующий пример сложнее, но также базируется на законах стехиометрии и основном соотношении, которым мы пользуемся для химических расчетов: $m = n \cdot M$.

ПРИМЕР 8 Навеску оксида металла добавили к раствору азотной кислоты. В результате взаимодействия образовалось 68,0 г соли и 7,2 г воды. Оксид какого металла использовали в этой реакции? Какова масса взятой навески оксида?

Запишем уравнение реакции с общими формулами оксида и нитрата металла, где x — число атомов кислорода, или валентность металла:



Подумаем, какую информацию мы можем извлечь из значений в условии задачи. Прежде всего вычислим количество вещества воды и из него по стехиометрии определим выражения для количества вещества нитрата и оксида:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7,2/18 = 0,4 \text{ моль}; n(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = 2 \cdot 0,4x = 0,8x \text{ моль};$$

$$n(\text{Me}_2\text{O}_x) = 0,4x \text{ моль}.$$

Молярная масса нитрата, учитывая, что вклад нитрат-ионов составляет $x(14 + 3 \cdot 16) = 62x$.

$$M(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = M(\text{Me}) + 62x.$$

Для нитрата уравнение, связывающее молярную массу, массу и количество вещества, будет выглядеть следующим образом:

$$M(\text{Me}) + 62x = 68/0,8x = 85x; M(\text{Me}) = 23x.$$

Далее пробуем подставить вместо x целые числа. Для $x = 1$ получаем атомную массу 23, это натрий, для $x = 2$ и 3 не находим элементов, соответствующих атомным весам 46 и 69.

Затем проведем проверку по количеству вещества, подставив полученные значения молярной массы нитрата и сверим с количеством вещества воды:

$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ моль/л}; n(\text{NaNO}_3) = 68/85 = 0,8 \text{ моль}.$$

При $x = 1$ по стехиометрии воды должно быть $0,8/2 = 0,4$, что соответствует массе воды, указанной в условии.

Получается, в данной задаче нет сразу однозначного решения.

Масса такого оксида составляет

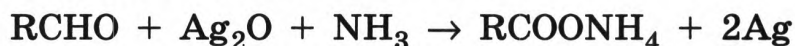
$$m(\text{Na}_2\text{O}) \cdot n(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \cdot 0,4 = 24,8 \text{ г}.$$

Ответ: натрий; $m(\text{Na}_2\text{O}) = 24,8 \text{ г}$.

Задачи такого типа с участием органических соединений еще более распространены. Часто условия задачи позволяют определить только брутто-формулу, и возможны изомеры соединения.

ПРИМЕР 9 При взаимодействии 18 г альдегида с аммиачным раствором оксида серебра(I) выделилось 54 г серебра. Определите молекулярную формулу альдегида.

В данной задаче вещество неизвестно, но мы знаем, к какому классу соединений оно относится, поэтому его формулу записываем как углеводородный радикал R, связанный с альдегидной группой. Напишем реакцию окисления альдегида в общем виде. Эта реакция известна как качественная на альдегиды под названием «реакция серебряного зеркала».



Атомная масса Ag — 108 г/моль. Определяем количество вещества серебра:

$$n(\text{Ag}) = 54/108 = 0,5 \text{ моль.}$$

По стехиометрии 2 моля Ag образуется из 1 моля альдегида:

$$n(\text{RCHO}) = 0,5/2 = 0,25 \text{ моль.}$$

Вычисляем молярную массу альдегида:

$$M(\text{RCHO}) = 18/0,25 = 72 \text{ г/моль.}$$

Если из этой массы вычесть массу альдегидной группы, получим массу углеводородного радикала. Учитывая, что общая формула предельного радикала $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$, получаем выражение:

$$12n + 1 \cdot (2n + 1) = 72 - 12 - 1 - 16 = 43; 14n = 42; n = 3.$$

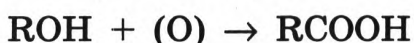
Следовательно, формула альдегида — $\text{C}_3\text{H}_7\text{CHO}$, это бутаналь.

Ответ: $\text{C}_3\text{H}_7\text{CHO}$.

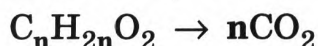
В рассмотренном примере участвовало только одно уравнение реакции, вычисления же были довольно простыми. Однако возможны и задачи с несколькими уравнениями реакции и «многоступенчатыми» вычислениями. При решении этих задач важно быть предельно внимательным к ее условию и планомерно двигаться от одного значения к другому.

ПРИМЕР 10 Некоторый спирт подвергли окислению, при этом образовалась одноосновная карбоновая кислота. При сжигании 61,4 г этой кислоты получили углекислый газ, для полной нейтрализации которого потребовалось 250 мл раствора NaOH с массовой долей 30%. Плотность раствора NaOH равна 1,3279 г/мл. Определите формулу спирта.

Запишем уравнения реакции с общим видом формул неизвестных соединений, окислитель же обозначим (O):



Для удобства далее будем пользоваться общей формулой карбоновых кислот — $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$. Очевидно, что из одной молекулы кислоты при сгорании получается число молекул углекислого газа, равное числу атомов углерода в кислоте.



Здесь n — число атомов углерода в радикале.



Ход решения в этом случае строится так:

Шаг 1. По массовой доле щелочи определяем количество вещества щелочи, а следовательно, и количество вещества CO_2 .

Шаг 2. По количеству вещества CO_2 находим выражение для количества вещества кислоты, включающее неизвестный стехиометрический коэффициент.

Шаг 3. Молярную массу кислоты записываем в виде выражения с неизвестным — числом атомов углерода (которое равно стехиометрическому коэффициенту).

Шаг 4. Вычисляем значение n . Используя выражения для молярной массы и количества вещества кислоты, а также данную в условии массу, записываем уравнение, связывающее эти три величины: $M = m/n$.

Шаг 5. Записываем формулу кислоты и соответствующего ей спирта с таким же числом атомов углерода.

Проведем необходимые вычисления:

По раствору NaOH дано: $V(\text{р-ра}) = 250$ мл; $\rho(\text{р-ра}) = 1,3279$ г/мл; $\omega(\text{NaOH}) = 30\%$.

$$m(\text{р-ра}) = 250 \text{ мл} \cdot 1,3279 \text{ г/мл} = 332 \text{ г. } m(\text{NaOH}) = 332 \cdot 30/100 = 99,6 \text{ г. } n(\text{NaOH}) = 99,6/40 = 2,49 \text{ моль. Значит, } n(\text{CO}_2) = 2,49 \text{ моль.}$$

Определяем количество вещества кислоты:

$$n(\text{RCOON}) = n(\text{CO}_2)/n = 2,49/n.$$

В условии дано, что $m(\text{RCOON}) = 61,4$ г. Распишем молярную массу кислоты исходя из общей формулы $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2) = 12n + 2n + 32 = 14n + 32.$$

Формула для определения молярной массы превращается в выражение, из которого мы вычисляем число атомов углерода в углеводородном радикале кислоты:

$$14n + 32 = 61,4/(2,49/n); 24,7n - 14n = 32; n = 3.$$

Формула кислоты — $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, или в более привычном написании — $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$, это пропионовая кислота. Соответствующий ей спирт — пропанол-1 $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$.

Ответ: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$.

Если, приступая к решению задачи, вы понимаете, что не помните общую формулу указанного в условии класса соединений, то легко можете вывести ее сами, написав формулу любого вещества гомологического ряда. Например, неизвестное вещество — амин. Для начала запишем формулу n -пентиламина:

$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$. Число атомов углерода обозначаем n , в случае пентиламина $n = 5$. Считаем атомы водорода — в пентиламине их 13. Выражаем это число через $n - 13 = 2n + 3$. Запишем общую формулу амина: $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$.

Итак, сформулируем основные опорные точки, которыми надо руководствоваться при решении усложненных и нестандартных задач. В принципе, они не отличаются от подхода к «обычным» задачам.

Шаг 1. Записать известные и неизвестные величины и формулы веществ.

Шаг 2. Написать уравнение реакции или набор уравнений, формулы можно записывать в общем виде.

Шаг 3. Вычислить молярные массы известных участников реакции или записать их в общем виде с учетом класса соединений.

Шаг 4. Ориентироваться на основную формулу химических расчетов: $m = n \cdot M$.

Шаг 5. Определить мольное соотношение по стехиометрическим коэффициентам.

Шаг 6. Составить последовательность вычислений, т. е. алгоритмическую цепочку.

Шаг 7. Провести расчет и проверить его результат, подставив в формулы для вычисления известных величин.

Еще один вопрос, который стоит обсудить в этой главе — это формулировка задач и присутствие в условии тривиальных названий химических веществ. Многие из них вам знакомы с самого начала изучения химии. Такие названия, как поваренная соль, пищевая сода, едкий натр, конечно, не вызывают затруднений. Однако тривиальных названий достаточно много, основные надо просто выучить. Для этого приведем табл. 9 с тривиальными названиями веществ, изучаемых в школьном курсе химии:

ТАБЛИЦА 9. Тривиальные названия некоторых неорганических веществ

Формула вещества или смеси веществ	Название вещества по номенклатуре	Тривиальное название
NaOH	Гидроксид натрия	Едкий натр, каустик, каустическая сода
KOH	Гидроксид калия	Едкий кали
NaCl	Хлорид натрия	Каменная (поваренная соль)
NaNO ₃	Нитрат натрия	Чилийская селитра, натриевая селитра
NaHCO ₃	Гидрокарбонат натрия	Питьевая (пищевая) сода

Продолжение табл. 9

Формула вещества или смеси веществ	Название вещества по номенклатуре	Тривиальное название
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Кальцинированная сода
K_2CO_3	Карбонат калия	Поташ
KNO_3	Нитрат калия	Калийная селитра
AgNO_3	Нитрат калия	Ляпис
KClO_3	Хлорат калия	Бертолетова соль
CaO	Оксид кальция	Негашеная известь
Ca(OH)_2	Гидроксид кальция	Гашеная известь, белильная известь
CaCO_3	Карбонат кальция	Мел, мрамор, известняк, кальцит
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Сульфат кальция дигидрат	Гипс
$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кальций дигидрофосфат гидрат	Двойной суперфосфат
$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CaSO}_4$	Смесь кальций дигидрофосфат гидрата и сульфата кальция	Суперфосфат
$\text{Ca(NO}_3)_2$	Нитрат кальция	Кальциевая селитра
Al_2O_3	Оксид алюминия	Глинозем, корунд
$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Оксид железа(III) тригидрат	Бурый железняк
Fe_2O_3	Оксид железа(III)	Красный железняк
Fe_3O_4	Оксид железа(II, III)	Магнетит, железная окалина
FeS_2	Дисульфид железа(II)	Пирит, железный колчедан
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Сульфат меди(II) пентагидрат	Медный купорос
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	дигидрокарбонат меди(II)	Малахит
ZnS	Сульфид цинка	Цинковая обманка
ZnCO_3	Карбонат цинка	Цинковый шпат
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Цинка сульфат гептагидрат	Цинковый купорос
MnO_2	Оксид марганца(IV)	Пиролюзит
HgCl_2	Хлорид ртути(II)	Сулема
$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{водн.})}$	Хлорид аммония	Нашатырь
$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{водн.})}$	Гидроксид аммония	Нашатырный спирт

Окончание табл. 9

Формула вещества или смеси веществ	Название вещества по номенклатуре	Тривиальное название
$\text{CO} + \text{H}_2$	Смесь оксида углерода(II) и водорода	Водяной газ, синтез-газ
$\text{H}_2 + \text{O}_2$	Смесь водорода и кислорода	Гремучий газ
HF	Фтороводородная кислота	Плавиновая кислота
N_2O	Оксид азота(I)	Веселящий газ
NO_2	Оксид азота(IV)	Лисий хвост, бурый газ
NH_4NO_3	Нитрат аммония	Аммиачная селитра
$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$	Диамид угольной кислоты	Мочевина, карбамид
SO_3	Оксид серы(VI)	Серный ангидрид
SO_2	Оксид серы(IV)	Сернистый газ, сернистый ангидрид
Раствор SO_3 в 100% H_2SO_4		Олеум
COCl_2	Дихлорангидрид угольной кислоты	Фосген
CO	Оксид углерода(II)	Угарный газ
CO_2	Оксид углерода(IV)	Углекислый газ
SiO_2	Оксид кремния	Кремнезем
$\text{Na(K)}_2\text{SiO}_3$	Силикат натрия и (или) калия	Жидкое стекло

Помимо названий веществ, существует химическая терминология, связанная в основном с процессом проведения химических превращений. Для знакомства или освежения в памяти основных терминов, встречающихся в условиях задач, мы также предлагаем табл. 10.

ТАБЛИЦА 10. Избранная химическая терминология

Термин	Значение термина
Брать навеску	Взвешивать определенную порцию вещества
Прокаливать (Прокаливание)	Нагревать вещество до высокой температуры, и выдерживать при ней до окончания химических реакций. Часто применяется для удаления летучих веществ, например, воды из кристаллогидратов

Окончание табл. 10

Термин	Значение термина
Подвергать обжигу (Обжиг)	Суть близка к прокаливанию — воздействие высоких температур. Чаще используется для окисления, проводится в избытке воздуха. Обжиг проводится с целью изменения фазового и (или) химического состава веществ. С прилагательным «окислительный» обозначает взаимодействие с кислородом
Сплавлять (сплавление)	Нагревание смеси твердых веществ до температуры плавления и перевода в жидкое состояние, в котором может произойти реакция. Растворитель в такой реакции отсутствует
Фильтровать	Отделять осадок от раствора с помощью фильтрации, т. е. пропускания через фильтр
Фильтрат	Раствор после удаления осадка
Растворение, разбавление, упаривание, выпаривание	Физические процессы, связанные с растворами. При этом не происходит химических превращений. Более подробно о терминах, связанных с растворами, см. гл. 5. Но! Иногда растворением называют процесс взаимодействия твердого вещества с раствором, в процессе которого продукт тоже оказывается в этом растворе
Вещество количественно превратилось в...	Все количество вещества израсходовалось в реакции. Часто такая фраза пишется, чтобы было понятно, что в состав полученной смеси это вещество не входит. Это проясняет задачу, когда надо определить массовые доли веществ в итоговом растворе
Обрабатывать раствором вещества	То же, что поместить в раствор: подвергнуть взаимодействию с раствором вещества (реагентом)
Газы поглотились...	Газы растворились в каком-либо растворе или воде, часто с образованием кислот, если это кислотные оксиды. Другой вариант — поглощение газа в результате взаимодействия с растворенным веществом
Технический препарат (вещество)	Это обозначает, что препарат или вещество содержит примеси одного или нескольких веществ

ЗАДАЧИ С НЕПОЛНЫМ УСЛОВИЕМ

1. К 20%-му раствору азотной кислоты добавили 10%-й раствор едкого кали до полной нейтрализации кислоты. Вычислите массовую долю образовавшейся соли.
2. Смесь бертолетовой соли и нитрата серебра полностью разложилась при нагревании: бертолетова соль до хлорида калия и кислорода, а нитрат серебра — с образованием металлического серебра, оксида азота(IV) и кислорода. Известно, что отношение объемов образовавшихся газов равно 2,5 : 1. Найдите массовые доли веществ в исходной смеси и твердом остатке.
3. Какую реакцию, кислую или щелочную, будет иметь раствор после сливания двух одинаковых по массе растворов соляной кислоты и едкого кали с одинаковой неизвестной концентрацией, если известны плотности растворов: $\rho(\text{p-раKOH}) = 1,0470 \text{ г/мл}$; $\rho(\text{p-раHCl}) = 1,0150 \text{ г/мл}$.

ЗАДАЧИ С НЕИЗВЕСТНЫМ ВЕЩЕСТВОМ

1. Электролиз водного раствора сульфата двухвалентного металла вели до полного осаждения металла на катоде. Выяснилось, что за время эксперимента на аноде выделилось 4,8 л газа. Определите, что за металл выделился на катоде, если в растворе находилось 68,57 г сульфата. Какая масса металла выделилась на катоде?
2. В результате реакции 0,318 г металла вытеснили всю ртуть из 1,620 г нитрата ртути(II). Определить металл.
3. При взаимодействии 11,11 г металла с раствором серной кислоты выделяется 4,52 л водорода. Определите металл.
4. В результате прокаливания 100 г кристаллогидрата при температуре 150 °С его масса уменьшилась на 55,9 г. Известно, что оставшееся химическое соединение представляет собой сульфат неизвестного металла. Установите формулу кристаллогидрата и назовите металл, если его массовая доля в сульфате составляет 0,324.
5. В результате разложения неизвестного вещества, содержащего серу, хлор и кислород, образовалось два газа. Один пропустили через горячий раствор гидроксида натрия, в результате образовалось 26,625 хлората натрия. Второй газ использовали в качестве атмосферы в камере, где находился оксид кальция, в результате масса навески увеличилась на 48 г. Содержание кальция в новом веществе составило 33,3%. Определите состав неизвестного вещества.
6. Неизвестную соль белого цвета растворили в воде и добавили раствор соляной кислоты. В результате реакции наблюдали выделение углекислого газа объемом 2,8 л (при н. у.). Для определения количества соляной кислоты, вступившей в реакцию, к раствору добавили нитрат серебра, в итоге образовалось 17,94 г осадка. Определите состав соли, если массовая доля металла в ней составила 39% KHC_2O_4 .

ВСЕ РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ ЕГЭ

Жизнь без испытаний — это не жизнь.

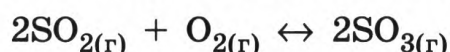
Сократ

В жизни действительно немало испытаний, и Единый государственный экзамен — одно из самых сложных испытаний, с которым вы столкнетесь, потому что при сдаче ЕГЭ проверяются не только ваши знания, но и способность к концентрации в условиях стресса, умение распределять и «чувствовать» время, быстро принимать решение. В ЕГЭ по химии немало расчетных задач, они разного уровня сложности, но, как вы убедитесь, для выполнения необходимых вычислений достаточно применять основные формулы и приемы, приведенные в этом пособии.

Итак, начнем обзор расчетных задач ЕГЭ. Такие задания содержатся не только в части с развернутым ответом, но также и в тестовой части.

Первое из заданий, с которым мы столкнемся при просмотре демонстрационного варианта ЕГЭ — это задание номер 23. Это задание нравится большинству школьников, и с ним обычно неплохо справляются. Задание 23 сравнительно новое, оно было введено в ЕГЭ в 2022 г. В задании 23 требуется рассчитать концентрации веществ в исходном и равновесном состояниях системы. Разберем это на примере.

ПРИМЕР 1 В реакторе объемом 2 л смешали 2 моль оксида серы(IV) и 2,2 моль кислорода. При нагревании и в присутствии катализатора началась обратимая химическая реакция:



В системе установилось равновесие, когда количество кислорода стало равно 1,4 моль. Определите равновесные концентрации оксида серы(IV) и оксида серы(VI). Выберите из списка правильные ответы.

- а) 0,2 моль/л
- б) 0,4 моль/л
- в) 0,6 моль/л
- г) 0,8 моль/л
- д) 1,0 моль/л
- е) 1,2 моль/л

Начнем решение, при необходимости повторив материал гл. 8, посвященной химическому равновесию. В системе, в которой протекает равновесная химическая реакция, нужно выделить два состояния — исходное, когда реакция еще не началась, и равновесное. Будем обозначать концентрации: исходную — $c_{(\text{исх.})}$, равновесную — $c_{(\text{равн.})}$. В равновесном состоянии концентрации веществ не будут изменяться длительное время, если это состояние «не будет нарушено». Для того чтобы сместить равновесие, можно изменять давление, температуру, концентрации веществ. Но в задачах номер 23 равновесие не нарушается. В конкретной задаче нам нужно определить равновесные концентрации.

Очень важный момент — если объем сосуда постоянный, то концентрации в моль/л можно использовать точно так же, как и моли, т. е. мы предполагаем, что объем сосуда равен 1 литру. Если же известно, что объем меняется, то необходимо оперировать с количеством молей, а затем уже переводить его в концентрации.

В нашем случае объем сосуда, в котором протекает реакция, постоянный, поэтому мы рассчитаем исходные концентрации. Вспомним формулу (гл. 5):

$$c_{(\text{исх.})} = n_{(\text{исх.})}/V.$$

$$c_{(\text{исх.})}(\text{SO}_2) = 2 \text{ моль}/2 \text{ л} = 1 \text{ моль/л}.$$

$$c_{(\text{исх.})}(\text{O}_2) = 2,2 \text{ моль}/2 \text{ л} = 1,1 \text{ моль/л}.$$

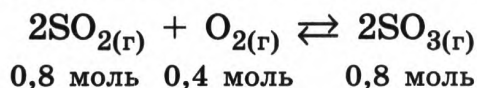
$$c_{(\text{равн.})}(\text{O}_2) = 1,4 \text{ моль}/2 \text{ л} = 0,7 \text{ моль/л}.$$

Также отметим, что в исходном состоянии концентрации продуктов равны нулю. Исходные вещества еще не вступили в реакцию и продукты не образовались.

Для решения удобно использовать таблицу, в которую запишем известные нам данные:

Реагент	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходная концентрация, моль/л	1	1,1	0
Прореагировало (-) Образовалось (+)	?	?	?
Равновесная концентрация, моль/л	?	0,7	?

Нетрудно догадаться, что если кислорода было 1,1 моль/л, а стало 0,7 моль/л, то его прореагировало $1,1 - 0,7 = 0,4$ моль/л. Зная количество прореагировавшего кислорода (а мы договорились, что концентрация — это количество вещества в одном литре), можно по уравнению реакции найти количества других веществ, которые прореагировали или образовались:



Подставляем результаты расчета в таблицу:

Реагент	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходная концентрация, моль/л	1	1,1	0
Прореагировало (-) Образовалось (+)	-0,8	-0,4	+0,8
Равновесная концентрация, моль/л	?	0,6	?

Легко можно найти равновесные концентрации оксидов серы:

$$c_{(\text{равн.})}(\text{SO}_2) = 1 - 0,8 = 0,2 \text{ моль/л}, \quad c_{(\text{равн.})}(\text{SO}_3) = 0 + 0,8 = 0,8 \text{ моль/л}.$$

Подставляем результаты расчета в таблицу:

Реагент	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходная концентрация, моль/л	1	1,1	0
Прореагировало (-) Образовалось (+)	-0,8	-0,4	+0,8
Равновесная концентрация, моль/л	0,2	0,6	0,8

Таким образом, ответ 0,2 (а) и 0,8 (г).

Ответ: а; г.

Следующий блок содержит задачи тестовой части под номерами 26—28. Аналогичные задания уже обсуждались в предыдущих главах.

Задание 26 посвящено расчетам с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе». Приведем пример:

ПРИМЕР 2 Сколько граммов 10%-го раствора хлорида кальция надо взять, чтобы при выпаривании 20 г воды получить раствор с массовой долей соли 15%. Результат округлите до целых.

Задачу мы будем решать со стороны второго раствора. Вспомним, что масса растворенного вещества не изменяется, а масса воды уменьшается во втором растворе ($p-p^2$). Массовая доля во втором растворе равна:

$$\omega(\text{CaCl}_2) = m(\text{CaCl}_2) \cdot 100\% / m_2 = 15\%.$$

У нас неизвестное, которое нужно найти, — это масса первого раствора ($p-p^1$). Обозначим эту массу за x . Тогда, «зная» массу первого раствора, можно найти массу растворенного вещества: $m(\text{CaCl}_2) = \omega_1(\text{CaCl}_2) \cdot m_1 / 100\% = 0,1x$ г.

Масса второго раствора будет складываться из массы первого раствора за вычетом массы испарившейся воды: $m_2 = m_1 - m(\text{H}_2\text{O}) = x - 20$ г.

Подставляя выражения в уравнение для массовой доли второго раствора, получаем уравнение, которое и решаем:

$$0,1x \cdot 100\% / (x - 20) = 15\%;$$

$$0,1x = 0,15 \cdot (x - 20);$$

$$0,1x = 0,15x - 3;$$

$$0,05x = 3;$$

$$x = 60 \text{ г.}$$

Итак, необходимо взять 60 г 10%-го раствора хлорида кальция.

Ответ: 60 г.

Под этим номером также могут встретиться и другие задачи из этого раздела (см гл. 5, примеры 3, 6). Обычно в этом задании используется понятие «массовая доля растворенного вещества», а в условии фигурируют два раствора одного и того же вещества. Второй раствор получается из первого путем разбавления, добавления вещества или испарения растворителя.

Следующее задание, под номером 27, посвящено расчетам теплового эффекта по термохимическим уравнениям. Термохимические уравнения и расчеты по ним подробно рассмотрены в гл. 8.

Рассмотрим следующий пример:

ПРИМЕР 3 При протекании реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 304 кДж теплоты. Определите объем сгоревшего угарного газа. Запишите число с точностью до целых.

При выполнении заданий ЕГЭ очень важно сэкономить время, не проводя лишних вычислений. Мы помним, что в термохимическом уравнении коэффициенты перед формулами веществ означают количества молей, т. е. теплота 566 кДж выделяется при сгорании 2 моль угарного газа в 1 моль кислорода. Можно сразу установить соотношение между количеством теплоты и количеством угарного газа:

2 моль CO — 566 кДж, а затем между объемом CO и теплотой, составляя пропорцию:

$$2 \cdot 22,4 \text{ л} — 566 \text{ кДж,}$$

$$x \text{ л} — 304 \text{ кДж, отсюда}$$

$$x = 2 \cdot 22,4 \cdot 304 / 566 = 24,06 \text{ л.}$$

Таким образом, мы запишем в ответе округленное число 24.

Ответ: 24.

Задание 28 посвящено расчету массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ.

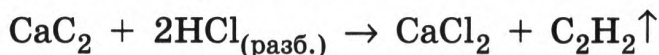
Решение задач этого типа может быть связано с:

- расчетом массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного. (Подобная задача приведена в гл. 4, пример 6);
- расчетом массовой доли (массы) химического соединения в смеси (см. гл. 4, пример 3).

Причем перечисленные массовые доли могут быть заданы в условии задания, а необходимо провести действия с этими величинами. Рассмотрим несколько примеров.

ПРИМЕР 4 Технический карбид кальция массой 100 г, в котором массовая доля примеси углерода составляет 4%, растворили в избытке соляной кислоты. Определите массу образовавшейся при этом соли. (Запишите число с точностью до десятых.)

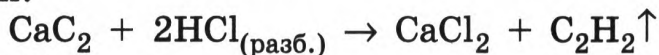
Напишем уравнение протекающей реакции:



Найдем массу чистого карбида кальция. Нам известно, что массовая доля примесей 3%, следовательно, массовая доля чистого вещества $100\% - 3\% = 93\%$. Таким образом,

$$m(\text{CaC}_2) = \omega(\text{CaC}_2) \cdot m(\text{техн. CaCl}_2)/100\% = 96\% \cdot 100 = 96 \text{ г.}$$

Массу соли хлорида кальция рассчитаем по уравнению реакции:



$$\begin{array}{ccc} 96 \text{ г} & & x \text{ г} \\ 64 \text{ г/моль} & 111 \text{ г/моль} & \end{array}$$

$$x = 96 \cdot 111/64 = 166,5 \text{ г.}$$

Итак, масса соли, округленная до десятых, составляет 166,5 г.

Ответ: 166,5.

ПРИМЕР 5 При полном обжиге образца пирита было получено 5,04 м³ сернистого газа с выходом 90% от теоретически возможного. Вычислите массу прореагировавшего пирита. Ответ представьте в кг целым числом.

Вспомним формулу для вычисления выхода реакции:

$$\eta = V_{\text{практ.}}/V_{\text{теор.}} \cdot 100\%.$$

Из этой формулы мы можем определить теоретический объем SO₂:

$$V_{\text{теор.}} = V_{\text{практ.}}/\eta \cdot 100\% = 5,04 \text{ м}^3/90\% \cdot 100\% = 5,6 \text{ м}^3 = 5,6 \cdot 10^3 \text{ л.}$$

Запишем уравнение и вычислим массу пирита:

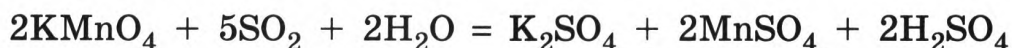
Поэтому предпочтительнее для получения кислоты взять этот оксид. Если сравнить кислотность кислоты с кислотностью ее соли, даже кислой, то при равных концентрациях реакция среды у кислоты будет более кислая.

Итак, свой выбор мы остановили на оксиде серы(IV), который необходимо окислить до серной кислоты. Нужен окислитель. К счастью, из предложенных веществ можно выбрать только один окислитель — перманганат калия.

Мы выбрали и окислитель, и восстановитель. Нужно ли выбрать еще какое-то вещество, например, в качестве среды? Да, конечно, еще одно вещество потребуется, так как нам нужно добыть водород для образования кислоты, а в выбранных нами веществах водород отсутствует. Необходимо вспомнить, почему мы остановили свой выбор на оксиде серы(IV), его раствор — кислота, следовательно, третье вещество — это вода, которой в списке нет, но в условии оговорено, что могут использоваться водные растворы.

Еще раз отметим очень важный момент. Несмотря на то что кислоты в реакции как бы нет, а есть вода, реакция среды в данном случае кислая, поэтому перманганат калия будет восстанавливаться до соли марганца (+2).

Составляем уравнение химической реакции и уравниваем методом электронного баланса:



Мы знаем, что марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия) является окислителем, а сера в степени окисления +4 (или сернистый газ) является восстановителем.

Ответ: $2\text{KMnO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

Марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия) — окислитель, а сера в степени окисления +4 (или сернистый газ) — восстановитель.

Рассмотрим задание 33, которое посвящено установлению формул органических соединений, ориентируясь на их продукты сгорания и химические свойства.

ПРИМЕР 7 При сгорании 18,70 г органического вещества А образуется 13,44 л (при н. у.) углекислого газа; 2,24 л (при н. у.) азота; 4,48 л (при н. у.) хлороводорода и 12,6 г воды. Известно, что А имеет в своем составе только вторичные атомы углерода, а его функциональные группы занимают 1,2-положение по отношению друг к другу. Вещество А может быть получено при взаимодействии вещества Б с избытком хлороводорода. На основании данных условий задачи:

а) проведите необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин) и установите молекулярную формулу вещества А;

б) составьте структурную формулу вещества А, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его формульной единице;

в) напишите уравнение реакции получения вещества А из вещества Б при его взаимодействии с избытком хлороводорода (используйте структурные формулы органических веществ).

Рассмотрим решение этой задачи:

Очевидно, что в состав соединения А входят углерод, водород, азот, хлор и, возможно, кислород. Вычислим количества каждого из представленных элементов в навеске соединения А:

$$n(\text{CO}_2) = 13,44/22,4 = 0,60 \text{ моль; тогда } n(\text{C}) = 0,60 \text{ моль;}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 12,6/18 = 0,70 \text{ моль; тогда } n(\text{H}) = 0,70 \cdot 2 = 1,40 \text{ моль;}$$

$$n(\text{HCl}) = 4,48/22,4 = 0,20 \text{ моль; тогда } n(\text{Cl}) = n(\text{H}) = 0,20 \text{ моль.}$$

общее количество водорода в соединении А: $n(\text{H}) = 1,40 + 0,20 = 1,60$ моль;

$$n(\text{N}_2) = 2,24/22,4 = 0,10 \text{ моль; } n(\text{N}) = 0,10 \cdot 2 = 0,20 \text{ моль.}$$

Проверим, имеется ли в соединении А кислород, для этого рассчитаем какую массу будут иметь рассчитанные нами количества углерода, водорода, хлора и азота:

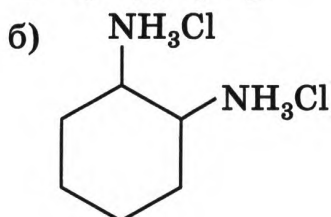
$$m(\text{C} + \text{H} + \text{Cl} + \text{N}) = 0,60 \cdot 12 + 1,60 \cdot 1 + 0,20 \cdot 35,5 + 0,20 \cdot 14 = 18,7 \text{ г. Таким образом, вещество А не содержит кислород.}$$

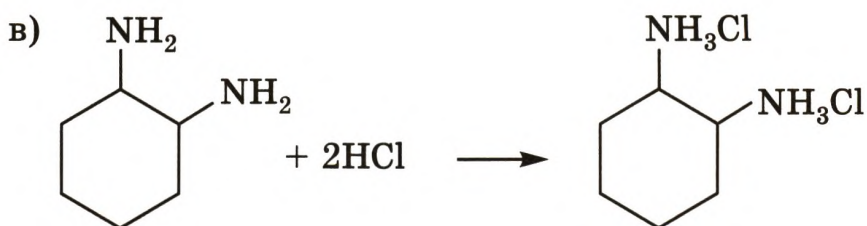
Выведем формулу вещества А:

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{Cl}) : n(\text{N}) = 0,60 : 1,60 : 0,20 : 0,20 = 3 : 8 : 1 : 1.$$

Простейшая формула соединения А — $\text{C}_3\text{H}_8\text{NCl}$. Можно предположить, что соединение А является хлоридной солью амина, т. е. содержит группу $-\text{NH}_3\text{Cl}$, тогда углеводородный радикал имеет формулу $-\text{C}_3\text{H}_5$. Учитывая, что А содержит только вторичные атомы углерода, найденный нами радикал не может быть пропилом или изопропилом, а только радикалом циклопропана. Однако, действие хлороводорода привело бы к разрыву цикла, кроме того, в задании отмечено, что функциональных групп должно быть две, и они расположены в орто-положении, поэтому увеличим соотношение элементов в два раза и получим молекулярную формулу вещества А — $\text{C}_6\text{H}_{16}\text{N}_2\text{Cl}_2$.

Ответ: а) $\text{C}_6\text{H}_{16}\text{N}_2\text{Cl}_2$;





Наиболее трудное задание в ЕГЭ — это задание номер 34. Это комбинированная задача, которая требует владения навыками решения нескольких типов расчетных задач (см. гл. 1—7). Рассмотрим логику решения этого типа заданий на следующем примере.

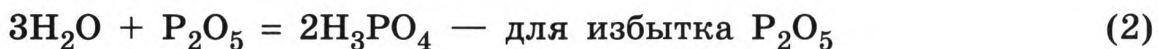
ПРИМЕР 8 Смесь, содержащую оксид фосфора(V) и оксид калия, в которой соотношение числа атомов калия к числу атомов кислорода равно 4 : 7, нагрели, а затем растворили в горячей воде. В результате получили 400 г раствора, в котором массовая доля атомов водорода составляет 6,07%. Вычислите массу соли в полученном растворе. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи и приведите все необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин).

Стратегия выполнения этого задания следующая.

Попробуем записать уравнения возможных химических реакций. При взаимодействии оксидов при нагревании протекает реакция:



После протекания данной реакции, вполне возможно, что одно из веществ взято в избытке, это можно определить, только выполнив необходимые расчеты. При растворении в воде возможно протекание одной из двух реакций. Однако эти реакции не пойдут, если исходные вещества взяты в стехиометрическом соотношении:



Кроме того, если гидроксид калия взят в избытке, никакие из химических реакций больше не протекают. Но если в избытке ортофосфорная кислота, возможно образование кислых солей — гидроортофосфата и дигидроортофосфата:



Содержание этих солей определяется условиями задания и необходимыми расчетами.

Приступим к расчетам. Для удобства, чтобы не умножать и не делить на 100%, можно в уме перевести массовую долю

из процентов в доли единицы. Начнем с конечного раствора. Рассчитаем массу и количество атомов водорода:

$$m(\text{H}) = \omega(\text{H}) \cdot m = 0,0607 \cdot 400 = 24,28 \text{ г};$$

$$n(\text{H}) = 24,28 \text{ г} / 1 \text{ г/моль} = 24,28 \text{ моль}.$$

Отметим, что весь водород в раствор приходит только из воды, которая добавлена (не учитывая воду, которая может вступить в реакции 2 или 3). Поэтому сразу возможно определить количество и массу воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5n(\text{H}) = 12,14 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 12,14 \cdot 18 = 218,5 \text{ г}.$$

Зная массу воды и массу раствора, можно найти массу исходной смеси:

$$m(\text{смеси}) = m - m(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ г} - 218,5 \text{ г} = 181,5 \text{ г}.$$

Определим количества оксидов в смеси. Здесь нам, скорее всего, не обойтись без составления уравнений.

Обозначим за x количество моль K_2O , а за y — количество моль P_2O_5 , тогда

$$m(\text{смеси}) = 94x + 142y = 181,48 \text{ г} — \text{ это первое уравнение.}$$

Выражая через неизвестные количество атомов калия $n(\text{K}) = 2x$, и атомов кислорода $n(\text{O}) = x + 5y$, составляем второе уравнение:

$$2x/(x + 5y) = 4/7 \text{ или } 14x = 4(x + 5y).$$

Решив систему из этих двух уравнений, получим:

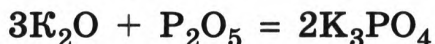
$$x = 1,1 \text{ моль}; y = 0,55 \text{ моль};$$

$$n(\text{K}_2\text{O}) = 1,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{P}_2\text{O}_5 \text{ избыток}) = 0,55 \text{ моль}.$$

Получается, что P_2O_5 находится в избытке, так как по уравнению реакции должно быть соотношение $n(\text{K}_2\text{O})/n(\text{P}_2\text{O}_5) = 3/1$, а в нашем случае $2 : 1$ (или $6/2$ и $6 : 3$)

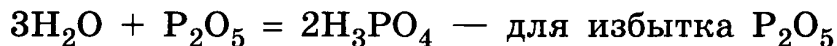
Проведем расчеты по реакции 1:



$$1,1 \text{ моль} \quad 0,367 \text{ моль} \quad 0,733 \text{ моль}$$

Реагент	K_2O	P_2O_5	K_3PO_4
Исходное количество, моль	1,1	0,55	0
Прореагировало (-) Образовалось (+)	-1,1	-0,367	+0,733
После протекания реакции, моль	0	0,183	0,733

Из двух возможных реакций (2 и 3) протекает только реакция 2. Проведем расчет по ней, учитывая, что вода находится в избытке:



0,183 моль 0,366 моль

Таким образом, после протекания реакции (2) образовалось 0,366 моль H_3PO_4 .

Подведем итог количеств веществ, которые получились после протекания реакций 1 и 2 (воду не вычисляем, она тоже присутствует):

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0,733 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,366 \text{ моль}.$$

Мы видим, что соотношение между $n(\text{K}_3\text{PO}_4)/n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 : 1$, что соответствует реакции 4. Проведем вычисления по уравнению этой реакции:



0,733 моль 0,366 моль 1,1 моль

Таким образом, $n(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 1,1 \text{ моль}$

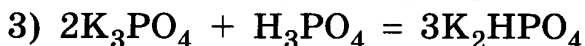
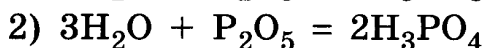
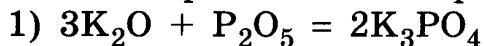
$$m(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 1,1 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 191,4 \text{ г}.$$

Осталось сделать последнее действие — найти массовую долю соли в растворе.

Но предварительно ответим на два вопроса:

Какая соль у нас в растворе? — Только гидрофосфат калия.

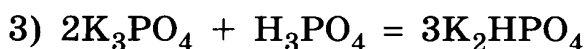
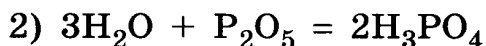
Какие уравнения каких реакций мы должны записать в ответе при решении задачи? — Только три уравнения, чтобы не запутать экспертов и не потерять балл:



Проведем итоговый расчет.

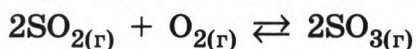
$$\omega(\text{K}_2\text{HPO}_4) = m(\text{K}_2\text{HPO}_4)/m(\text{р-ра}) \cdot 100\% = 191,4 \text{ г}/400 \text{ г} \cdot 100\% = 47,85\%.$$

Ответ: 1) $3\text{K}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{K}_3\text{PO}_4$



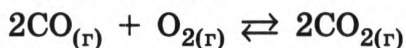
23 ЗАДАНИЕ

1. В реакторе объемом 2 л смешали 2 моль оксида серы(IV) и 2,4 моль кислорода. При нагревании и в присутствии катализатора началась обратимая химическая реакция:



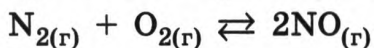
В системе установилось равновесие, когда соотношение оксидов серы(IV) и (VI) стало равно 1 : 4 соответственно. Определите равновесные концентрации кислорода и оксида серы(VI). Выберите из списка правильные ответы.

- а) 0,2 моль/л
 б) 0,4 моль/л
 в) 0,6 моль/л
 г) 0,8 моль/л
 д) 1,0 моль/л
 е) 1,2 моль/л
2. В реактор объемом 1 л загрузили смесь угарного и углекислого газа массой 100 г. Соотношение газов 3 : 2. К системе добавили 1,5 моль кислорода и повысили температуру. В результате начала протекать обратимая реакция:



К моменту установления равновесия в реакцию успело вступить 0,4 моль угарного газа. Определите равновесные концентрации кислорода и углекислого газа. Выберите из списка правильные ответы.

- а) 1,1 моль/л
 б) 1,3 моль/л
 в) 1,5 моль/л
 г) 1,7 моль/л
 д) 1,9 моль/л
 е) 2,1 моль/л
3. В реактор постоянного объема загрузили азот и кислород. В присутствии катализатора начали нагрев системы, в результате начала протекать обратимая химическая реакция:



В момент равновесия концентрации веществ были равны: 0,5 моль/л; 0,9 моль/л; 1,2 моль/л (в порядке упоминания в химической реакции). Определите исходные концентрации азота и кислорода. Выберите из списка правильные ответы.

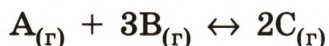
- а) 1,1 моль/л
 б) 1,3 моль/л
 в) 1,5 моль/л
 г) 1,7 моль/л
 д) 1,9 моль/л
 е) 2,1 моль/л
4. В химический стакан поместили воду объемом 5 л и хлорид аммония массой 2,68 г. В растворе начал протекать процесс гидролиза:



Установили, что гидролиз соли прошел на 4%. Определите равновесные концентрации катионов водорода и аммония. Выберите из списка правильные ответы.

- а) 0,0096 моль/л
- б) 0,096 моль/л
- в) 0,96 моль/л
- г) 0,0004 моль/л
- д) 0,0008 моль/л
- е) 0,0012 моль/л

5. В реакторе протекает обратимая реакция согласно уравнению:



Через определенные промежутки времени фиксировали концентрацию вещества А, данные заносились в таблицу. Вещества В загрузили в два раза больше вещества А.

t , мин	0	5	10	20	40	60
$[A]$, моль/л	1,2	0,9	0,7	0,6	0,5	0,5

Определите равновесные концентрации вещества В и С. Выберите из списка правильные ответы.

- а) 0,3 моль/л
- б) 0,5 моль/л
- в) 0,8 моль/л
- г) 1,1 моль/л
- д) 1,4 моль/л
- е) 1,8 моль/л

26 ЗАДАНИЕ

1. К 9% раствору нитрата натрия, в котором содержится 27 г соли, прибавили 200 г раствора, в котором содержится 25 г этой же соли. Рассчитайте массовую долю нитрата натрия (в %) в конечном растворе. Ответ запишите число с точностью до десятых.
2. Вычислите массу бромида калия, которую нужно добавить к 150 г 15% раствора этой соли, чтобы массовая концентрация итогового раствора составила 21%. Ответ запишите в граммах с точностью до десятых.
3. В таблице приведены значения растворимости хлорида калия при различной температуре:

Температура, °С	20	25	30	40	50
Растворимость, г/100 г воды	34,03	36,01	37,47	40,31	43,05

В химический стакан налили 200 мл воды. При температуре 40 °С в воде растворили 70,5 г хлорида калия. Вычислите массу соли, которая выпадет в осадок при охлаждении до комнатной температуры (20 °С). Ответ запишите в граммах с точностью до сотых.

4. В таблице приведены значения растворимости дихромата калия при различной температуре:

Температура, °С	20	25	30	40	50
Растворимость, г/100 г воды	12,48	15,00	18,2	25,90	35,80

Определите, какую массу дихромата калия нужно добавить к 200 г 15% раствора дихромата, чтобы получить насыщенный раствор при 50 °С. Ответ запишите в граммах с точностью до сотых.

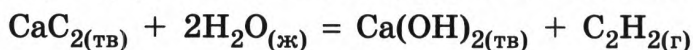
5. В таблице приведены значения растворимости аммиака в воде при различной температуре:

Температура, °С	10	20	25	30	40
Растворимость, г/100 г воды	67,9	52,6	46,2	40,3	30,7

Определите какой объем аммиака может растворить в 5 л воды при 30 °С. Давление примите равным 101,3 кПа. Ответ запишите в литрах с точность до целых.

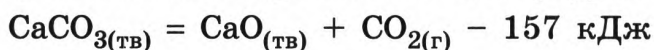
27 ЗАДАНИЕ

1. В результате реакции 6,9 г карбида кальция с водой выделилось 13,7 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции (кДж):



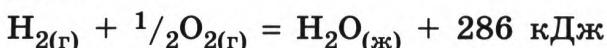
Ответ запишите с точностью до целых.

2. При окислении 1 моль алюминия кислородом выделяется 837,8 кДж теплоты. Рассчитайте массу алюминия, которую потребуется окислить, чтобы тепла хватило для разложения 60,2 г карбоната кальция согласно термохимическому уравнению:



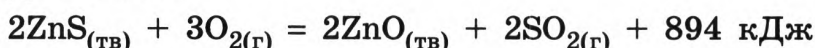
Ответ запишите с точностью до целых.

3. Образование воды протекает согласно термохимическому уравнению:



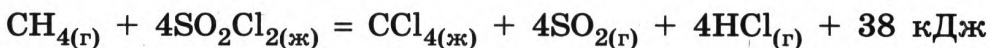
Определите объем кислорода (при н. у.), который вступит в реакцию, если в результате процесса в атмосферу выделилось 42,9 кДж тепла. Ответ запишите с точностью до десятых.

4. Окисление сульфида цинка протекает согласно термохимическому уравнению:



Вычислите количество теплоты, которое выделится в результате реакции, если суммарная масса исходных веществ составит 325 г (вещества взяты в стехиометрических количествах). Ответ запишите с точностью до целых.

5. Метан вступает в реакцию с сульфурилхлоридом согласно уравнению:



Определите количество теплоты, которое выделилось в ходе реакции, если суммарный объем газообразных продуктов реакции составил 54,30 л (объем измерен при н. у.). Ответ запишите с точностью до десятых.

28 ЗАДАНИЕ

1. В результате электролиза 100 г воды на аноде удалось собрать 50,6 л (при н. у.) кислорода. Каков процент выхода кислорода от теоретически возможного? Ответ дайте в процентах с точностью до целых.



2. Смесь кислорода и углекислого газа объемом 6,72 л пропустили через 120 г 15% раствора гидроксида натрия до полного поглощения одного из газов. Зная, что весь гидроксид натрия прореагировал, определите массовую долю кислорода в смеси. Ответ запишите в процентах с точностью до целых.
3. Сколько потребуется угля, содержащего 95% углерода, для получения 100 л водяного газа согласно реакции: $C + H_2O = CO + H_2$?
Выход реакции составляет 97% от теоретически возможного. Ответ запишите в граммах с точностью до десятых.
4. Для получения алюминия использовали глинозем, содержащий 95% оксида алюминия. Процесс проводили при высокой температуре согласно реакции:
 $Al_2O_3 + 3C = 2Al + 3CO$
В результате масса смеси уменьшилась на 112 г. Вычислите массу глинозема, которую взяли для эксперимента. Ответ запишите с точностью до десятых.
5. При гидролизе 20 г карбида алюминия выделился газ объемом 8 л (при н. у.). Определите массовую долю примесей в образце. Ответ запишите в процентах с точностью до десятых.

29 ЗАДАНИЕ

1. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с обесцвечиванием окрашенного раствора. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
Список веществ: пероксид водорода, сульфат меди(II), разбавленная серная кислота, перманганат калия, хлорид никеля, сульфат железа(II).
2. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с образованием нерастворимого осадка и без выделения газа. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
Список веществ: нитрит натрия, вода, пероксид водорода, перманганат калия, разбавленная серная кислота, хлорид бария.
3. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с образованием нерастворимого белого осадка и без выделения газа. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
Список веществ: гидроксид калия, сульфид свинца, сульфит натрия, пероксид водорода, иодид калия, гидрокарбонат натрия, нитрит натрия.

4. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с выделением газа с резким запахом. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
Список веществ: нитрат натрия, гидроксид натрия, пероксид водорода, перманганат калия, разбавленная серная кислота, цинк.
5. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с образованием двух кислот. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
Список веществ: вода, гидроксид калия, дихромат калия, хлорид железа(III), диоксид серы, хлорид натрия.

33 ЗАДАНИЕ

1. В 150 мл 10%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,047$ г/мл) бросили кусок карбоната кальция массой 14,25 г. Дождались, пока газ перестанет выделяться. Определите массовую концентрацию хлорида кальция в полученном растворе. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
2. В результате электролиза раствора сульфата меди, полученного растворением 25,00 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медного купороса) в 250,00 г воды, на аноде выделилось в 2 раза больше газа, чем на катоде по объему. Рассчитайте массовые доли продуктов электролиза в растворе (потерей воды в результате электролиза можно пренебречь). В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
3. В результате реакции 3,0 г железной стружки с 150 г 10% раствора сульфата меди выделился металл. Осадок отфильтровали и добавили к нему 100 г раствора разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,048$ г/мл) до его полного растворения. Определите массовую долю нитрата металла в полученном растворе. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
4. К пероксиду калия добавили избыток горячей воды. Продукты реакции разделили. Измерили объем газа. Для полной нейтрализации щелочи потребовалось 200 мл 10% раствора серной кислоты ($\rho = 1,068$ г/мл). Определите массу пероксида калия, взятого для реакции, и объем выделившегося газа (при н. у.). В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
5. В стакан с раствором сульфата меди, где суммарное число атомов превышает число Авогадро в 105 раз, добавили железную монету массой 11,2 г, в результате суммарная масса исходных веществ со

ставила 740,4 г. К продуктам реакции добавили 400 г 28% раствора гидроксида калия. Определите концентрацию растворимых веществ в образовавшемся растворе. Окислением железа под действием кислорода воздуха пренебречь. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.

34 ЗАДАНИЕ

1. При сгорании 3,0 г образца органического соединения образовалось 3,417 л углекислого газа, 4,12 г воды и 0,569 л азота. Плотность по водороду у вещества составляет 29,5. Установите молекулярную формулу органического вещества.
2. В результате сгорания 2,50 г органического вещества А образовалось 1,217 л углекислого газа и 0,98 г воды. Известно, что вещество А вступает в реакцию этерификации с этиловым спиртом с образованием эфира В, молекулярная масса которого превышает массу вещества А в 1,61 раз. Установите молекулярную формулу органического вещества А. Напишите уравнение реакции вещества А с уксусной кислотой. Определите вещество В. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
3. Некоторое органическое соединение А содержит 53,33% углерода, 15,55% водорода и 31,11% азота. При взаимодействии 5,1 г вещества А с достаточным количеством HBr образуется 14,24 г соли. Установите формулу амина. В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.
4. Углеводород А массой 5,31 г вступает в реакцию гидрирования в присутствии катализатора. Известно, что реакция протекает в одну стадию и для ее протекания требуется 2,124 л водорода. Известно, что в результате реакции вещества А с бромоводородом образуется одно бромпроизводное. Произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы вещества А; запишите молекулярную формулу исходного органического вещества А; напишите уравнение реакции исходного вещества с бромоводородом; составьте структурную формулу вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле.
5. Некоторая предельная органическая кислота А вступила в реакцию с 10,0 г карбоната натрия. Образовалась соль Б массой 18,11 г, которую сплавляли с гидроксидом натрия, в результате получили углеводород В с содержанием углерода 80% по массе. Произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы вещества А; запишите молекулярную формулу органических веществ А, Б, В; напишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи.

А НЕ ЗАМАХНУТЬСЯ ЛИ НАМ? ГОТОВИМСЯ К ОЛИМПИАДАМ ПО ХИМИИ

Главный признак таланта — это когда человек знает, чего он хочет.

Петр Капица

Ну вот мы и подошли к финальной главе нашей книги. Ученикам, овладевшим материалом школьного курса химии, вполне по плечу решение большинства олимпиадных задач. Главное — задаться целью, что, разумеется, невозможно без признака, приведенного в эпиграфе.

Для начала попробуем разобраться, какие олимпиады проводятся в нашей стране. Речь, конечно же, не пойдет об олимпиадах спортивных, а об олимпиадах интеллектуальных. Нам даже придется еще сузить свой обзор и сосредоточиться на олимпиадах, которые имеют отношение к химии.

Прежде всего это Всероссийская олимпиада школьников, о которой вы наверняка слышали. Эта олимпиада самая массовая. В ней участвуют ежегодно более шести миллионов человек. Она включает в себя 4 этапа: школьный, муниципальный, региональный и заключительный. В школьном этапе олимпиады может принять участие любой школьник, начиная с пятого класса. Олимпиада проводится по 24 предметам, среди которых — химия. Задания олимпиады по химии разрабатываются для четырех возрастных параллелей: 11 класс, 10 класс, 9 класс, 8-й и более младшие классы. К сожалению, участие в олимпиаде младшей возрастной параллели заканчивается на муниципальном этапе. Но если школьник чувствует в себе силы, то он может принять участие, выполняя задания для старших классов. В истории Всероссийской олимпиады по химии известны такие случаи, когда учащиеся 5 класса решали задания за 9 класс и доходили до заключительного этапа. Школьники, успешно проявившие себя на заключительном этапе олимпиады, включаются в сборную для участия в Международных олимпиадах по химии.

Кроме Всероссийской олимпиады школьников существует система перечневых олимпиад. Эти олимпиады ежегодно утверж-

даются приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации. Организаторами олимпиад являются различные высшие учебные заведения и органы исполнительной власти не только Москвы и Санкт-Петербурга, но и других регионов России. Они подразделяются на три уровня — первый, второй и третий. Самые крутые олимпиады имеют первый уровень. Следует иметь в виду, что система перечневых олимпиад — это не есть что-то неизменное. Каждый год, для того чтобы попасть в перечень, организаторы олимпиад представляют объемный пакет документов, включающий в том числе и задания, и условия проведения олимпиады. Одним из условий является бесплатное участие в такой олимпиаде. Строгая экспертная комиссия оценивает все представленные материалы и направляет предложения министерству. Поэтому, если смотреть какую-то одну олимпиаду, то может оказаться, что она постоянно входит в перечень как олимпиада 1 уровня, другая олимпиада мигрирует в разные годы между 1 и 2 уровнями, а третья — не каждый год попадает в перечень даже как олимпиада 3 уровня. Интересным моментом перечневых олимпиад является то, что олимпиада может проводиться по комплексу предметов (например, олимпиада по геологии). Как правило, перечневые олимпиады имеют большой региональный охват, заключительный этап проводится на нескольких региональных площадках. Олимпиады по химии и их уровни приведены в табл. 11.

ТАБЛИЦА 11. Российские перечневые олимпиады по химии

Название	Первый организатор	Уровни в 2021/22; 2022/23; 2023/24 году
Всесибирская открытая олимпиада школьников	ННИГУ, г. Новосибирск	1; 1; 1
Межрегиональные предметные олимпиады федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Казанский (Приволжский) федеральный университет»	КФУ, г. Казань	1; 2; 1
Многопредметная олимпиада «Юные таланты»	ПГНИУ, г. Пермь	1; 1; 1
Московская олимпиада школьников	Департамент образования и науки г. Москвы	1; 1; 1
Олимпиада школьников «Ломоносов»	МГУ им. М. В. Ломоносова, г. Москва	1; 1; 1

Окончание табл. 11

Название	Первый организатор	Уровни в 2021/22; 2022/23; 2023/24 году
Олимпиада школьников Санкт-Петербургского государственного университета	СПбГУ, г. Санкт-Петербург	1; 1; 1
Открытая межвузовская олимпиада школьников Сибирского Федерального округа «Будущее Сибири»	НГТУ, г. Новосибирск	2; 2; 1
Санкт-Петербургская олимпиада школьников	Комитет по образованию правительства Санкт-Петербурга	2; 2; 1
Всероссийская олимпиада школьников «Высшая проба»	НИУ ВШЭ, г. Москва	2; 2; 2
Всероссийская Сеченовская олимпиада школьников	ПМГМУ им. И. М. Сеченова, г. Москва	2; 3; 2
Межрегиональная олимпиада школьников «Будущие исследователи — будущее науки»	Университет Лобачевского, г. Нижний Новгород	2; 3; 2
Открытая химическая олимпиада	НИТУ МИСИС, г. Москва	2; 3; 2
Университетская олимпиада школьников «Бельчонок»	СФУ, г. Красноярск	3; 3; 2
Международная олимпиада школьников Уральского федерального университета «Изумруд»	УрФУ, г. Екатеринбург	—; —; 3
Олимпиада школьников «Гранит науки»	Санкт-Петербургский горный университет	2; 3; 3
Олимпиада школьников по химии в ФГБОУ ВО ПСПбГМУ им. И. П. Павлова Минздрава России	ПСПбГМУ, г. Санкт-Петербург	—; —; 3
Отраслевая олимпиада школьников «Газпром»	ПАО «ГАЗПРОМ», ЛЭТИ, г. Санкт-Петербург	3; —; 3
Пироговская олимпиада для школьников по химии и биологии	РНИМУ им. Н. И. Пирогова, г. Москва	—; —; 3

Несколько слов о том, какие льготы дают олимпиады при поступлении в вуз. Льготы регламентируются Законом об образовании Российской Федерации. Победителей и призеров заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников могут взять без экзаменов практически в любой вуз, причем подтвердить диплом баллами ЕГЭ не нужно.

Что же касается перечневых олимпиад, то победители и призеры заключительного этапа могут получить одну из следующих льгот:

- прием без вступительных испытаний на обучение по программам бакалавриата и программам специалитета по специальностям и направлениям подготовки, соответствующим профилю олимпиады школьников. Соответствие профиля указанных олимпиад специальностям и (или) направлениям подготовки определяется образовательной организацией;
- быть приравненными к лицам, набравшим максимальное количество баллов единого государственного экзамена по общеобразовательному предмету, соответствующему профилю олимпиады школьников, или к лицам, успешно прошедшим дополнительные вступительные испытания профильной, творческой и (или) профессиональной направленности, предусмотренные частями 7 и 8 статьи 70 настоящего Федерального закона.

Обращаем внимание, что правила приема устанавливает вуз. Кроме того, диплом необходимо подтвердить баллами ЕГЭ по профильному предмету (не менее 75 баллов). В случае перечневых олимпиад есть вузы, которые не устанавливают никаких льгот.

Приведем пару примеров для поступающих в 2024 году. Химический факультет МГУ им. М. В. Ломоносова зачисляет победителей олимпиад Первого уровня (кроме олимпиады «Будущее Сибири») без вступительных испытаний. Призерам олимпиад 1 уровня (кроме олимпиады «Ломоносов»), а также победителям олимпиады «Будущее Сибири» и олимпиад 2 уровня — 100 баллов ЕГЭ по химии. Призерам же олимпиады «Ломоносов» — максимальное количество по ДВИ по химии.

Пермский государственный национальный исследовательский университет, например, даже победителей и призеров олимпиад 3 уровня зачисляет без вступительных испытаний.

К сожалению, правила приема изменяются и нужно внимательно изучить их для того вуза, в который вы поступаете.

Авторы пособия имеют многолетний опыт организации и проведения регионального этапа Всероссийской олимпиады школьников, разработки заданий для муниципального этапа олимпиады. Также с 2008 года они разрабатывают задания и принимают участие в организации олимпиады по химии «Юные таланты».

Обычно при формировании комплектов заданий авторы-составители стремятся обеспечить высокую степень оригинальности заданий и их соответствие общеобразовательным программам по химии. Конечно, для решения задач, особенно финальных туров, могут потребоваться и знания, выходящие за пределы школьной программы, но в первую очередь, конечно, необходим навык решения нестандартных химических задач. В комплект заданий каждого тура и каждого класса входят задачи из различных разделов химии:

- неорганической (посвященные рассмотрению свойств различных элементов и их соединений);
- органической (задачи на вывод формул, цепочки превращений, расчетные задачи с участием органических веществ);
- физической (задания на расчет тепловых эффектов, химическое равновесие и скорость химических реакций);
- аналитической (задачи на анализ различных веществ и смесей).

Составители олимпиадных заданий отдают предпочтение комбинированным задачам, в которых участникам необходимо как знание свойств и умение писать уравнения реакций с участием различных веществ, так и умение проводить различные расчеты, которые рассматривались в нашем пособии. В последние годы всё чаще встречаются задания, которые затрагивают несколько разделов химии, например, анализ органических веществ или металлоорганических соединений, а также задания, требующие знаний законов, выходящих за пределы школьной программы (в этом случае авторы дают подсказки, позволяющие либо решить задачу другим путем, либо объясняющие как пользоваться тем или иным правилом или законом).

Особо следует отметить, что отдельные задания олимпиады связаны как с повседневной жизнью человека, так и производственной деятельностью предприятий химической отрасли. Всё чаще встречаются задания, посвященные синтезу различных лекарственных препаратов и производству веществ, которые мы используем в быту, например, полимеров, а также исследованию новых материалов и сплавов. Подобные задания позволяют участникам ощутить связь между химией и повседневной деятельностью, понять, как глубоко химия проникает в нашу жизнь.

У каждого задания однозначно имеется система оценивания, которая должна учитывать ответы на все поставленные вопросы. Иногда возникают ситуации, когда участник олимпиады предлагает нестандартный подход, отличающийся от логической цепочки, предложенной в системе оценивания. В этом случае участник должен получить баллы и за промежуточные действия, если проведение их не указано в условии задания.

Все задания олимпиады «Юные таланты» по химии опубликованы на официальном сайте олимпиады olymp.psu.ru, авторским коллективом составителей также выпускаются сборники заданий олимпиады. Рассмотрим некоторые примеры заданий различного уровня сложности, которые встречались на олимпиаде в разные годы.

Первой рассмотрим задачу на анализ сплавов, которая была представлена в 9 классе на итоговом туре в 2012—2013 уч. году. При решении этой задачи участникам требуется вспомнить, что простые вещества могут обладать кислотными, основными и амфотерными свойствами, использовать знание газовых законов и понятие массовой доли.

ПРИМЕР 1 В состав сплава входят алюминий, кремний, медь и цинк. При действии на 1 г сплава соляной кислоты получается 843 мл водорода (н. у.) и 170 мг нерастворившегося остатка. При обработке сплава массой 500 мг раствором NaOH получается 517 мл водорода (н. у.) и нерастворившийся остаток.

а) Напишите уравнения реакций взаимодействия компонентов сплава с соляной кислотой и раствором NaOH.

б) Определите состав сплава (содержание компонентов сплава укажите в массовых процентах).

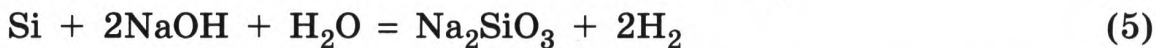
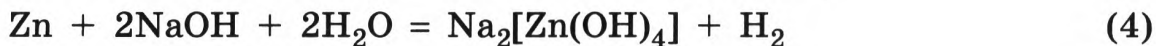
Из компонентов сплава с соляной кислотой реагируют алюминий и цинк:



Количество водорода, выделившегося при обработке 1 г сплава равно:

$$n_1(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/22,4 = 0,843/22,4 = 0,0376 \text{ моль.}$$

С раствором гидроксида натрия реагируют алюминий, цинк и кремний:



Полученное при этом количество водорода в расчете на 1 г сплава составляет:

$$n_2(\text{H}_2) = 2 \cdot 0,517/22,4 = 0,0462 \text{ моль.}$$

Стехиометрические количества водорода, получаемые при химическом растворении алюминия в кислоте и щелочи, одинаковы. Равны также количества водорода, получаемые при реакции цинка с кислотой и щелочью. Следовательно, количество водо-

рода, выделяющееся при взаимодействии кремния со щелочью, находим из разности:

$$\Delta n(\text{H}_2) = 0,0462 - 0,0376 = 0,0086 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению взаимодействия кремния с гидроксидом натрия, это количество водорода соответствует количеству кремния, равному:

$$n(\text{Si}) = 0,0086/2 = 0,0043 \text{ моль.}$$

Отсюда вычисляем массу и массовую долю кремния в сплаве:

$$m(\text{Si}) = n(\text{Si}) \cdot M(\text{Si}) = 0,0043 \cdot 28 = 0,1204 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{Si}) = m(\text{Si}) \cdot 100/m(\text{сплава}) = 0,1204 \cdot 100/1 = 12,04\%.$$

Нерастворимый остаток после обработки сплава кислотой содержит кремний и медь. Масса кремния в образце известна, следовательно, содержание меди в сплаве равно:

$$m(\text{Si} + \text{Cu}) = 0,17 \text{ г; } m(\text{Cu}) = 0,17 - 0,1204 = 0,0496 \text{ г;}$$

$$\omega(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) \cdot 100/m(\text{сплава}) = 0,0496 \cdot 100/1 = 4,96\%.$$

Разность масс образца сплава и остатка при обработке кислотой равна массе прореагировавших алюминия и цинка:

$$m(\text{Al} + \text{Zn}) = 1 - 0,17 = 0,83 \text{ г.}$$

Обозначим массу алюминия через x г, тогда масса цинка будет равна $(0,83 - x)$ г. Исходя из стехиометрии уравнений реакций взаимодействия алюминия и цинка с кислотой, выразим количества вещества водорода, соответствующие израсходованным металлам:

$$n(\text{H}_2) = 3x/(2 \cdot M(\text{Al})) = 3x/(2 \cdot 27) = 3x/54 \text{ моль;}$$

$$n(\text{H}_2) = (0,83 - x)/M(\text{Zn}) = (0,83 - x)/65,4 \text{ моль.}$$

Суммарное количество водорода, полученное при взаимодействии сплава с кислотой, равно:

$$3x/54 + (0,83 - x)/65,5 = 0,0376 \rightarrow x = 0,6186 \text{ г.}$$

Таким образом, в 1 г сплава содержится:

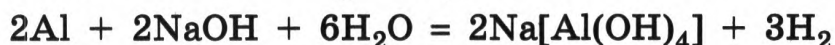
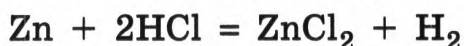
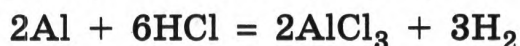
$$m(\text{Al}) = 0,6186 \text{ г; } m(\text{Zn}) = 0,2114 \text{ г.}$$

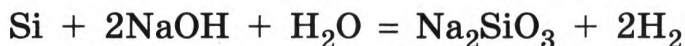
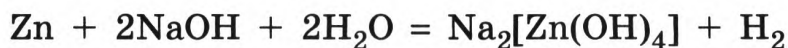
Массовые доли алюминия и цинка в сплаве составляют:

$$\omega(\text{Al}) = 0,6186 \cdot 100/1 = 61,86\%.$$

$$\omega(\text{Zn}) = 0,2114 \cdot 100/1 = 21,14\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Al}) = 61,86\%$; $\omega(\text{Zn}) = 21,14\%$.





Следующая задача, напротив, посвящена установлению формулы индивидуального химического вещества, ориентируясь лишь на массовые доли составляющих его элементов и химические свойства. Для решения задачи нужно не только уметь выводить формулы веществ, но и продемонстрировать знание химических свойств основных классов органических веществ.

ПРИМЕР 2 Бесцветное кристаллическое вещество X, окрашивающее пламя в фиолетовый цвет, хорошо растворимо в воде. При добавлении к его раствору хлорида бария образуется белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах. При добавлении раствора аммиака к раствору X образуется белый аморфный осадок, который растворим в избытке щелочи. Известно, что массовая доля серы в веществе X — 13,5%, а кислорода — 67,5%. Определите формулу вещества X. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

В фиолетовый цвет окрашивают пламя соли калия. Мольное соотношение серы и кислорода в соединении:

$$n(\text{S}) = n(\text{O}) = 13,5/32 : 67,5/16 = 1 : 10.$$

Вещество содержит анионы SO_4^{2-} , так как образуется осадок при реакции с BaCl_2 , в котором $n(\text{S}) = n(\text{O}) = 1 : 4$, т. е. остальной кислород входит в состав кристаллизационной воды $6\text{H}_2\text{O}$.

Масса сульфат-аниона и кристаллизационной воды ($\text{SO}_4^{2-} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) в 1 моль вещества X составляет $96 + 108 = 204$ г/моль.

Массовая доля водорода составляет $13,5/32 \cdot 12 = 5,06\%$.

Массовая доля сульфат-аниона и кристаллизационной воды в соединении X равна $13,5 + 67,5 + 5,06 = 86,06\%$. Следовательно, молярная масса соединения $204/0,8606 = 237$ г/моль

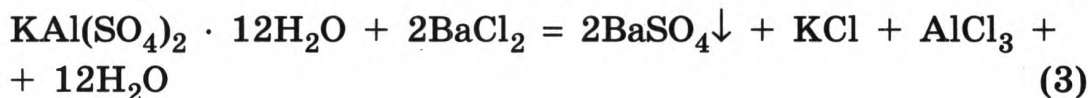
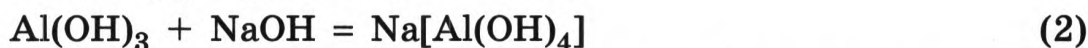
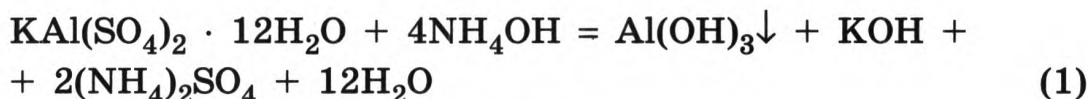
Если считать, что нет других анионов, кроме сульфата, масса катионов в 1 моль X должна составлять $237 - 204 = 33$ г/моль < 39 г/моль (атомная масса калия).

Найденное мольное соотношение сохраняется при удвоении количеств элементов $2 : 20 : 24$ ($(\text{SO}_4^{2-})_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$). Тогда молярная масса $237 \cdot 2 = 474$ г/моль, масса катионов $474 - 408 = 66$ г/моль. Из них один калий, второй имеет атомную массу $66 - 39 = 27$ г/моль, т. е. это алюминий.

Вывод согласуется с данными задачи:

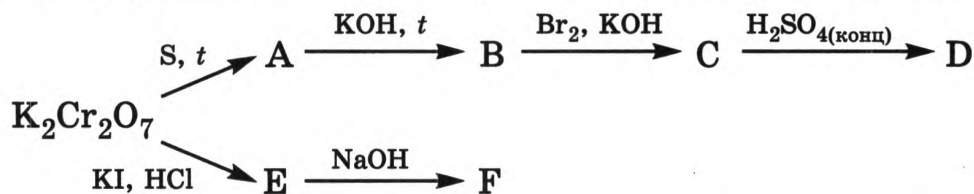


Ответ: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.



Типичным примером качественных олимпиадных заданий являются цепочки превращений органических или неорганических веществ. Рассмотрим задачу, где представлена схема превращений известного вещества. Отметим лишь то, что иногда в цепочках превращений указывается не начальное вещество, а конечное, исходное же вещество и промежуточные продукты должен определить участник.

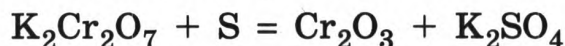
ПРИМЕР 3 Хром в своих соединениях проявляет несколько степеней окисления. Ниже приведена схема получения двух веществ, содержащих хром в разных степенях окисления.



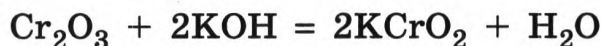
а) Напишите уравнения приведенных реакций. Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методами электронного или электронно-ионного баланса.

б) Какие кислотно-основные свойства проявляет соединение D? Приведите уравнения реакций, подтверждающие ваши выводы.

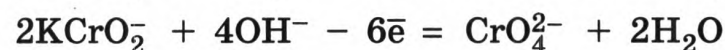
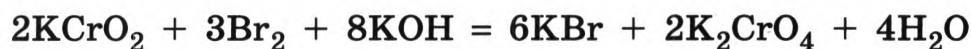
Шаг 1. Сплавление дихромата калия с серой приводит к окислению серы до сульфат-иона, как наиболее стабильного соединения серы и оксида хрома(III):



Шаг 2. Cr_2O_3 обладает слабовыраженными основными свойствами, поэтому при сплавлении со щелочью образует хроматы(III), содержащие хром(III), или хромиты:



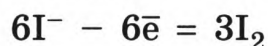
Шаг 3. Бром в щелочной среде является хорошим окислителем:



Шаг 4. Протекает реакция обмена и образуется хромовая кислота, однако серная кислота является сильным дегидратирующим агентом, поэтому хромовая кислота дегидратируется до хромового ангидрида (оксида хрома(VI)):

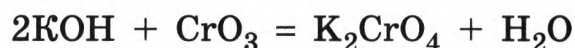


Шаг 5. KI является восстановителем:

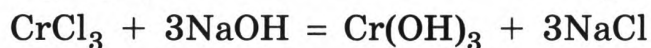
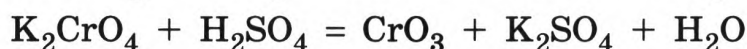
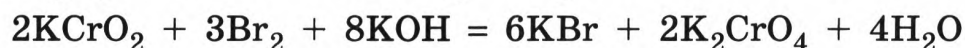
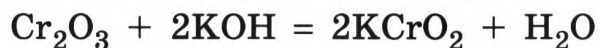


Шаг 6. $6\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$

Как было указано выше, CrO_3 является ангидридом хромовой и дихромовой кислоты. Причем дихромовая кислота образуется в результате частичной дегидратации хромовой кислоты. Следовательно, CrO_3 проявляет кислотные свойства:



Ответ: а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}$



б) CrO_3 является ангидридом хромовой и дихромовой кислоты. CrO_3 проявляет кислотные свойства.

Возможен вариант, когда цепочка превращений задана не явно, то есть дано лишь описание превращений. В этом случае, участнику следует визуализировать схему превращений самостоятельно и после этого решить задачу. Рассмотрим пример такой задачи.

ПРИМЕР 4 Соль А1 металла А, расплывающаяся на воздухе, способна растворить в своем водном растворе сам металл А с образованием другой соли А2, и металл В, с образованием соли А2 и соли металла В1. Известно, что все указанные соли хорошо растворимы в воде и выделяют белый творожистый осадок при взаимодействии с раствором нитрата серебра. Соль В1 также может реагировать с металлом В, но с образованием другой соли В2. Эта соль (В2), в отличие от соли В1, не окрашена и малорастворима в воде, но легко растворятся в растворах соли А1 и даже хлорида натрия.

Предложите вариант, удовлетворяющий условиям задачи.

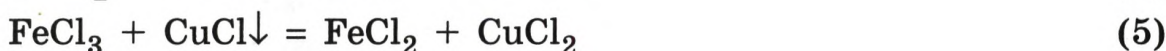
Соль **A1**, обладающая окислительными свойствами при существовании соединений с двумя степенями окисления, это FeCl_3 .



Анионы у всех солей — хлорид-ионы, поскольку при взаимодействии с нитратом серебра образуется творожистый осадок хлорида серебра:



Металл **B**, имеющий также две степени окисления в обычных соединениях, с неокрашенной солью в низшей степени окисления, это медь:

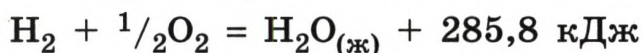
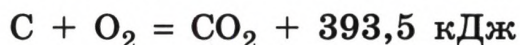


Ответ: **A** — Fe; **A1** — FeCl_3 ; **A2** — FeCl_2 ; **B** — Cu; **B1** — CuCl_2 ; **B2** — CuCl.

Ранее мы упоминали, что олимпиадная задача может содержать данные, выходящие за пределы школьного курса. Рассмотрим подобную задачу, где требуется определить состав двух соединений, вычислить теплоту образования и температуру замерзания их растворов, для расчета которых и дана подсказка в условии.

ПРИМЕР 5 Вещества **A** и **B** имеют важное биологическое значение. При сгорании в одинаковых условиях равных количеств **A** и **B** образуются равные объемы углекислого газа, равные массы воды и никаких других веществ. При этом для сгорания **B** требуется на 10% больше кислорода. Количество теплоты, выделяющееся при сгорании 3,0 г **A** составляет 47,0 кДж, а при сгорании 2,68 г **B** — 50,6 кДж. Известно также, что 2%-й водный раствор **A** замерзает при температуре $-0,253$ °С.

- Определите молекулярные формулы **A** и **B**.
- Приведите структурные формулы изомеров, имеющих наибольшее биологическое значение.
- Вычислите температуру замерзания 3%-го водного раствора **B**.
- Определите тепловые эффекты, сопровождающие образование 1 моль каждого из соединений **A** и **B** из простых веществ, используя условие задачи и следующие данные.



Указание. Температура замерзания раствора понижается по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя на величину, пропорциональную моляльной концентрации C_m (выражается числом моль растворенного вещества в 1 кг растворителя). Для водных растворов неэлектролитов: $\Delta t_{\text{замерзания}} = 1,86 \cdot C_m$.

По понижению температуры замерзания определяем молярную массу **A**:

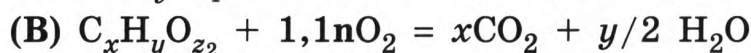
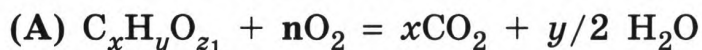
$$\Delta t_{\text{замерзания}} = 1,86 \cdot C_m.$$

$$C_m = 2 / (M \cdot 0,098)$$

$$M(\text{A}) = 2 \cdot 1,86 / (0,098 \cdot \Delta t) = 150 \text{ г/моль.}$$

Молекулы **A** и **B** содержат одинаковые количества углерода и водорода, так как образуются равные количества CO_2 и равные количества воды при их сгорании. Пусть их молекулярные формулы: **A** — $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_{z_1}$, **B** — $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_{z_2}$, где x, y, z_1, z_2 — целые положительные числа.

Уравнения сгорания веществ **A** и **B**:



Число атомов кислорода в левой и правой части для каждого уравнения равны:

$$z_1 + 2n = 2x + y/2;$$

$$z_2 + 2,2n = 2x + y/2.$$

Отсюда $z_1 - z_2 = 0,2n$ тоже целое число, т. е. n кратно 5.

Пусть $n = 5$, тогда $z_1 - z_2 = 1$, соединение **B** содержит на 1 атом кислорода меньше. Молярная масса соединения **B** должна быть $150 - 16 = 134$ г/моль.

Из условий, представленных выше:

$$z_1 = 2x + y/2 - 10$$

$$M(\text{A}) = 12x + y + 16z_1 = 44x + 9y - 160.$$

$44x + 9y - 160 = 150$, где x и y — целые положительные числа.

$$y = (310 - 44x)/9 \geq 1;$$

$$x \leq 6,8.$$

Подбором получаем единственное решение: $x = 5, y = 10$.

Тогда $z_1 = 2x + y/2 - 10 = 5$. Формула **A** — $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$.

Формула **B** — $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$.

Предполагая, что $n = 10$, получаем $z_1 = 2x + y/2 - 20$ и уравнение $44x + 9y - 320 = 150$, которое не имеет решения при условии, что x и y целые положительные.

А и **В** — моносахариды. Наибольшее биологическое значение имеют *D*-рибоза и *D*-дезоксирибоза. Циклические формы β -*D*-рибозы и β -*D*-дезоксирибозы (фрагменты) входят в состав нуклеиновых кислот.

Понижение температуры замерзания для 3%-го водного раствора дезоксирибозы, температура замерзания $-0,429$ °С.

Уравнения реакций сгорания



$$Q_1 = 47 \cdot 150/3 = 2350 \text{ кДж/моль},$$

$$Q_2 = 50,6 \cdot 134/2,68 = 2530 \text{ кДж/моль}.$$

По закону Гесса:

$$Q_1 = 5Q_{обр.}(CO_2) + 5Q_{обр.}(H_2O) - Q_{обр.}(C_5H_{10}O_5),$$

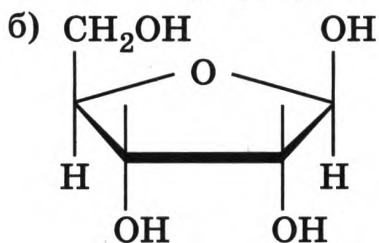
$$Q_2 = 5Q_{обр.}(CO_2) + 5Q_{обр.}(H_2O) - Q_{обр.}(C_5H_{10}O_4),$$

где $Q_{обр.}$ — теплота образования соединений, т. е. тепловой эффект, сопровождающий образование 1 моль соединения из простых веществ. Отсюда:

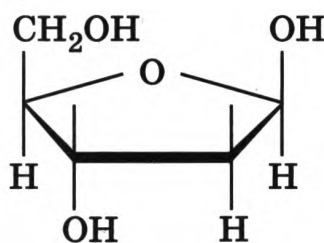
$$Q_{обр.}(C_5H_{10}O_5) = 5Q_{обр.}(CO_2) + 5Q_{обр.}(H_2O) - Q_1 = 5 \cdot 393,5 + 5 \cdot 285,8 - 2350 = 1046,5;$$

$$Q_{обр.}(C_5H_{10}O_4) = 5Q_{обр.}(CO_2) + 5Q_{обр.}(H_2O) - Q_2 = 5 \cdot 393,5 + 5 \cdot 285,8 - 2530 = 866,5.$$

Ответ: а) **А** — $C_5H_{10}O_5$; **В** — $C_5H_{10}O_4$.



рибоза



дезоксирибоза

в) $-0,429$ °С.

г) **А** — 1046,5 кДж; **В** — 866,5 кДж.

Наиболее типичными заданиями экспериментального тура является идентификация растворов неорганических и органических веществ.

ПРИМЕР 6 Перед вами находятся два набора пробирок.

В первом наборе из четырех пробирок, обозначенных буквами **А**, **Б**, **В**, **Г**, содержатся растворы серной кислоты, хлорида бария, аммиака и сульфата марганца(II).

а) Используя имеющиеся чистые пробирки, определите, раствор какого вещества находятся в каждой из пробирок.

б) Опишите свои действия, напишите уравнения реакций. Во втором наборе, состоящем из четырех пронумерованных пробирок, находятся растворы веществ из следующего перечня: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , HCl , ZnSO_4 , FeSO_4 .

в) Заполните таблицу, отражающую эффекты, проявляющиеся в результате взаимодействия веществ первого набора с веществами второго набора, подкрепив уравнениями реакций.

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Na_2CO_3	Na_2SO_4	HCl	ZnSO_4	FeSO_4
H_2SO_4						
BaCl_2						
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$						
MnSO_4						

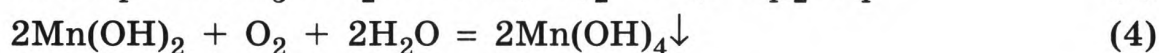
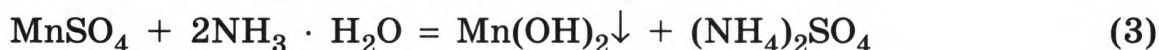
г) Используя растворы из первого набора, определите содержимое каждой из пробирок второго набора.

Этап 1. Определим состав первого набора.

Берем три чистые пробирки, приливаем несколько капель растворов из трех пробирок и добавляем по несколько капель раствора из оставшейся пробирки, тщательно взбалтываем, обнаруженные эффекты записываем в таблицу. Повторяем опыт, меняя пробирки. В результате получаем заполненную таблицу. В ряду, где не образовалось ни одного осадка, в качестве добавляемого вещества был раствор аммиака.

- В ряду, где образовался один мелкокристаллический осадок, в качестве добавляемого вещества использовалась серная кислота.
- В ряду, где образовалось два осадка, один из которых потемнел со временем — сульфат марганца.
- В ряду, где выпало два белых мелкокристаллических осадка — хлорид бария.

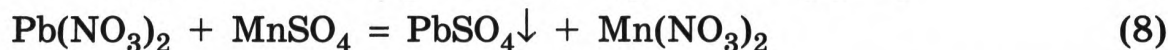
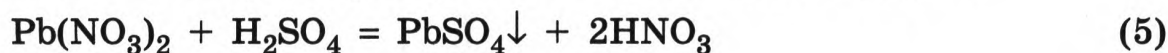
Различить BaCl_2 и MnSO_4 также можно добавлением серной кислоты, которая однозначно определена ранее. В случае BaCl_2 выпадает белый осадок.



Этап 2. Определим состав второго набора.

В четыре чистые пробирки помещаем по несколько капель раствора из одной из пронумерованных пробирок и начнем добавлять по каплям растворы из пробирок, вещества в которых определены в первом задании.

Если в неизвестной пробирке находится нитрат свинца, то во всех четырех пробирках выпадает белый осадок:



Если в неизвестной пробирке находится карбонат натрия, то при взаимодействии этих осадков с серной кислотой начинается выделение углекислого газа:

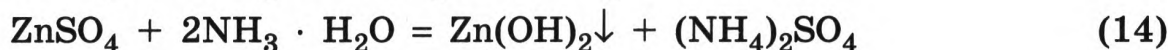


Если в неизвестной пробирке находится сульфат натрия, то образуется один осадок — с хлоридом бария:

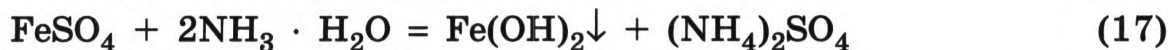


Добавление к раствору соляной кислоты реактивов из первого набора не приводит ни к каким видимым эффектам.

Если в неизвестной пробирке содержался раствор сульфата цинка, то хлорид бария даст белый осадок, а действие раствора аммиака приведет к образованию аморфного осадка и его растворению в избытке аммиака:



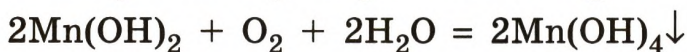
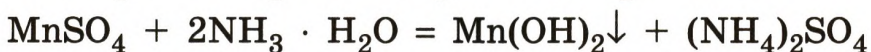
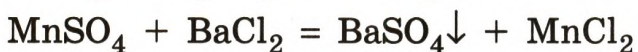
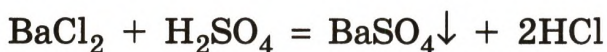
Сульфат железа даст два осадка: белый мелкокристаллический и аморфный, темнеющий при встряхивании пробирки:



Ответ: а)

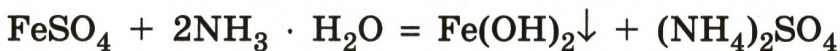
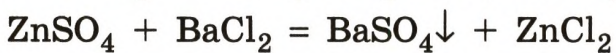
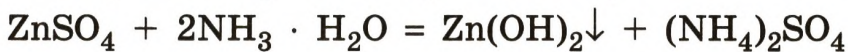
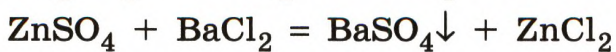
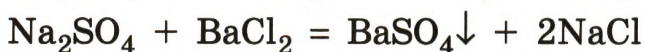
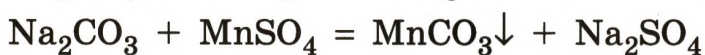
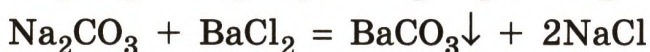
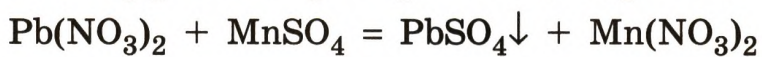
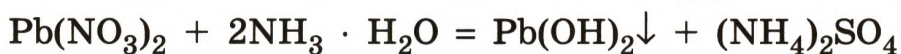
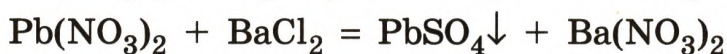
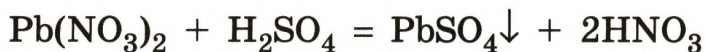
	H_2SO_4	BaCl_2	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	MnSO_4
H_2SO_4		$\text{BaSO}_4\downarrow$	—	—
BaCl_2	$\text{BaSO}_4\downarrow$		—	$\text{BaSO}_4\downarrow$
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	—	—		$\text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ или $2\text{Mn}(\text{OH})_4\downarrow$
MnSO_4	—	$\text{BaSO}_4\downarrow$	$\text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ или $2\text{Mn}(\text{OH})_4\downarrow$	

б)



в, г)

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Na_2CO_3	Na_2SO_4	HCl	ZnSO_4	FeSO_4
H_2SO_4	↓	↑	—	—	—	
BaCl_2	↓	↓ (растворяется в кислоте)	↓	—	↓	↓
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	↓	—	—	—	↓ (растворяется в избытке)	↓ (меняет цвет на бурый)
MnSO_4	↓	↓ (растворяется в кислоте)	—	—	—	—



Другим типом экспериментальных заданий является синтез соединений. Как правило, помимо этапов синтеза и выделения продукта в задание включается этап исследования продукта.

ПРИМЕР 7 Изучение химических свойств марганца и его соединений имеет большое познавательное значение вследствие их разнообразия и широкого применения. Сегодня вам предлагается получить в лабораторных условиях одно из соединений марганца и изучить некоторые характерные для этого вещества свойства.

Методика синтеза.

С помощью весов отвесьте 1 г перманганата калия и 10 г гидроксида калия. Растворите их в 10 мл дистиллированной воды и поставьте кипятиться в открытой колбе Эрленмейера до тех пор, пока раствор не окрасится в чисто зеленый цвет. К раствору добавьте воду до исходного объема раствора и поставьте охлаждаться на лед на 15 минут. Выпавшие черно-зеленые с фиолетовым оттенком кристаллы отфильтруйте под вакуумом водоструйного насоса, промойте при сильном отсасывании небольшим количеством 1н раствора гидроксида калия. Полученный осадок взвесьте.

Теоретические вопросы:

- а) Охарактеризуйте место марганца в периодической таблице. Какие степени окисления он проявляет? Какие из них устойчивы? В виде каких соединений марганец встречается в природе?
- б) Напишите уравнение проведенной вами реакции и расставьте коэффициенты в ней. Назовите соединение, которое вы получили.
- в) Рассчитайте выход продукта в процентах от теоретического относительно взятого количества перманганата калия.
- г) Как другими лабораторными методами еще можно получить это соединение? Приведите уравнение химических реакций.

Изучение некоторых свойств полученного вещества:

- д) Поместите в три пробирки несколько кристаллов исследуемого соединения и в каждую налейте по 1 мл 1 Н раствора гидроксида калия.
- е) К раствору в первой пробирке прилейте 4—5 капель бромной воды. Укажите, что происходит. Напишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты.
- ж) Во вторую пробирку с раствором добавьте немного кристаллического сульфита натрия. Укажите, что происходит в пробирке. Напишите уравнение взаимодействия полученного вещества с сульфитом натрия и уравняйте ее.
- з) В третью пробирку с полученным раствором прибавьте по каплям разбавленную серную кислоту. Что вы наблюдаете? Определите тип реакции и уравняйте.

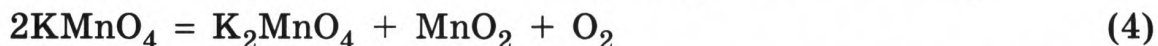
Объясните, почему в водном растворе манганат калия не устойчив. Подтвердите уравнением химической реакции, расставьте в ней коэффициенты. Коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций необходимо расставить методом электронного баланса или ионно-электронным методом (полуреакций).

Следует обратить внимание, что данная задача также содержит блок теоретических вопросов, которые позволяют заработать участникам дополнительные баллы. Рассмотрим решение этой задачи.

В периодической системе марганец расположен в седьмой группе. В его атоме имеется семь электронов на внешней электронной оболочке $3d^54s^2$. В соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6 и +7. Максимальная степень окисления соответствует его положению в периодической системе и числу валентных электронов в его атоме. Самая устойчивая степень окисления марганца +4, которую он проявляет в природном соединении — минерале пиролюзите MnO_2 .



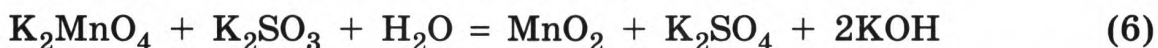
В результате образуется манганат калия. Другие методы его получения:



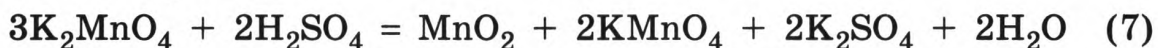
При взаимодействии с бромной водой происходит исчезновение зеленой окраски манганата:



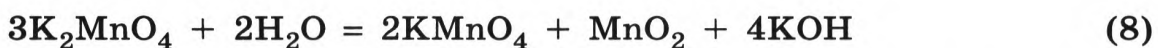
При добавлении сульфита натрия наблюдается обесцвечивание раствора и появление коричневого осадка MnO_2 :



Манганат калия устойчив в сильнощелочной среде. При нейтрализации щелочи кислотой он разлагается. Происходит изменение окраски с зеленой на розовую и появление коричневого осадка MnO_2 .



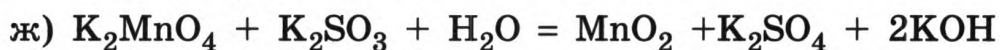
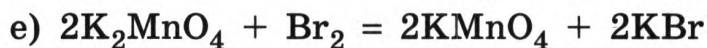
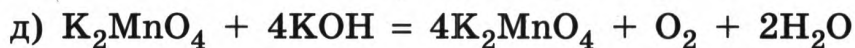
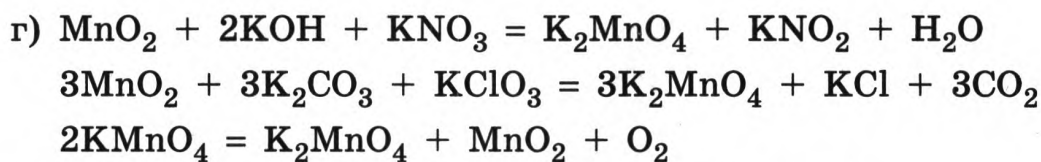
Однако он медленно разлагается при разбавлении раствора водой:



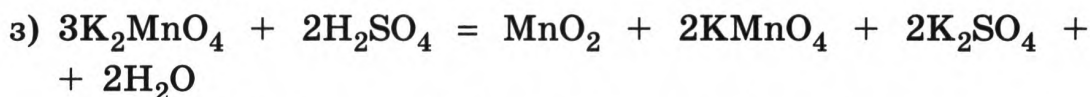
Ответ: а) Марганец расположен в седьмой группе, в его атоме имеется семь валентных электронов на внешней электронной оболочке $3d^54s^2$; проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6 и +7. Самая устойчивая степень окисления марганца — +4. В природе встречается в виде минерала пиролюзита (MnO_2).

б) $4KMnO_4 + 4KOH_{(конц.)} = 4K_2MnO_4 + O_2 + 2H_2O$ (манганат калия)

в) Зависит от результатов проведения эксперимента участником олимпиады.



Разложение манганата калия происходит в нейтральной среде.



При разбавлении водой манганат диспропорционирует.

Третий тип заданий эксперимента — это количественный анализ растворов и смесей различных веществ. Как правило, здесь используют титриметрический анализ, который основан на протекании химической реакции между определяемым веществом и раствором реагента с точно известной концентрацией (титрантом). Далее, зная концентрацию и объем затраченного на реакцию титранта, можно рассчитать массу, концентрацию и долю определяемого компонента в образце.

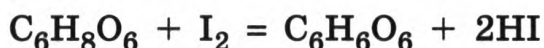
ПРИМЕР 8 Известно, что многие фруктовые напитки, соки, нектары содержат аскорбиновую кислоту (витамин С), приблизительное содержание которой часто указывается на упаковке. Сегодня вам предлагается определить содержание аскорбиновой кислоты, используя следующие реактивы и посуду.

Реактивы: Раствор иода, раствор тиосульфата натрия с известной концентрацией 0,005 моль/л, раствор серной кислоты 1 моль/л, 1%-й раствор крахмала, дистиллированная вода.

Оборудование: бюретка на 25 мл, пипетки на 10 мл (2 штуки), мерная пробирка, колбы для титрования на 100 мл с пробкой.

Определение содержания аскорбиновой кислоты:

Аскорбиновая кислота легко окисляется иодом согласно уравнению реакции:



В коническую колбу внесите 10 мл анализируемого напитка, мерной пробиркой добавьте 4 мл раствора серной кислоты. Другой пипеткой добавьте в колбу 10 мл раствора иода. Закройте колбу пробкой и оставьте на 5 минут для завершения реакции.

Оттитруйте раствором тиосульфата натрия до перехода окраски от бурой до желтой, добавьте несколько капель крах-

мала и продолжите титрование до перехода окраски от темной сине-зеленой до бледно-желтой. Запишите израсходованный объем тиосульфата V (мл). Титрование повторите не менее трех раз.

Проведите контрольный опыт, взяв 10 мл воды вместо напитка и повторив титрование, как описано выше. Запишите объем тиосульфата V_0 (мл).

Вопросы и задания:

а) Приведите структурную формулу аскорбиновой кислоты и продукта ее окисления.

б) Приведите уравнение реакции, описывающее титрование раствором тиосульфата натрия. Зачем добавляется раствор крахмала в конце титрования?

в) Запишите формулу для расчета содержания аскорбиновой кислоты в анализируемом напитке в мг/л и рассчитайте его.

Уравнения реакций, на которых основано определение:



Конец титрования фиксируют по переходу окраски с желтой до бесцветной. Чтобы увеличить контрастность перехода окраски добавляют крахмал, который образует комплекс с иодом, окрашенный в синий цвет. В результате в точке эквивалентности наблюдается переход от синей окраски до бесцветного раствора.

Выведем формулу для расчета содержания аскорбиновой кислоты.

Из уравнения реакции (1) следует:

$$n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_1(\text{I}_2),$$

где $n_1(\text{I}_2)$ — количество моль прореагировавшего иода.

Из уравнения реакции (2) следует:

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5n_2(\text{I}_2) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot 10^{-3},$$

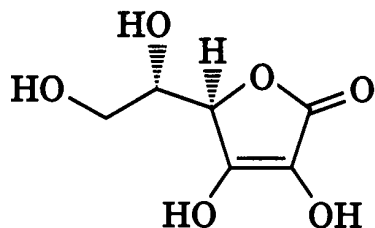
где $n_2(\text{I}_2)$ — избыточное (непрореагировавшее) количество иода; $V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ — объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ушедший на титрование напитка.

$$n_1(\text{I}_2) + n_2(\text{I}_2) = n(\text{I}_2) = 2c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V_0(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot 10^{-3},$$

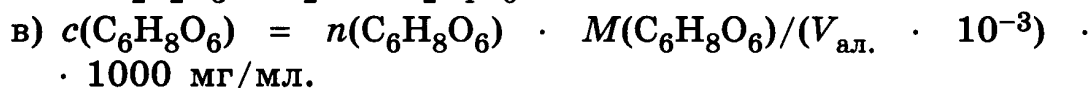
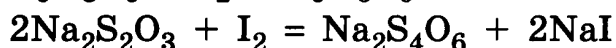
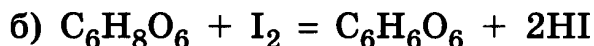
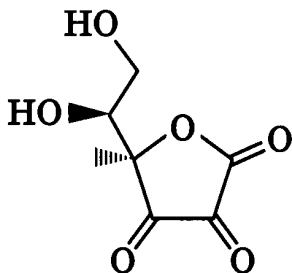
где $n(\text{I}_2)$ — общее количество моль иода, взятое для определения; $V_0(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ — объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ушедший на титрование холостой пробы.

Тогда $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_1(\text{I}_2) = n(\text{I}_2) - n_2(\text{I}_2) = 2(c(\text{I}_2) \cdot V(\text{I}_2) \cdot 10^{-3} - c(\text{I}_2) \cdot V(\text{I}_2) \cdot 10^{-3})$; $c(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) / (V_{\text{ал.}} \cdot 10^{-3})$ г/л, где $V_{\text{ал.}}$ — объем аликвоты анализируемого напитка (мл).

Ответ: а) Структурная формула аскорбиновой кислоты:



Структурная формула дегидроаскорбиновой кислоты:



Приведенные примеры олимпиадных заданий показывают, что для успешного решения задания знания химии у учащихся должны быть комплексными. То есть нужно иметь представление не только о возможных по условию химических реакциях, но и об агрегатном состоянии и цвете образующихся веществ, уметь произвести необходимые расчеты, а также сориентироваться в приведенных в «подсказках» новых закономерностях свойствах и значениях. А главное условие — интерес к химии, окружающему нас миру и протекающих в нем процессах.

Так что желаем вам успехов в тренировочных заданиях, предложенных в нашем пособии, и приглашаем принять участие в олимпиаде «Юные таланты»!

После этой главы вы тоже увидите два блока задач для самостоятельного решения — простые и сложные. Здесь нужно понимать, что подразделение проведено относительно общего олимпиадного уровня, и простые задачи взяты из отборочных туров олимпиад.

ПРОСТЫЕ

1. Кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворили в воде. В полученном растворе массой 100 г массовая доля сульфата натрия составила 10%. Определите массу кристаллогидрата и массу воды, взятые для получения данного раствора. Какую массу $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить, чтобы массовая доля соли составляла 15%? Какое дополнительное количество (в г) безводного Na_2SO_4 может раствориться в полученном 15% растворе, если растворимость Na_2SO_4 составляет 16%.
2. Одна из натриевых солей угольной кислоты содержит 27,4% натрия, 14,3% углерода и 57,1% кислорода. Выведите формулу соли, укажите молярную массу. Запишите уравнение реакции разложения этой соли при прокаливании. Какое количество газа (в моль) выделится при прокаливании 22 г этой соли?
3. В сосуд с 240 мл воды поместили 40 г натрия. Полученный в этой реакции водород израсходовали на взаимодействие с оксидом меди(II). Вычислите массовую долю вещества в растворе после добавления натрия и объем выделившегося водорода (н. у.). Какой объем 20% азотной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл) потребуется для нейтрализации полученного раствора? Определите массу меди, полученной в реакции водорода с оксидом меди(II).

СЛОЖНЫЕ

1. В результате взаимодействия 2,8 г смеси бутенов с раствором перманганата калия в кислой среде образовалось 0,74 г пропионовой кислоты и выделилось 0,896 л (н. у.) углекислого газа. Какие углеводородсодержащие соединения и в каком количестве были получены, если окисление прошло с количественным выходом? Определите структурную формулу, количество вещества и массу каждого компонента исходной смеси.
2. В 100 г 20% раствора NaOH растворили 0,4988 г серебристо-серого вещества А. При этом выделилось 1,24 л (н. у.) газа Б с плотностью по азоту 0,0714 (реакция 1). При растворении такой же навески вещества А в насыщенном растворе соли В также образуется 1,24 л (н. у.) газа Б (реакция 2), но при нагревании реакционной смеси выделилось еще 2,48 л газа Г с плотностью по воздуху 0,5862 (реакция 3). Газ Г поглощается раствором серной кислоты (реакция 4). О соли В известно, что она хорошо растворима в воде, а при нагревании выше 170 °С разлагается с выделением газа Г и образованием соли Д (реакция 5). При дальнейшем нагревании соль Д полностью разлагается с образованием газов Г и Е в объемном отношении 1 : 2 (реакция 6). Плотность газовой смеси по азоту равна 0,6786. Известно также, что газ Е, в отличие от газа Г, хорошо поглощается раствором едкого натра (реакция 7). Установите формулы веществ А—Е и напишите уравнения реакций 1—7.
3. 200 г соли Х растворили в 100 г воды при температуре 60 °С. Полученный раствор охладили до 15 °С, при этом выпал осадок

кристаллогидрата соли X, содержащий 21,38% цинка, 23,36% хлора, 52,63% кислорода и 2,63% водорода. Если этот же раствор охладить до 0 °С, то состав выпавшего осадка будет следующим: 19,12% цинка, 20,88% хлора, 56,47% кислорода и 3,53% водорода. Определите формулы соли X и ее кристаллогидратов, а также массы осадков в обоих случаях, если растворимость соли X (г на 100 г H₂O) — 191,5 при 15 °С и 150 при 0 °С.

4. Пекарский порошок — искусственный разрыхлитель теста, применяемый при выпечке хлеба и приготовлении кондитерских изделий без дрожжей. Он представляет собой сухую смесь пищевых добавок — основных и кислых солей — с добавлением наполнителя, предотвращающего их взаимодействие до введения в тесто. Один из составов включает смесь кислых солей А и Б с крахмалом. При приготовлении теста пекарский порошок следует смешать с сухой мукой, предназначенной для выпечки, а не растворять в воде. Эквимольярную смесь соединений А (6,00 г) и Б (4,20 г) растворили в теплой воде. При этом выделилось 1120 см³ (н. у.) газа В (молярная масса 44 г/моль) и образовался раствор кислой соли Г. После выпаривания раствора получили 17,9 г кристаллогидрата Г · 12H₂O (массовая доля воды 0,6034).
- а) Определите соединения А, Б, В и Г, если известно, что соли А и Б окрашивают пламя в желтый цвет.
- б) Какую роль в составе пекарских порошков играет крахмал?
- в) Приведите уравнения реакций, которые происходят при нагревании солей А, Б и Г.
- г) Приведите уравнение реакции между солями А и Б в водном растворе.
- д) Почему пекарский порошок нельзя предварительно растворить в воде, прежде чем добавить в тесто?

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Глава 2. Что такое валентность и для чего нужен моль?

Простые

1. 8,39 моль.
2. $1,94 \cdot 10^{22}$ атомов.
3. $3,31 \cdot 10^{24}$ молекул.
4. $3,011 \cdot 10^{23}$ атомов.
5. 0,77 моль.
6. 1,709 моль.
7. $6,022 \cdot 10^{24}$ атомов.
8. $7,53 \cdot 10^{24}$ атомов.
9. $4,52 \cdot 10^{23}$ атомов.
10. 0,083 моль.
11. 1,41 моль.
12. 0,037 моль.

Сложные

1. 3,071 моль.
2. 93,16 г.
3. 289,44 г.
4. $320,25 \text{ см}^3$.
5. $3,08 \cdot 10^{22}$ молекул.
6. $3,88 \cdot 10^{22}$ атомов.
7. $2,33 \cdot 10^{23}$ атомов.
8. $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.
9. 5,75 г/моль.
10. 9 г/моль.
11. 2 атома.

Глава 3. Агрегатные состояния веществ. Стехиометрические законы. Физика и химия в одном флаконе

Простые

1. 20 моль; 1100 г.
2. 22,71 г.
3. 15; 1,03.
4. 2,69.
5. 30,3 г/моль.
6. 0,049 л.
7. $3,515 \cdot 10^{-5}$ Па.
8. 10 кг.

Сложные

1. $2,69 \cdot 10^{-19}$.
2. 26 г/моль.
3. $3,31 \cdot 10^{-3}$ кг.
4. 66,6 кг.
5. а) 0,2 моль; б) 1 моль;
в) 55,6 моль.
6. 58 г/моль.
7. 410 л
8. 0,019 г. 215 мл.

Глава 4. Теория и реальность. Что такое выход? Расчеты по уравнениям химических реакций

Простые

- | | |
|-------------|---------------|
| 1. 13,5 г. | 6. 145,7 г. |
| 2. 24,5 г. | 7. 149,29 кг. |
| 3. 23,31 г. | 8. 62,5%. |
| 4. 47,21 г. | 9. 71,8 г. |
| 5. 2,688 л. | 10. 22,52 г. |

Сложные

- | | |
|---------------------------------------|---|
| 1. 9,19 г. | 6. 7,32 л. |
| 2. CaCl_2 в избытке; 0,23 г. | 7. 82,8%. |
| 3. 0,60 г. | 8. 55,72 г. |
| 4. 10,7 г. 784 мл. | 9. 30,97 кг. |
| 5. 1,42 г. | 10. $m_{\text{SiO}_2} = 19,1$ г. $m_{\text{C}} = 6,57$ г. |

Глава 5. Электролитическая диссоциация. Растворы и способы выражения концентрации

Простые

- | | |
|--|--|
| 1. 9,1%; 1,18 моль/л. | 9. 400 г. 400 мл. |
| 2. 2,2%; 0,2 моль/л. | 10. $m_{\text{KNO}_3} = 9,71$ г.
$m_{\text{р-ра}} = 64,71$ г. |
| 3. $m_{\text{KCl}} = 31,25$ г.
$m_{\text{H}_2\text{O}} = 218,75$ г. | 11. 281,25 г. 131,25 мл. |
| 4. $m_{\text{H}_2\text{O}} = 489,44$ г.
$m_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 42,56$ г. | 12. 59,6 мл. |
| 5. 29,75 г. | 13. 59,3 мл. |
| 6. 0,488 л. | 14. 0,15 л. |
| 7. $m_{\text{H}_2\text{O}} = 323,44$ г.
$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 120,92$ г. | 15. $V_{\text{р-ра}} = 75$ мл; $V_{\text{H}_2\text{O}} = 75$ мл. |
| 8. 41,82 г. | 16. $m_{\text{р-ра}} = 147,1$ г.
$m_{\text{H}_2\text{O}} = 73,5$ г. |
| | 17. 25,66 г. |

Сложные

- | | |
|---|---|
| 1. 300 г. 339 мл. | 9. 659,25 г. |
| 2. $m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 22,06$ г.
$m_{\text{р-ра}} = 97,06$ г. | 10. $m_{\text{р-ра}} = 213$ г. $m_{\text{KCl}} = 16,4$ г. |
| 3. 135,34 г. | 11. $m_1 = 9,34$ г. $m_2 = 90,66$ г. |
| 4. 46,7 г. 162,15 мл. | 12. 281,6 мл. |
| 5. 165,3 г. 45,6 г на 100 г
воды. | 13. 15,7%. |
| 6. 24,4 г. | 14. 0,242 М. |
| 7. 4,89 г. 139,9 мл. | 15. 15,5%. |
| 8. 350 г. | 16. 59,5%. |
| | 17. 0,3 М. |

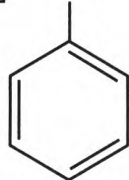
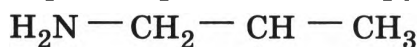
Глава 6. Массовая доля элемента в веществе

Простые

1. O — 56,83%; H — 1,20%; Cl — 41,97%.
2. C — 21,89%; N — 25,53%; K — 35,62%; Fe — 16,96%.
3. 38,87%.
4. Пропин (C₃H₄).
5. NH₃; M = 17,04.

Сложные

1. Mg(OH)NO₃.
2. KAl(SO₄)₂.
3. V₂O₅; M = 181,88.
4. 2-фенилпропиламин, брутто-формула — C₉H₁₃N.



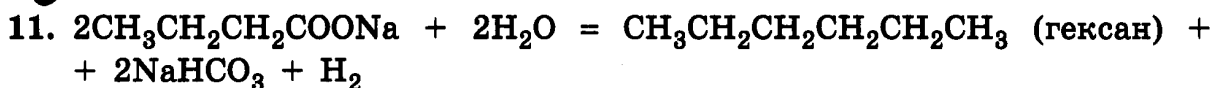
5. Бутен-3-ол-1, брутто-формула — C₄H₈O.
HO—CH₂—CH₂—CH=CH₂

Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции.

Электролиз. Понятия, уравнивание и расчеты

Простые

1. Na₂⁺O⁻², S⁺²O₂⁻², K₂⁺Cr₂⁺⁶O₇⁻², N⁻³H₄⁺N⁺⁵O₃⁻², Na₂⁺S₂⁺²O₃⁻², Ca₃⁺²(P⁺⁵O₄⁻²)₂.
2. HC⁰OH, C⁻³H₃C⁺³OOH, C⁻²H₃Cl, C⁻³H₃C⁻¹H₂OH, C⁻³H₃C⁺²OC⁻³H₃.
3. б), г).
4. а) O — окислитель; I — восстановитель; б) H — окислитель; Zn — восстановитель; в) Cl — окислитель; Cl — восстановитель; г) N — окислитель; N — восстановитель.
5. а) C + 2H₂SO_{4(конц.)} = CO₂ + 2SO₂ + 2H₂O
 б) Cu + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO₃)₂ + 2NO₂ + 2H₂O
 в) 2H₂O₂ + PbO₂ + H₂SO₄ = 2O₂ + PbSO₄ + 2H₂O
 г) 3Cl₂ + 6KOH = 5KCl + KClO₃ + 3H₂O
6. 2KMnO₄ + 5H₂O₂ + 6HCl = 2KCl + 2MnCl₂ + 5O₂ + 8H₂O
7. K₂Cr₂O₇ + 3Na₂S + 7H₂O = 2Cr(OH)₃ + 2KOH + 6NaOH + 3S
8. CuCl₂ = Cu + Cl₂
9. Co(NO₃)₂ + 2H₂O = Co + H₂ + O₂ + 2HNO₃
10. (-)Ni²⁺ + 2e⁻ = Ni
 2H₂O + 2e⁻ = H₂ + 2OH⁻
 (+)2Ni - 4e⁻ = 2Ni²⁺

**Сложные**

1. а) $3\text{MnSO}_4 + 2\text{O}_3 + 12\text{KOH} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
 б) $4\text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{S} + 8\text{KOH} = 8\text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl}_{(\text{конц.})} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$
2. а) $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{S} + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 б) $3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 5,15 л.
4. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 H_2O_2 — окислитель; 51 г.
5. $5\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
 5,65 г.
6. $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$
 16,8 л.
7. $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$
 28,2%.
8. $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 618 мл.
9. $2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2$
 19,25 г.
10. $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 10,9%.

Глава 8. Химическое равновесие**Простые**

1. а) ←; б) не изменяется; в) →.
2. а) →; б) ←; в) ←.
3. а) →; б) не изменится.
4. а) ←; б) ←; в) →.
5. Температуру понизить; давление понизить; концентрацию O_2 понизить.
6. Температуру понизить; давление не влияет; концентрацию B_2 повысить.
7. Концентрацию H_2S и O_2 нужно повысить; концентрацию SO_2 и H_2O нужно понизить.
8. Концентрацию SO_2 и CO_2 нужно повысить; концентрацию SO_3 нужно понизить; концентрация c не влияет.
9. а) увеличится; б) уменьшится.
10. а) увеличится; б) не изменится; в) не изменится.

Сложные

1. $[N_2O_4] = 0,375$ моль; $[NO_2] = 0,25$ моль.
2. $[NO_2] = 0,3$ моль.
3. $[HCl] = 1,05$ моль/л; $[O_2] = 0,45$ моль/л; $[Cl_2] = [H_2O] = 0$ моль/л.
4. $[H_2S] = 0,33$ моль/л; $[SO_2] = [H_2O] = 0,67$ моль/л;
5. $[H_2] = 0,7$ моль/л; $[I_2] = 0,95$ моль/л.
6. $\eta(H_2) = 0\%$; $\eta(Br_2) = 50\%$; $\eta(HBr) = 50\%$.
7. $[H_2] = 0,3$ моль/л; $[O_2] = 0,2$ моль/л; $[H_2O] = 0,2$ моль/л
8. $[COCl_2] = 2$ моль; $[Cl_2] = [CO] = 4$ моль.

Глава 9. Термохимия. Расчеты по термохимическим уравнениям

Простые

- | | |
|--|---------------|
| 1. 1503,5 кДж. | 4. 285,8 кДж. |
| 2. 660,4 кДж. | 5. -1775 кДж. |
| 3. $CaO + H_2O =$
$= Ca(OH)_2 + 64,9$ кДж | 6. 873,4 г. |

Сложные

- | | |
|----------------|------------|
| 1. -225,5 кДж. | 3. 48,8 л. |
| 2. 8150,8 кДж. | |

Глава 10. Задача не решается. Что делать? Алгоритмы и подходы

Последовательные превращения веществ

1. 16,6%.
2. 14,3%
3. 80%.
4. PCl_5 ; 0,42 г.
5. 61,1 г.
6. $2Al + 2NaOH \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$
 $Na[Al(OH)_4] + CO_2 \rightarrow NaHCO_3 + Al(OH)_3 \downarrow$
 $2Al(OH)_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + CO_2 \uparrow$
 10,7 г.

Превращения смесей веществ

1. C_3H_8 — 30%, CH_3NH_2 — 70%. 17,22 л.
2. $\omega(KClO_3) = 76,68\%$; $\omega(KCl) = 23,32\%$. $m(Fe) = 3,7$ г.
3. $\omega(Ca) = 28,85\%$; $\omega(S) = 71,15\%$.
4. $\omega(NaOH) = 14,86\%$; $\omega(Na_2CO_3) = 11,81\%$.
5. $\omega(BaCl_2) = 22,29\%$; $\omega(Ba(OH)_2) = 12,21\%$.

Глава 11. Усложненные и нестандартные расчетные задачи

Задачи с неполным условием

- $\omega = 11,53\%$
- В исходной смеси: $\omega(\text{KClO}_3) = 64,33\%$; $\omega(\text{AgNO}_3) = 35,67\%$.
В твердом остатке: $\omega(\text{KCl}) = 63,34\%$; $\omega(\text{Ag}) = 36,66\%$.
- Раствор будет иметь кислую среду.

Задачи с неизвестным веществом

- 27,52 г.
- Cu (медь).
- Mn (марганец).
- Na (натрий).
- SO_2Cl_2 .
- KHCO_3 .

Глава 12. Все расчетные задачи ЕГЭ

23 задание

- г; г.
- б; б.
- а; в.
- г; а.
- а; д.

26 задание

- 10,4%.
- 11,4 г.
- 2,44 г.
- 30,86 г.
- 2947 л.

27 задание

- 127 кДж.
- 3 г.
- 1,7 л.
- 1001 кДж.
- 11,5 кДж.

28 задание

- 57%.
- 75%.
- 29,1 г.
- 143,2 г.
- 85,7%.

29 задание

- $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
 KMnO_4 — окислитель; H_2O_2 — восстановитель.
- $3\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{KOH}$
 KMnO_4 — окислитель; NaNO_2 — восстановитель.
- $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
 H_2O_2 — окислитель; PbS — восстановитель.
- $4\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + 7\text{NaOH} = 4\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 NaNO_3 — окислитель; Zn — восстановитель.
- $2\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
 FeCl_3 — окислитель; SO_2 — восстановитель.

33 задание

- $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 9,6%.
- $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$;
 3,7%.
- $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
 9,8%.
- $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + \text{O}_2$
 $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 23,98 г. 2,44 л.
- $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
 $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\omega_{\text{KOH}} = 2,1\%$; $\omega_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 13,2\%$.

34 задание

- $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$.
- А — CH_2O_2 ; В — $\text{CHO}_2\text{C}_2\text{H}_5$.
 $2\text{CH}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_2\text{O}_2 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{CHO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$.
- А — C_4H_8 .
 $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_3 + \text{HBr} = \text{CH}_3\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
 $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_3$ — бут-2-ен.
- А — $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$; Б — $2\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa}$; В — C_2H_6 .
 $2\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C}_2\text{H}_6$

Глава 13. А не замахнуть ли нам?

Готовимся к олимпиадам по химии

Простые

- В исходном растворе: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 22,7$ г. $m(\text{H}_2\text{O}) = 77,3$ г.
 Для получения 15% раствора добавить: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 17,2$ г.
 В 15% растворе дополнительно растворится: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,4$ г.
- Вещество — NaHCO_3 , $M = 84$ г/моль.
 Газ — CO_2 , $n(\text{CO}_2) = 0,13$ моль.
 $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $V(\text{H}_2) = 19,5$ л; $\omega(\text{NaOH}) = 25\%$; $V(\text{р-ра HNO}_3) = 464,5$ мл; $m(\text{Cu}) = 55,7$ г.

Сложные

- $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,02$ моль; $n(\text{CH}_3\text{COCH}_3) = 0,03$ моль.
 Состав смеси: бутен-1 — 0,01 моль; бутен-2 — 0,01 моль; изобу-
 тен — 0,03 моль.
- Реакция 1 — $\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ (Б)
 Реакция 2 — $\text{Be (A)} + 4\text{NH}_4\text{F} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + \text{NH}_4\text{OH} +$
 $+ \text{H}_2$
 Реакция 3 — $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3$ (Г) + H_2O
 Реакция 4 — $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 Реакция 5 — $\text{NH}_4\text{F (B)} \rightarrow \text{NH}_4\text{HF}_2 + \text{NH}_3$
 Реакция 6 — NH_4HF_2 (Д) $\rightarrow \text{NH}_3 + 2\text{HF}$ (Е)
 Реакция 7 — $\text{HF} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$
- Формулы кристаллогидратов: $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 При 15 °С $m(\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 27,9$ г. При 0 °С $m(\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 \cdot$
 $\cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 248,2$ г.
- а) А — NaH_2PO_4 ; Б — NaHCO_3 ; В — CO_2 ; Г — Na_2HPO_4 .
 б) Крахмал предохраняет сухие соли от взаимодействия.
 в) Реакции при нагревании:
 $2\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{HCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $2\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow 4\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 д) Пекарский порошок добавляют в сухую муку, чтобы избежать
 преждевременной реакции с выделением CO_2 .

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В., Попков В. А. Начала химии. — 21-е изд. — М.: Лаборатория знаний, 2023.
2. Бабков А. В., Бабков П. А. Неорганическая химия. Атомы и химические реакции. ЕГЭ, олимпиады, поступление в вуз. — М.: Лаборатория знаний, 2023.
3. Негребецкий В. В. 100 баллов по химии. Полный курс для поступающих в вузы: учебное пособие. — 6-е изд. — М.: Лаборатория знаний, 2024.
4. Еремин В. В., Антипин Р. Л., Дроздов А. А., Карпова Е. В., Рыжова О. Н. Химия Углубленный курс подготовки к ЕГЭ. — М.: Эксмо, 2024.
5. Рыжова О. Н. и др. Химия: олимпиады и вступительные экзамены по химии МГУ. — М.: Лаборатория знаний, 2024.
6. Доронькин В. Н., Бережная А. Г., Февралева В. А. ЕГЭ и ОГЭ. Химия. 9–11 классы. Сборник расчетных задач. — М.: Легион, 2022.
7. Белавин И. Ю., Сергеева В. П. 100 баллов по химии. Учимся решать задачи: от простых до самых сложных. — М.: Лаборатория знаний, 2022.
8. Хомченко И. Г. Решение задач по химии. — М.: Новая волна, 2022.

ПОСЛЕСЛОВИЕ

Дорогие друзья!

Вы прочитали и освоили наше пособие, и сейчас нам пора расстаться, но хочется надеяться, что на радостной ноте. Вы повторили основные химические законы, изучили основные типы задач и научились обходить подводные камни, попрактиковались в решении задач, возможно, испытали свои силы на задачах глав 12—13.

Нам, авторам этого пособия, было бы полезно получить обратную связь, понять, что для вас представляло особый интерес и какие разделы, по вашему мнению, можно расширить или добавить.

В заключение мы хотели бы еще раз пожелать вам успехов в освоении химии и сдаче экзаменов и порекомендовать дополнительную литературу. Для тех, кто понял, что вполне подготовлен к участию в олимпиадах, приводим ссылки на соответствующие ресурсы в сети.

Экспертное и аналитическое сопровождение организации и проведения олимпиад осуществляет Российский совет олимпиад школьников (РСОШ). На сайте РСОШ <https://rsr-olymp.ru/> можно найти сведения обо всех перечневых олимпиадах. Также описание перечневых олимпиад находится на сайте <https://olimpiada.ru/>. Здесь Вы можете получить информацию о различных интеллектуальных олимпиадах, не только перечневых. Поскольку мы, авторы настоящего пособия, активно участвуем в подготовке заданий и организации олимпиад, то не прощаемся, а говорим вам — «До новых встреч!»

На следующем развороте вы найдете «шпаргалки». Способы их использования разнообразны.

Можно вырезать по штриховой линии с ножницами и использовать в виде набора карточек. Или вырезать их по периметру страницы, а каждую вырезанную страницу сложить пополам. Если такую гармошку или книжечку, собранную из согнутых страниц, скрепить клеем или нитками, то получится мини-справочник.

Если же эти варианты использования вас не привлекут, то вы можете просто открывать эти полезные страницы во время решения задач.

Само название, шпаргалки, ни в коем случае не предполагает их использование во время экзаменов. Мы надеемся, что они помогут при самостоятельной работе, к тому же странички такого размера нетрудно взять с собой для повторения в транспорте или в парке.

Основные величины и соотношения

Расчет молярной массы вещества $A_xB_yC_z$:

$$M(A_xB_yC_z) = M_A \cdot x + M_B \cdot y + M_C \cdot z$$

M_A, M_B, M_C — атомные массы элементов А, В, С

x, y, z — индексы (число атомов элемента, входящих в состав данного вещества)

Число молекул в порции вещества:

$$N = N_A \cdot n$$

Постоянная величина:

Число Авогадро — $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

N — число молекул (или ионов) в некоторой порции вещества

n — количество вещества (моль) во взятой порции

Соотношения, связывающие массу m , молярную массу M и количество вещества n :

$$n = m / M$$

$$m = M \cdot n$$

$$M = m / n$$

Стехиометрия

Химическое уравнение:
 $aA + bB \rightarrow cC + dD$

А, В — исходные вещества

С, D — продукты реакции

a, b, c, d — стехиометрические коэффициенты

Закон сохранения масс — масса реагирующих веществ равна массе продуктов реакции:

$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

Количество вещества компонентов

По стехиометрии —

$$n_A/a = n_B/b = n_C/c = n_D/d$$

Теоретический выход реакции

$$n_A = n_B \cdot a/b = n_C \cdot a/c = n_D \cdot a/d$$

Практический выход реакции

$$\eta = m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}} \quad \text{— в долях от теоретического}$$

$$\eta = m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}} \cdot 100\% \quad \text{— процентах от теоретического}$$

Валентность

Элементы с постоянной валентностью:

Валентность	Химические элементы	Примеры соединений этих элементов
I	H, Li, Na, K, Rb, Cs, F	H ₂ O, NaCl
II	O, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	MgO, CaSO ₄
III	B, Al	Al ₂ O ₃ , H ₃ BO ₃

Элементы с переменной валентностью:

Характерные валентности	Химические элементы	Примеры соединений этих элементов
I, II	Cu, Ag, Hg	Cu ₂ O, CuO
II, III	Fe, Ni	FeO, Fe ₂ O ₃
II, III, VI	Cr	CrO, CrCl ₃ , K ₂ Cr ₂ O ₇
II, IV	C, Si, Sn, Pb	SnO, SnO ₂
II, IV, VI	S	H ₂ S, SO ₂ , H ₂ SO ₄
I, II, III, IV	N	N ₂ O, NO, NH ₃ , HNO ₃
III, V	P, As, Sb, Bi	PH ₃ , P ₂ O ₅
I, III, V, VII	Cl, Br, I	HCl, HClO ₂ , HClO ₃ , HClO ₄
II, IV, VII	Mn	MnCl ₂ , MnO ₂ , KMnO ₄

Определение валентности элемента

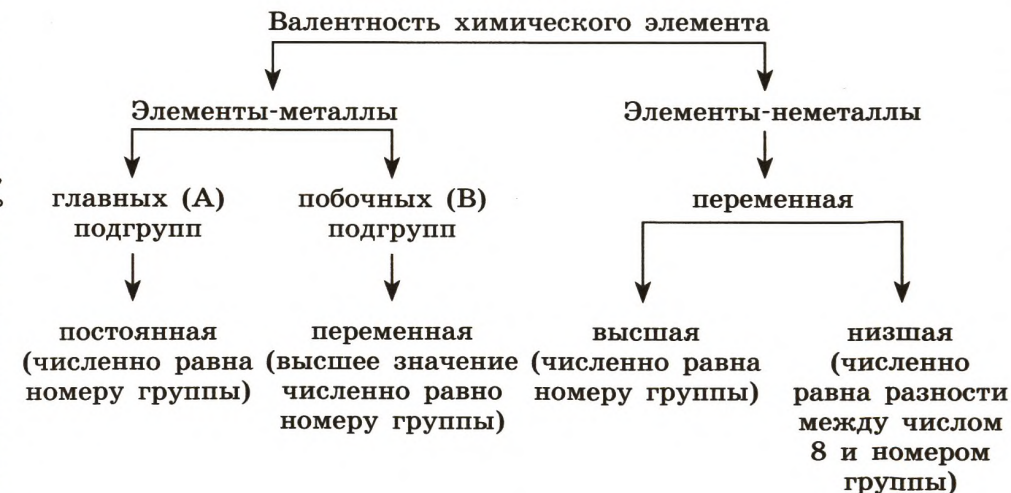


Таблица растворимости

Таблица растворимости некоторых неорганических солей, кислот и оснований

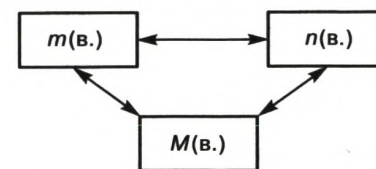
Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ²⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	M	P	—	H	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca ²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr ²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba ²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn ²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H
Pb ²⁺	H	H	M	M	M	PK	P	H	H	H	H
Al ³⁺	H	M	P	P	P	Г	P	Г	HK	P	PK
Cr ³⁺	H	P	P	P	P	Г	P	Г	H	P	PK
Mn ²⁺	H	P	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ³⁺	H	P	P	P	—	—	P	Г	H	P	PK
Co ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cu ²⁺	H	M	P	P	—	H	P	Г	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Hg ²⁺	H	P	P	M	HK	HK	P	H	H	P	H
Hg ₂ ²⁺	H	P	HK	HK	HK	PK	P	H	H	M	H
Ag ⁺	H	P	HK	HK	HK	HK	P	H	H	M	H

Легенда:

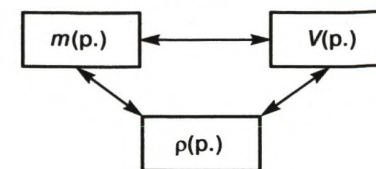
P	вещество хорошо растворимо в воде
M	малорастворимо
H	практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах
PK	нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах
HK	нерастворимо ни в воде, ни в кислотах
Г	полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой
—	вещество вообще не существует

Составные части алгоритмов решения расчетных задач по химии

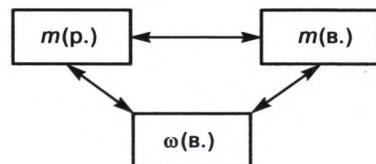
Масса — количество — молярная масса вещества



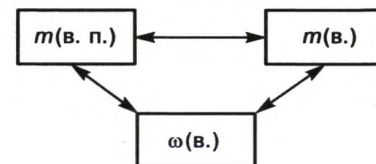
Масса — объем раствора — плотность



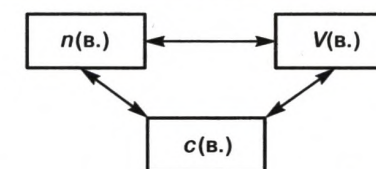
Масса раствора — масса вещества — массовая доля вещества



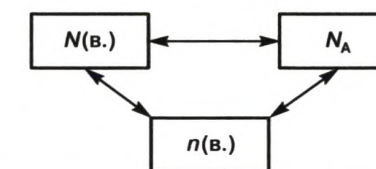
Масса вещества с примесью — масса вещества — массовая доля



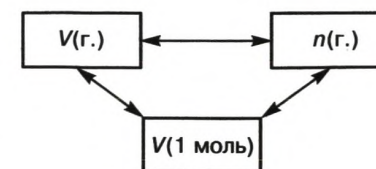
Количество вещества — объем раствора — молярная концентрация вещества



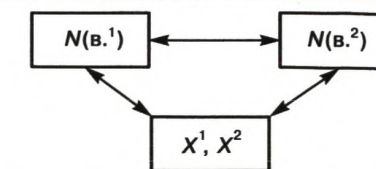
Число молекул вещества — число Авогадро — количество вещества



Объем газа — количество вещества газа — объем 1 моля газа



Количество исходного вещества — количество продукта реакции — стехиометрические коэффициенты



Газовые законы

Газовый закон	Формула
Закон Бойля	$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$
Закон Шарля	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Закон Гей-Люссака	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$
Объединенный закон	$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$
Уравнение состояния идеального газа (Менделеева-Клапейрона)	$pV = nRT$

p — давление газа
 V — объем газа
 n — количество вещества газа
 T — абсолютная температура в градусах Кельвина, $(T(K) = T\text{ }^\circ\text{C} + 273)$
 R — универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/(моль · К) = 0,0821 л · атм/(моль · К))

Внимание! Типичные ошибки:

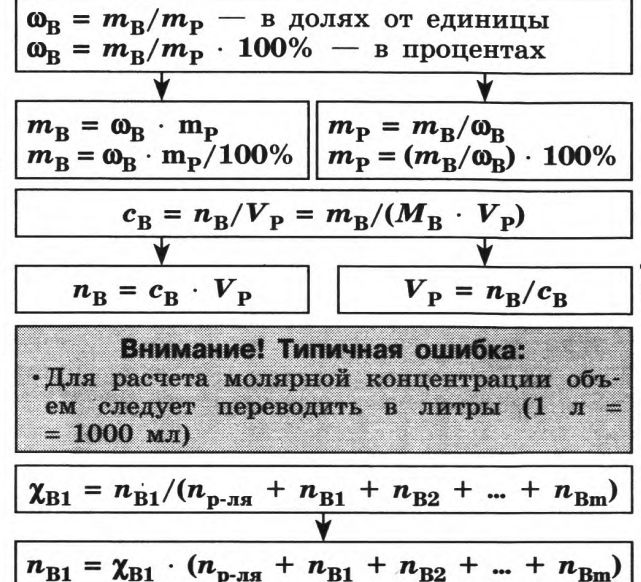
- Не забывайте переводить градусы по Цельсию в градусы по Кельвину
- Если размерность давления — атм, берется величина $R = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$

Растворы. Способы выражения концентрации

Массовая доля
 ω_B — массовая доля вещества
 m_P — масса раствора
 m_B — масса вещества

Молярная концентрация
 c_B — молярная концентрация вещества
 n_B — количество вещества
 V_P — объем раствора

Молярная доля
 χ_{B1} — молярная доля вещества 1
 n_{B1} — количество вещества 1
 $n_{P\text{-ля}}$ — количество вещества растворителя



Газовые законы

Закон Авогадро: $V_1/n_1 = V_2/n_2$

V_1, V_2, V — объем любого газа

Первое следствие закона Авогадро:

V_M — объем 1 моля любого газа

$V_M = 22,4 \text{ л/моль (н. у.)} \rightarrow V = V_M \cdot n$

n_1, n_2, n — количество вещества газа

Нормальные условия (н. у.): $p = 1 \text{ атм}; T = 273 \text{ К}$

D — относительная плотность газа 1 по газу 2

Второе следствие закона Авогадро:

$D = M_1/M_2$

M_1, M_2 — молярные массы газов 1 и 2

Внимание! Типичные ошибки:

- При заданных T и p объем 1 моля газа рассчитывается по уравнению состояния идеального газа. Значение 22,4 л/моль использовать нельзя!
- Уравнение для расчета объема относится только к газам. Нельзя применять для растворов!

Изменение массы веществ

Добавление вещества

$m_{\text{доб.}}(B)$ — масса добавленной порции вещества

$m_2(B) = m_1(B) + m_{\text{доб.}}(B)$

$m_2(P) = m_1(P) + m_{\text{доб.}}(B)$

$\omega_2(B) = m_2(B)/m_2(P)$

Повышение массовой доли

Добавление другого вещества

B^1 — исходное растворенное вещество
 B^2 — добавленное вещество

$m_2(P) = m_1(P) + m(B^2)$

$\omega_2(B^1) = m(B^1)/m_2(P)$
 $\omega_2(B^2) = m(B^2)/m_2(P)$

Повышение массовой доли

Объединение растворов с разными концентрациями

P_1 — исходный раствор
 $P_{\text{доб.}}$ — добавленный раствор
 P_2 — итоговый раствор

$V_2(P) = V_1(P) + V_{\text{доб.}}(P)$
 $m_2(P) = m_1(P) + m_{\text{доб.}}(P)$
 $m_2(B) = m_1(B) + m_{\text{доб.}}(B)$
 $\omega_2(B) = m_2(B)/m_2(P)$

Изменение концентрации (массовой доли) растворенного вещества

$$m(P) = V(P) \cdot \rho(P)$$

$m(P)$ — масса раствора
 $V(P)$ — объем раствора
 $\rho(P)$ — плотность раствора
 Индекс 1 — исходный раствор
 Индекс 2 — итоговый раствор
 P — раствор
 B — растворенное вещество

Изменение объема (массы) растворителя

Упаривание (удаление части растворителя)

$$V_2(P) = V_1(P) - V(H_2O)$$

$$m_1(P) = V_1(P) \cdot \rho_1(P)$$

$$m_2(P) = m_1(P) - m(H_2O)$$

$$\omega_2(B) = (m_1(B)/m_2(P)) \cdot 100\%$$

Повышение массовой доли

Разбавление (добавление растворителя)

$$V_2(P) = V_1(P) + V(H_2O)$$

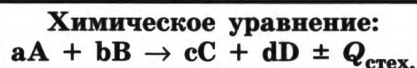
$$m_1(P) = V_1(P) \cdot \rho_1(P)$$

$$m_2(P) = m_1(P) + m(H_2O)$$

$$\omega_2(B) = (m_1(B)/m_2(P)) \cdot 100\%$$

Снижение массовой доли

Расчеты по термохимическим уравнениям



$Q_{\text{стех.}}$ — тепловой эффект реакции, если компоненты взяты в стехиометрических количествах
 Q — тепловой эффект реакции
 n_A, n_B, n_C, n_D — количества вещества компонентов реакции

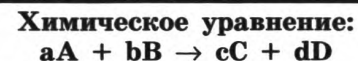
$$Q = Q_{\text{стех.}} \cdot n_A/a = Q_{\text{стех.}} \cdot n_B/b = Q_{\text{стех.}} \cdot n_C/c = Q_{\text{стех.}} \cdot n_D/d$$

$$\left. \begin{aligned} n_A &= a \cdot Q/Q_{\text{стех.}} \\ Q_{\text{стех.}} &= a \cdot Q/n_A \end{aligned} \right\} \text{справедливо для всех компонентов}$$

Внимание! Типичная ошибка:

• При арифметических действиях с отрицательным значением Q следует внимательно следить за знаком

Избыток-недостаток



Вещество A взято в избытке, если его количество больше стехиометрического: $n(A) > n(B) \cdot a/b$

Вещество A взято в недостатке, если его количество меньше стехиометрического: $n(A) < n(B) \cdot a/b$

Расчеты ведут по веществу, взятому в недостатке

Если в недостатке вещество A :
 $n(C) = n(A) \cdot c/a$
 $n(D) = n(A) \cdot d/a$

Содержание примеси в веществе

$m_{\text{прим.}}$ — масса примеси

$m_{\text{обр.}}$ — масса образца вещества

$\omega_{\text{прим.}}$ — массовая доля примеси

$\omega_{\text{прим.}} = m_{\text{прим.}}/m_{\text{обр.}}$
 $\omega_{\text{прим.}} = m_{\text{прим.}}/m_{\text{обр.}} \cdot 100\%$ — процентное содержание примеси

$m_{\text{прим.}} = \omega_{\text{прим.}} \cdot m_{\text{обр.}}$
 $m_{\text{прим.}} = \omega_{\text{прим.}} \cdot m_{\text{обр.}}/100\%$

Расчеты по формулам веществ

Химическое вещество: $A_xB_yC_z$. Массовая доля элемента в молекуле

$$\omega_A = A_A \cdot x/M$$

$$\omega_B = A_B \cdot y/M$$

$$\omega_C = A_C \cdot z/M$$

$$x = \omega_A \cdot M/A_A$$

$$y = \omega_B \cdot M/A_B$$

$$z = \omega_C \cdot M/A_C$$

$\omega_A, \omega_B, \omega_C$ — массовые доли элементов A, B, C
 A_A, A_B, A_C — атомные массы элементов A, B, C
 M — молярная масса вещества $A_xB_yC_z$
 x, y, z — число атомов элементов A, B, C в истинной формуле

$x_{\text{пр.}}, y_{\text{пр.}}, z_{\text{пр.}}$ — число атомов элементов A, B, C в простейшей формуле

$n_A : n_B : n_C$ — количество вещества элементов A, B, C

Если M неизвестна, то k определяется исходя из возможности существования соединения с данной брутто формулой

Установление истинной формулы органического вещества

$$M = A_A \cdot x/\omega_A = A_B \cdot y/\omega_B = A_C \cdot z/\omega_C$$

$$x = k \cdot x_{\text{пр.}}$$

$$y = k \cdot y_{\text{пр.}}$$

$$z = k \cdot z_{\text{пр.}}$$

$$M = k(x_{\text{пр.}} \cdot A_A + y_{\text{пр.}} \cdot A_B + z_{\text{пр.}} \cdot A_C)$$

$$k = M/(x_{\text{пр.}} \cdot A_A + y_{\text{пр.}} \cdot A_B + z_{\text{пр.}} \cdot A_C)$$

Установление простейшей формулы вещества

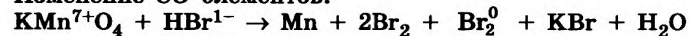
$$x_{\text{пр.}} : y_{\text{пр.}} : z_{\text{пр.}} = n_A : n_B : n_C$$

Уравнивание ОВР методом электронного баланса

Основное правило электронного баланса:
количество электронов, принятых окислителем, должно быть равно количеству электронов, отданных восстановителем

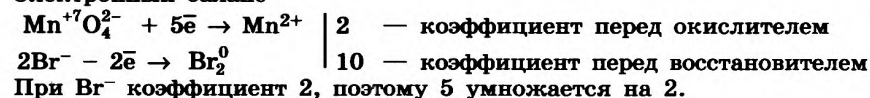
Пример: $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

Шаг 1: Изменение *СО* элементов:

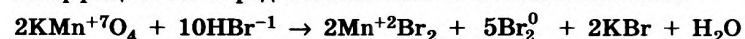


СО марганца понижается с +7 до +2 — это окислитель;
СО брома повышается с -1 до 0 — это восстановитель.

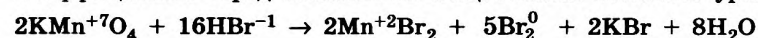
Шаг 2. Электронный баланс



Шаг 3. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем:



Шаг 4. Коэффициенты перед остальными веществами. Итоговое уравнение:



6 молекул HBr расходуется на образование солей, а кислород перманганата присутствует в составе воды.

Электродные процессы в водных растворах электролитов

Электрод	Природа ионов электролита	Электродный процесс
Катод	Катионы активных металлов*: Li, K, Ca, Na, Mg, Al	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$
	Катионы менее активных металлов: Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	$\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$
	Катионы неактивных металлов: Cu, Hg, Ag, Pt, Au	$\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$
Нерастворимый анод	Анионы бескислородных кислот: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} Исключение — F^- (на аноде выделяется кислород)	$2\text{X}^- - 2\text{e}^- = \text{X}_2^0$
	Кислородсодержащие ионы: NO_3^- , PO_4^{4-} , SO_4^{4-} , ClO_4^- и др.**	В щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ В кислой и нейтральной среде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
Растворимый анод	Любой анион	Окисление металла анода: $\text{Me}^0 - n\text{e}^- = \text{Me}^{n+}$

* Металлы перечислены в порядке их положения в ряду напряжений: активные и менее активные — до водорода, неактивные — после водорода.

** Исключение — анионы карбоновых кислот, которые окисляются по схеме:
 $2\text{R}-\text{COO}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{R}-\text{R} + 2\text{CO}_2$

Степень окисления углерода в органических соединениях

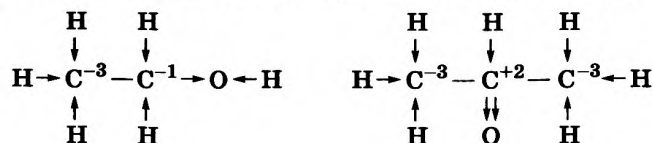
Определение *СО* углерода «методом стрелочек»

Соотношение ЭО С и Э	Смещение электронной пары
$\text{ЭO}_3 < \text{ЭO}_\text{C}$	$\text{Э} \rightarrow \text{C}$
$\text{ЭO}_3 > \text{ЭO}_\text{C}$	$\text{Э} \leftarrow \text{C}$
$\text{Э} = \text{C}$	Нет смещения

$$\text{CO} = x(\leftarrow) - x(\rightarrow)$$

$x(\leftarrow)$ — число электронных пар, оттянутых к углероду
 $x(\rightarrow)$ — число электронных пар, оттянутых к элементу
 ЭO_3 — электроотрицательность элемента, связанного с углеродом
 ЭO_C — электроотрицательность углерода

Примеры определения *СО* углерода «методом стрелочек»

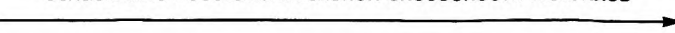


Электролиз

Закономерности изменения окислительных и восстановительных свойств в ряду напряжений металлов

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Be	Mn	Cr	Zn	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Sb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----	----	----

ослабление восстановительной способности металлов



ослабление окислительной способности катионов металлов в водном растворе



Важнейшие окислители: влияние среды на результат ОВР

Окислитель \ Среда	Кислая		Нейтральная		Щелочная	
	Продукт реакции	Цвет раствора или осадка	Продукт реакции	Цвет раствора или осадка	Продукт реакции	Цвет раствора или осадка
Перманганат калия KMnO_4 Mn^{7+}	Mn^{2+}	Бесцветный раствор	MnO_2 Mn^{4+}	Коричневый осадок	K_2MnO_4 Mn^{6+}	Зеленый раствор
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Cr^{6+}	Cr^{3+}	Сине-зеленый раствор	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ Cr^{3+}	Желто-зеленый осадок	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ Cr^{3+}	Светло-зеленый раствор

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

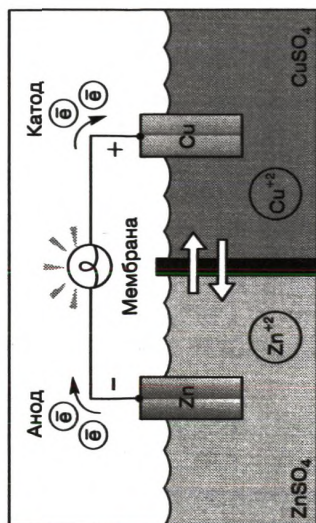
Восстановители	Окислители
Металлы, водород, углерод, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 и соли сернистой кислоты	Галогены, O_2 , O_3 , KMnO_4 , K_2MnO_4 , Соли хромовых кислот $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4
Бескислородные кислоты: HI , HBr , HCl , H_2S Соли металлов в низшей CO : SnCl_2 , FeSO_4 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	Кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , HClO_4 , HMnO_4
Соединения азота: HNO_2 , NH_3 , N_2H_4 , NO	Оксиды металлов в высшей или промежуточной CO : CuO , Ag_2O , PbO_2 , CrO_3 , MnO_2
Фосфористая кислота: H_3PO_3	Ионы благородных металлов: Ag^+ , Au^{3+}
Органические соединения: спирты, альдегиды, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза	Хлорид железа(III) FeCl_3 Гипохлориты, хлораты, перхлораты, Смесь кислот «царская водка»
Катод. при электролизе	Анод при электролизе

Важнейшие окислители и восстановители

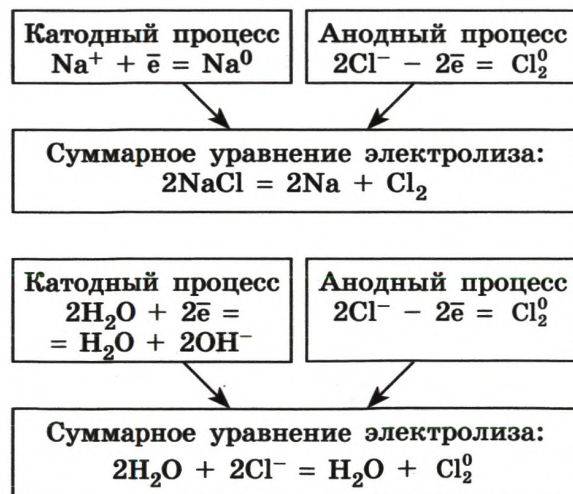
Элементы с постоянной степенью окисления		Степень окисления
Щелочные металлы	Li , Na , K , Rb , Cs , Fr	+1
Элементы II группы (кроме Hg)	Be , Mg , Ca , Sr , Ba , Ra , Zn , Cd	+2
Алюминий	Al	+3
Фтор	F	—

Электролиз расплавов и растворов электролитов

Электролиз расплава хлорида натрия:



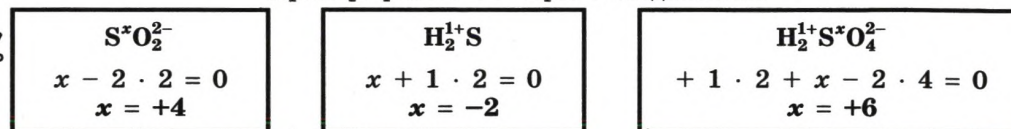
Электролиз водного раствора хлорида натрия:



Определение степени окисления элемента в молекуле

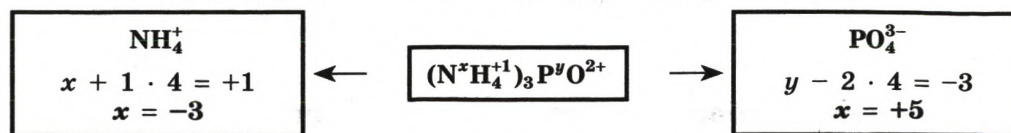
- 1) Принцип электронейтральности молекулы — в молекуле сумма степеней окисления всех атомов равна нулю
- 2) В уравнении для вычисления CO :
 - ✓ Записываются постоянные CO элементов
 - ✓ Переменная CO принимается за x
 - ✓ Сумма CO приравнивается к нулю

Пример: расчет CO серы в соединениях



- ✓ В случае двух неизвестных степеней окисления расчет ведут по ионам
- ✓ Сумма степеней окисления атомов в ионе равна заряду иона.

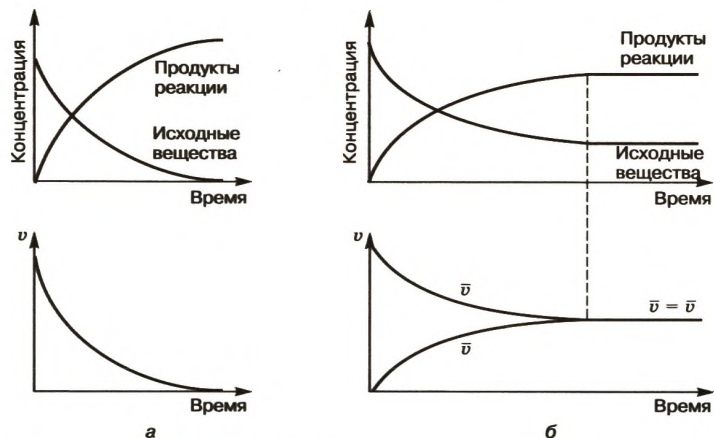
Пример: расчет CO азота и фосфора в фосфате аммония



Химическое равновесие

Принцип Ле Шателье:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы это воздействие нейтрализовать



Условные обозначения, принятые в химии, и размерности величин

Давление	p	мм рт. ст.; Па, кПа; атм 1 Атм = 101,325 кПа = 101325 Па = = 760 мм рт. ст.
Количество вещества	n	моль, кмоль, ммоль, мкмоль 1 моль = 10^3 ммоль = 10^6 мкм
Концентрация	c	моль/л, ммоль/л; г/л, мг/л 1 моль/л = 10^3 ммоль/л; 1 г/л = 10^3 мг/л
Масса	m	г, кг, мг, мкг 1 г = 10^{-3} кг = 10^3 мг = 10^6 мкг
Массовая доля	ω	доли единицы, %
Молярная масса	M	г/моль
Мольная доля	χ	доли единицы, %
Объем	V	л, мл 1 л = 1000 мл
Объемная доля	φ	доли единицы, %
Относительная атомная масса	A_r	безразмерная величина
Относительная плотность	D	безразмерная величина
Плотность	ρ	г/л = г/дм ³ (для газов); г/мл = г/см ³
Растворимость	s	г на 100 г воды; г/л; моль/л
Температура	T	°С; К
Теплота	Q	Дж, кДж; кал, ккал 1 Дж = 10^{-3} кДж; 1 ккал = 10^{-3} ккал

Основные факторы, влияющие на положение равновесия

Изменение параметра	Вид реакции	Смещение равновесия
$p \downarrow$	$V_{\text{исх.}} > V_{\text{прод.}}$	←
	$V_{\text{исх.}} < V_{\text{прод.}}$	→
$p \uparrow$	$V_{\text{исх.}} > V_{\text{прод.}}$	←
	$V_{\text{исх.}} < V_{\text{прод.}}$	→
$T \downarrow$	$Q > 0$	→
	$Q < 0$	←
$T \uparrow$	$Q > 0$	←
	$Q < 0$	→
$c_{\text{исх.}} \uparrow$	Все реакции	→
$c_{\text{исх.}} \downarrow$		←
$c_{\text{прод.}} \uparrow$		←
$c_{\text{прод.}} \downarrow$		→

↑ — повышение значения параметра
↓ — понижение значения параметра
 $c_{\text{исх.}}$ — концентрация любого исходного вещества
 $c_{\text{прод.}}$ — концентрация любого продукта реакции
 $V_{\text{исх.}}$ — объем всех исходных газов
 $V_{\text{прод.}}$ — объем всех газообразных продуктов
 Q — тепловой эффект реакции

Внимание! Типичная ошибка:
• При оценке влияния давления мы должны учитывать только газообразные продукты.

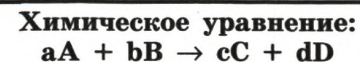
Множители и приставки для образования кратных и дольных единиц измерения

Множитель	Приставка	Обозначение	Множитель	Приставка	Обозначение
10	дека	да	0,1	деци	д
10^2	гекто	г	10^{-2}	санци	с
10^3	кило	к	10^{-3}	милли	м
10^6	мега	М	10^{-6}	микро	мк
10^9	гига	Г	10^{-9}	нано	н
10^{12}	тера	Т	10^{-12}	пико	п

Тривиальные названия веществ

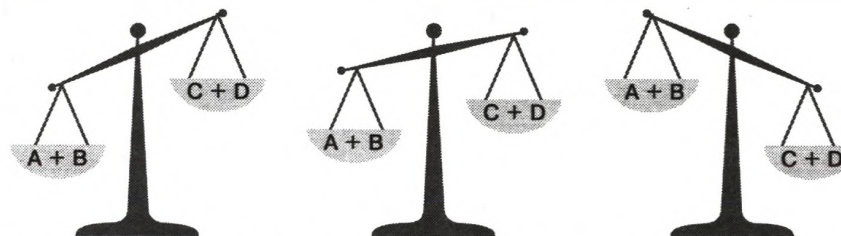
Формула вещества или смеси веществ	Название вещества по номенклатуре	Тривиальное название
NaOH	Гидроксид натрия	Едкий натр, каустик, каустическая сода
KOH	Гидроксид калия	Едкий кали
NaCl	Хлорид натрия	Каменная (поваренная соль)
NaNO ₃	Нитрат натрия	Чилийская селитра, натриевая селитра
NaHCO ₃	Гидрокарбонат натрия	Питьевая (пищевая) сода
Na ₂ CO ₃	Карбонат натрия	Кальцинированная сода
K ₂ CO ₃	Карбонат калия	Поташ
KNO ₃	Нитрат калия	Калийная селитра
KClO ₃	Хлорат калия	Бертолетова соль
CaO	Оксид кальция	Негашеная известь
Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция	Гашеная известь, белильная известь
CaCO ₃	Карбонат	Мел, мрамор, известняк, кальцит
CaSO ₄ · 2H ₂ O	Сульфат кальция дигидрат	Гипс
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ · H ₂ O	Кальций дигидрофосфат гидрат	Двойной суперфосфат
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ · H ₂ O + CaSO ₄	Смесь кальций дигидрофосфат гидрата и сульфата кальция	Суперфосфат
Fe ₃ O ₄	Оксид железа(II, III)	Магнетит, железная окалина
FeS ₂	Дисульфид железа(II)	Пирит, железный колчедан
CuSO ₄ · 5H ₂ O	Сульфат меди(II) пентагидрат	Медный купорос
HgCl ₂	Хлорид ртути(II)	Сулема
NH ₄ Cl _(водн.)	Хлорид аммония	Нашатырь
NH ₄ OH _(водн.)	Гидроксид аммония	Нашатырный спирт
CO + H ₂	Смесь оксида углерода(II) и водорода	Водяной газ, синтез-газ
H ₂ + O ₂	Смесь водорода и кислорода	Гремучий газ
N ₂ O	Оксид азота(I)	Веселящий газ
NO ₂	Оксид азота(IV)	Лисий хвост, бурый газ
NH ₄ NO ₃	Нитрат аммония	Аммиачная селитра
SO ₃	Оксид серы(VI)	Серный ангидрид
SO ₂	Оксид серы(IV)	Сернистый газ, сернистый ангидрид
CO	Оксид углерода(II)	Угарный газ
CO ₂	Оксид углерода(IV)	Углекислый газ
SiO ₂	Оксид кремния(IV)	Кремнезем

Равновесные концентрации веществ

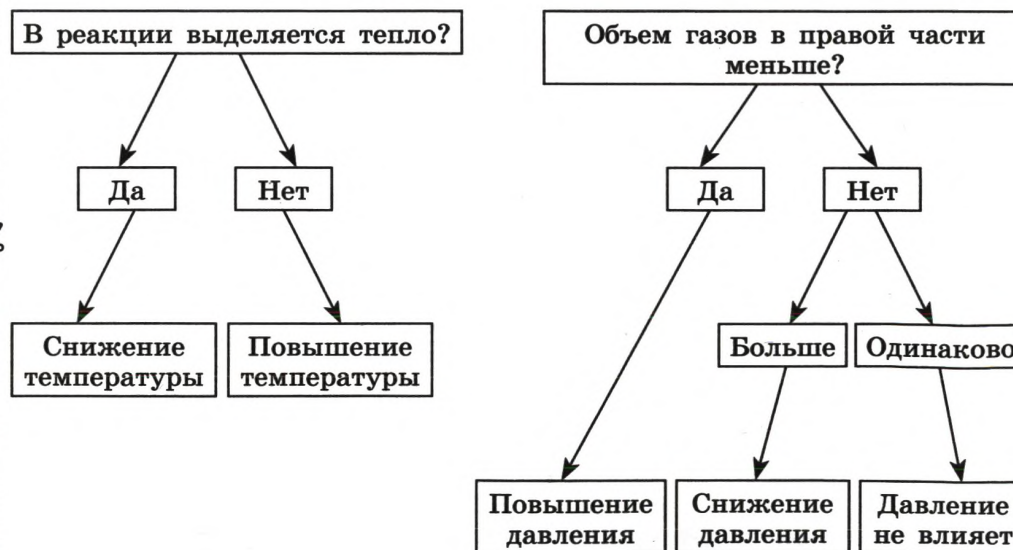


Компонент	A	B	C	D
Исходная концентрация	c_A	c_B	0	0
Изменение концентрации (ΔC)	$-x$	$-x \cdot b/a$	$+x \cdot c/a$	$+x \cdot d/a$
Равновесная концентрация	$c_A - x$	$c_B - x \cdot b/a$	$x \cdot c/a$	$x \cdot d/a$

Смещение равновесия — масса исходных веществ и продуктов реакции на воображаемых весах



Определение воздействия на систему для смещения равновесия вправо



Учебное издание

**Якушева Дина Эдуардовна
Зубарев Михаил Павлович
Елохов Александр Михайлович
Полковников Игорь Сергеевич**

ХИМИЯ.

ЛАЙФХАКИ ДЛЯ ПОНИМАНИЯ И УСПЕШНОЙ СДАЧИ ЕГЭ

**Ведущий редактор *А. С. Золотова*
Художник *М. А. Владимирская*
Разработка макета: *Т. Ю. Федорова*
Технический редактор *Т. Ю. Федорова*
Корректор *Н. А. Карелина*
Компьютерная верстка: *В. И. Савельев***

**Подписано в печать 19.07.24. Формат 70×100/16.
Усл. печ. л. 18,2. Заказ № ВЗК-03589-24.**

**Издательство «Лаборатория знаний»
125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3
Телефон: (499) 157-5272
e-mail: info@pilotLZ.ru, <http://www.pilotLZ.ru>**

**Отпечатано в АО «Первая Образцовая типография»,
филиал «Дом печати — ВЯТКА» в полном соответствии
с качеством предоставленных материалов.
610033, г. Киров, ул. Московская, 122.
Тел. (8332) 53-53-80, info@gipp.kirov.ru**

ИМЕЕТСЯ В ПРОДАЖЕ:



Ходарев Д. В. ЕГЭ. Химия : сборник типовых вариантов диагностических работ / Д. В. Ходарев. – 2-е изд. – 518 с. : ил.

В сборник включены 35 вариантов контрольно-измерительных материалов (КИМ), которые применяются в качестве диагностических работ в Ресурсном центре «Медицинский Сеченовский прединтерситет» ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И. М. Сеченова (Сеченовский Университет). Все варианты контрольно-измерительных материалов составлены с учётом особенностей и требований единого государственного экзамена по химии.

Помимо самих материалов для подготовки, в сборнике представлены:

- инструкция по выполнению заданий КИМ;
- ответы к заданиям части 1 экзаменационной работы;
- подробные решения заданий части 2 (высокого уровня сложности) экзаменационной работы;
- критерии оценивания;
- таблица индивидуальных достижений для контроля качества выполнения экзаменационных заданий.

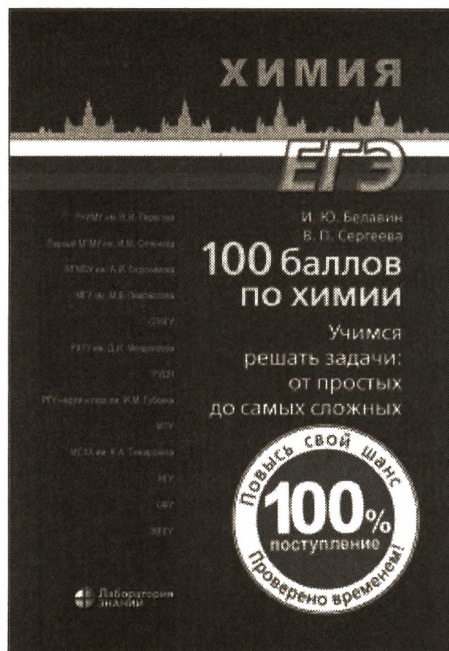
Пособие предназначено для старшеклассников и выпускников биолого-химических и медицинских классов для самоподготовки и самоконтроля, а также для учителей химии общеобразовательных учреждений.



УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ АБИТУРИЕНТОВ

ХИМИЯ

ИМЕЕТСЯ В ПРОДАЖЕ:



Белавин И. Ю. 100 баллов по химии. Учимся решать задачи: от простых до самых сложных : учебное пособие / И. Ю. Белавин, В. П. Сергеева. – 256 с. : ил.

Это пособие подготовлено сотрудниками кафедры химии РНИМУ им. Н. И. Пирогова, ведущего медицинского вуза страны. В книге приведены подробные методики решения основных типов задач, разобраны примеры различной сложности. Для самостоятельного решения собрано более 500 задач, охватывающих все разделы школьного курса химии углубленного уровня. Особое внимание уделено вопросам органической химии и химии природных биологических соединений. Комплексное использование этих пособий позволит повысить уровень своих знаний в области химии и получить высокий балл на выпускном экзамене для поступления на химические, биологические и медицинские факультеты вузов.

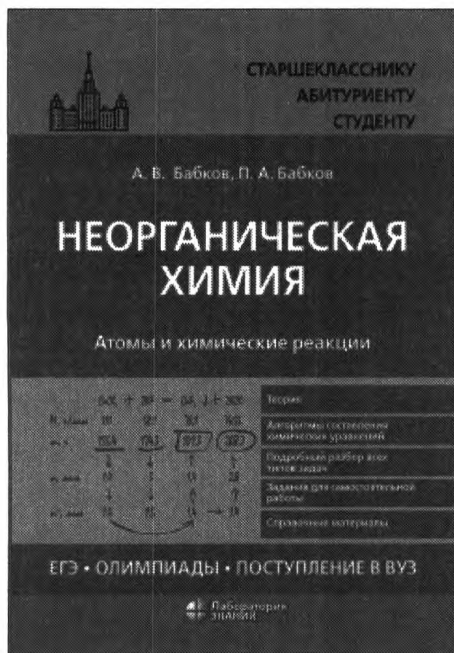
Книга ориентирована на учащихся старших классов общеобразовательных и специализированных школ, лицеев, гимназий, студентов колледжей, слушателей химических школ и подготовительных курсов, а также преподавателей химии для подготовки учащихся к сдаче ЕГЭ и участию в олимпиадах по химии.



УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ АБИТУРИЕНТОВ

ХИМИЯ

ИМЕЕТСЯ В ПРОДАЖЕ:



Бабков А. В. Неорганическая химия. Атомы и химические реакции: ЕГЭ, олимпиады, поступление в вуз : учебное пособие / А. В. Бабков, П. А. Бабков. – 380 с. : ил.

В этом пособии последовательно рассматривается весь комплекс вопросов, связанных с теорией химических реакций и атомами как микрочастицами вещества, сохраняющимися при любых химических превращениях. Оно ориентировано на углубленное изучение этих фундаментальных разделов химии; включает также современный подход к решению расчетных задач, позволяющий глубже понять принципиальную основу решения, и сократить запись решения. Также здесь имеется обширный справочный материал как в виде таблиц, так и в виде словаря химических терминов и понятий.

ИЗДАТЕЛЬСТВО
«ЛАБОРАТОРИЯ ЗНАНИЙ»



125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3
Телефон: (499) 157-5272
e-mail: info@pilotLZ.ru, <http://www.pilotLZ.ru>