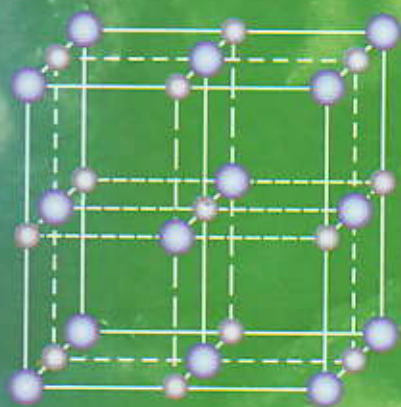


О. С. Габриелян

ХИМИЯ

8

КЛАСС



дрофа

Периодическая система химических

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ												
	I		II		III		IV		V				
1	H 1s ¹ Водород	1 1,00797											
2	Li 2s ¹ Литий	3 6,939	Be 2s ² Бериллий	4 9,0122	B 2s ² 2p ¹ Бор	5 10,811	C 2s ² 2p ² Углерод	6 12,01115	N 2s ² 2p ³ Азот	7 14,0067			
3	Na 3s ¹ Натрий	11 22,9898	Mg 3s ² Магний	12 24,312	Al 3s ² 3p ¹ Алюминий	13 26,9815	Si 3s ² 3p ² Кремний	14 28,088	P 3s ² 3p ³ Фосфор	15 30,9738			
4	K 4s ¹ Калий	19 39,102	Ca 4s ² Кальций	20 40,08	21 44,956	Sc 3d ¹ 4s ² Скандий	22 47,90	Ti 3d ² 4s ² Титан	23 50,942	V 3d ³ 4s ² Ванадий			
	29 63,546	Cu 3d ¹⁰ 4s ¹ Медь	30 65,37	Zn 3d ¹⁰ 4s ² Цинк	31 69,72	Ga 4s ² 4p ¹ Галлий	32 72,59	Ge 4s ² 4p ² Германий	33 74,9216	As 4s ² 4p ³ Мышьяк			
5	Rb 5s ¹ Рубидий	37 85,47	Sr 5s ² Стронций	38 87,62	39 88,905	Y 4d ¹ 5s ² Итрий	40 91,22	Zr 4d ² 5s ² Цирконий	41 92,906	Nb 4d ⁴ 5s ¹ Ниобий			
	47 107,868	Ag 4d ¹⁰ 5s ¹ Серебро	48 112,40	Cd 4d ¹⁰ 5s ² Кадмий	49 114,82	In 5s ² 5p ¹ Индий	50 118,69	Sn 5s ² 5p ² Олово	51 121,75	Sb 5s ² 5p ³ Сурьма			
6	Cs 6s ¹ Цезий	55 132,905	Ba 6s ² Барий	56 137,34	57 138,81	La* 5d ¹ 6s ² Лантан	72 178,49	Hf 4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Гафний	73 180,948	Ta 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал			
	79 198,987	Au 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото	80 200,59	Hg 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть	81 204,37	Tl 6s ² 6p ¹ Таллий	82 207,19	Pb 6s ² 6p ² Свинец	83 208,980	Bi 6s ² 6p ³ Висмут			
7	Fr 7s ¹ Франций	87 [223]	Ra 7s ² Радий	88 [226]	89 [227]	Ac** 6d ¹ 7s ² Актиний	104 [261]	Rf 5f ¹⁴ 6d ² 7s ² Резерфордий	105 [262]	Du 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Дубний			
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	R_2O		RO		R_2O_3		RO_2		R_2O_5				
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ							RH_4		RH_3				
* ЛАНТАНОИДЫ	58 140,12	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церий	59 140,907	Pr 4f ³ 5d ⁰ 6s ² Празеодим	60 144,24	Nd 4f ⁴ 5d ⁰ 6s ² Неодим	61 144,9126	Pm 4f ⁵ 5d ⁰ 6s ² Прометий	62 150,35	Sm 4f ⁶ 5d ⁰ 6s ² Самарий	63 151,96	Eu 4f ⁷ 5d ⁰ 6s ² Европий	64 157,25
** АКТИНОИДЫ	90 232,038	Th 5f ⁰ 6d ² 7s ² Торий	91 [231]	Pa 5f ² 6d ¹ 7s ² Протактиний	92 238,03	U 5f ³ 6d ¹ 7s ² Уран	93 [237]	Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² Нептуний	94 [242]	Pu 5f ⁶ 6d ¹ 7s ² Плутоний	95 [243]	Am 5f ⁷ 6d ⁰ 7s ² Америций	96 [244]

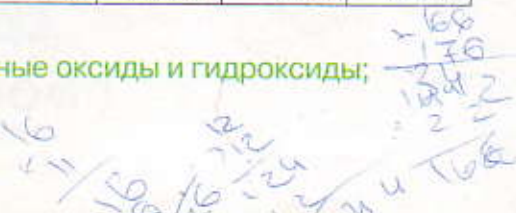
Красным цветом обозначены знаки неметаллов; зеленым — металлов, образующих летучие водородные соединения; черным — металлов, образующих высшие оксиды.

ких элементов Д. И. Менделеева

ЭЛЕМЕНТОВ

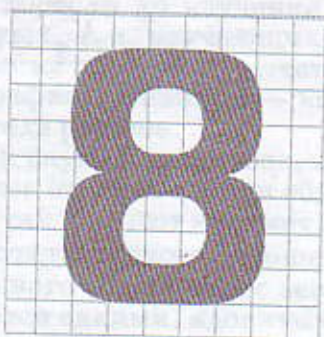
VI		VII		VIII							
		(H)		Символ элемента		Порядковый номер		He 2	4,0026		
O 8	F 9			Электронная конфигурация внешнего слоя	Na 3s ¹	11 22,9898		Ne 10	20,183		
				Название элемента	Натрий		Относительная атомная масса	Ar 18	39,948		
S 16	Cl 17	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28					
Se 34	Br 35							Kr 36	83,80		
Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46							
Te 52	I 53							Xe 54	131,30		
W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78							
Po 84	At 85							Rn 86	[222]		
Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110							
RO_3	R_2O_7	RO_4									
H_2R	HR										
Gd 65	Tb 66	Dy 67	Ho 68	Er 69	Tm 70	Yb 71	Lu 71				
Cm 97	Bk 98	Cf 99	Es 100	Fm 101	Md 102	No 103	Lr 103				

металлов, образующих амфотерные оксиды и гидроксиды;
основные оксиды и основания.



О. С. Габриелян

ХИМИЯ



КЛАСС

**Учебник
для общеобразовательных
учреждений**

*Рекомендовано
Министерством образования и науки
Российской Федерации*

15-е издание, стереотипное

МОСКВА



Дрофа

2009

УДК 373.167.1:54

ББК 24.1я72

Г12

Габриелян, О. С.

Г12 Химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений /
О. С. Габриелян. — 15-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2009. —
270, [2] с. : ил.

ISBN 978-5-358-06489-8

Учебник О. С. Габриеляна «Химия. 8 класс» содержит весь необходимый теоретический и практический материал для изучения курса химии в общеобразовательных учреждениях. Вместе с учебником «Химия. 9 класс» он составляет комплект, который может служить полным курсом химии для основной школы.

Учебник соответствует федеральному компоненту государственного стандарта основного общего образования по химии и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации».

УДК 373.167.1:54

ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-06489-8

© О. С. Габриелян, 1997

© ООО «Дрофа», 1997

© ООО «Дрофа», 2008, с изменениями

Предисловие

Дорогие ребята!

Вот вы и выросли до изучения химии — еще одной из естественных, т. е. изучающих природу, дисциплин. С некоторыми из предметов естественного цикла — биологией, географией, физикой — вы начали знакомиться на один-два года раньше.

Химия, как наука о веществах, включена в расписание уроков на более поздней стадии обучения в школе. И это не случайно, так как этот предмет требует к себе особого, взрослого и ответственного отношения, являющегося залогом безопасного обращения с веществами, ведь многие из них являются едкими, ядовитыми или огнеопасными.

При изучении химии и других естественных дисциплин широко используют такой важнейший метод познания, как **наблюдение**.



Наблюдение — это целенаправленное восприятие химических объектов (веществ и их свойств) с целью их изучения.

Для того чтобы наблюдение было плодотворным, необходимо соблюдать ряд условий.

1. Нужно четко определить предмет наблюдения, т. е. то, на что будет обращено внимание наблюдателя, — конкретное вещество, его свойства, то или иное превращение вещества и т. д.

2. Необходимо знать, зачем проводится наблюдение, т. е. четко сформулировать его цель.

3. Нужно составить план наблюдения. А для этого следует выдвинуть гипотезу (от греч. «предположение») о том, как будет происходить наблюдаемое явление. Гипотеза может быть выдвинута и в результате наблюдения, когда получен какой-то результат, который нужно объяснить.

Научное наблюдение отличается от наблюдения в житейском смысле этого слова. Как правило, научное на-

блюдение проводится в строго контролируемых условиях, причем условия эти можно изменять по желанию наблюдателя. Чаще всего такое наблюдение проводится в специальном помещении — лаборатории.



Исследование, которое проводят в строго контролируемых и управляемых условиях, называют экспериментом (от лат. «опыт», «проба»).

Эксперимент позволяет подтвердить или опровергнуть гипотезу. Так формулируется **вывод**.

Некоторые наблюдения неудобно или невозможно проводить непосредственно в природе, поэтому в изучении химии большую роль играет **моделирование**. В лабораторных условиях используют особые приборы, установки и предметы — модели (от лат. «образец»), в которых копируются только самые важные, существенные признаки и свойства объектов изучения.



Моделирование — это изучение объекта с помощью построения и изучения моделей, т. е. его заменителей, или аналогов.

Условно химические модели можно разделить на две группы: предметные (модели атомов, молекул, кристаллов, химических установок и т. д.) и знаковые, или символичные (символы химических элементов, формулы веществ, уравнения реакций и т. д.).

В нашем учебнике используются следующие символы, которыми следует руководствоваться при работе с ним.



Ключевые слова и словосочетания.



Вопросы и задания.



Правила и определения.

Желаю вам успехов в изучении химии — этой интересной и необходимой науки в жизни каждого человека.

Автор

§ 1 Предмет химии. Вещества

Вы начинаете знакомиться с новым учебным предметом — химией. А что изучает химия?



Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Что же принято называть веществом? Попробуйте сами ответить на этот вопрос. Подумайте, что общего между предметами — физическими телами, изображенными на рисунке 1. Верно, все они сделаны из стекла. Вот стекло и является веществом.



Вещество — это то, из чего состоят физические тела.



Рис. 1. Многие предметы (физические тела), используемые в химической лаборатории, изготовлены из одного и того же вещества (стекла)

Как вам известно из курса физики, многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Атомы так малы, что на острие иглы их может поместиться многие миллиарды. Тем не менее различают всего 110 видов атомов.



Определенный вид атомов называют химическим элементом.

Из отдельных изолированных атомов состоят такие вещества, как неон, аргон, криптон, гелий. Их еще называют благородными или инертными газами, потому что их атомы не соединяются друг с другом и почти не соединяются с атомами других химических элементов. Совсем другое дело — атомы водорода. Они могут существовать поодиночке (рис. 2, а), как на Солнце, которое более чем наполовину состоит из отдельных атомов водорода. Могут соединяться в молекулы по два атома (рис. 2, б), образуя самый легкий газ, который, как и химический элемент, называют водородом. Атомы водорода могут также соединяться с атомами других химических элементов. Например, два атома водорода, соединяясь с одним атомом кислорода (рис. 2, в), образуют хорошо известное вам вещество — воду.

Аналогично, понятие химический элемент кислород объединяет изолированные атомы кислорода, кислород —

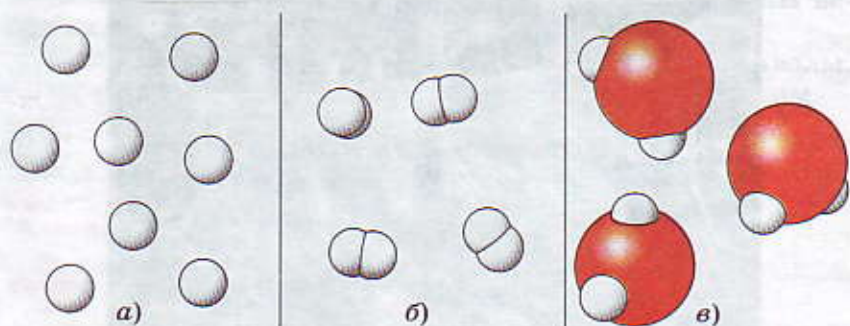


Рис. 2. Формы существования химического элемента водорода: а — атомы водорода; б — молекулы водорода; в — атомы водорода в молекуле воды

простое вещество, молекулы которого состоят из двух атомов кислорода, и атомы кислорода, входящие в состав сложных веществ. Так, в состав молекул углекислого газа входят атомы кислорода и углерода, в состав молекулы сахара — атомы углерода, водорода и кислорода.



Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называют **простыми**. Это, например, водород, кислород, благородные газы, железо, медь, алюминий.



Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называют **сложными**. Сложные вещества называют также **химическими соединениями**. Это, например, вода, углекислый газ, сахар, крахмал.

Следовательно, каждый химический элемент существует в трех формах: *свободные атомы, простые вещества и сложные вещества* (см. рис. 2).

Понятие *химический элемент* более широкое, и его не нужно путать с понятием *простое вещество*, особенно если названия их совпадают. Например, когда говорят о том, что в состав воды входит водород, то имеют в виду химический элемент, а когда говорят о том, что водород — экологически чистый вид топлива, то имеют в виду простое вещество.

Различные вещества отличаются друг от друга своими свойствами. Так, водород — это газ, очень легкий, без цвета, запаха, вкуса, имеет плотность $0,00009 \text{ г/см}^3$, кипит при температуре $-253 \text{ }^\circ\text{C}$, а плавится при температуре $-259 \text{ }^\circ\text{C}$ и т. д. Эти свойства вещества называют **физическими**.



Свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

Алмаз	10
Корунд	9
Топаз	8
Кварц	7
Ортоклаз	6
Апатит	5
Флюорит	4
Кальцит	3
Гипс	2
Тальк	1

Рис. 3. Шкала твердости Мооса

Описать физические свойства вещества можно, воспользовавшись следующим планом:

1. В каком агрегатном состоянии — газообразном, жидком или твердом — находится вещество при данных условиях?

2. Какого цвета вещество? Имеет ли оно блеск?

3. Имеет ли вещество запах?

4. Какова твердость вещества по относительной шкале твердости, которую еще называют шкалой Мооса (рис. 3)? (См. справочники.)

5. Проявляет ли вещество пластичность, хрупкость, эластичность?

6. Растворяется ли вещество в воде?

7. Какова температура плавления и температура кипения вещества? (См. справочники.)

8. Какова плотность вещества? (См. справочники.)

9. Обладает ли вещество тепло- и электропроводностью? (См. справочники.)

Зная свойства веществ, человек может использовать их с большей пользой для себя. Например, рассмотрим свойства и применение всем известного вещества алюминия (рис. 4).

Благодаря легкости и прочности алюминий и его сплавы применяют в самолето- и ракетостроении, недаром алюминий называют «крылатым металлом».

Легкость и хорошую электропроводность алюминия используют при изготовлении электрических проводов для линий электропередачи (ЛЭП).

Теплопроводность и неядовитость важны при изготовлении алюминиевой посуды.

Неядовитость и пластичность позволяют широко применять тоненькие листы алюминия — фольгу — в качестве упаковочного материала для шоколадных плиток, чая, маргарина, молока, соков и других продуктов.

Эти примеры иллюстрируют то, что из одного вещества — материала (алюминия) можно изготовить различные физические тела.

Алюминий способен гореть ослепительным пламенем (рис. 5), поэтому его используют при проведении



Рис. 4. Применение алюминия



Рис. 5. Горение алюминия — основа бенгальских огней и фейерверков

красочных фейерверков и изготовлении бенгальских огней (вспомните рассказ Н. Носова «Бенгальские огни»). При горении алюминий превращается в другое вещество — оксид алюминия.

1. Предмет химии. 2. Вещества простые и сложные. 3. Свойства веществ. 4. Химический элемент и формы его существования: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества, или соединения.



- 1 *Филео* (греч.) означает «люблю», *Фобос* — «боюсь». Дайте объяснение терминам «хемофилия» и «хемобия», отражающих резко противоположное отношение групп людей к химии. Кто из них прав? Обоснуйте свою точку зрения.
- 2 Обязательный атрибут бесконечного множества шпионских и прочих детективных произведений — цианистый калий, точнее, цианид калия, который обладает свойством парализовывать нервную систему, приводя тем самым жертву к мгновенной смерти. Приведите примеры свойств других веществ, которые используются в литературных произведениях.
- 3 Из приведенного перечня выпишите отдельно названия веществ и названия тел: медь, монета, стекло, стакан, ваза, керамика, проволока, алюминий. Воспользуйтесь подсказкой: к названию тела — существительному — можно подобрать относительное прилагательное, образованное от названия вещества, например: железо и гвоздь — железный гвоздь.
- 4 Выпишите качественные прилагательные: легкий, круглый, длинный, тяжелый, твердый, пахучий, растворимый, увесистый, вогнутый, мягкий, жидкий, прозрачный, — которые могут быть отнесены:
а) к веществам; б) к телам; в) и к телам, и к веществам.
- 5 Сравните понятия «простое вещество» и «сложное вещество». Найдите сходство и различие.
- 6 Определите, какие из веществ, модели молекул которых изображены на рисунке 6, относят:
а) к простым веществам; б) к сложным веществам.

- 7 Какое понятие более широкое: «химический элемент» или «простое вещество»? Дайте доказательный ответ.
- 8 Укажите, где о кислороде говорится как о химическом элементе, а где — как о простом веществе:
 а) кислород мало растворим в воде;
 б) молекулы воды состоят из двух атомов водорода и одного атома кислорода;
 в) в воздухе содержится 21% кислорода (по объему);
 г) кислород входит в состав углекислого газа.
- 9 Укажите, где о водороде говорится как о простом веществе, а где — как о химическом элементе:
 а) водород входит в состав большинства органических соединений;
 б) водород — самый легкий газ;
 в) водородом заполняют воздушные шары;
 г) молекула метана содержит четыре атома водорода.
- 10 Рассмотрите связь между свойствами вещества и его применением на примере:
 а) стекла; б) полиэтилена; в) сахара; г) железа.

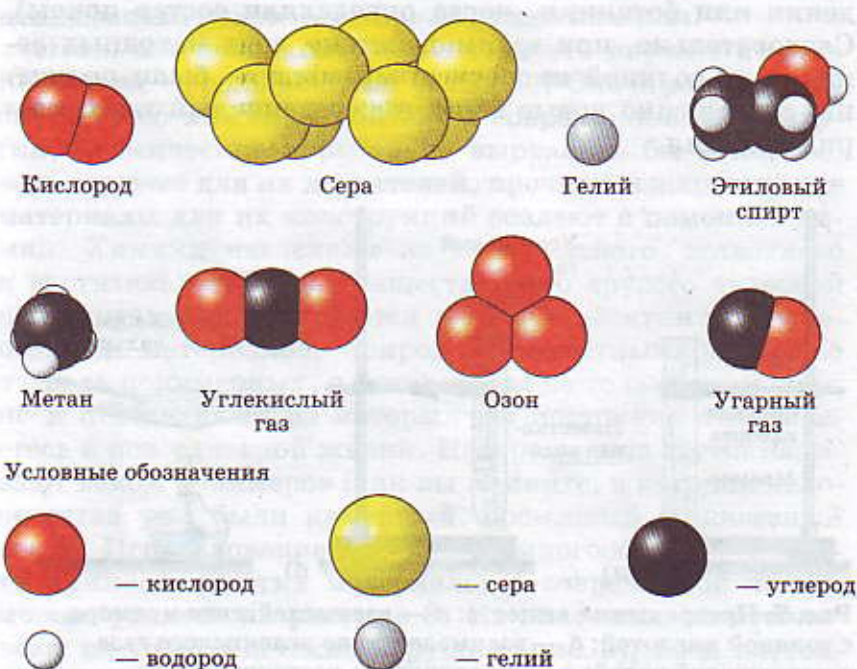


Рис. 6. Модели молекул некоторых веществ

§ 2

Превращения веществ. Роль химии в жизни человека

Нальем в пробирку 2 мл соляной кислоты и опустим в нее небольшой кусочек мрамора. Раствор сразу «закипает» — в нем появляются пузырьки газа (рис. 7, *а*), а кусочек мрамора постепенно уменьшается и затем совсем растворится. Пропустим образующийся газ через прозрачный раствор известковой воды. Она мутнеет (рис. 7, *б*). Вы, наверное, помните из курса природоведения, что так распознают углекислый газ. Если взять раствор, получившийся в результате взаимодействия мрамора и соляной кислоты, и выпарить несколько капель его в фарфоровой чашечке или на пластинке, то они покроются беловатым налетом минеральной соли (рис. 7, *в*) — хлорида кальция (вспомните аналогичную операцию, которую вы делали на уроках природоведения или ботаники, когда определяли состав почвы). Следовательно, при взаимодействии двух исходных веществ — соляной кислоты и мрамора — были получены совершенно новые вещества: углекислый газ и хлорид кальция.



Рис. 7. Превращения веществ: *а* — взаимодействие мрамора с соляной кислотой; *б* — взаимодействие углекислого газа с известковой водой; *в* — выпаривание раствора хлорида кальция



Явления, в результате которых из одних веществ образуются другие, называют **химическими явлениями** или **химическими реакциями**.

К химическим явлениям относят горение веществ, коррозию металлов (ржавление железа), помутнение известковой воды при пропускании через нее углекислого газа.



Явления, в результате которых изменяются размеры, форма тел или агрегатное состояние веществ, но состав их остается постоянным, называют **физическими явлениями**.

Например, испарение и замерзание воды, распространение запаха духов — это физические явления.

Итак, мы познакомились с тем, что изучает химия. Какова же ее роль в жизни человека? Она огромна. Если бы не было химии, не было бы современной металлургии, космические корабли не вырвались бы в космос, ведь горючее для их двигателей, прочные и жаростойкие материалы для их конструкций создают с помощью химии. Химики извлекают из минерального, животного и растительного сырья вещества одно другого чудесней и удивительней. Рождаются тысячи и десятки тысяч веществ и материалов, природе неизвестных, в первую очередь полимерных, о которых вы не только слышали, но и с изделиями из которых вы постоянно сталкиваетесь в повседневной жизни. Недаром наше время называют веком полимеров (как вы помните, в истории человечества уже были каменный, бронзовый и железный века). Использование пластмасс многообразно. Области применения этих материалов в современной жизни можно увидеть на рисунке 8. Из пластмасс изготавливают не только детские игрушки (рис. 9), но и настоящие детали и конструкции. Кроме полимеров, к которым относятся и синтетические волокна, и удивитель-

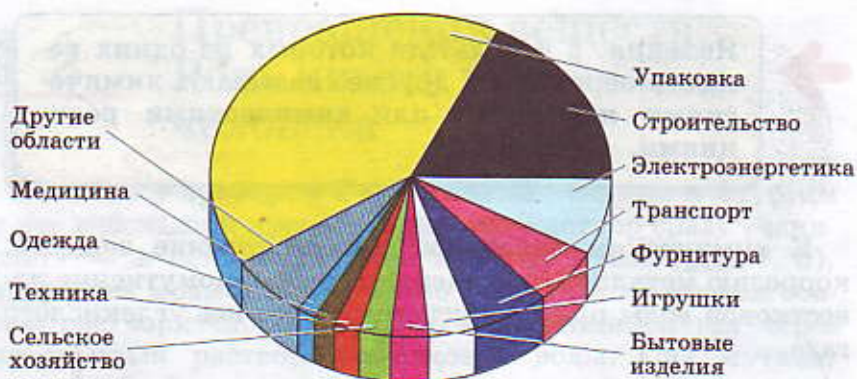


Рис. 8. Области применения пластмасс

ные пластмассы, химия создает и моющие средства, и минеральные удобрения, и средства защиты растений, и волшебные лекарства, и многое, многое другое. С помощью химии человек получает вещества с заранее заданными свойствами, а из них производят продукты питания, одежду, обувь, технику, транспорт, современные средства связи и т. д.

Химическая промышленность развивается в настоящее время гораздо быстрее, чем любая другая, и в наибольшей степени определяет научно-технический прогресс (рис. 10). Как никогда по-современному звучат слова великого русского ученого М. В. Ломоносова, сказанные им еще в XVIII в.: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...»



Рис. 9. Из пластмасс изготавливают различные предметы и конструкции

Однако производство таких нужных человеку продуктов химической промышленности, как металлы, пластмассы, серная кислота, аммиак, сода, этилен, нефтепродукты и многие другие, сопровождается загрязнением окружающей среды

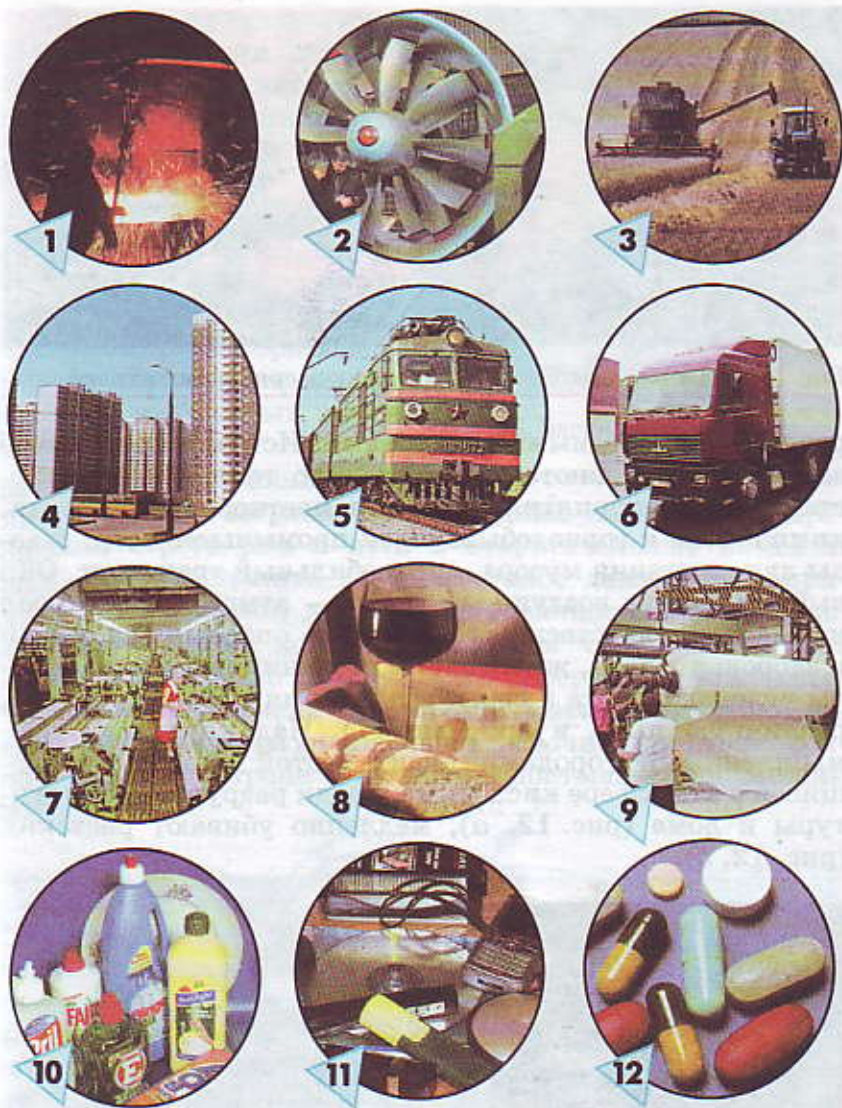


Рис. 10. Химическая промышленность и научно-технический прогресс: 1 — металлургия; 2 — машиностроение; 3 — сельское хозяйство; 4 — строительство; 5, 6 — транспорт; 7 — текстильная промышленность; 8 — пищевая промышленность; 9 — целлюлозно-бумажная промышленность; 10 — производство моющих средств; 11 — производство товаров народного потребления; 12 — фармацевтическая промышленность



Рис. 11. Химический завод — источник загрязнения атмосферы

различными вредными веществами. Источниками такого загрязнения являются прежде всего тепловые электростанции, предприятия черной и цветной металлургии, химической и горнодобывающей промышленности, заводы для сжигания мусора, автомобильный транспорт. Они выбрасывают в воздушный океан — атмосферу, которая не знает государственных границ, — опасные для жизни и здоровья людей, животных и растений вещества: оксиды углерода, азота и серы, соединения металлов, хлора, различную пыль и др. (рис. 11). Над крупными промышленными городами висит густой смог. Образующиеся в атмосфере кислотные дожди разрушают скульптуры и дома (рис. 12, *а*), медленно убивают растения (рис. 12, *б*).



а)



б)

Рис. 12. Результат действия кислотных дождей:
а — на скульптуру; *б* — на растения

Шлаки металлургических производств и отвалы горнодобывающей промышленности занимают большие площади плодородной пахотной земли. А сколько природной воды становится непригодной для питья и жизни населяющих ее живых организмов из-за сбрасываемых в водоемы промышленных и бытовых сточных вод (рис. 13)!



Рис. 13. Загрязненные сточные воды

Неутилизированные бытовые отходы загрязняют природные ландшафты, превращая берега рек и луга в отвратительные помойки (рис. 14). Уменьшить такое жестокое давление на природу отчасти может дифференцированное складирование мусора в разные контейнеры, с тем чтобы потом этот мусор можно было отправить на переработку в нужные и полезные человеку вещества и материалы. Пока же сортировку мусора производят рабочие на столь редких в нашей стране мусороперерабатывающих заводах (рис. 15).



Рис. 14. Свалка бытовых отходов



Рис. 15. Сортировка мусора на мусороперерабатывающем заводе

Следовательно, достижения химии — это не только благо, это и химическое оружие, и загрязнение окружающей среды, и озоновые дыры, и повышенное содержание нитритов и нитратов в продуктах питания, и ряд других проблем. Виновны в этих бедах люди, использующие достижения химии во вред себе и нашему общему дому — планете Земля. Делают они это иногда сознательно, но очень часто просто от химической неграмотности. Понятно поэтому, как важно современному человеку знать и правильно использовать достижения современной химии.

1. Химические явления, или реакции. 2. Физические явления. 3. Достижения химии и их правильное использование.

?

1

Приведите несколько примеров хорошо известных вам химических и физических явлений.

2

Стальные детали в результате длительного пребывания во влажной атмосфере покрываются ржавчиной. Как называют это явление? К физическим или химическим явлениям вы его отнесете? Почему?

- 3 Почему процессы горения веществ относят к химическим? Приведите примеры практического применения процессов горения.
- 4 Назовите вещества, применяемые вами в быту, но не встречающиеся в живой и неживой природе.
- 5 Приведите примеры веществ, используемых при создании автомобиля, и химических реакций, протекающих при его эксплуатации.

§ 3 Краткий очерк истории развития химии

Химия — очень древняя наука.

Химическое производство существовало уже за 3—4 тыс. лет до н. э. В Древнем Египте умели выплавлять из руд металлы (железо, свинец, медь, олово, сурьму), получать их сплавы, применяли золото, серебро, производили стекло, керамику, пигменты, краски, духи, египтяне были непревзойденными строителями и скульпторами (рис. 16). Первыми учеными-химиками были египетские жрецы. Они владели многими до сих пор не разгаданными химическими секретами. К ним, например, относятся приемы бальзамирования тел умерших фараонов и знати, а также способы получения некоторых красок. Так, изготовленные древними египетскими мастерами голубые и синие краски найденных при раскопках сосудов продолжают оставаться яркими, хотя со времени их изготовления прошло несколько тысяч лет.

Некоторые химические производства существовали в древности в Греции, Месопотамии, Индии, Китае.

В III в. до н. э. уже был собран и описан значительный экспериментальный материал. Например, в знаменитой Александрийской библиотеке, которая считалась одним из семи чудес света и насчитывала 700 тысяч рукописных книг, хранились и многие труды по химии. В них были описаны такие процессы, как прокаливание, возгонка, перегонка, фильтрование и др.

Накопленные отдельные химические сведения за много веков позволяли сделать и некоторые обобщения о природе веществ и явлений. Например, греческий философ Демокрит, живший в V в. до н. э., впервые высказал

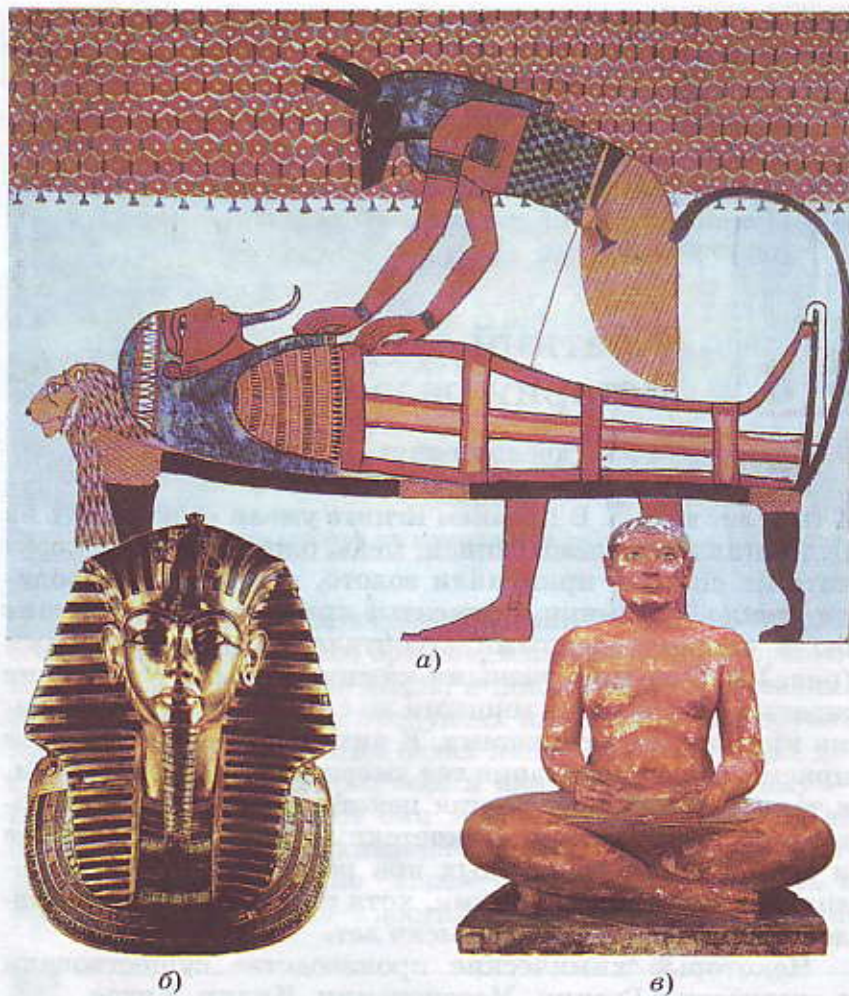


Рис. 16. Химия в Древнем Египте: *а* — бальзамирование; *б* — посмертная золотая маска египетского фараона Тутанхамона; *в* — скульптура, изготовленная древним мастером

мысль о том, что все тела состоят из мельчайших, невидимых, неделимых и вечно движущихся твердых частиц материи, которые он назвал *атомами*. Аристотель в IV в. до н. э. считал, что в основе окружающей природы лежат четыре стихии, которым свойственны четыре основных качества: теплота и холод, сухость и влажность (рис. 17). Эти четыре качества, по его мнению, могли

быть отделены от стихий или прибавлены к ним в любом количестве.

Учение Аристотеля явилось идейной основой развития отдельной эпохи в истории химии, эпохи так называемой *алхимии*. В середине VII в. н. э. знания египтян и греков в области химии восприняли арабы; многие сведения по химии они заимствовали у сирийцев и китайцев.

Происхождение слова *химия* спорно. *Хеми* — на коптском языке означает «черный, тайный». Это слово для народов, населявших пустыню, совпадало с обозначением самого Египта, ибо черная, плодородная земля долины Нила сильно отличалась от желтой почвы пус-

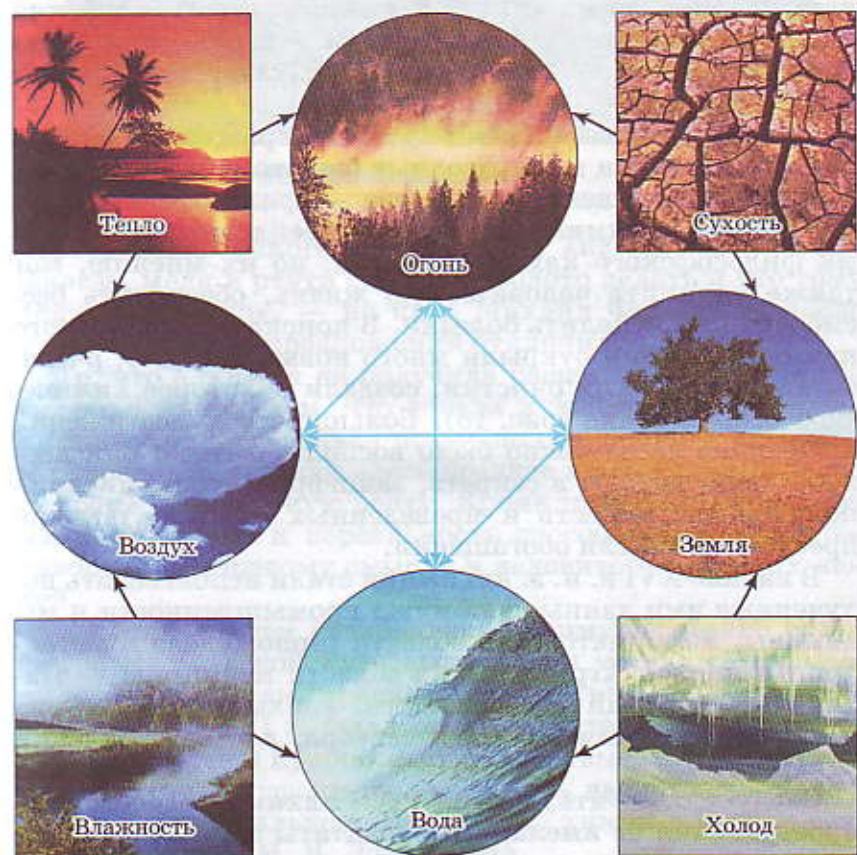


Рис. 17. Диаграмма Аристотеля «Четыре стихии и их взаимодействие»

тыни. Таким образом, для арабов химия стала *наукой черной земли*. Арабы снабдили это слово еще своей арабской приставкой *ал*, и таким образом сформировалось слово *алхимия*. Алхимия — это средневековое название химии, данное арабами. Однако, может быть, представление о чем-то черном относилось не только к цвету почвы, но также и к самой сути этой науки — темному и таинственному в те времена.

Другое толкование слова химия происходит от греческого глагола *хюма* — «выливать», поскольку оно связано с металлургией — одной из первых по времени отраслей химии.

Как можно заметить, выяснение этимологии (происхождения) химических терминов имеет глубокий смысл — оно помогает понять или историю, или практическое значение того, что обозначают химическим термином.

Цель алхимии — поиски путей превращения неблагородных металлов в благородные (золото и серебро) с помощью воображаемого вещества — философского камня. Многие алхимики занимались бесплодными поисками философского камня, который, по их мнению, мог также удлинить человеческую жизнь, обеспечить бессмертие или исцелить болезни. В поисках философского камня алхимики открыли много новых веществ, разработали способы их очистки, создали некоторое химическое оборудование (рис. 18). Большинство достижений алхимиков невозможно было воспользоваться: они держали свои методы в секрете, зашифровывали описания полученных веществ и проведенных опытов, так как преследовали цели обогащения.

В начале XVI в. н. э. алхимики стали использовать полученные ими данные для нужд промышленности и медицины. Реформатором в области горного дела и металлургии явился **Агрикола**, а в области медицины — **Парацельс**, который указывал, что «цель химии состоит не в изготовлении золота и серебра, а в изготовлении лекарств».

Следует отметить, что на Руси алхимия особого распространения не имела, хотя трактаты алхимиков были известны, а некоторые даже переведены на церковнославянский язык. Мало того, Московскому двору немецкий алхимик Ван Гейден предлагал свои услуги по пригото-



Рис. 18. В алхимической лаборатории

лению философского камня — как «из свинца и олова, железа, меди и ртути серебро и золото делать и что тому делу пристойно», — но царь Михаил Федорович после «расспроса» эти предложения отклонил.

То, что алхимия не получила распространения на Руси, объясняется тем, что деньги и золото на Руси начали широко применяться позже по сравнению с западными странами, так как здесь позднее происходил переход с оброка на денежную ренту. Кроме того, мистицизм, туманность целей и нереальность способов алхимии противоречили здравому смыслу и деловитости русских людей.

Химия на Руси развивалась преимущественно самобытно. В Киевской Руси выплавляли металлы, производили стекло, соли, краски, ткани. При Иване Грозном в Москве в 1581 г. была открыта аптека. При Петре I были построены купоросные и квасцовые заводы, первые химические мануфактуры, а в Москве насчитывалось уже восемь аптек. Дальнейшее развитие химии в России связано с работами **М. В. Ломоносова**.

М. В. Ломоносов производил опыты с накаливанием металлов в запаянных сосудах. Этими опытами он до-

казал, что масса веществ, полученных в результате опыта, была точно такой же, что и масса веществ, вступивших в реакцию. На основании подобных опытов с точным взвешиванием веществ до и после реакции М. В. Ломоносов в 1748 г. впервые сформулировал важнейший закон химии — *закон сохранения массы веществ в химических реакциях*. В настоящее время этот закон формулируется так: *масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее*.

Несколько позже французский ученый Антуан Лавуазье, проводя аналогичные опыты с применением точных методов взвешивания, пришел к такому же выводу.

Значительный вклад в развитие химии внесли выдающиеся русские ученые — А. М. Бутлеров и Д. И. Менделеев.

А. М. Бутлеров в 1861 г. создал теорию строения органических соединений, которая позволила привести в систему знания об огромном числе органических соединений и без которой немислимы были бы современные успехи в создании новых полимерных материалов. Продолжателями идей А. М. Бутлерова стали выдающиеся русские ученые: В. В. Марковников, А. А. Зайцев, А. Е. Фаворский, Е. Е. Вагнер, С. В. Лебедев, Н. Д. Зелинский и многие другие.

Д. И. Менделеев на основании открытого им в 1869 г. Периодического закона (основополагающего закона естествознания) создал стройную научную классификацию химических элементов — Периодическую систему химических элементов, названную в его честь.

Точки зрения на происхождение слова «химия».

1. Хеми (египет.) — «черная» (земля). Это древнее название Египта, где зародилась наука химия.
 2. Кеме (египет.) — «черная» (наука). Алхимия как темная, дьявольская наука (сравнить с чернокнижием — колдовством, основанным на действии нечистой силы).
 3. Хюма (др.-греч.) — «литье металлов» (глагол «хео» — «лью»). Того же корня и греч. «хюмос» — «сок».
 4. Ким (др.-кит.) — «золото».
- Тогда химию можно толковать как златоделеие.



- 1 Изучив происхождение слова *химия*, составьте рассказ о химии и ее значении в истории древних цивилизаций.
- 2 Немецкий поэт Себастьян Брант в XV в. писал в сатирической поэме «Корабль дураков»:

Алхимия примером служит
Тому, как плутни с дурью дружат...
Сказал нам Аристотель вещей:
«Неизменяема суть вещи»,
Алхимик же в ученом бреде
Выводит золото из меди...

Дайте свою оценку этого отрывка.

- 3 Англичанин Бен Джонс в пьесе «Алхимик» (XVI—XVII вв.) писал:

...Сегодня
Я должен приготовить талисман,
Наш перл творения — философский камень...

Какие свойства приписывали алхимики философскому камню?

- 4 Сформулируйте закон сохранения массы веществ. Подумайте, почему при горении свечи ее масса постепенно уменьшается. Противоречит ли это наблюдение закону сохранения массы веществ?
- 5 Какими чертами русского характера, по вашему мнению, объясняется тот факт, что величайшие обобщения в химии были сделаны именно русскими химиками: М. В. Ломоносов открыл закон сохранения массы веществ, А. М. Бутлеров создал теорию строения органических соединений, а Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон и разработал Периодическую систему химических элементов?
- 6 Подготовьте небольшие сообщения (по выбору) о жизни и деятельности М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.
- 7 Назовите литературные произведения, в которых описаны опыты алхимиков и философский камень.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов

Гениального русского химика Д. И. Менделеева всю жизнь отличало стремление к познанию неведомого. Это стремление, а также глубочайшие и обширнейшие знания в сочетании с безошибочной научной интуицией и позволили Дмитрию Ивановичу разработать научную классификацию химических элементов — Периодическую систему в форме его знаменитой таблицы.

Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева можно представить в виде большого дома, в котором «дружно живут» абсолютно все химические элементы, известные человеку. Чтобы уметь пользоваться Периодической системой, необходимо изучить химический алфавит, т. е. знаки химических элементов. С их помощью вы научитесь писать слова — химические формулы, а на их основе сможете записывать предложения — уравнения химических реакций.

Каждый химический элемент обозначают собственным **химическим знаком**, или **символом**, который наряду с названием химического элемента записан в таблице Д. И. Менделеева. В качестве символов по предложению шведского химика Й. Берцелиуса были приняты в большинстве случаев начальные буквы латинских названий химических элементов. Так, водород (латинское название *Hydrogenium* — гидрогениум) обозначают буквой H (читают «аш»), кислород (латинское название *Oxygenium* — оксигениум) — буквой O (читают «о»), углерод (латинское название *Carboneum* — карбонеум) — буквой C (читают «цэ»).

На букву C начинаются латинские названия еще нескольких химических элементов: кальция (*Calcium*), меди (*Cuprum*), кобальта (*Cobaltum*) и др. Чтобы их различить, Й. Берцелиус предложил к начальной букве латинского названия добавлять еще одну из последующих букв названия. Так, химический знак кальция записы-

Р	15
	30,9738
Фосфор	

Свое название химический элемент № 15 фосфор получил за способность белого фосфора светиться в темноте



Рис. 19. Этимология названия элемента № 15 Периодической системы Д. И. Менделеева

вают символом Са (читают «кальций»), меди — Си (читают «купрум»), кобальта — Со (читают «кобальт»).

В названиях одних химических элементов отражены важнейшие свойства элементов, например, водород — *рождающий воду*, кислород — *рождающий кислоты*, фосфор — *несущий свет* (рис. 19) и т. д.

Другие элементы названы в честь небесных тел или планет Солнечной системы — селен и теллур (рис. 20) (от греч. *Селена* — Луна и *Теллурис* — Земля), уран, нептуний, плутоний.

Отдельные названия заимствованы из мифологии (рис. 21). Например, тантал. Так звали любимого сына Зевса. За преступления перед богами Тантал был сурово наказан. Он стоял по горло в воде, и над ним свисали ветви с сочными, ароматными плодами. Однако едва он хотел напиться, как вода утекала от него, едва желал уто-

Te	52
	127,60
Теллур	

В честь планеты Земля назван химический элемент № 52 теллур



Рис. 20. Этимология названия элемента № 52 Периодической системы Д. И. Менделеева

61 Pm

[145]

Прометий

В честь героя древнего мифа Прометей, подарившего людям огонь и обреченного за это на страшные муки (к нему, прикованному к скале, прилетал орел и клевал его печень), назван химический элемент № 61 прометий



Рис. 21. Этимология названия элемента № 61 Периодической системы Д. И. Менделеева

лить голод и протягивал руку к плодам — ветви отклонялись в сторону. Пытаясь выделить тантал из руд, химики испытали не меньше мучений.

Некоторые элементы были названы в честь различных государств или частей света. Например, германий, галлий (Галлия — старинное название Франции), полоний (в честь Польши), скандий (в честь Скандинавии), франций, рутений (Рутения — латинское название России), европий и америций. Вот элементы, названные в честь городов: гафний (в честь Копенгагена), лютеций (в старину Париж называли Лютеций), берклий (в честь города Беркли в США), иттрий, тербий, эрбий, иттербий (названия этих элементов происходят от Иттерби — маленького города в Швеции, где впервые был обнаружен минерал, содержащий эти элементы), дубний (рис. 22).

105 Db

[262]

Дубний

Химический элемент № 105 назвали в честь Центра международных ядерных исследований в г. Дубна Московской области



Рис. 22. Этимология названия элемента № 105 Периодической системы Д. И. Менделеева

101 Md

[256]

Менделевий

В честь великого
русского химика
Д. И. Менделеева,
открывшего
Периодический закон
и создавшего
Периодическую систему
химических элементов,
назвали химический
элемент № 101



Рис. 23. Этимология названия элемента № 101
Периодической системы Д. И. Менделеева

Наконец, в названиях элементов увековечены имена великих ученых: кюриев, фермиев, эйнштейний, менделевий (рис. 23), лоуренсий.

Каждому химическому элементу отведена в таблице Менделеева, в общем доме всех элементов, своя «квартира» — клетка со строго определенным номером. Глубокий смысл этого номера вам раскроется при дальнейшем изучении химии. Так же строго распределена и этажность этих «квартир» — периоды, в которых «живут» элементы. Как и порядковый номер элемента (номер «квартиры»), номер периода («этажа») таит в себе важнейшую информацию о строении атомов химических элементов. По горизонтали — «этажности» — Периодическая система делится на **семь периодов**:

1-й период включает в себя два элемента: водород H и гелий He;

2-й период начинается литием Li и оканчивается неоном Ne (8 элементов);

3-й период начинается натрием Na и оканчивается аргоном Ar (8 элементов).

Три первых периода, состоящие каждый из одного ряда, называют *малыми периодами*.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H								He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar

Периоды 4, 5 и 6-й включают по два ряда элементов, их называют *большими периодами*; 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й — 32 элемента.

4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
6	8	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn

7-й период — незаконченный, состоит пока только из одного ряда.

7	10	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt		
---	----	----	----	------	----	----	----	----	----	----	--	--

Обратите внимание на «подвальные этажи» Периодической системы — там «живут» по 14 элементов-близнецов, похожие по своим свойствам одни на лантан La, другие на актиний Ac, которые представляют их на верхних «этажах» таблицы: в 6-м и 7-м периодах.

* ЛАНТАНОИДЫ	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
** АКТИНОИДЫ	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ГРУППА
I
(H)
Li
Na
K
Cu
Rb
Ag
Cs
Au
Fr

ПОДГРУППЫ

главная побочная

По вертикали химические элементы, «живущие» в сходных по свойствам «квартирах», располагаются друг под другом в вертикальных столбцах — *группах*, которых в таблице Д. И. Менделеева восемь.

Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — *главной* и *побочной*. Подгруппу, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называют *главной подгруппой*. Подгруппу, в которую входят элементы только больших периодов, называют *побочной подгруппой*. Так, в главную подгруппу

I группы входят литий, натрий, калий, рубидий и франций — это подгруппа лития Li; побочная подгруппа этой группы образована медью, серебром и золотом — это подгруппа меди Cu.

Подобно тому как из элементов игры «Лего» ребенок может сконструировать огромное количество различных предметов (см. рис. 9 на с. 14), так и из химических элементов природа и человек создали окружающее нас многообразие веществ. Еще нагляднее другая модель: подобно тому как 33 буквы русского алфавита образуют различные комбинации, десятки тысяч слов, так и 110 химических элементов в различных сочетаниях создают более 20 миллионов наименований веществ.

Постарайтесь усвоить закономерности образования слов — химических формул, и тогда мир веществ откроется перед вами во всем своем красочном многообразии.

Но для этого вначале выучите следующие символы — буквы химических элементов (табл. 1).

НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Т а б л и ц а 1

Название химического элемента	Химический символ	Произношение химического символа
Азот	N	Эн
Алюминий	Al	Алюминий
Водород	H	Аш
Железо	Fe	Феррум
Калий	K	Калий
Кальций	Ca	Кальций
Кислород	O	О
Кремний	Si	Силициум
Магний	Mg	Магний
Марганец	Mn	Марганец
Медь	Cu	Купрум

Название химического элемента	Химический символ	Произношение химического символа
Натрий	Na	Натрий
Сера	S	Эс
Серебро	Ag	Аргентум
Углерод	C	Цэ
Фосфор	P	Пэ
Хлор	Cl	Хлор
Цинк	Zn	Цинк

1. Периодическая система химических элементов (таблица) Д. И. Менделеева. 2. Периоды большие и малые. 3. Группы и подгруппы — главная и побочная. 4. Символы химических элементов.



- 1 Пользуясь словарями (этимологическим, энциклопедическим и химических терминов), назовите важнейшие свойства, которые отражены в названиях химических элементов: бром Br, азот N, фтор F.
- 2 Подумайте, как в названии химических элементов титана и ванадия отражено влияние древнегреческих мифов.
- 3 Почему латинское название золота *Aurum* (аурум), а серебра — *Argentum* (аргентум)?
- 4 Расскажите историю открытия какого-либо (по вашему выбору) химического элемента и объясните этимологию его названия.
- 5 Запишите «координаты», т. е. положение в Периодической системе Д. И. Менделеева (номер элемента, номер периода и его вид — большой или малый, номер группы и ее тип — главная или побочная), для следующих химических элементов: кальций, цинк, сурьма, тантал, европий.

§ 5

Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы

Состав простых и сложных веществ химии всего мира отражают очень красиво и лаконично в виде химических формул. Химические формулы — это аналоги слов, которые записывают с помощью букв — знаков химических элементов.

Выразим с помощью химических символов состав самого распространенного вещества на Земле — воды. В молекулу воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Теперь переведем это предложение в химическую формулу, используя химические символы (водорода — H и кислорода — O). Число атомов в формуле запишем с помощью *индексов* — цифр, стоящих внизу справа от химического символа (индекс 1 для кислорода не пишут): H_2O (читают «аш-два-о»).

Формулы простых веществ водорода и кислорода, молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов, записывают так: H_2 (читают «аш-два») и O_2 (читают «о-два») (рис. 24).

Чтобы отразить число молекул, используют *коэффициенты*, которые пишут перед химическими формулами: например, запись $2CO_2$ (читают «два-цэ-о-два») означает две молекулы углекислого газа, каждая из которых состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.

Аналогично записывают коэффициенты, когда указывают число свободных атомов химического элемента. Например, нам нужно записать выражение: пять атомов железа и семь атомов кислорода. Делают это следующим образом: $5Fe$ и $7O$.

Размеры молекул, а тем более атомов настолько малы, что их невозможно рас-

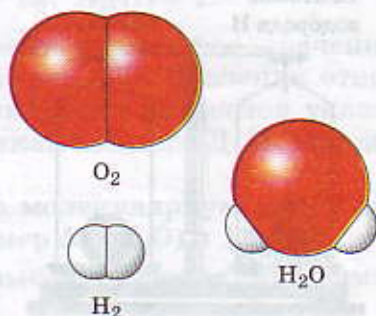


Рис. 24. Модели молекул и формулы кислорода, водорода и воды

смотреть даже в лучшие оптические микроскопы, дающие увеличение в 5—6 тысяч раз. Их невозможно рассмотреть и в электронные микроскопы, дающие увеличение в 40 000 раз. Естественно, что ничтожно малому размеру молекул и атомов соответствуют и ничтожно малые их массы. Ученые рассчитали, например, что масса атома водорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 001 674 г, что можно представить как $1,674 \cdot 10^{-24}$ г, масса атома кислорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 026 667 г, или $2,667 \cdot 10^{-23}$ г, масса атома углерода равна $1,993 \cdot 10^{-23}$ г, а масса молекулы воды равна $3,002 \cdot 10^{-23}$ г.

Давайте рассчитаем, во сколько раз масса атома кислорода больше массы атома водорода, самого легкого элемента:

$$\frac{2,6667 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{0,1674 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 16, \text{ т. е. в } 16 \text{ раз.}$$

Аналогично, масса атома углерода больше массы атома водорода в 12 раз:

$$\frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{0,1674 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 12 \text{ (рис. 25).}$$

Масса молекулы воды больше массы атома водорода в 18 раз (рис. 26). Эти величины показывают, во сколько раз масса атома данного химического элемента боль-

12 атомов
водорода Н 1 атом
углерода С

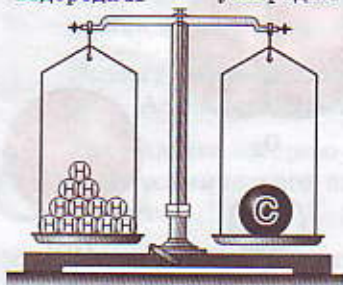


Рис. 25. Масса атома углерода равна массе 12 атомов водорода

18 атомов
водорода Н 1 молекула
воды Н₂O

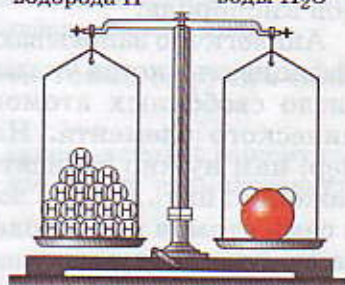


Рис. 26. Масса молекулы воды равна массе 18 атомов водорода

Н	1
	1,00797
Водород	

$$A_r(\text{H}) \approx 1$$

О	16
	15,9994
Кислород	

$$A_r(\text{O}) = 16$$

С	6
	12,01115
Углерод	

$$A_r(\text{C}) = 12$$



Рис. 27. Каждый элемент имеет свое значение относительной атомной массы

ше массы атома водорода, то есть являются относительными.

В настоящее время ученые-физики и ученые-химики придерживаются мнения, что **относительная атомная масса элемента** — это величина, показывающая, во сколько раз масса его атома больше $1/12$ массы атома углерода. Относительную атомную массу обозначают A_r , где r — начальная буква английского слова *relative*, что означает «относительный». Например,

$$A_r(\text{O}) = 16, A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{H}) = 1.$$

Каждый химический элемент имеет свое значение относительной атомной массы (рис. 27). Значения относительных атомных масс химических элементов указаны в соответствующих им клетках таблицы Д. И. Менделеева.

Аналогично относительную молекулярную массу вещества обозначают M_r , например $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$.

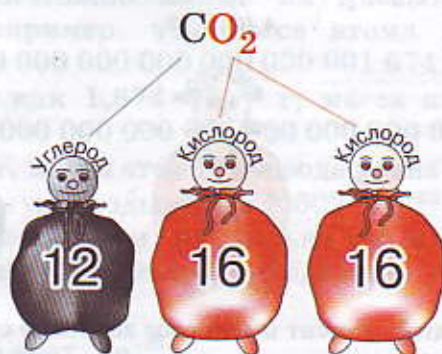
A_r и M_r — величины, которые не имеют единиц измерения.

Чтобы узнать относительную молекулярную массу вещества, не обязательно делить массу его молекулы на массу атома водорода. Нужно просто сложить относи-

тельные атомные массы элементов, образующих вещество, с учетом числа атомов, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18,$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44.$$



Химическая формула содержит важную информацию о веществе. Например, формула CO_2 показывает следующую информацию:

1. Конкретное вещество — углекислый газ.
2. Качественный состав — состоит из двух элементов: углерода и кислорода.
3. Тип вещества — сложное вещество.
4. Количественный состав вещества — в молекуле содержится 1 атом углерода и 2 атома кислорода.
5. Относительную молекулярную массу — $M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$.
6. Соотношение масс элементов в этом веществе: $m(\text{C}) : m(\text{O}) = 12 : 32 = 1 : 2,6$.
7. Массовые доли элементов в этом веществе, которые рассчитывают по формуле:

$$w(\text{Э}) = \frac{n \cdot A_r(\text{Э})}{M_r(\text{в-ва})},$$

где $w(\text{Э})$ — массовая доля элемента Э в веществе;

n — число атомов элемента Э в веществе;

$A_r(\text{Э})$ — относительная атомная масса элемента Э;

$M_r(\text{в-ва})$ — относительная молекулярная масса вещества.

Рассчитаем массовые доли элементов углерода и кислорода в углекислом газе.

$$w(\text{C}) = \frac{1 \cdot 12}{44} = 0,2727, \text{ или } 27,27\%.$$

$$w(\text{O}) = \frac{2 \cdot 16}{44} = 0,7273, \text{ или } 72,73\%.$$

1. Химическая формула. 2. Индексы и коэффициенты. 3. Относительная атомная масса (A_r). 4. Относительная молекулярная масса (M_r). 5. Массовая доля элемента в веществе.

?

- 1 Что означают записи: 3H ; $2\text{H}_2\text{O}$; 5O_2 ?
- 2 Запишите формулу сахарозы, если известно, что в состав ее молекулы входят двенадцать атомов углерода, двадцать два атома водорода и одиннадцать атомов кислорода.
- 3 Используя рисунок 6 (см. с. 11), запишите формулы веществ и рассчитайте их относительные молекулярные массы.
- 4 О какой форме существования химического элемента кислорода говорит каждая из следующих записей: 3O ; 5O_2 ; 4CO_2 ?
- 5 Почему относительная атомная и относительная молекулярная массы не имеют единиц измерения?
- 6 В каком из веществ — SO_2 или SO_3 — массовая доля серы больше? Ответ подтвердите расчетами.
- 7 Вычислите массовые доли элементов в азотной кислоте HNO_3 .
- 8 Дайте полную характеристику глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, используя пример описания CO_2 (см. с. 36).

§ 6

Основные сведения о строении атомов

Вы уже знаете, что любой химический элемент, как правило, может существовать в трех формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества. Рассмотрим первую форму — *свободные атомы* (рис. 28).

Понятие *атом* возникло еще в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый».

Ирландский физик Стони на основании опытов пришел к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. В 1891 г. Стони предложил эти частицы назвать *электронами*, что по-гречески означает «янтарь».

Через несколько лет после того, как электрон получил свое название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наименьший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (-1), а Дж. Томсон даже сумел определить его массу (она почти в 2000 раз меньше массы атома водорода).

Дж. Томсон и Ж. Перрен соединяли полюса источника тока с двумя металлическими пластинами — катодом и анодом, впаянными

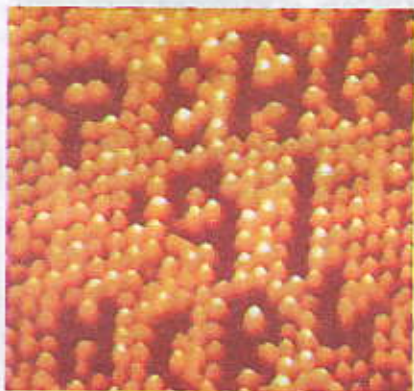


Рис. 28. Ученые могут сфотографировать атомы



Рис. 29. Катодная трубка Дж. Томсона

в стеклянную трубку, из которой был откачан воздух (рис. 29). При подаче на пластины-электроды напряжения около 10 тысяч вольт в трубке вспыхивал светящийся разряд, а от катода (отрицательного полюса) к аноду (положительному полюсу) летели частицы, которые ученые сначала называли *катодными лучами*, а затем выяснили, что это был поток электронов. Электроны, ударяясь об особые вещества, нанесенные, например, на экран телевизора, вызывают свечение.

Был сделан вывод — электроны вырываются из атомов материала, из которого сделан катод.

Свободные электроны или поток их можно получить и другими способами, например при накаливании металлической проволоки или при падении света на металлы, образованные химическими элементами главной подгруппы I группы таблицы Д. И. Менделеева, например цезий.

Но не только электроны входят в состав атомов.

Физик Анри Беккерель обнаружил, что природный минерал, содержащий соль урана, тоже испускает неизвестное излучение, засвечивая фотопластинки, закрытые от света. Это явление было названо *радиоактивностью*.

Различают три вида радиоактивных лучей (рис. 30):

- α -лучи, которые состоят из α -частиц, имеющих заряд в 2 раза больше заряда электрона, но с положительным знаком, и массу в 4 раза больше массы атома водорода;
- β -лучи представляют собой поток электронов;
- γ -лучи — это электромагнитные волны, не несущие электрического заряда.

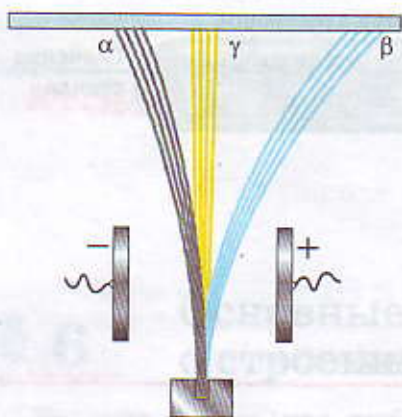


Рис. 30. Расщепление радиоактивного излучения в электрическом поле

Эти открытия доказали, что атом имеет сложное строение — состоит из более мелких (элементарных) частиц.

Как же устроен атом?

В 1910 г. в Кембридже, близ Лондона, Эрнест Резерфорд со своими учениками и коллегами изучал рассеивание α -частиц, проходящих через тоненькую золотую фольгу и попадавших на экран. Альфа-частицы обычно чуть отклонялись от первоначального направления, всего на один градус, подтверждая, каза-

лось бы, равномерность и однородность свойств атомов золота. И вдруг — о чудо! — исследователи заметили, что некоторые α -частицы резко изменяли направление движения, будто наталкивались на какую-то преграду.

Разместив экран перед фольгой, Э. Резерфорд сумел обнаружить даже те редчайшие случаи, когда α -частицы, отразившись от атомов золота, летели в обратном направлении.

Расчеты показали, что наблюдаемые ими явления могли произойти, если бы вся масса атома и весь его положительный заряд были сосредоточены в крохотном центральном ядре. Радиус ядра, как выяснилось, в 100 000 раз меньше радиуса всего атома, той его области, в которой находятся электроны, имеющие отрицательный заряд. Если применить образное сравнение, то весь объем атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, положенному в центр поля.

Атом любого химического элемента — как бы крохотная Солнечная система. Поэтому такую модель атома, предложенную Э. Резерфордом, называют *планетарной*.

Но и это не все. Оказывается, и крошечное атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из частиц двух видов — протонов и нейтронов.

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+1), и массу, примерно равную массе атома водорода (она принята в химии за единицу). Обозначаются протоны знаком 1_1p (или p^+). **Нейтроны** не несут заряда, они нейтральны и имеют массу, примерно равную массе протона, т. е. 1. Обозначают нейтроны знаком 1_0n (или n^0).

Электроны обозначают знаком \bar{e} (табл. 2). Так как массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома.

Сумму чисел протонов и нейтронов в атоме называют **массовым числом**. Например, массовое число атома алюминия:

$$\begin{array}{rcccl} 13 & + & 14 & = & 27. \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{массовое} \\ \text{протонов} & & \text{нейтронов} & & \text{число} \end{array}$$

Поскольку атом электронейтрален, то также очевидно, что *число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно равно порядковому номеру химического элемента* в Периодической системе Д. И. Менделеева. Например, в ядре атома железа содержится

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЧАСТИЦ

Т а б л и ц а 2

Частица и ее обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон, p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева
Нейтрон, n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле: $N = A - Z$
Электрон, \bar{e}	$\frac{1}{1837}$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева

26 протонов, а вокруг ядра располагаются 26 электронов.

А как определить число нейтронов?

Как вам уже известно, масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), т. е. число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z.$$

Например, число нейтронов в атоме железа равно:

$$56 - 26 = 30.$$

Состав атомных ядер химических элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева представлен на рисунке 31.

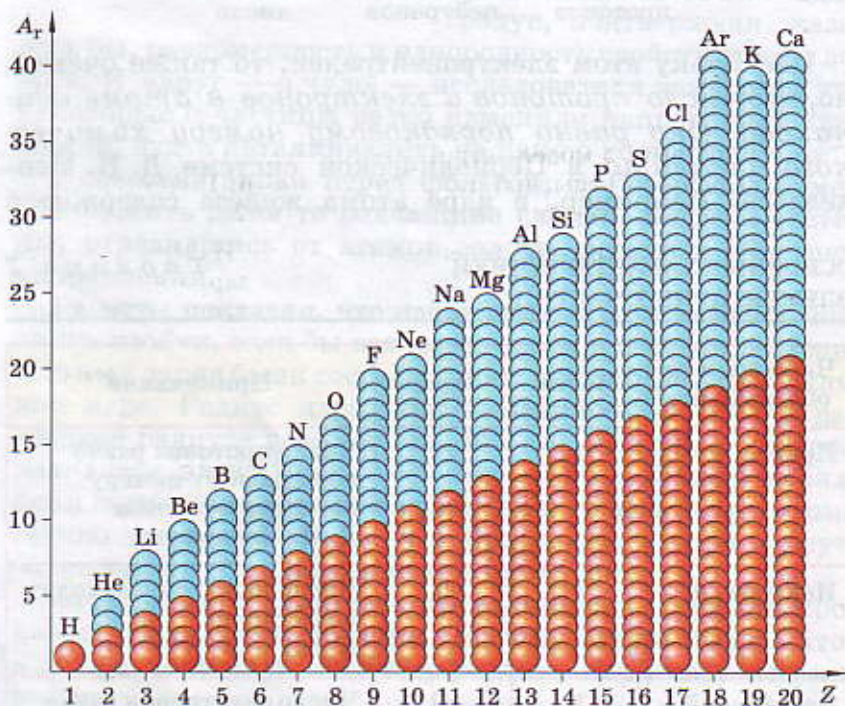


Рис. 31. Состав атомных ядер химических элементов (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны) таблицы Д. И. Менделеева № 1—20

1. Атом — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов. 2. В таблице 2 приведены некоторые характеристики этих частиц. 3. Вся масса атома сосредоточена в его ядре, объем которого чрезвычайно мал по сравнению с объемом атома. 4. Атом электронейтрален, так как содержит одинаковое число протонов и электронов, равное порядковому номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева.



- 1 Какие научные открытия доказали, что атом — сложная частица, что он делим?
- 2 Объясните слова А. М. Бутлерова, который задолго до открытия А. Беккереля писал: «Атомы не неделимы по своей природе, а неделимы только доступными нам ныне средствами...»
- 3 Определите число протонов, электронов и нейтронов в атомах элементов: натрия, фосфора, золота.
- 4 Пользуясь этимологическим словарем, объясните, почему планетарную модель строения атома, предложенную Э. Резерфордом, называют также нуклеарной. Почему протоны и нейтроны вместе называют нуклонами?
- 5 Порядковый номер элемента в таблице Д. И. Менделеева равен 35. Какой это элемент? Чему равен заряд ядра его атома? Сколько протонов, электронов и нейтронов в его атоме?

§ 7

Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы

Итак, мы выяснили, что атом — мельчайшая частица химического элемента — является сложным образованием природы, построенным из трех видов элементарных частиц — протонов, нейтронов и электронов.

Положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева зависит от величины заряда ядра атома, т. е. от числа протонов в нем. Попробуем представить себе,

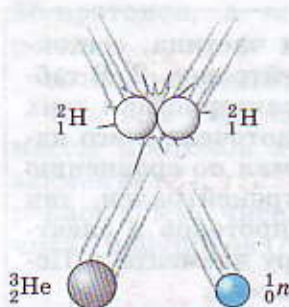


Рис. 32. Схема ядерного процесса

что будет, если изменить число протонов в ядре, т. е. заряд атомного ядра. Конечно же из исходного элемента получатся совсем другие химические элементы. Такие процессы называют **ядерными** (рис. 32), они происходят, например, на Солнце, где ядра атомов водорода соединяются и образуют ядра атомов гелия. Эти процессы протекают с выделением огромного количества энергии, за счет которой и существует жизнь на Земле. Подобные процес-

сы человек научился проводить и на Земле. Мечта алхимиков о превращении неблагородных элементов в золото стала возможной. Но для протекания этих процессов нужно затратить громадную энергию, и такое золото будет стоить в сотни раз дороже добываемого обычными способами.

Если же, не изменяя число протонов в атоме химического элемента, т. е. заряд ядра, изменить число нейтронов, то можно предположить, что положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева не изменится, т. е. из исходного химического элемента не образуется нового химического элемента. Это будет все тот же химический элемент, но атомы его будут отличаться от исходных своей массой.

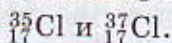


Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называют **изотопами**.

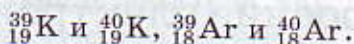
Слово *изотоп* состоит из двух греческих слов: *изос* — «одинаковый» и *топос* — «место», обозначает «занимающий одно место» (клетку) в таблице Д. И. Менделеева.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массовым числом 12, 13 и 14 (рис. 33); кислород — три изотопа с массовым числом 16, 17 и 18 и т. д.

Обычно приводимые в таблице Д. И. Менделеева относительные атомные массы химических элементов являются средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе, поэтому их значения часто имеют дробные значения. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой 35 (их в природе 75%) и 37 (их 25%); следовательно, относительная атомная масса хлора равна $35,5$ ($A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$). Изотопы хлора записывают так:



Химические свойства изотопов хлора совершенно одинаковы, как и изотопов большинства химических элементов, например калия, аргона:



Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы; им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$, или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$, или ${}^3_1\text{T}$ (рис. 34).

Теперь мы можем дать современное, более строгое и научное определение химического элемента.

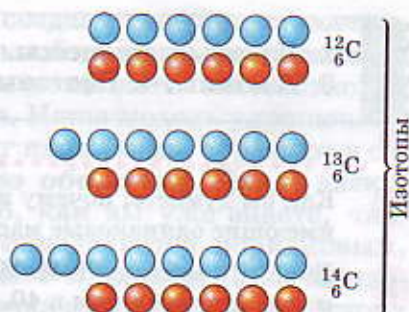


Рис. 33. Состав атомных ядер изотопов углерода (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны)

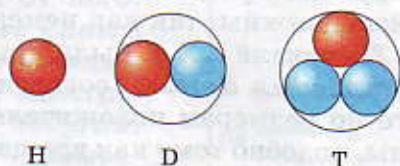


Рис. 34. Схемы ядер атомов изотопов водорода (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны)

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

1. Ядерные процессы. 2. Превращения элемента.
3. Изотопы. 4. Изотопы водорода.

?

- 1 Как вы думаете, почему изотопы калия $^{40}_{19}\text{K}$ и аргона $^{40}_{18}\text{Ar}$, имеющие одинаковые массы, проявляют разные свойства?
- 2 Почему в таблице Д. И. Менделеева относительная атомная масса аргона близка к 40, а калия — к 39?
- 3 Пользуясь названиями элементарных частиц, из которых состоят атомные ядра, дайте другое определение изотопов.
- 4 Почему изотопы хлора одинаковы между собой по свойствам, тогда как свойства изотопов водорода разнятся?
- 5 Почему дейтериевую воду D_2O называют тяжелой водой? Приготовьте сообщение «Сравнение свойств легкой и тяжелой воды», пользуясь дополнительной литературой.
- 6 Найдите в таблице Д. И. Менделеева три пары элементов, у которых, подобно паре $\text{Ar} - \text{K}$, вначале расположен элемент с большим значением относительной атомной массы.

§ 8

Строение электронных оболочек атомов

Мы выяснили, что сердце атома — это его ядро. Вокруг него располагаются электроны. Они не могут быть неподвижны, так как немедленно упали бы на ядро.

В начале XX в. была принята *планетарная модель строения атома*, согласно которой вокруг очень малого по размерам положительного ядра движутся электроны, подобно тому как вращаются планеты вокруг Солнца. Дальнейшие исследования показали, что строение атома значительно сложнее. Проблема строения атома остается актуальной и для современной науки.

Элементарные частицы, ядро атома, атом, молекула — все это объекты микромира, не наблюдаемого нами. В нем действуют иные законы, чем в макромире, объекты которого мы можем наблюдать или непосредственно, или с помощью приборов (микроскоп, телескоп и т. д.). Поэтому, обсуждая далее строение электронных оболочек ато-

мов, будем понимать, что мы создаем свое представление (модель), которое в значительной степени соответствует современным взглядам, хотя и не является абсолютно таким же, как у ученого-химика. Наша модель упрощена.

Электроны, двигаясь вокруг ядра атома, образуют в совокупности его *электронную оболочку*. Число электронов в оболочке атома равно, как вы уже знаете, числу протонов в ядре атома и определяется порядковым, или атомным, номером элемента в таблице Д. И. Менделеева. Так, электронная оболочка атома водорода состоит из одного электрона, хлора — из семнадцати, золота — из семидесяти девяти. Как же движутся электроны? Хаотически, подобно мошкам вокруг горящей лампочки? Или же в каком-то определенном порядке? Оказывается, именно в определенном порядке.

Электроны в атоме различаются своей энергией. Как показывают опыты, одни из них притягиваются к ядру сильнее, другие — слабее. Главная причина этого заключается в разном удалении электронов от ядра атома. Чем ближе электроны к ядру, тем они прочнее связаны с ним и их труднее вырвать из электронной оболочки, а вот чем дальше они от ядер, тем легче их оторвать. Очевидно, что по мере удаления от ядра атома запас энергии электрона (E) увеличивается (рис. 35).

Электроны, движущиеся вблизи ядра, как бы загораживают (экранируют) ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так образуются *электронные слои* в электронной оболочке атома. Каждый электронный слой состоит из электронов с близкими значениями энергии; поэтому электронные слои называют еще *энергетическими уровнями*. Далее мы так и будем говорить: «Электрон находится на определенном энергетическом уровне».

Число заполняемых электронами энергетических уровней в атоме равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором находится химический элемент. Значит, электронная

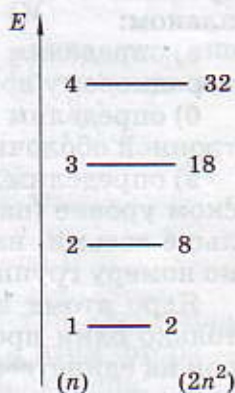


Рис. 35. Максимальное число электронов на энергетическом уровне

оболочка атомов 1-го периода содержит один энергетический уровень, 2-го периода — два, 3-го — три и т. д. Например, в атоме азота она состоит из двух энергетических уровней, а в атоме магния — из трех:



Максимальное (наибольшее) число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле: $2n^2$, где n — номер уровня. Следовательно, *первый* энергетический уровень заполнен при наличии на нем двух электронов ($2 \cdot 1^2 = 2$); *второй* — при наличии восьми электронов ($2 \cdot 2^2 = 8$); *третий* — восемнадцати ($2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д. В курсе химии 8—9 классов мы будем рассматривать элементы только первых трех периодов, поэтому с завершенным третьим энергетическим уровнем у атомов мы не встретимся.

Число электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома для химических элементов главных подгрупп равно номеру группы.

Теперь мы можем составить схемы строения электронных оболочек атомов, руководствуясь следующим планом:

а) определим общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента;

б) определим число энергетических уровней в электронной оболочке по номеру периода;

в) определим число электронов на каждом энергетическом уровне (на 1-м — не больше двух; на 2-м — не больше восьми, на внешнем уровне число электронов равно номеру группы — для элементов главных подгрупп).

Ядро атома водорода имеет заряд +1, т. е. содержит только один протон, соответственно только один электрон на единственном энергетическом уровне:



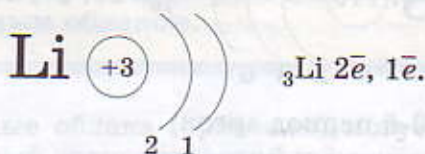
Это записывают с помощью электронной формулы следующим образом: ${}_1\text{H } 1\bar{e}$.

Следующий элемент 1-го периода гелий. Ядро атома гелия имеет заряд +2. У него на энергетическом уровне имеются уже два электрона:

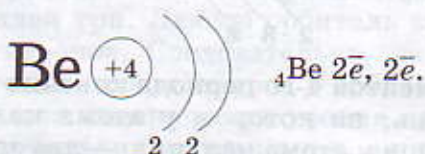


На первом энергетическом уровне могут поместиться только два электрона и никак не больше — он полностью завершен. Потому-то 1-й период таблицы Д. И. Менделеева и состоит из двух элементов.

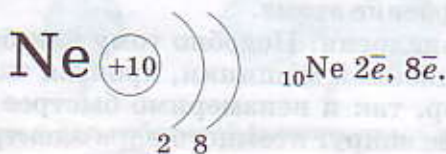
У атома лития, элемента 2-го периода, появляется еще один энергетический уровень, на который и «отправится» третий электрон:



У атома бериллия на второй уровень «попадает» еще один электрон:

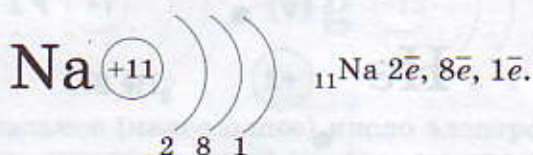


Атом бора на внешнем уровне имеет три электрона, а атом углерода — четыре электрона, ..., атом фтора — семь электронов, атом неона — восемь электронов:



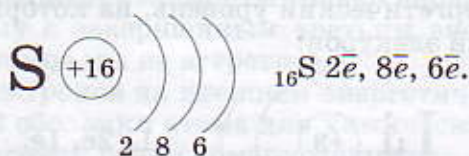
Второй уровень может вместить только восемь электронов, и поэтому он завершен у неона.

У атома натрия, элемента 3-го периода, появляется третий энергетический уровень (обратите внимание — атом элемента 3-го периода содержит три энергетических уровня!), и на нем находится один электрон:

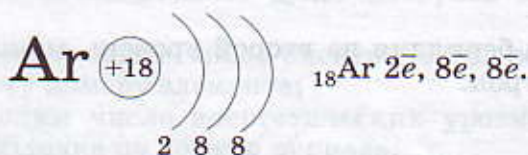


Обратите внимание: натрий — элемент I группы, на внешнем энергетическом уровне у него один электрон!

Очевидно, нетрудно будет записать строение энергетических уровней для атома серы, элемента VI группы 3-го периода:



Завершает 3-й период аргон:



Атомы элементов 4-го периода конечно же имеют четвертый уровень, на котором у атома калия находится один электрон, а у атома кальция — два электрона.

Теперь, когда мы познакомились с упрощенными представлениями о строении атомов элементов 1-го и 2-го периодов Периодической системы Д. И. Менделеева, можно внести уточнения, приближающие нас к более верному взгляду на строение атома.

Начнем с аналогии. Подобно тому как быстро движущаяся игла швейной машинки, пронзая ткань, вышивает на ней узор, так и неизмеримо быстрее движущийся в пространстве вокруг атомного ядра электрон «вышивает»

ет», только не плоский, а объемный рисунок *электронного облака*. Так как скорость движения электрона в сотни тысяч раз больше скорости движения швейной иглы, то говорят о вероятности нахождения электрона в том или ином месте пространства. Допустим, что нам удалось, как на спортивном фотофинише, установить положение электрона в каком-то месте около ядра и отметить это положение точкой. Если такой «фотофиниш» сделать сотни, тысячи раз, то получится модель электронного облака.

Иногда электронные облака называют орбиталями. Поступим так и мы. В зависимости от энергии электронные облака, или орбитали, отличаются размерами. Понятно, что чем меньше запас энергии электрона, тем сильнее притягивается он к ядру и тем меньше по размерам его орбиталь.



Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют **орбиталью** этого электрона или **электронным облаком**.

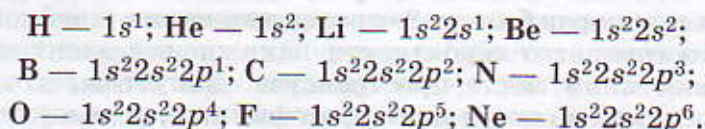
Электронные облака (орбитали) могут иметь разную форму. Каждый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, имеющей сферическую форму. На втором и последующих уровнях после одной *s*-орбитали появляются *p*-орбитали гантелеобразной формы (рис. 36). Таких орбиталей три. Любую орбиталь занимают не более двух электронов. Следовательно, на *s*-орбитали их может быть только два, а на трех *p*-орбиталях — шесть.

Используя для обозначения уровня арабские цифры и обозначая орбитали буквами *s* и *p*, а число электронов данной орбитали арабской цифрой сверху справа над буквой, мы можем изобразить строение атомов более полными электронными формулами.



Рис. 36. Формы *s*- и *p*-орбиталей (электронных облаков)

Запишем электронные формулы атомов 1-го и 2-го периодов:



Если элементы имеют сходные по строению внешние энергетические уровни, то и свойства этих элементов сходны. Например, аргон и неон содержат на внешнем уровне по восемь электронов, и потому они инертны, т. е. почти не вступают в химические реакции. В свободном виде аргон и неон — газы, молекулы которых одноатомны. Атомы лития, натрия и калия содержат на внешнем уровне по одному электрону и обладают сходными свойствами, поэтому они помещены в одну и ту же группу Периодической системы Д. И. Менделеева.

Сделаем обобщение: одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому периодически повторяются и свойства химических элементов. Эта закономерность отражена в названии *Периодической системы* химических элементов Д. И. Менделеева.

1. Электроны в атомах располагаются на энергетических уровнях. 2. На первом энергетическом уровне могут находиться только два электрона, на втором — восемь. Такие уровни называют завершенными. 3. Число заполняемых энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится элемент. 4. Число электронов на внешнем уровне атома химического элемента равно номеру его группы (для элементов главных подгрупп). 5. Свойства химических элементов периодически повторяются, так как периодически повторяется строение внешних энергетических уровней у их атомов.

?

- 1 Изобразите схемы строения электронной оболочки атомов: а) алюминия; б) фосфора; в) кислорода.
- 2 Сравните строение электронной оболочки атомов: а) азота и фосфора; б) фосфора и серы.

- 3 В следующих предложениях вставьте пропущенные слова: «Атом кремния содержит в ядре ... протонов и ... нейтронов. Число электронов, находящихся вокруг ядра, как и число протонов, равно ... элемента. Число энергетических уровней определяется номером ... и равно Число внешних электронов определяется номером ... и равно ...».
- 4 Почему в 1-м периоде Периодической системы Д. И. Менделеева содержится только два элемента, а во 2-м — только восемь?
- 5 Приведите примеры периодически повторяющихся явлений, с которыми вы познакомились при изучении других учебных предметов.
- 6 Попробуйте дать собственное толкование следующих строк из стихотворения В. Брюсова «Мир электрона»:

Быть может, эти электроны —
Миры, где пять материков,
Искусства, званья, войны, троны
И память сорока веков.

Еще, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там все, что здесь, в объеме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.

- 7 О каком поэтическом даре говорят приведенные выше строчки, если учесть, что стихотворение было написано в 1922 г.?

§ 9 Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов

Каждый период Периодической системы Д. И. Менделеева заканчивается инертным, или благородным, газом.

Самым распространенным из инертных (благородных) газов в атмосфере Земли является аргон, который удалось выделить в чистом виде раньше других аналогов. В чем причина инертности гелия, неона, аргона, криптона, ксенона и радона? В том, что у атомов инертных газов на внешних, самых удаленных от ядра уровнях находится восемь электронов (у гелия — два). Восемь электронов на внешнем уровне — предельное число для каждого

элемента Периодической системы Д. И. Менделеева, кроме водорода и гелия. Это своеобразный идеал прочности энергетического уровня, к которому стремятся атомы всех остальных элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

Добиваться такого положения электронов атомы могут двумя путями: отдавая электроны с внешнего уровня (в этом случае внешний незавершенный уровень исчезает, а предпоследний, который был завершен в предыдущем периоде, становится внешним) или принимая электроны, которых не хватает до заветной восьмерки. Атомы, имеющие на внешнем уровне меньшее число электронов, отдают их атомам, у которых на внешнем уровне больше электронов. Легко отдать один электрон, когда он единственный на внешнем уровне, атомам элементов главной подгруппы I группы. Труднее отдавать два электрона, например, атомам элементов главной подгруппы II группы. Еще труднее отдавать свои три внешних электрона атомам элементов III группы.

Тенденцию к отдаче электронов с внешнего уровня имеют атомы металлов. И чем легче атомы элемента-металла отдают свои внешние электроны, тем в большей степени выражены у него металлические свойства. Понятно поэтому, что наиболее типичными металлами в Периодической системе Д. И. Менделеева являются элементы главной подгруппы I группы. И наоборот, *тенденцию к принятию недостающих до завершения внешнего энергетического уровня имеют атомы элементов-неметаллов.* Из сказанного можно сделать следующий вывод. В пределах периода с увеличением заряда атомного ядра, а соответственно и с увеличением числа внешних электронов металлические свойства химических элементов ослабевают. Неметаллические свойства элементов, характеризующиеся легкостью принятия электронов на внешний уровень, при этом усиливаются.

Наиболее типичными неметаллами являются элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы Д. И. Менделеева. На внешнем уровне атомов этих элементов находятся семь электронов. До восьми электронов на внешнем уровне, т. е. до устойчивого состояния

атомов, им не хватает по одному электрону. Они легко их присоединяют, проявляя неметаллические свойства.

А как ведут себя атомы элементов главной подгруппы IV группы Периодической системы Д. И. Менделеева? Ведь у них на внешнем уровне четыре электрона, и им, казалось бы, все равно, отдать или принять четыре электрона. Выяснилось, что на способность атомов отдавать или принимать электроны оказывает влияние не только число электронов на внешнем уровне, но и радиус атома. В пределах периода число энергетических уровней у атомов элементов не изменяется, оно одинаково, а вот радиус уменьшается, так как увеличивается положительный заряд ядра (число протонов в нем). Вследствие этого притяжение электронов к ядру усиливается, и радиус атома уменьшается, атом как бы сжимается. Поэтому становится все труднее отдать внешние электроны и, наоборот, все легче принять недостающие до восьми электроны.

В пределах одной и той же подгруппы радиус атома увеличивается с увеличением заряда атомного ядра, так как при постоянном числе электронов на внешнем уровне (он равен номеру группы) увеличивается число энергетических уровней (оно равно номеру периода). Поэтому атому становится все легче отдать внешние электроны.

В Периодической системе Д. И. Менделеева с увеличением порядкового номера свойства атомов химических элементов изменяются следующим образом:

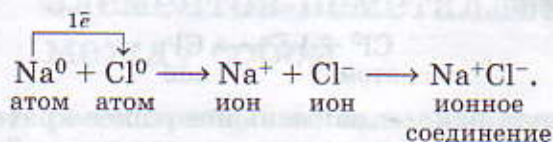
В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, неметаллические — ослабевают, так как:

- а) увеличиваются заряды атомных ядер;
- б) число электронов на внешнем уровне постоянно;
- в) увеличивается число заполняемых энергетических уровней;
- г) увеличивается радиус атома.

В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются, так как:

- а) увеличиваются заряды атомных ядер;
- б) увеличивается число электронов на внешнем уровне;
- в) число заполняемых энергетических уровней постоянно;
- г) радиус атома уменьшается.

Процесс превращения атомов в ионы изображен на схеме и рисунке:



атом натрия



+



атом хлора

→

ион натрия

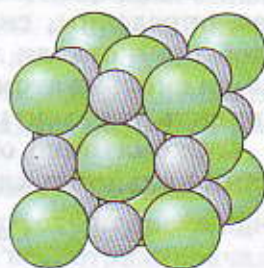


+



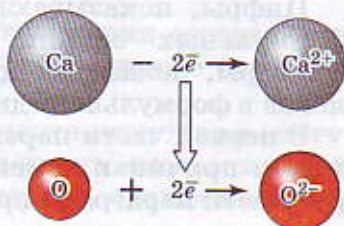
ион хлора

→



ионное соединение

Например, ионная связь образуется и при взаимодействии атомов кальция и кислорода:



Такое превращение атомов в ионы происходит всегда при взаимодействии атомов типичных металлов и типичных неметаллов.

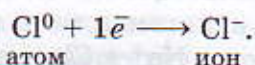
В заключение рассмотрим алгоритм (последовательность) рассуждений при записи схемы образования ионной связи, например между атомами кальция и хлора.

1. Кальций — это элемент главной подгруппы II группы Периодической системы Д. И. Менделеева, металл. Его атому легче отдать два внешних электрона, чем принять недостающие шесть:



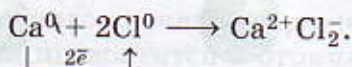
2. Хлор — это элемент главной подгруппы VII группы, неметалл. Его атому легче принять один электрон,

которого ему не хватает до завершения внешнего энергетического уровня, чем отдать семь электронов с внешнего уровня:



3. Сначала найдем наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов, оно равно 2 (2 · 1). Затем определим, сколько атомов кальция нужно взять, чтобы они отдали два электрона (т. е. надо взять 1 атом Ca), и сколько атомов хлора надо взять, чтобы они могли принять два электрона (т. е. нужно взять 2 атома Cl).

4. Схематично образование ионной связи между атомами кальция и хлора можно записать так:



Для выражения состава ионных соединений пользуются *формульными единицами* — аналогами молекулярных формул.

Цифры, показывающие число атомов, молекул или формульных единиц, называют *коэффициентами*, а цифры, показывающие число атомов в молекуле или ионов в формульной единице, называют *индексами*.

В первой части параграфа мы сделали вывод о характере и причинах изменения свойств элементов. Во второй части параграфа приведем ключевые слова.

1. Атомы металлов и неметаллов. 2. Ионы положительные и отрицательные. 3. Ионная химическая связь. 4. Коэффициенты и индексы.



- 1 Сравните строение и свойства атомов химических элементов: а) С и Si; б) Si и P.
- 2 Рассмотрите схемы образования ионной связи между атомами химических элементов: а) Na и O; б) Li и Cl; в) Mg и F.
- 3 Назовите самый типичный металл и самый типичный неметалл Периодической системы Д. И. Менделеева.
- 4 Пользуясь дополнительной литературой, объясните, почему инертные газы стали называть благородными.

§ 10 Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой

Мы уже рассмотрели, как взаимодействуют атомы элементов-металлов с атомами элементов-неметаллов: одни отдают свои внешние электроны и превращаются при этом в положительные ионы, другие принимают электроны и превращаются при этом в отрицательные ионы. Ионы притягиваются друг к другу, образуя ионные соединения.

А как осуществляется связь между атомами элементов-неметаллов, которые имеют сходную тенденцию к присоединению электронов? Рассмотрим вначале, как осуществляется связь между атомами одного и того же химического элемента, например в веществах, имеющих двухатомные молекулы: азота N_2 , водорода H_2 , хлора Cl_2 .

Обратите внимание, что для отражения состава этих веществ с помощью химических знаков также используются *индексы*.

Два одинаковых атома элемента-неметалла могут объединяться в молекулу только одним способом: обобществив свои внешние электроны, т. е. сделав их общими для обоих атомов.

Рассмотрим, например, образование молекулы фтора F_2 .

Атомы фтора — элемента главной подгруппы VII группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева — имеют на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и каждому атому не хватает до его завершения лишь одного электрона. Внешние электроны атома фтора образуют три электронные пары и один непарный электрон:



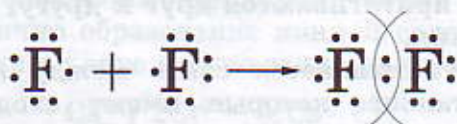
Если сближаются два атома и у каждого из них есть по одному внешнему непарному электрону, то эти

электроны «объединяются» и становятся общими для обоих атомов, у которых тем самым сформируется завершённый внешний восьмиэлектронный уровень.



Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют **атомной** или **ковалентной**.

Образование молекулы фтора изображено на схеме:



электронные формулы
внешнего слоя
атомов фтора

электронная
формула
молекулы фтора

Если обозначить общую электронную пару черточкой, то запись называют **структурной формулой**, например структурная формула молекулы фтора



Аналогично молекуле фтора образуется и двухатомная молекула водорода H_2 :



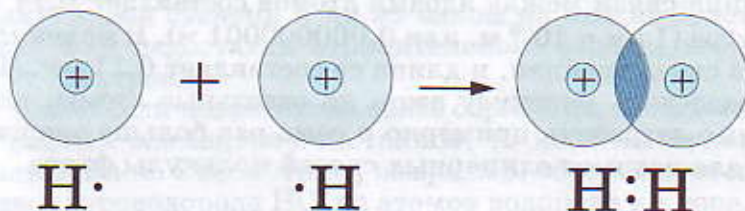
Следует учесть, что завершённым для атома водорода будет двухэлектронный уровень, подобный завершённому уровню атома гелия.

Структурная формула молекулы водорода



Уточним наши представления о ковалентной связи на примере образования молекулы водорода, используя понятие электронного облака (см. § 8). При сближении двух атомов водорода, имеющих по одному s -электронному облаку сферической формы, происходит перекры-

вание электронных облаков. При этом возникает область (место), где плотность отрицательного заряда наиболее высока и поэтому обладает повышенным отрицательным зарядом. Положительно заряженные ядра притягиваются к ней (это известно из курса физики), и образуется молекула. Таким образом, химическая связь — результат действия электрических сил. Представим вышесказанное в виде схемы:



Нужно отметить, что в основе образования ковалентной связи, так же как и при возникновении ионной связи, лежит взаимодействие противоположных зарядов.

В заключение рассмотрим алгоритм рассуждений, необходимых для того, чтобы записать схему образования ковалентной связи, например для молекулы азота N_2 .

1. Азот — это элемент главной подгруппы V группы. Его атомы имеют по пять электронов на внешнем уровне. Чтобы определить число неспаренных электронов, воспользуемся формулой:

$$8 - N = \text{число неспаренных электронов,}$$

где N — номер группы химического элемента.

Следовательно, атомы азота будут иметь $(8 - 5 = 3)$ три неспаренных электрона.

2. Запишем знаки химических элементов с обозначением внешних электронов так, чтобы неспаренные электроны были обращены к соседнему знаку:



3. Запишем электронную и структурную формулы образовавшейся молекулы:



Если атомы связаны между собой одной общей электронной парой, то такую ковалентную связь называют **одинарной**, если двумя — **двойной**, если тремя — **тройной**.

Чем больше общих электронных пар у атомов в молекуле, тем прочнее связаны они друг с другом и тем меньше расстояние между ядрами атомов, которое называют **длиной связи**. В молекулах фтора связь одинарная, и длина связи между ядрами атомов составляет 0,14 нанометра ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$, или $0,000000001 \text{ м}$). В молекулах азота связь тройная, и длина ее составляет 0,11 нм. Чтобы разделить молекулу азота на отдельные атомы, необходимо затратить примерно в семь раз больше энергии, чем для разрыва одинарных связей молекулы фтора.

1. Атомная, или ковалентная, химическая связь.
2. Одинарная, двойная и тройная ковалентные химические связи.
3. Длина связи.
4. Электронные и структурные формулы.

?

- 1 Все элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (подгруппы фтора) образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул. Запишите электронную схему образования и структурную формулу таких молекул, пользуясь общим химическим знаком для всей подгруппы Г (галоген).
- 2 Запишите схемы образования химических связей для веществ, состав которых отображают формулами KCl и Cl_2 .
- 3 Сколько неспаренных электронов имеют атомы серы? Какая связь будет в молекулах S_2 ? Запишите схему образования связи в молекулах S_2 .
- 4 Расположите в порядке увеличения прочности связи вещества с формулами S_2 , Cl_2 , N_2 и обоснуйте правильность своего решения. Как будет изменяться длина связи в молекулах составленного вами ряда?
- 5 Разделите вещества на две группы по типу химической связи: N_2 , Li_2O , KCl , O_2 , CaF_2 , H_2 .

§ 11 Ковалентная полярная химическая связь

При взаимодействии двух атомов одного и того же элемента-неметалла между ними образуется ковалентная химическая связь с помощью общих электронных пар. Эту ковалентную связь называют *неполярной*, так как общие электронные пары принадлежат обоим атомам в одинаковой степени и ни на одном из них не будет избытка или недостатка отрицательного заряда, который несут электроны.

Однако если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов-неметаллов, то картина будет несколько иной. Рассмотрим, например, образование молекулы хлороводорода HCl из атомов водорода и хлора.

1. Атом водорода имеет на единственном уровне один электрон, и до его завершения ему не хватает еще одного электрона. У атома хлора на внешнем уровне — семь электронов, и ему также недостает до завершения одного электрона.

2. Атомы водорода и хлора объединяют свои непарные электроны и образуют одну общую электронную пару, т. е. возникает ковалентная связь. Структурная формула молекулы хлороводорода H—Cl:



3. Так как ковалентная связь образуется между атомами различных элементов-неметаллов, то общая электронная пара будет принадлежать взаимодействующим атомам уже не в равной степени. Для того чтобы качественно определить, какому из этих атомов общая электронная пара будет принадлежать в большей мере, используют понятие *электроотрицательность*.



Электроотрицательность (ЭО) — это способность атомов химического элемента смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

ЭО можно охарактеризовать как меру неметаллическости химических элементов. В порядке уменьшения ЭО химические элементы располагаются в следующий ряд:

F, O, N, Cl, Br, I, S, C, Si, P, H.

ЭО уменьшается \rightarrow

Самый электроотрицательный элемент в таблице Д. И. Менделеева — фтор. Это, так сказать, «золотой призер» электроотрицательности. «Серебряным призером» является кислород, а «бронзовым» — азот.

Величина ЭО элемента зависит от его положения в таблице Д. И. Менделеева: *в каждом периоде она обычно возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в каждой подгруппе — уменьшается.*

Пользуясь рядом ЭО, можно определить, куда смещаются общие электронные пары. Они всегда смещены к атомам элемента с большей ЭО. Например, в молекуле хлороводорода HCl общая электронная пара смещена к атому хлора, так как его ЭО больше, чем у водорода. В результате на атомах образуются частичные заряды $H^{+0,18}Cl^{-0,18}$; в молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный. Поэтому такую ковалентную связь называют *полярной*.

Смещение общих электронных пар в случае ковалентной полярной связи иногда обозначают стрелками, а частичный заряд — греческой буквой δ («дельта»): $H^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$.

В формулах соединений химический знак менее электроотрицательного элемента пишут первым. Так как ковалентная полярная связь является разновидностью ковалентной связи, то алгоритм рассуждений для ее схематического изображения такой же, как и для ковалентной неполярной связи (см. § 10), только в этом случае добавится еще один шаг — четвертый: по ряду ЭО определим более электроотрицательный элемент и отразим полярность связи в структурной формуле стрелкой и обозначением частичных зарядов.

Например, рассмотрим алгоритм схематического изображения образования связи для соединения OF_2 — фторида кислорода.

1. Кислород — это элемент главной подгруппы VI группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Его ато-

мы имеют по шесть электронов на внешнем электронном уровне. Непарных электронов будет: $8 - 6 = 2$.

Фтор — элемент главной подгруппы VII группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Его атомы содержат по семь электронов на внешнем электронном уровне. Непарным является один электрон.

2. Запишем знаки химических элементов с обозначением внешних электронов:



3. Запишем электронную и структурную формулы образовавшихся молекул:



4. По ряду ЭО определим, что общие электронные пары будут смещены от кислорода к фтору как к более электроотрицательному элементу, т. е. связь будет ковалентной полярной: $\overset{\delta-}{\text{F}} \leftarrow \overset{\delta+}{\text{O}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{F}}$.

Аналогично образуются молекулы воды:



В действительности молекула воды имеет не линейную, а угловую форму ($\angle \text{НОН} = 104^\circ 27'$). Строение молекулы воды можно изобразить различными способами (рис. 37).

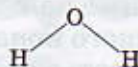
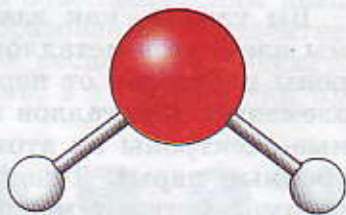


Рис. 37. Различные модели молекулы воды

1. Ковалентная неполярная и ковалентная полярная химические связи. 2. Электроотрицательность.
3. Частичный заряд.

?

- 1 Атомы водорода и фосфора имеют почти одинаковые значения ЭО. Каков тип химической связи в молекуле фосфина PH_3 ?
- 2 Определите тип химической связи и запишите схему ее образования для веществ с формулами: а) S_2 , K_2O и H_2S ; б) N_2 , Li_3N и Cl_3N .
- 3 В какой из молекул — хлороводорода HCl или фтороводорода HF — ковалентная химическая связь более полярна?
- 4 В следующих предложениях вставьте пропущенные слова и выражения: «Ковалентная химическая связь образуется за счет По числу общих электронных пар она бывает По ЭО ковалентную связь делят на ... и ...».

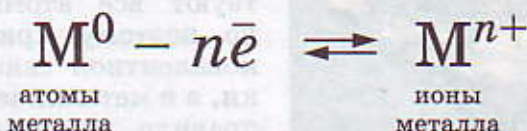
§ 12 Металлическая химическая связь

Вы узнали, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов и элементов-неметаллов (электроны переходят от первых ко вторым), а также атомы элементов-неметаллов между собой (внешние неспаренные электроны их атомов объединяются в общие электронные пары). Теперь мы познакомимся с тем, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов. Металлы обычно существуют не в виде изолированных атомов, а в виде слитка или металлического изделия. Что удерживает атомы металла в едином объеме?

Атомы большинства металлов на внешнем уровне содержат небольшое число электронов — 1, 2, 3. Эти электроны легко отрываются, а атомы превращаются в положительные ионы. Оторвавшиеся электроны перемещаются от одного иона к другому, связывая их в единое целое.

Разобраться, какой электрон принадлежал какому атому, просто невозможно. Все оторвавшиеся электроны стали общими. Соединяясь с ионами, эти электроны вре-

менно образуют атомы, потом снова отрываются и соединяются уже с другим ионом и т. д. Бесконечно происходит процесс, который схематично можно изобразить так:



Следовательно, в объеме металла атомы непрерывно превращаются в ионы и наоборот. Их так и называют атом-ионами.



Связь в металлах и сплавах между атом-ионами посредством обобществленных электронов называют **металлической**.

На рисунке 38 схематически изображено строение фрагмента металла натрия. Каждый атом натрия окружен восемью соседними атомами. Оторвавшиеся внешние электроны свободно движутся от одного образовавшегося иона к другому, соединяя, будто склеивая, ионный остов натрия как бы в одну гигантскую молекулу (рис. 39).

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, так как основана на обобществлении внешних электронов. Однако при образовании ковалентной связи обобществляются внешние неспаренные электроны только двух соседних атомов, в то время как при

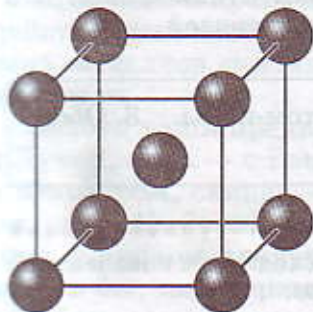


Рис. 38. Схема строения фрагмента кристаллического натрия

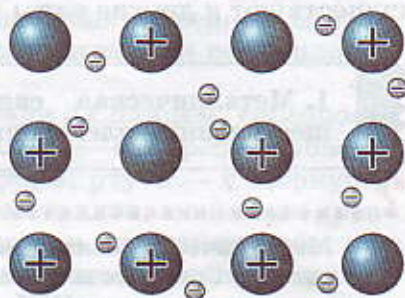


Рис. 39. Схема металлической связи



Рис. 40. Золотой олень.
VI в. до н. э.

образовании металлической связи в обобществлении этих электронов участвуют все атомы. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической, как правило, пластичны, электропроводны и имеют металлический блеск.

На рисунке 40 изображена древняя золотая фигурка оленя, которой уже более

3,5 тыс. лет, но она не потеряла характерного для золота — этого самого пластичного из металлов — благородного металлического блеска.

Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов — сплавов, находящихся в твердом и жидком состояниях. Однако в парообразном состоянии атомы металлов связаны между собой ковалентной связью (например, парами натрия заполняют лампы желтого света для освещения улиц больших городов). Пары металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных).

Вопрос о химических связях — центральный вопрос науки химии. Вы познакомились с начальными представлениями о типах химической связи. В дальнейшем вы узнаете много интересного о природе химической связи. Например, что в большинстве металлов, кроме металлической связи, есть еще и ковалентная связь, что существуют и другие типы химических связей.

1. Металлическая связь. 2. Атом-ионы. 3. Обобществленные электроны.

?

- 1 Металлическая связь имеет черты сходства с ковалентной связью. Сравните ее с ионной связью.
- 2 Как можно повысить твердость металлов и сплавов?
- 3 Запишите схему образования молекул Li_2 для паров лития. Укажите тип химической связи в них.

Глава вторая

Простые вещества

§ 13 Простые вещества — металлы

Из 109 химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева 87 элементов образуют в свободном состоянии простые вещества с металлической связью.

Еще в глубокой древности человек обратил внимание на особые свойства металлов: их можно расплавить, а затем придать им любую форму, изготовив при этом наконечники стрел и копий, щиты и мечи, посуду и плуги... На часах человеческой истории каменный век сменился веком медным, затем — бронзовым, далее — железным...

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии *твердые* вещества и имеют ряд общих свойств. *Металлы — это ковкие, пластичные, тягучие вещества, которые имеют металлический блеск, тепло- и электропроводны.*

Металлам в прошлые века приписывалось много чудодейственных свойств. Известные еще в Древнем Египте семь металлов считались представителями семи планет на Земле.

Золото наши предки связывали с Солнцем, серебро — с Луной, медь — с Венерой, железо — с Марсом, олово — с Юпитером, свинец — с Сатурном, ртуть — с Меркурием (рис. 41). Совпадение числа металлов, знакомых древним, с числом планет, которые они видели на небе, казалось бы, подтверждало взаимосвязь земных металлов с небесными телами. Когда в XVI в. алхимикам стала известна металлическая сурьма, они долго отказывались признавать ее металлом — ведь для сурьмы на небе не хватало планеты.



Рис. 41. Обозначение химических элементов алхимиками

М. В. Ломоносов определял металл «как светлое тело, которое ковать можно», и относил это свойство к металлам: золоту, серебру, меди, олову, железу и свинцу. А. Лавуазье в «Начальном курсе химии», написанном в 1789 г., упоминал уже 17 металлов. В начале XIX в. последовало открытие платиновых металлов. К настоящему времени число известных металлов возросло до 87.

Пластичность — это важнейшее свойство металлов изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы и вытягиваться в проволоку. При этом подвижные обобществленные электроны смягчают перемещение положительных ионов, экранируя их друг от друга. Поэтому обработка металлов с изменением формы происходит без разрушения.

Самым пластичным из драгоценных металлов является золото. Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной два километра.

Все металлы, как вы знаете, твердые при обычных условиях вещества. Исключение, как уже отмечалось, составляет ртуть, которая при обычных условиях представляет собой жидкий блестящий серебристо-белый металл.

Металлы различаются по **твердости**. Мягкие — щелочные, например, или свинец, а твердые — хром, титан, молибден.

Некоторые представления о **температурах плавления и плотности** некоторых металлов вы можете получить, если внимательно рассмотрите рисунок 42.

Наличие обобществленных электронов объясняет и такие характерные свойства металлов, как их **тепло-**

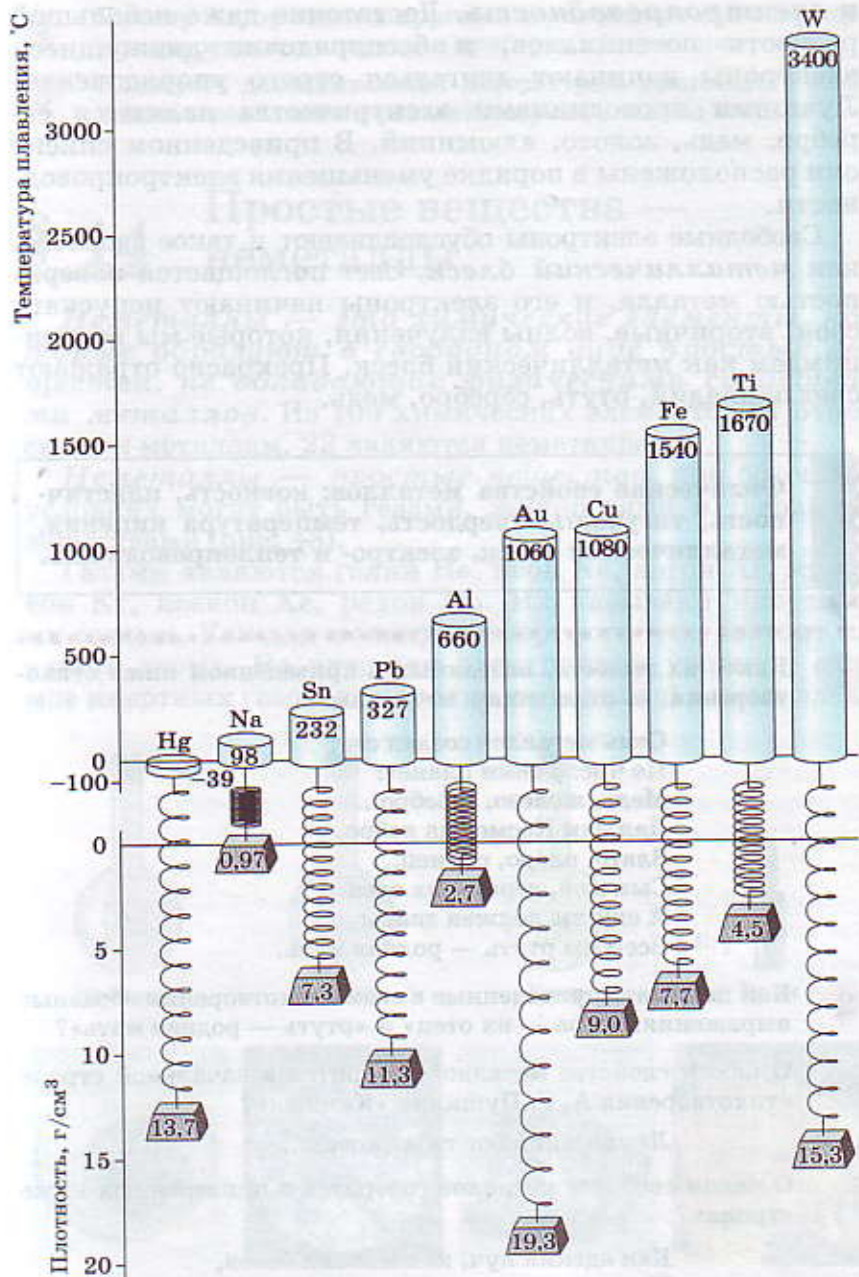


Рис. 42. Температуры плавления и плотности некоторых металлов

и **электропроводность**. Достаточно даже небольшой разности потенциалов, и беспорядочно движущиеся электроны начинают двигаться строго упорядоченно. Лучшими проводниками электричества являются серебро, медь, золото, алюминий. В приведенном списке они расположены в порядке уменьшения электропроводности.

Свободные электроны обуславливают и такое свойство, как **металлический блеск**. Свет поглощается поверхностью металла, и его электроны начинают испускать свои, вторичные, волны излучения, которые мы воспринимаем как металлический блеск. Прекрасно отражают свет палладий, ртуть, серебро, медь.

Физические свойства металлов: ковкость, пластичность, тягучесть, твердость, температура кипения, металлический блеск, электро- и теплопроводность.

?

- 1 Какое из веществ, названных в приведенном ниже стихотворении, не относится к металлам?

Семь металлов создал свет
По числу семи планет:
Медь, железо, серебро...
Дал нам Космос на добро.
Злато, олово, свинец...
Сын мой, сера — их отец.
А еще ты должен знать:
Всем им ртуть — родная мать.

- 2 Как понимать приведенные в этом стихотворении образные выражения: «сера — их отец» и «ртуть — родная мать»?

- 3 О каком свойстве металлов говорится в начальной строке стихотворения А. С. Пушкина «Кинжал»?

Лемносский бог тебя сковал...

- О каком свойстве металлов говорится в приведенных ниже строках?

Как адский луч, как молния богов,
Немое лезвие злодею в очи блещет,
И, озираясь, он трепещет
Среди своих пиров...

- 4 Почему Аэрофлотом и другими авиакомпаниями запрещены к перевозке аппараты и приборы, содержащие ртуть?
- 5 Пользуясь дополнительной литературой, приготовьте сообщение о появлении и развитии зеркал в жизни человека.

§ 14 Простые вещества — неметаллы

Неметаллы — это химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, не обладающие физическими свойствами металлов. Из 109 химических элементов 87 относятся к металлам, 22 являются неметаллами.

Неметаллы — простые вещества, при обычных условиях могут быть газами, жидкостями и твердыми веществами (рис. 43).

Газами являются гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Их называют инертными газами. Каждая молекула инертного газа состоит из одного атома. На внешнем электронном уровне у атомов инертных газов (за исключением гелия) восемь элек-



Рис. 43. Простые вещества — неметаллы

тронов. У гелия — два. Своей химической устойчивостью инертные газы напоминают благородные драгоценные металлы — золото и платину, и у них есть второе название — благородные газы. Это название более подходит к инертным газам, так как они все-таки вступают иногда в химические реакции и образуют химические соединения. В 1962 г. появилось сообщение о том, что получено соединение ксенона с фтором. Сейчас известно уже более 150 химических соединений ксенона, криптона, радона с фтором, кислородом, хлором и азотом.

Представление о химической исключительности инертных, или благородных, газов оказалось не очень состоятельным, и потому вместо предполагаемой нулевой группы инертные газы были помещены в VIII группу Периодической системы Д. И. Менделеева.

Гелием, по легкости уступающим только водороду, но, в отличие от последнего, негорючим, т. е. не представляющим пожарной опасности, заполняют аэростаты (воздушные шары) и дирижабли (рис. 44).

Неон широко используют для изготовления световой рекламы (рис. 45). Вспомните образное выражение «улицы города были залиты неоном».

Газы водород, кислород, азот, хлор, фтор образуют двухатомные молекулы, соответственно — H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 .



Рис. 44. Воздушные шары и дирижабли заполняют гелием

Состав вещества изображают на письме, используя химические и математические знаки с помощью *химической формулы*. По химической формуле, как вы уже знаете, вычисляют относительную молекулярную массу вещества (M_r). Относительная молекулярная масса простого вещества равна произведению относительной атомной массы на число атомов в молекуле, например *кислорода* O_2 : $M_r(O_2) = A_r(O) \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32$.

Однако элемент кислород образует еще одно газообразное простое вещество — озон, в состав молекул которого входят уже три атома кислорода. Химическая формула *озона* O_3 , а его относительная молекулярная масса: $M_r(O_3) = 16 \cdot 3 = 48$.



Рис. 45. Неоновая реклама



Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называют **аллотропией**, а эти простые вещества — аллотропными видоизменениями или модификациями.

Свойства аллотропных модификаций химического элемента кислорода — простых веществ кислорода O_2 и озона O_3 — различны. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет (отсюда и его название — в переводе с греческого *озон* означает «пахнущий»). Этот запах, аромат свежести, можно почувствовать во время грозы, так как озон образуется в малых количествах в воздухе в результате электрических разрядов.

Кислород — газ без цвета, а озон имеет бледно-фиолетовый цвет. Озон более бактерициден (лат. *цидао* — убивать), чем кислород. Поэтому озон применяют для обеззараживания питьевой воды. Озон способен

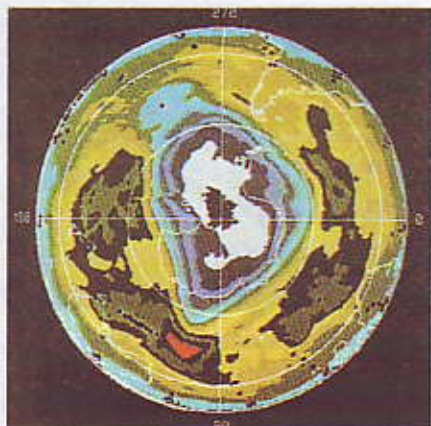


Рис. 46. «Озоновые дыры»
в атмосфере Земли

удерживать ультрафиолетовые лучи солнечного спектра, губительные для всего живого на Земле, и потому *озоновый слой*, располагающийся в атмосфере на высоте 20—35 км, защищает жизнь на нашей планете (на рисунке 46 вы видите фотографию, сделанную из космоса с помощью искусственного спутника Земли, где области пониженного содержания озона в атмосфере («озоновые дыры») обозначены белым цветом).

Из простых веществ-неметаллов при обычных условиях жидкостью является только бром, молекулы которого двухатомны. Формула брома Br_2 . Это тяжелая бурая, с неприятным запахом жидкость (отсюда и название, так как *бромос* с древнегреческого переводится как «зловонный»).

Некоторые твердые вещества — неметаллы известны с древнейших времен — это сера и углерод (в форме древесного угля, алмаза и графита).

У твердых веществ — неметаллов также наблюдается явление аллотропии. Так, элемент углерод образует такие различные по внешнему виду простые вещества, как алмаз, графит (рис. 47). Причина отличия свойств алмаза и графита состоит в строении кристаллических решеток этих веществ, которые вы рассмотрите несколько позднее.

Элемент фосфор имеет две аллотропные модификации: фосфор красный (им покрывают боковую сторону спичечного коробка) и фосфор белый. Последний имеет четырехатомную молекулу, состав его отражается формулой P_4 .

Твердым веществом-неметаллом является кристаллический иод с двухатомной молекулой I_2 . Не путайте его со спиртовым раствором иода — иодной настойкой, которая имеется в каждой домашней аптечке. Кристалличе-



Рис. 47. Аллотропные видоизменения углерода и области их применения: *а* — графит; *б* — алмаз

ский иод и графит не похожи на остальные неметаллы — они имеют металлический блеск.

Чтобы показать относительность деления простых веществ на основании их физических свойств на металлы и неметаллы, рассмотрим аллотропию олова Sn. При комнатной температуре обычно существует бета-олово (β -Sn). Это всем известное белое олово — металл, из которого раньше отливали оловянных солдатиков (рис. 48, *а*) (вспомните сказку Г. Х. Андерсена «Стойкий оловянный солдатик»). Оловом покрывают изнутри кон-



Рис. 48. Области применения олова: *а* — игрушки; *б* — производство консервных банок; *в* — припой

сервзные банки (рис. 48, б). Оно входит в состав такого известного сплава, как бронза, а также припоя (рис. 48, в). При температуре ниже $+13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ более устойчиво альфа-олово ($\alpha\text{-Sn}$) — серый мелкокристаллический порошок, имеющий скорее свойства неметалла. Процесс превращения белого олова в серое быстрее всего идет при температуре, равной $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$. Это превращение получило образное название «оловянная чума».

Сравним теперь простые вещества металлы и неметаллы с помощью таблицы 3.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Т а б л и ц а 3

Металлы	Неметаллы
1. Твердые вещества (кроме ртути — Hg)	1. Твердые (сера — S, фосфор красный и фосфор белый — P ₄ , иод — I ₂ , алмаз и графит — C), газообразные вещества (кислород — O ₂ , озон — O ₃ , азот — N ₂ , водород — H ₂ , хлор — Cl ₂ , фтор — F ₂ , благородные газы) и жидкость (бром — Br ₂)
2. Имеют металлический блеск	2. Не имеют металлического блеска (исключение составляют иод — I ₂ , графит — C)
3. Электро- и теплопроводны	3. Большинство не проводит электрический ток (проводниками являются, например, кремний, графит)
4. Ковкие, пластичные, тягучие	4. В твердом состоянии — хрупкие

1. Благородные газы. 2. Аллотропия и аллотропные видоизменения, или модификации. 3. Кислород и озон. 4. Алмаз и графит. 5. Фосфор красный и белый. 6. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы.

?

1

Рассмотрите этимологию названий отдельных благородных газов.

2

Почему химически неверно поэтическое выражение: «В воздухе пахло грозой»?

- 3 Запишите схемы образования молекул: Na_2 , Br_2 , O_2 , N_2 . Каков тип химической связи в этих молекулах?
- 4 Какой тип химической связи должен быть в металлическом водороде?
- 5 Экспедиция полярного исследователя Р. Скотта к Южному полюсу в 1912 г. погибла из-за того, что потеряла весь запас горючего: оно находилось в запаянных оловом баках. Какой химический процесс лежал в основе этого?

§ 15 Количество вещества

Химия — это наука о веществах. А как измерять вещество? В каких единицах? Вы можете предложить отсчитывать необходимое число молекул вещества, если оно состоит из них. Однако сделать это чрезвычайно сложно. Некоторые из вас предложат измерять вещество в граммах, килограммах или миллиграммах. Но ведь это единицы измерения массы.

Для измерения вещества была выбрана особая единица, в которой как бы соединились число молекул и масса вещества. Эта единица была названа *моль*.

Чтобы отмерить 1 моль вещества, нужно взять столько граммов его, какова относительная атомная (A_r) или относительная молекулярная масса (M_r) вещества.

Например, 1 моль воды имеет массу, равную 18 г, так как $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; 1 моль кислорода имеет массу, равную 32 г, так как $M_r(\text{O}_2) = 32$; 1 моль железа имеет массу, равную 56 г, так как $M_r(\text{Fe}) = 56$.

А если нужно отмерить 2 моль воды, то сколько граммов ее нужно взять? Верно, 36 г ($18 \cdot 2$). А можно отмерить 0,5 моль кислорода? Конечно, 0,5 моль O_2 имеют массу в два раза меньше массы 1 моль, т. е. 16 г ($32 : 2$). А сколько молей воды взяли, если, например, отмерили 45 г воды? Очевидно, нужно эту массу разделить на массу 1 моль воды ($45 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 2,5 \text{ моль}$), т. е. взяли 2,5 моль.

А как связано с количеством вещества число его молекул? Установлено, что 1 моль любого вещества всегда содержит одинаковое число молекул. Это число равно $6 \cdot 10^{23}$. В честь итальянского ученого А. Авогадро это число назвали *постоянной Авогадро*. Обозначают ее N_A .

Таким образом, 1 моль воды имеет массу 18 г и содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O . 1 моль кислорода O_2 имеет массу 32 г и также содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .

Очевидно, что в 2 моль воды и любого вещества содержится $12 \cdot 10^{23}$ молекул, а в 0,5 моль — $3 \cdot 10^{23}$ молекул.

Значит, чтобы узнать число молекул (N), содержащихся в определенном количестве вещества, можно воспользоваться формулой:

$$N = N_A \cdot n,$$

где n — количество вещества, т. е. число молей.

Отсюда верны и следующие равенства:

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ и } N_A = \frac{N}{n}.$$

Теперь дадим определение понятия «моль».



Моль — это такое количество вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества.

Однако следует помнить, что в молях измеряют и число других частиц: атомов, ионов, электронов и т. д. Во всех случаях 1 моль содержит $6 \cdot 10^{23}$ соответствующих частиц (атомов, ионов, электронов и т. д.).



Массу 1 моль вещества называют его **молярной массой** и обозначают буквой M .

Как вы теперь знаете, количество вещества измеряют в молях и обозначают буквой n , в некоторых учебниках — греческой буквой ν («ню»). Чтобы найти количество вещества, нужно его массу разделить на молярную массу:

$$n = \frac{m}{M}.$$

Следовательно, верны и обратные формулы:

$$m = M \cdot n \text{ и } M = \frac{m}{n}.$$

Таким образом, **молярная масса** — это физическая величина, которая равна отношению массы вещества к количеству вещества.

Отсюда можно определить и единицы измерения молярной массы — г/моль. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

Вы знаете, что единицу массы, которая в 1000 раз больше одного грамма, называют *килограммом*, а единицу массы в 1000 раз меньше одного грамма — *миллиграммом*.

Следовательно, и количество вещества можно измерять не только в молях, но и в *киломолях* — кмоль (1 кмоль содержит 1000 моль), и в *миллимолях* — ммоль (1 моль содержит 1000 ммоль).

Соответственно вместо молярной массы в некоторых случаях удобнее использовать понятие *киломолярная масса* (кг/кмоль) и *миллимолярная масса* (мг/ммоль).

Мы определили, как связаны между собой количество и масса вещества. Теперь решим задачи с использованием рассмотренных выше понятий.

Задача 1. Сколько молекул содержится в 11 г углекислого газа CO_2 ?

Дано:

Решение:

$$m(\text{CO}_2) = 11 \text{ г}$$

$$N(\text{CO}_2) = ?$$

$$N = N_A \cdot n, \quad n = \frac{m}{M}$$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ (г/моль)}$$

$$n(\text{CO}_2) = 11 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

$$N(\text{CO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \times \\ \times 0,25 \text{ моль} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Ответ: $N(\text{CO}_2) = 1,5 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. Найдите массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

Дано:

Решение:

$$N(\text{O}_2) =$$

$$= 15 \cdot 10^{23}$$

(молекул)

$$m(\text{O}_2) = ?$$

$$m = M \cdot n, \quad n = \frac{N}{N_A}$$

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ (г/моль)}$$

$$n(\text{O}_2) = (15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}) : (6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}) = 2,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 80 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{O}_2) = 80$ г.

1. Количество вещества. 2. Моль, киломоль, миллимоль. 3. Молярная, киломолярная и миллимолярная массы. 4. Постоянная Авогадро.

$$5. n = \frac{N}{N_A}. \quad 6. n = \frac{m}{M}.$$

?

- 1 Сколько молекул содержит: а) 1 кмоль вещества; б) 1 ммоль вещества?
- 2 Найдите массу: а) 0,75 моль азота N_2 ; б) $9 \cdot 10^{23}$ молекул глюкозы $C_6H_{12}O_6$; в) 3 кмоль серной кислоты H_2SO_4 .
- 3 Сколько молекул содержат: а) 1,5 моль водорода; б) 7 г водорода; в) 4 кмоль водорода?
- 4 Вставьте пропущенные слова в предложения: «Массу измеряют в миллиграммах, ..., килограммах. Количество вещества измеряют в ..., ..., ...».
- 5 Плотность кислорода равна 1,3 г/л. Вычислите количество вещества кислорода, которое содержится в 1 л его. Сколько молекул кислорода содержится в 1 л? в 1 мл? в 1 м³?

§ 16 Молярный объем газов

Массу 1 моль вещества называют молярной. А как называют объем 1 моль вещества? Очевидно, что и его называют *молярным объемом*.

Чему равен молярный объем воды? Когда мы отмеривали 1 моль воды, мы не взвешивали на весах 18 г воды — это неудобно. Мы пользовались мерной посудой: цилиндром или мензуркой, так как знали, что плотность воды (масса одной единицы объема) равна 1 г/мл. Поэтому молярный объем воды равен 18 мл/ммоль. У жидкостей и твердых веществ молярный объем зависит от их плотности (рис. 49, а). Другое дело у газов (рис. 49, б).

Если взять 1 моль водорода H_2 (2 г), 1 моль кислорода O_2 (32 г), 1 моль озона O_3 (48 г), 1 моль углекислого газа CO_2 (44 г) и даже 1 моль водяных паров H_2O (18 г) при одинаковых условиях, например *нормальных*

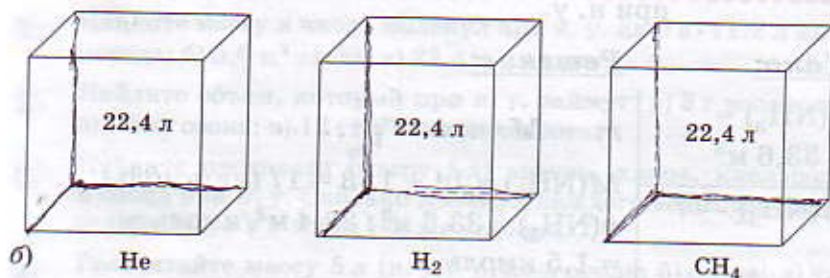


Рис. 49. Молярные объемы (н. у.):

а — жидкостей и твердых веществ; б — газообразных веществ

(в химии принято называть *нормальными условиями* (н. у.) температуру 0°C и давление 760 мм рт. ст., или 101,3 кПа), то окажется, что 1 моль любого из газов займет один и тот же объем, равный 22,4 л, и содержит одинаковое число молекул — $6 \cdot 10^{23}$.



Объем газа количеством вещества 1 моль называют **молярным объемом** и обозначают V_m .

А если взять 44,8 л газа, то какое количество вещества его будет взято? Конечно же 2 моль, так как заданный объем вдвое больше молярного.

Следовательно: $n = \frac{V}{V_m}$, где V — объем газа. Отсюда

$$V = V_m \cdot n \quad \text{и} \quad V_m = \frac{V}{n}$$

Таким образом, молярный объем — это физическая величина, равная отношению объема вещества к количеству вещества.

Молярный объем газообразных веществ выражается в л/моль. $V_m = 22,4$ л/моль. Объем одного киломоля называют киломолярным и измеряют в м³/кмоль ($V_m = 22,4$ м³/кмоль). Соответственно, миллимолярный объем равен 22,4 мл/ммоль.

Задача 1. Найдите массу 33,6 м³ аммиака NH₃ при н. у.

Дано:

$$V(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3$$

$$m(\text{NH}_3) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n, n = \frac{V}{V_m}$$

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ (кг/кмоль)}.$$

$$n(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3 : 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 1,5 \text{ кмоль}.$$

$$m(\text{NH}_3) = 17 \text{ кг/кмоль} \cdot 1,5 \text{ кмоль} = 22,5 \text{ кг}.$$

Ответ: $m(\text{NH}_3) = 22,5$ кг.

Задача 2. Найдите массу и объем (н. у.), который имеют $18 \cdot 10^{20}$ молекул сероводорода H₂S.

При решении задачи обратим внимание на число молекул $18 \cdot 10^{20}$. Так как 10^{20} в 1000 раз меньше 10^{23} , очевидно, расчеты следует вести с использованием ммоль, мл/ммоль и мг/ммоль.

Дано:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20}$$

(молекул)

$$m(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n, V = V_m \cdot n, n = \frac{N}{N_A}$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 2 + 32 = 34 \text{ (мг/ммоль)}.$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20} : 6 \cdot 10^{20} = 3 \text{ (ммоль)}.$$

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ мг/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 102 \text{ мг}.$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 22,4 \text{ мл/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 67,2 \text{ мл}.$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{S}) = 102$ мг; $V(\text{H}_2\text{S}) = 67,2$ мл.

1. Молярный, миллимолярный и киломолярный объемы газов. 2. Молярный объем газов (при нормальных условиях) равен 22,4 л/моль. 3. Нормальные условия. 4. $n = \frac{V}{V_m}$.



- 1 Найдите массу и число молекул при н. у. для: а) 11,2 л кислорода; б) 5,6 м³ азота; в) 22,4 мл хлора.
- 2 Найдите объем, который при н. у. займут: а) 3 г водорода; б) 96 кг озона; в) $12 \cdot 10^{20}$ молекул азота.
- 3 Найдите плотности (массу 1 л) аргона, хлора, кислорода и озона при н. у. Сколько молекул каждого вещества будет содержаться в 1 л при тех же условиях?
- 4 Рассчитайте массу 5 л (н. у.): а) кислорода; б) озона; в) углекислого газа CO₂.
- 5 Укажите, что тяжелее: а) 5 л сернистого газа (SO₂) или 5 л углекислого газа (CO₂); б) 2 л углекислого газа (CO₂) или 3 л угарного газа (CO).

Глава третья

Соединения химических элементов

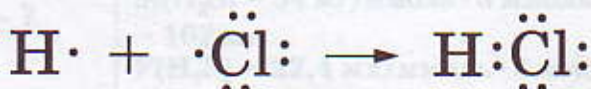
§ 17 Степень окисления

При изучении ионной и ковалентной полярной химических связей вы знакомились со сложными веществами, состоящими из двух химических элементов. Такие вещества называют *бинарными* (от лат. *би* — два) или *двухэлементными*.

Вспомним типичные бинарные соединения, которые мы приводили в качестве примера для рассмотрения механизмов образования ионной и ковалентной полярной химической связи: NaCl — хлорид натрия и HCl — хлороводород. В первом случае связь ионная: атом натрия передал свой внешний электрон атому хлора и превратился при этом в ион с зарядом $+1$, а атом хлора принял электрон и превратился в ион с зарядом -1 . Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:



В молекуле же хлороводорода HCl химическая связь образуется за счет спаривания неспаренных внешних электронов и образования общей электронной пары атомов водорода и хлора:



Правильнее представлять образование ковалентной связи в молекуле хлороводорода как перекрывание одно-

электронного s -облака атома водорода с одноэлектронным p -облаком атома хлора:

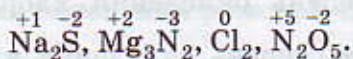


При химическом взаимодействии общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора: $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$, т. е. электрон не полностью перейдет от атома водорода к атому хлора, а частично, обуславливая тем самым частичный заряд атомов δ (см. § 11): $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$. Если же представить, что и в молекуле HCl , как и в хлориде натрия NaCl , электрон полностью перешел от атома водорода к атому хлора, то они получили бы заряды $+1$ и -1 : $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. Такие условные заряды называют *степенью окисления*. При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связующие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.



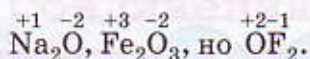
Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное или нулевое значения, которые обычно ставятся над символом элемента сверху, например:

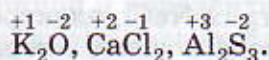


Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов или к которым смещены общие электронные пары, т. е. атомы более электроотрицательных элементов. Фтор всегда имеет степень окисления -1 во всех соединениях. Кислород, второй после фтора по значению электроотрицательности

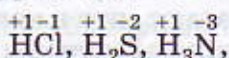
элемент, почти всегда имеет степень окисления -2 , кроме соединений со фтором, например:



Положительное значение степени окисления имеют те атомы, которые отдают свои электроны другим атомам или от которых оттянуты общие электронные пары, т. е. атомы менее электроотрицательных элементов. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления. У металлов главных подгрупп: I группы во всех соединениях степень окисления равна $+1$, II группы равна $+2$, III группы — $+3$, например:



В большинстве соединений атомы водорода имеют степень окисления $+1$, например:



но в соединениях с металлами у водорода степень окисления -1 :



Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии, например:

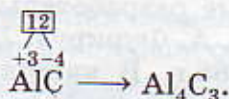


В соединениях суммарная степень окисления всегда равна нулю. Зная это и степень окисления одного из элементов, всегда можно найти степень окисления другого элемента по формуле, например бинарного соединения. Так, найдем степень окисления хлора в соединении

Cl_2O_7 . Обозначим степень окисления кислорода: $\text{Cl}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$. Следовательно, семь атомов кислорода будут иметь общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 7 = -14$. Тогда общий заряд двух атомов хлора будет равен $+14$, а одного атома хлора: $(+14) : 2 = +7$. Следовательно, степень окисления

хлора равна $+7$: $\overset{+7}{\text{Cl}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

Аналогично, зная степени окисления элементов, можно составить формулу соединения, например карбида алюминия (соединения алюминия и углерода). Запишем знаки алюминия и углерода рядом AlC, причем сначала — знак алюминия, так как это металл, т. е. менее электроотрицательный элемент. Определим по Периодической системе Д. И. Менделеева число внешних электронов: у Al — 3 электрона, у C — 4. Атом алюминия отдаст свои 3 внешних электрона углероду и получит при этом степень окисления +3, равную заряду иона. Атом углерода, наоборот, примет недостающие до «заветной восьмерки» 4 электрона и получит при этом степень окисления -4. Запишем эти значения в формулу $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-4}{\text{C}}$ и найдем наименьшее общее кратное для них, оно равно 12. Затем рассчитаем индексы:



Названия бинарных соединений образуют из двух слов — названий входящих в их состав химических элементов. Первое слово обозначает электроотрицательную часть соединения — неметалл, его латинское название с суффиксом *-ид* стоит всегда в именительном падеже. Второе слово обозначает электроположительную часть — металл или менее электроотрицательный элемент, его название всегда стоит в родительном падеже:

«элемент-ид» + «элемента» (с. о., если переменная).

Например: NaCl — хлорид натрия, MgS — сульфид магния, KN — гидрид калия, CaO — оксид кальция. Если же электроположительный элемент проявляет разные степени окисления, то это отражают в названии, обозначив степень окисления римской цифрой, которую ставят в конце названия, например: $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$ — оксид железа (II) (читают «оксид железа два»), $\overset{+2}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ — оксид железа (III) (читают «оксид железа три»).

Если соединение состоит из двух элементов-неметаллов, то к названию более электроотрицательного из них прибавляют суффикс *-ид*, второй компонент ставится

после этого в родительном падеже. Например: $\overset{+2-1}{\text{OF}}_2$ — фторид кислорода (II), $\overset{+4-2}{\text{SO}}_2$ — оксид серы (IV) и $\overset{+6-2}{\text{SO}}_3$ — оксид серы (VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначают при помощи названий числительных на греческом языке — моно, ди, три, тетра, пента, гекса и т. д. На-

пример: $\overset{+2-2}{\text{CO}}$ — монооксид углерода, или оксид углерода (II), $\overset{+4-2}{\text{CO}}_2$ — диоксид углерода, или оксид углерода (IV),

$\overset{+4-1}{\text{PbCl}}_4$ — тетрахлорид свинца, или хлорид свинца (IV).

Чтобы химики разных стран понимали друг друга, потребовалось создание единой терминологии и номенклатуры веществ. Принципы химической номенклатуры были впервые разработаны французскими химиками А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитоном де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. В настоящее время Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) координирует деятельность ученых разных стран и издает рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии.

1. Бинарные, или двухэлементные, соединения.
2. Степень окисления. 3. Химическая номенклатура. 4. Определение степеней окисления элементов по формуле. 5. Составление формул бинарных соединений по степеням окисления элементов.

?

- 1 Запишите формулы оксидов азота (II), (V), (I), (III), (IV).
- 2 Дайте названия бинарных соединений, формулы которых:
а) Cl_2O_7 , Cl_2O , ClO_2 ; б) FeCl_2 , FeCl_3 ; в) MnS , MnO_2 , MnF_4 , MnO , MnCl_4 ; г) Cu_2O , Mg_2Si , SiCl_4 , Na_3N , FeS .
- 3 Найдите по справочникам и словарям всевозможные названия веществ с формулами: а) CO_2 и CO ; б) SO_2 и SO_3 . Объясните их этимологию. Дайте по два названия этих веществ по международной номенклатуре в соответствии с правилами, изложенными в параграфе.

- 4 Какое еще название можно дать аммиаку H_3N ?
- 5 Найдите объем, который имеют при н. у. 17 г сероводорода. Сколько молекул его содержится в этом объеме?
- 6 Вычислите массу $33,6 \text{ м}^3$ метана CH_4 при н. у. и определите число молекул его, содержащиеся в этом объеме.

§ 18 Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения



Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2 .

Оксиды — широко распространенный в природе класс неорганических соединений. К оксидам относят такие хорошо известные соединения, как песок (диоксид кремния SiO_2 с небольшим количеством примесей), вода (оксид водорода H_2O), углекислый газ (диоксид углерода CO_2), глина (оксид алюминия с небольшим количеством других соединений) и т. д. Большинство руд черных металлов содержат оксиды, например красный железняк — Fe_2O_3 и магнитный железняк — Fe_3O_4 .

Среди оксидов есть твердые при обычных условиях вещества — SiO_2 , Fe_2O_3 , жидкие — H_2O и газообразные — CO , CO_2 . Познакомимся с важнейшими из них.

Вода H_2O . Это самое удивительное, самое распространенное и самое необходимое вещество на нашей планете.

Почти три четверти поверхности земного шара занято водой морей и океанов. Льдом покрыто 20% суши: ледники гор, арктическая и антарктическая шапки планеты (рис. 50).

Вода влияет на климат планеты, потому что она обладает очень большой теплоемкостью. Нагреваясь, вода поглощает тепло, а остывая, отдает его и тем самым «вы-

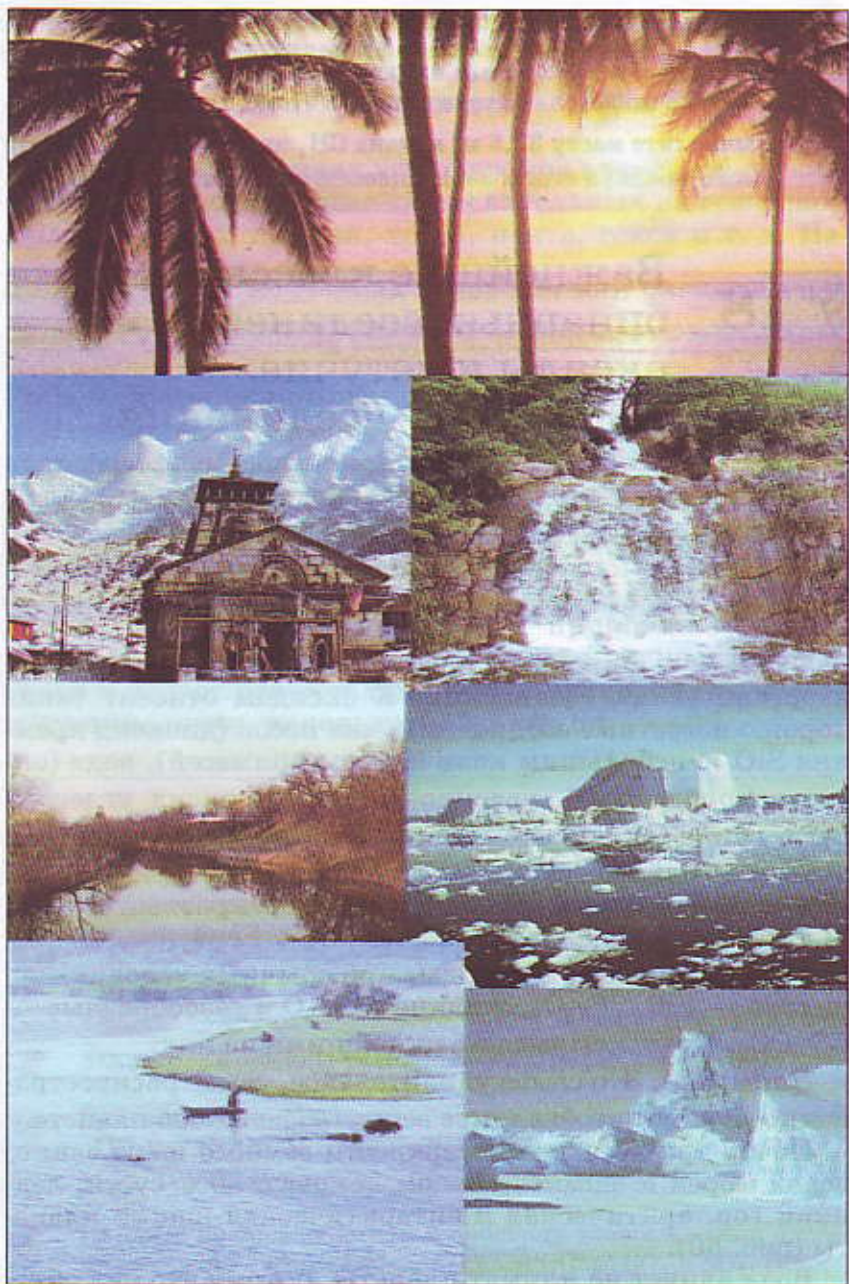


Рис. 50. Вода на Земле

равнивает» климат. А от космического холода предохраняют Землю те молекулы воды, которые рассеяны в атмосфере — в облаках в виде пара...

Вода составляет до 80% массы клетки и выполняет в ней чрезвычайно важные функции: определяет объем и упругость клеток, транспортирует в клетку и из нее растворенные вещества, предохраняет клетку от резких колебаний температур. Тело человека на $\frac{2}{3}$ состоит из воды. Почти все реакции в живой клетке протекают в водных растворах. Большинство реакций, используемых в технологических процессах на предприятиях химической, фармацевтической и пищевой промышленности, происходит также в водных растворах.

Без воды невозможно представить жизнь человека, который потребляет ее для самых разных бытовых нужд (рис. 51).



Рис. 51. Потребление воды человеком

На вопрос: «Много ли воды на Земле?» — однозначно ответить трудно: и очень много, и очень мало одновременно. Почему много — очевидно: океаны, ледники, реки, дожди... А вот почему мало? Во-первых, потому, что потребности человечества в воде сегодня уже сравнимы с возобновляемыми ресурсами пресной воды на нашей планете. Во-вторых, осуществляя производственные процессы, мы больше загрязняем воду, чем очищаем ее. В-третьих, большая часть земной воды — это не просто вода, а концентрированные солевые и иные растворы. В-четвертых, очень много пресной воды мы расходует бездумно и напрасно. Поэтому необходимо беречь воду.

Углекислый газ CO_2 — диоксид углерода. В воздухе всегда содержится около 0,03% (по объему) углекислого газа. Содержание его в воздухе непостоянное. Воздух в городах, особенно вблизи заводов и фабрик, содержит несколько больше углекислого газа, чем воздух в сельской местности.

Образуется углекислый газ при дыхании и сгорании топлива, а также при тлении и гниении различных органических веществ. В воде многих минеральных источников содержится значительное количество растворенного углекислого газа. Один из таких источников минеральной воды (нарзан) находится в Кисловодске. Ежедневно этот источник выносит около двух с половиной миллионов литров минеральной воды, содержащей до 5 г свободного углекислого газа в каждом литре.

В водах морей и океанов содержится очень много растворенного углекислого газа, в десятки раз больше, чем в воздухе.

Углекислый газ бесцветный, без запаха. Он почти в 1,5 раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в одном объеме воды растворяется один объем углекислого газа.

При увеличении давления до 60 атм он превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его может превратиться в твердую снегообразную массу. Ее прессуют и получают так называемый сухой лед, который при обычном давлении возгоняется, не плавясь, причем температура его понижается до $-78,5$ °С. Поэтому сухой лед в основном применяют



Рис. 52. Сухой лед используют для хранения мороженого



Рис. 53. Для приготовления газированных напитков необходим углекислый газ

для хранения пищевых продуктов, и в первую очередь мороженого (рис. 52). Наиболее широко CO_2 используют при изготовлении газированных напитков (рис. 53).

Углекислый газ не поддерживает горения и поэтому применяется для тушения пожаров (рис. 54).

Негашеная известь CaO . Это белое тугоплавкое вещество, которое энергично

взаимодействует с водой («гасится» ею), образуя при этом гашеную известь. Применяется негашеная известь в строительстве для получения вяжущих материалов.

Основную массу земной коры — литосферы — образуют **оксиды кремния** (SiO_2) и **алюминия** (Al_2O_3), которые входят в состав многих минералов и горных пород, а также образуют минералы, почти полностью состоящие из этих оксидов. Так, оксид кремния (IV) образует кварц, кварцевый песок, кремнезем, горный хрусталь и др. (рис. 55), а оксид алюминия — рубин, сапфир, основную массу особых глин — бокситов и др. (рис. 56).



Рис. 54. Тушение пожара с помощью углекислотного огнетушителя

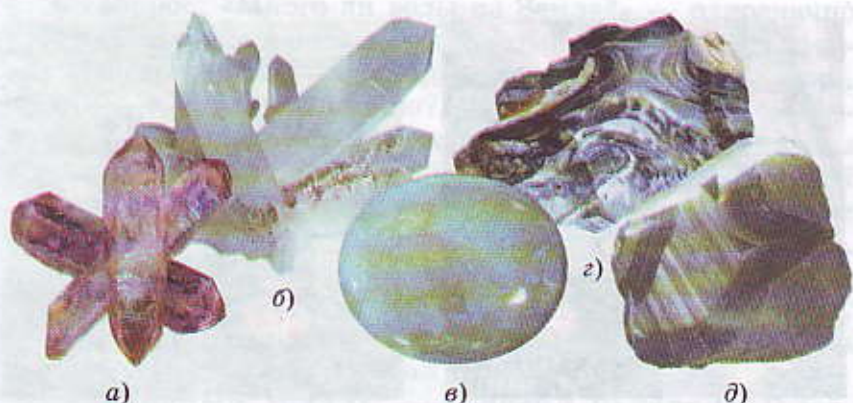


Рис. 55. Разновидности оксида кремния (IV):
a — аметист; *б* — кварц; *в* — опал; *г* — агат; *д* — кремнезем

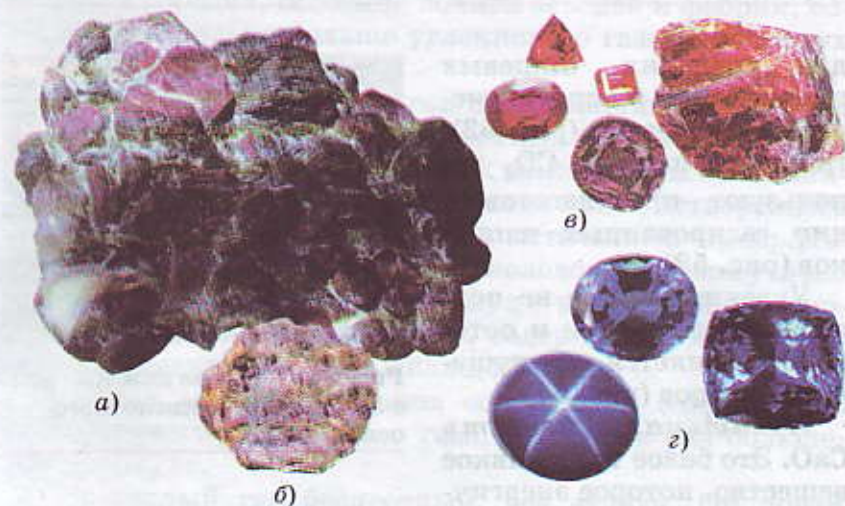


Рис. 56. Разновидности оксида алюминия:
a — корунд; *б* — боксит; *в* — рубин; *г* — сапфир

Другим важнейшим классом бинарных соединений являются *водородные соединения элементов* — *гидриды* и *летучие водородные соединения*.

Гидриды металлов главных подгрупп I и II групп Периодической системы — твердые, нелетучие и тугоплавкие вещества, в которых атомы водорода и металла связаны между собой ионной связью. Например, NaH , CaH_2 .

Более известны благодаря широкому применению в промышленности и в быту соединения неметаллов с водородом. Это летучие вещества, как правило газы, хорошо растворимые в воде. К этому классу веществ относится и вода, хотя является жидкостью в обычных условиях. Рассмотрим летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl и аммиака H_3N (чаще встречается традиционная запись — NH_3).

Хлороводород HCl — это бесцветный газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде. В одном объеме воды при обычных условиях может раствориться около 500 объемов хлороводорода. На открытом воздухе хлороводород притягивает находящиеся в воздухе пары воды, образуя туманное облако, состоящее из мельчайших капелек, поэтому говорят, что хлороводород на воздухе «дымит». Раствор хлороводорода в воде называют *соляной кислотой*. Это бесцветная, дымящаяся на воздухе жидкость несколько тяжелее воды. У людей и животных соляная кислота содержится в желудочном соке, она создает своеобразный барьер для микробов, попадающих в желудок вместе с пищей.

Аммиак NH_3 — бесцветный газ со своеобразным резким запахом. Он почти в два раза легче воздуха. Растворимость аммиака в воде очень велика — в одном объеме воды растворяется при обычных условиях 700 объемов аммиака. Раствор аммиака в воде называют *нашатырным спиртом*, который широко используется в медицине. Аммиак выделяется при гниении органических веществ, содержащих азот.

1. Оксиды.
2. Вода.
3. Углекислый газ.
4. Негашеная известь.
5. Гидриды.
6. Летучие водородные соединения.
7. Хлороводород и соляная кислота.
8. Аммиак и нашатырный спирт.

?

1

Выпишите из приведенного ниже перечня формул в два столбика формулы оксидов металлов и оксидов неметаллов и дайте их названия: Na_2O , N_2O_5 , NaOH , HNO_3 , CuO , SO_2 , SCl_2 , Cl_2O_7 , FeS , Fe_2O_3 , Cu_2O , CuF_2 , P_2O_5 .

- 2 Какие из перечисленных ниже названий соответствуют формуле H_2O : оксид водорода, гидрид кислорода, пероксид водорода, водород, вода, кислородный водород?
- 3 Найдите плотность (массу 1 л) аммиака, хлороводорода и углекислого газа при н. у.
- 4 Сколько молекул каждого вещества содержится в 1 г CO_2 , HCl , NH_3 ?
- 5 Выпишите из текста параграфа все приведенные в нем формулы веществ и дайте их названия по международной номенклатуре.
- 6 Как должен располагаться сосуд для собирания аммиака и углекислого газа — вверх или вниз дном? Почему?

§ 19 Основания

Кроме бинарных соединений, существуют сложные вещества, например основания, которые состоят из трех элементов: металла, кислорода и водорода.

Водород и кислород в них входит в виде *гидроксогруппы* OH^- (которая имеет суммарный заряд 1^- : $O^{2-}H^+$). Следовательно, гидроксогруппа OH^- представляет собой ион, только не простой, как Na^+ или Cl^- , а сложный — OH^- — *гидроксид-ион*.



Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и связанных с ними гидроксид-ионов.

Если заряд иона металла 1^+ , то, разумеется, с ионом металла связана одна группа OH^- , если 2^+ , то две группы OH^- и т. д. Следовательно, состав оснований можно записать общей формулой: $M(OH)_n$, где M — металл, n — число групп OH^- и в то же время численное значение заряда иона (степени окисления) металла. Например:



Названия оснований состоят из слова *гидроксид* и наименования металла в родительном падеже:

«гидроксид» + «металла» (с. о., если переменная).

Например, NaOH — гидроксид натрия, Ca(OH)_2 — гидроксид кальция.

Если же металл проявляет переменную степень окисления, то ее величину так же, как и для бинарных соединений, указывают римской цифрой в скобках и произносят в конце названия основания, например: CuOH — гидроксид меди (I) (читают «гидроксид меди один»); Cu(OH)_2 — гидроксид меди (II) (читают «гидроксид меди два»).

По отношению к воде основания делят на две группы: *растворимые*, или *щелочи*, NaOH , Ca(OH)_2 , KOH , Ba(OH)_2 и *нерастворимые* Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 (рис. 57). О том, растворимо основание или нерастворимо в воде, можно узнать с помощью таблицы «Растворимость оснований, кислот и солей в воде».

Познакомимся с некоторыми щелочами.

Гидроксид натрия NaOH — твердое белое вещество, гигроскопичное и поэтому расплывающееся на воздухе; хорошо растворяется в воде, при этом выделяется теплота. Раствор гидроксида натрия в воде мылкий на ощупь и очень едкий. Он разъедает кожу, ткани, бумагу и другие материалы, поэтому гидроксид натрия называют *едкий натр*. С гидроксидом натрия и его растворами надо обращаться осторожно, опасаясь, чтобы они не попали на одежду, а тем более на руки и лицо. На коже от этого вещества образуются долго не заживающие раны. Гидроксид натрия применяют в мыловарении, кожевенной и фармацевтической промышленности.



Рис. 57. Растворимые и нерастворимые основания

Гидроксид калия КОН — твердое белое вещество, которое хорошо растворяется в воде с выделением большого количества теплоты. Раствор гидроксида калия, как и раствор едкого натра, мылок на ощупь и очень едок. Поэтому гидроксид калия иначе называют *едкое кали*. Применяют его в качестве добавки при производстве мыла, тугоплавкого стекла.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, или *гашеная известь*, — рыхлый белый порошок, немного растворимый в воде (в таблице растворимости против формулы $\text{Ca}(\text{OH})_2$ стоит буква М, что означает малорастворимое вещество). Получается при взаимодействии негашеной извести CaO с водой. Этот процесс называют гашением. Гидроксид кальция применяют в строительстве при кладке и штукатурке стен, для побелки деревьев, для получения хлорной извести, которая является дезинфицирующим средством.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называют *известковой водой*. При пропускании через известковую воду CO_2 она мутнеет (рис. 58). Такой опыт служит для распознавания углекислого газа.

Реакции, с помощью которых распознают определенные вещества, называют **качественными реакциями**.

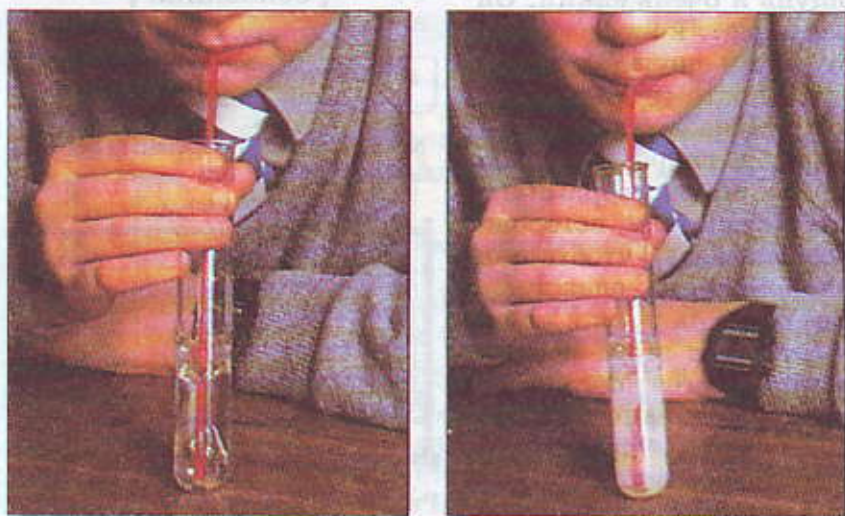


Рис. 58. Качественная реакция на углекислый газ

Для щелочей тоже существуют качественные реакции, с помощью которых растворы щелочей можно распознать среди растворов других веществ. Это реакции щелочей с веществами — *индикаторами* (от лат. «указатели»). Если к раствору щелочи добавить 1—2 капли раствора индикатора, то он изменит свой цвет. В таблице 4 приведены названия индикаторов и указано изменение их окраски в нейтральной, в щелочной и в кислотной средах. С кислотами — другим классом сложных веществ — вы познакомитесь на следующем уроке.

ИЗМЕНЕНИЕ ОКРАСКИ ИНДИКАТОРОВ
В ЗАВИСИМОСТИ ОТ СРЕДЫ

Таблица 4

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислотной среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя	Красная
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Желтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

1. Гидроксид-ион. 2. Основания. 3. Растворимые (щелочи) и нерастворимые основания. 4. Едкий натр. 5. Едкое кали. 6. Гашеная известь и известковая вода. 7. Качественные реакции. 8. Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин.



- 1 Почему гидроксиды натрия и калия называют едкими щелочами?
- 2 Составьте химические формулы оснований для Sr (II) и Cu (I), назовите их. Изменяют ли окраску индикаторов эти вещества? Почему?
- 3 Составьте формулы оксидов, соответствующих веществам, формулы которых: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, и дайте их названия.

- 4 Каким из оксидов, формулы которых: CO_2 , CuO , Cl_2O_7 , P_2O_5 , FeO , MgO , соответствуют основания? Запишите формулы этих оснований и дайте их названия.
- 5 Рассчитайте количество вещества, которое соответствует: а) 120 г NaOH ; б) 49 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- 6 Найдите массу 5 моль $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и 0,5 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

§ 20 Кислоты

С одним из представителей веществ этого класса вы уже познакомились, когда рассматривали летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl . Раствор его в воде и представляет собой соляную кислоту. Она имеет ту же формулу HCl . Аналогично при растворении в воде другого летучего водородного соединения — сероводорода H_2S — образуется раствор сероводородной кислоты с формулой H_2S .

Молекулы этих кислот состоят из двух элементов, т. е. они являются бинарными соединениями. Однако к классу кислот относят также и соединения, состоящие из большего числа химических элементов. Как правило, третьим элементом, входящим в состав кислоты, является кислород. Поэтому такие кислоты называют *кислородсодержащими*, в отличие от HCl и H_2S , которые называют *бескислородными*. Перечислим некоторые кислородсодержащие кислоты.

Азотная кислота — HNO_3 .

Азотистая кислота — HNO_2 .

Серная кислота — H_2SO_4 .

Сернистая кислота — H_2SO_3 .

Угольная кислота — H_2CO_3 .

Кремниевая кислота — H_2SiO_3 .

Фосфорная кислота — H_3PO_4 .

Обратите внимание, что все кислоты (и кислородсодержащие, и бескислородные) обязательно содержат водород, который в формуле записывают на первом месте. Всю остальную часть формулы называют *кислотным*

остатком. Например, у HCl кислотным остатком является Cl , а у H_3PO_4 кислотный остаток PO_4 .



Кислотами называют сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Как правило, кислотные остатки образуют элементы-неметаллы.

По формулам кислот можно определить степени окисления атомов химических элементов, образующих кислоты.

Для бинарных кислот это сделать просто. Так как у водорода степень окисления $+1$, то в соединении $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ у хлора степень окисления -1 , а в соединении $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}}$ у серы степень окисления -2 .

Несложно будет рассчитать и степени окисления атомов элементов-неметаллов, образующих кислотные остатки кислородсодержащих кислот. Нужно только помнить, что суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна нулю, а степени окисления водорода $+1$ и кислорода -2 . Тогда, например, по формуле серной кислоты $\overset{+1}{\text{H}}\overset{x-2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ можно составить уравнение:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0,$$

где x — степень окисления серы, откуда $x = +6$. Отсюда формула серной кислоты с проставленными степенями окисления принимает вид $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+6-2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

Зная степень окисления элемента-неметалла, образующего кислотный остаток кислородсодержащей кислоты, можно определить, какой оксид ей соответствует.

Например, серной кислоте $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+6-2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, в которой у серы степень окисления равна $+6$, соответствует оксид серы (VI) $\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3$; азотной кислоте $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5-2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$, в которой у азота степень окисления равна $+5$, соответствует оксид азота (V) $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_5$.

По формулам кислот можно также определить и общий заряд, который имеют кислотные остатки. Заряд кислотного остатка всегда отрицателен и равен числу атомов водорода в кислоте. Число атомов водорода в кислоте называют *основностью*. Для *одноосновных* кислот, содержащих один атом водорода, например HCl и HNO_3 , заряды ионов кислотных остатков, которые они образуют в растворе, равны $1-$, т. е. Cl^- и NO_3^- . Для *двухосновных* кислот, например H_2SO_4 и H_2S , заряды кислотных остатков равны $2-$, т. е. SO_4^{2-} и S^{2-} . Кислотный остаток, например $(\text{SO}_4)^{2-}$, имеет общий заряд $2-$ и представляет собой сложный ион, который образуется при растворении кислоты в воде. Бинарные бескислородные кислоты HCl и H_2S образуют в водных растворах *простые ионы* Cl^- и S^{2-} , а кислородсодержащие кислоты образуют *сложные ионы*, например NO_3^- и SO_4^{2-} .

Для того чтобы различать степени окисления и заряды ионов, условились записывать знак «+» или «-» перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления¹: P, но после цифры, указывающей величину заряда иона²: PO_4^{3-} . И еще: единичный заряд степени окисления обозначают цифрой +1 или -1, а единичный заряд иона только знаками «+» или «-». Например, степень окисления Cl, а заряд иона Cl^- .

Познакомимся с некоторыми из кислот.

В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля (рис. 59). Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая едкие капельки, содержащие муравьиную кислоту. Она же содержится в пчелином яде и в жгучих волосках крапивы.

При скисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при скисании молока — молочная кислота (рис. 60). Та же самая молочная кислота образуется при квашении капусты и при силосовании кормов для скота.

¹ Степень окисления записывают над символом элемента.

² Заряд иона записывают справа от символа химического элемента.



Рис. 59. Кислоты в природе

Нам хорошо известны часто применяемые в быту лимонная и уксусная кислоты.

Употребляемый в пищу уксус и представляет собой раствор уксусной кислоты.

Многие кислоты нужны в народном хозяйстве в огромных количествах, производство этих веществ называют многотоннажным. К их числу относят серную и соляную кислоты.

Серная кислота
 H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это свойство серной кислоты используют для осушения некоторых газов.



Рис. 60. Кислоты в продуктах питания

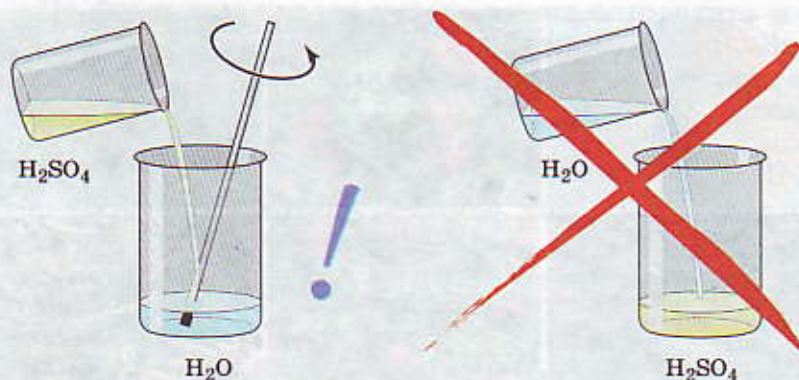
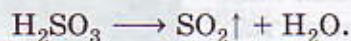
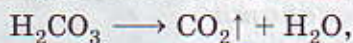


Рис. 61. Разбавление концентрированной серной кислоты водой

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. Если воду вливать в серную кислоту, то вода, не успев смешаться с кислотой, может закипеть и выбросить брызги серной кислоты на лицо и руки работающего. Чтобы этого не случилось, *при растворении серной кислоты нужно вливать ее тонкой струей в воду и перемешивать* (рис. 61).

Серная кислота обугливает древесину, кожу, ткани. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучинку, то происходит химическая реакция — лучинка обугливается. Теперь понятно, как опасно попадание брызг серной кислоты на кожу человека и одежду.

Угольная и сернистая кислоты — H_2CO_3 и H_2SO_3 — в свободном виде не существуют, так как они разлагаются на воду и соответствующий оксид (газ):



Растворы всех кислот кислые, но распознавать концентрированные кислоты на вкус не решится ни один химик — это опасно. Есть более эффективные и безопасные способы обнаружения кислот. Их так же, как и щелочи, распознают с помощью индикаторов.

Добавим к растворам кислот по несколько капель раствора лакмуса фиолетового цвета. Лакмус окрасит-

ся в красный цвет. Метилловый оранжевый при действии кислот изменяет оранжевый цвет на красно-розовый (см. табл. 4 в § 19). А вот кремниевую кислоту H_2SiO_3 , поскольку она нерастворима в воде, так разбавлять нельзя.

1. Кислоты кислородсодержащие и бескислородные. 2. Кислотные остатки и основность кислот. 3. Сложные и простые ионы. 4. Соляная, сероводородная, серная, сернистая, угольная, азотная, азотистая, фосфорная и кремниевая кислоты. 5. Непрочные кислоты: угольная и сернистая. 6. Нерастворимая кремниевая кислота. 7. Изменение окраски индикаторов в кислотной среде.

?

1. Дайте характеристику фосфорной кислоты по плану: а) формула; б) наличие кислорода; в) основность; г) растворимость; д) степени окисления элементов, образующих кислоту; е) заряд иона, образуемого кислотным остатком; ж) соответствующий оксид.
2. Почему нельзя приливать воду в серную кислоту для ее разбавления?
3. Составьте химические формулы кислот, соответствующих оксидам, формулы которых: N_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SiO_2 , SO_2 . Дайте названия всех веществ.
4. Вычислите количество вещества, соответствующее: а) 490 г серной кислоты H_2SO_4 ; б) 9,8 г фосфорной кислоты H_3PO_4 .

§ 21 Соли



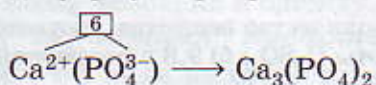
Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.

Как видно из определения, соли по составу похожи на кислоты, только вместо атомов водорода они содержат ионы металла. Поэтому их можно также назвать

продуктами замещения атомов водорода в кислоте на ионы металла. Например, всем известная поваренная соль NaCl может быть рассмотрена как продукт замещения водорода в соляной кислоте HCl на ион натрия. Ион натрия имеет заряд $1+$, а ион хлора имеет заряд $1-$. Так как соединение электронейтрально, формула поваренной соли имеет вид Na^+Cl^- . Если же надо вывести формулу сульфида алюминия (III), поступают следующим образом. Обозначают заряды ионов, из которых состоит соединение: $\text{Al}^{3+}\text{S}^{2-}$. Заряд иона алюминия $3+$, а заряд иона серы можно определить по формуле соответствующей сероводородной кислоты H_2S , он равен $2-$. Затем находят наименьшее общее кратное числовых значений зарядов ионов алюминия и серы (3 и 2), оно равно 6 . Зная это, можно найти индексы, разделив наименьшее общее кратное на величины зарядов, и записать формулу:



Аналогично выводят формулы солей кислородсодержащих кислот, имеющих сложные ионы. Выведем, например, формулу кальциевой соли фосфорной кислоты — фосфата кальция. По таблице Менделеева определим заряд иона кальция как элемента главной подгруппы II группы: $2+$. По формуле фосфорной кислоты H_3PO_4 определим заряд иона, образованного кислотным остатком: PO_4^{3-} . Отсюда формула фосфата кальция имеет вид



(читают «кальций три, пэ-о-четыре дважды»).

Как образуют названия солей бескислородных кислот, вы уже рассмотрели, когда знакомились с номенклатурой бинарных соединений: соли HCl называют хлоридами, а соли H_2S — сульфидами.

Названия солей кислородсодержащих кислот составляют из двух слов: названия иона, образованного кислотным остатком, в именительном падеже и названия иона металла — в родительном. Названия ионов кислотных остатков составляют, в свою очередь, из корней названий элементов, с суффиксами *-ат* для высшей степени окисления и *-ит* для низшей степени окисления ато-

мов элемента-неметалла, образующего сложный ион остатка кислородсодержащей кислоты. Например, соли азотной кислоты HNO_3 называют нитратами: KNO_3 — нитрат калия, а соли азотистой кислоты HNO_2 — нитритами: $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ — нитрит кальция. Если же металл проявляет различные степени окисления, то их указывают в скобках римской цифрой, например: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_3$ — сульфит железа (II) и $\text{Fe}^{3+}(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III).

Номенклатура солей приведена в таблице 5.

По растворимости в воде соли делят на растворимые (Р), нерастворимые (Н) и малорастворимые (М). Для определения растворимости солей используют таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде. Если под рукой нет этой таблицы, можно воспользоваться приведенными ниже правилами. Их легко запомнить.

1. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты.
2. Растворимы все соли соляной кислоты — хлориды, кроме AgCl (Н), PbCl_2 (М).

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

Таблица 5

Название и формула кислоты	Формула иона кислотного остатка	Название соли	Формула (пример)
Азотистая, HNO_2	NO_2^-	Нитриты ✓	KNO_2
Азотная, HNO_3	NO_3^-	Нитраты	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Хлороводородная (соляная), HCl	Cl^-	Хлориды	FeCl_3
Сернистая, H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфиты	K_2SO_3
Серная, H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная, H_2S	S^{2-}	Сульфиды	FeS
Фосфорная, H_3PO_4	PO_4^{3-}	Фосфаты	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Угльная, H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонаты	CaCO_3
Кремниевая, H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Силикаты	Na_2SiO_3

3. Растворимы все соли серной кислоты — сульфаты, кроме BaSO_4 (H), PbSO_4 (H), CaSO_4 (M), Ag_2SO_4 (M).

4. Растворимы соли натрия и калия.

5. Не растворяются все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды, кроме этих солей для Na^+ и K^+ .

Рассмотрим растворимую натриевую соль бескислородной соляной кислоты — хлорид натрия NaCl , и нерастворимые кальциевые соли угольной и фосфорной кислот — карбонат кальция CaCO_3 и фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Хлорид натрия NaCl — хорошо растворимая в воде соль, известна под названием *поваренная соль*. Без этой соли невозможна жизнь растений, животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организмах: в крови соль создает необходимые условия для существования красных кровяных телец, в мышцах обуславливает способность к возбудимости, в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможным переваривание и усвоение пищи. Необходимость соли для жизни была известна со времен глубочайшей древности. Значение соли отражено в многочисленных пословицах, поговорках, обычаях. «Хлеб да соль» — вот одно из пожеланий, которым русские люди с давних пор обменивались друг с другом во время приема пищи, подчеркивая равноценное с хлебом значение соли. Хлеб и соль стали символом гостеприимства и радушия русской нации.

Говорят: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». Оказывается, ждать не так уж долго: за два года двое съедают пуд соли (16 кг), так как в год каждый человек с пищей потребляет от 3 до 5,5 кг соли.

В названиях многих городов и поселков разных стран присутствует слово соль: Соликамск, Соль-Илецк, Усолье, Усолье-Сибирское, Солт-Лейк-Сити, Солтвиль, Зальцбург и т. д.

Соль образует мощные отложения в земной коре. В Соль-Илецке, например, толщина пласта соли превышает полтора километра. Соли, находящейся в озере Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет. Огромные количества соли содержат в себе воды морей и океанов. Солью, извлеченной из Мирового



а)



б)

Рис. 62. Добыча соли: а — из соляных озер; б — из шахт

океана, можно было бы засыпать всю сушу земного шара слоем в 130 м. Во многих странах Азии и Африки соль добывают из соляных озер (рис. 62, а), а в европейских странах — часто из соляных шахт (рис. 62, б).

Хлорид натрия широко используют в химической промышленности для получения натрия, хлора, соляной кислоты, в медицине, для приготовления пищи, для консервирования продуктов питания (соление и квашение овощей) и т. д.

Карбонат кальция CaCO_3 — нерастворимая в воде соль, из которой многочисленные морские животные (моллюски, раки, простейшие) строят покровы своего тела — раковины (рис. 63) и кораллы. Остатки коралловых полипов, с которыми вы познакомились на уроках биологии, образуют тропические острова (атоллы) и коралловые рифы (рис. 64). Наиболее известен Большой Барьерный риф в Австралии. Скапливаясь после гибели своих «хозяев» на дне водоемов и главным образом морей, эти раковины за десятки и сотни миллионов лет образовали мощные пласты соединений кальция, давших начало образованию горных пород — известняков CaCO_3 . Эту же



Рис. 63. Эти красивые раковины состоят преимущественно из карбоната кальция

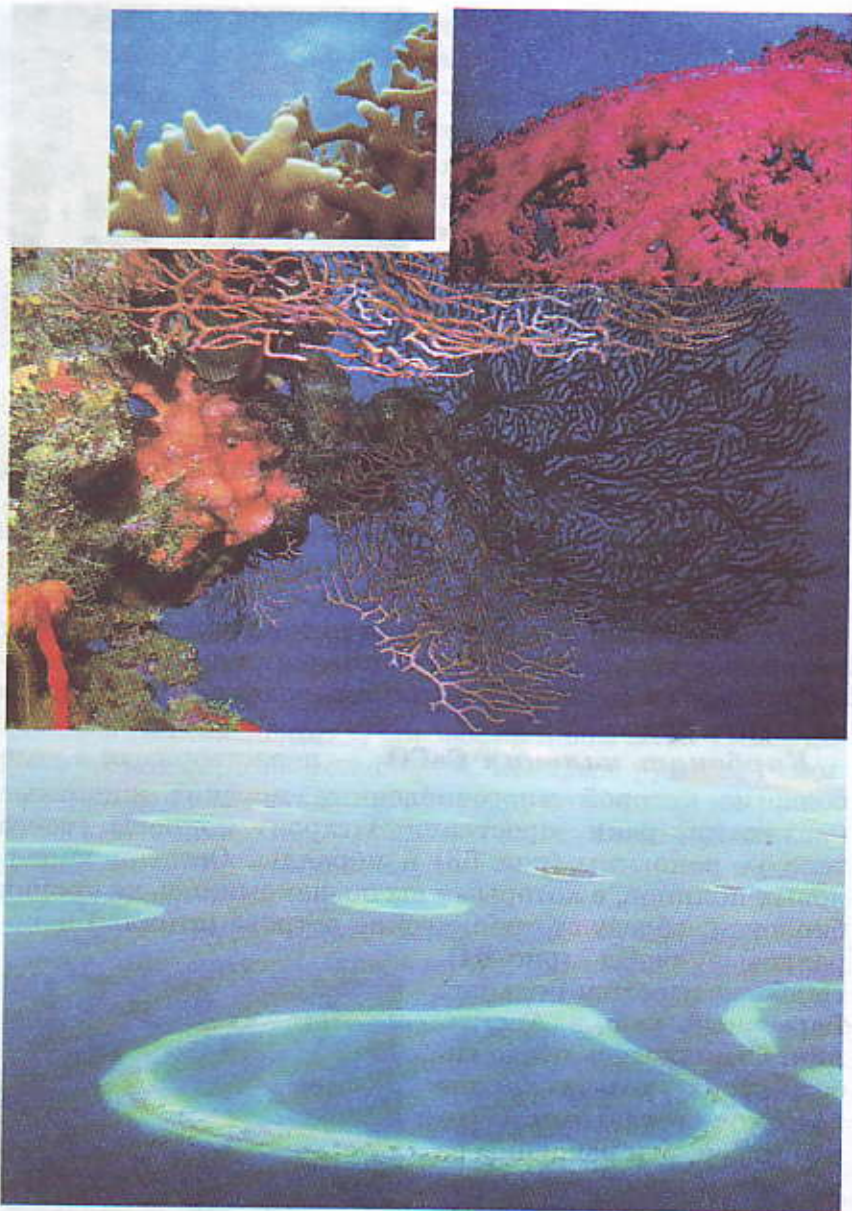


Рис. 64. Красивейшие морские организмы — кораллы — строят свой скелет из карбоната кальция. Остатки их образуют коралловые атоллы и рифы

формулу имеет и строительный камень — мрамор, и столь привычный каждому стоящему у доски школьнику мел, который добывают из карьеров или меловых гор (рис. 65). Из известняка получают негашеную и гашеную известь, его применяют в строительстве. Мрамор идет на изготовление статуй, им отделаны станции метро.



Рис. 65. Меловые горы

Из этой соли наземные животные «строят» свои скелеты — внутреннюю опору для мягких тканей, которые в десятки раз превышают вес самой опоры.

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нерастворимый в воде, — это основа минералов фосфоритов и апатитов. Из них производят фосфорные удобрения, без которых было бы невозможно получение высоких урожаев в сельском хозяйстве. Фосфат кальция также входит в состав костей животных.

1. Соли. 2. Номенклатура солей. 3. Растворимые, нерастворимые и малорастворимые соли. 4. Хлорид натрия (поваренная соль). 5. Карбонат кальция (мел, мрамор, известняк). 6. Фосфат кальция.

?

- 1 Составьте формулы солей натрия, кальция и алюминия для следующих кислот: азотной, серной и фосфорной. Дайте их названия. Какие из солей растворимы в воде?
- 2 Запишите формулы следующих солей: а) карбоната калия, сульфида свинца (II), нитрата железа (III); б) хлорида свинца (IV), фосфата магния, нитрата алюминия.
- 3 Из перечисленных формул: H_2S , K_2SO_3 , KOH , SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, FeO , N_2O_3 , $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, Cu_2O , P_2O_5 , H_3PO_4 выпишите последовательно формулы: а) оксидов; б) кислот; в) оснований; г) солей. Дайте названия веществ.

§ 22 Кристаллические решетки

Вещество, как вам известно, может существовать в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом (рис. 66). Например, кислород, который при обычных условиях представляет собой газ, при температуре -194°C превращается в жидкость голубого цвета, а при температуре $-218,8^{\circ}\text{C}$ затвердевает в снегообразную массу, состоящую из кристаллов синего цвета.

Твердые вещества делят на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют четкой температуры плавления — при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. К аморфным веществам относится большинство пластмасс (например,

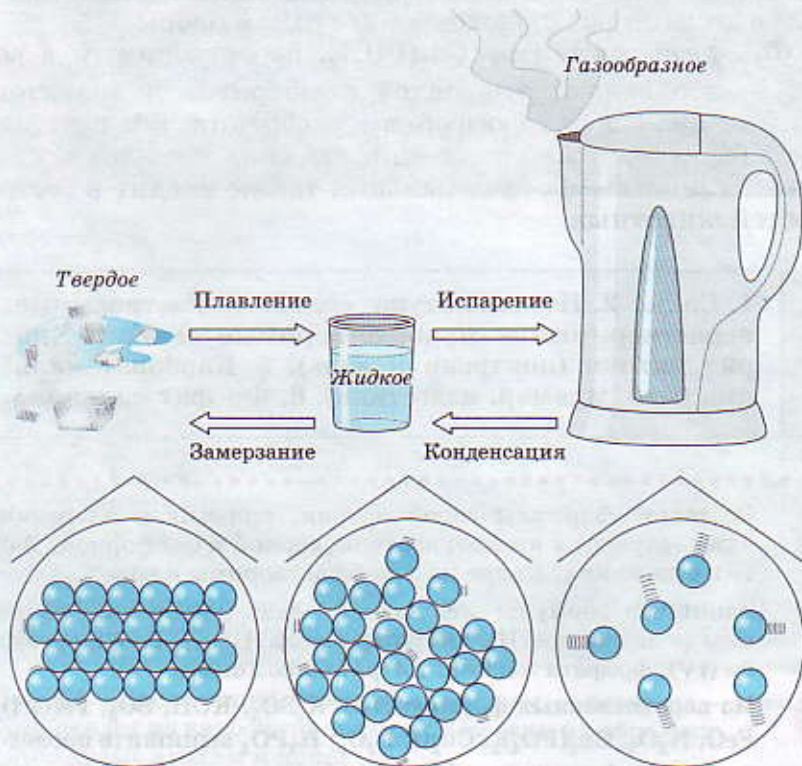


Рис. 66. Агрегатные состояния воды



Рис. 67. Аморфные вещества и материалы

полиэтилен), воск, шоколад, пластилин, различные смолы и жевательные резинки (рис. 67).

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением составляющих их частиц в строго определенных точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, называемый **кристаллической решеткой**. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют **узлами решетки**.

В узлах воображаемой кристаллической решетки могут находиться ионы, атомы и молекулы. Эти частицы совершают колебательные движения. С повышением температуры размах этих колебаний возрастает, что приводит, как правило, к тепловому расширению тел.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: **ионные, атомные, молекулярные** и **металлические** (табл. 6).

Ионными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na^+ , Cl^- , так и сложные SO_4^{2-} , OH^- . Следова-

ПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК ИХ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ* Таблица 6

Период	Г р у п п а							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							H ₂	He
2	Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P ₄	S ₈	Cl ₂	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe
Тип кристаллической решетки	Металлическая				Атомная		Молекулярная	

* Простые вещества, образованные элементами, не представленными в таблице, имеют металлическую решетку.

тельно, ионные кристаллические решетки имеют соли, основания (щелочи), некоторые оксиды. Например, кристалл хлорида натрия построен из чередующихся положительных ионов Na⁺ и отрицательных Cl⁻, образующих решетку в форме куба (рис. 68). Связи между ионами в таком кристалле очень прочны. Поэтому вещества с ионной решеткой обладают сравнительно высокой твердостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решетках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Такой тип кристаллической решетки имеет алмаз (рис. 69) — одно из аллотропных видоизменений углерода. Ограненные и отшлифованные алмазы называют бриллиантами. Их широко применяют в ювелирном деле (рис. 70).

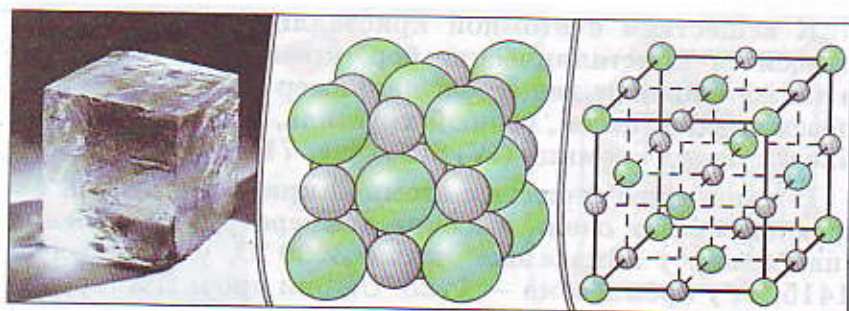


Рис. 68. Ионная кристаллическая решетка (хлорид натрия)

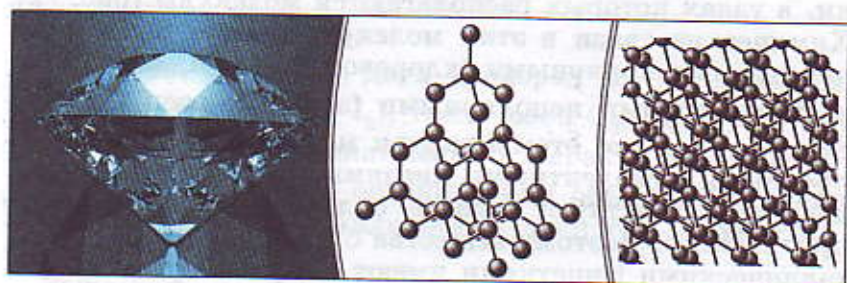


Рис. 69. Атомная кристаллическая решетка (алмаз)



Рис. 70. Две императорские короны с алмазами: *a* — корона Британской империи; *б* — большая императорская корона Российской империи

К веществам с атомной кристаллической решеткой относятся кристаллические бор, кремний и германий, а также сложные вещества, например такие, как кремнезем, кварц, песок, горный хрусталь, в состав которых входит оксид кремния (IV) SiO_2 (рис. 71).

Большинство веществ с атомной кристаллической решеткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она выше 3500°C , у кремния — 1415°C , у кремнезема — 1728°C), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

Молекулярными называют кристаллические решетки, в узлах которых располагаются молекулы (рис. 72). Химические связи в этих молекулах могут быть и ковалентными полярными (хлороводород HCl , вода H_2O), и ковалентными неполярными (азот N_2 , озон O_3). Несмотря на то что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решетками имеют малую твердость, низкие температуры плавления, летучи.

Примерами веществ с молекулярными кристаллическими решетками являются твердая вода — лед, твердый оксид углерода (IV) CO_2 — «сухой лед», твердые хлороводород HCl и сероводород H_2S , твердые простые вещества, образованные одно- (благородные газы: гелий,

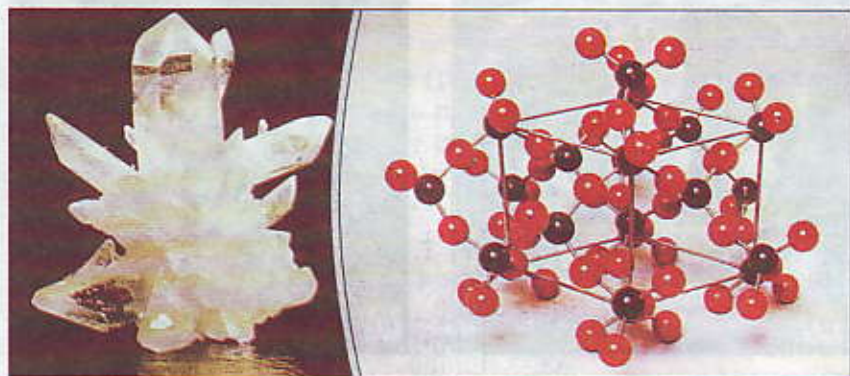


Рис. 71. Атомная кристаллическая решетка (оксид кремния (IV))

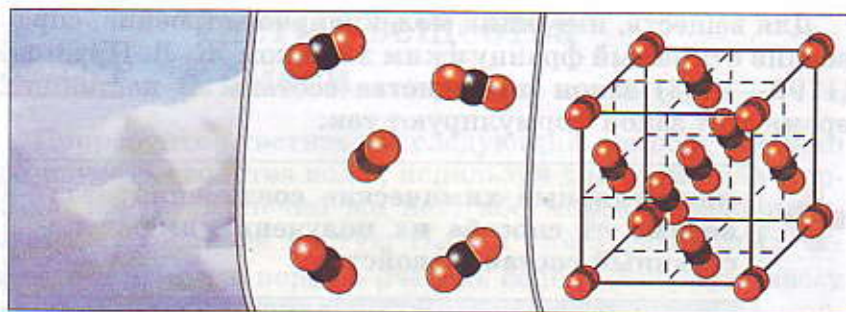


Рис. 72. Молекулярная кристаллическая решетка (углекислый газ)

неон, аргон, криптон), двух- (водород H_2 , кислород O_2 , хлор Cl_2 , азот N_2 , иод I_2), трех- (озон O_3), четырех- (белый фосфор P_4), восьмиатомными (сера S_8) молекулами. Большинство твердых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решетки (нафталин, глюкоза, сахар).

Вещества с металлической связью имеют **металлические кристаллические решетки** (рис. 73). В узлах таких решеток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны в общее пользование). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск.

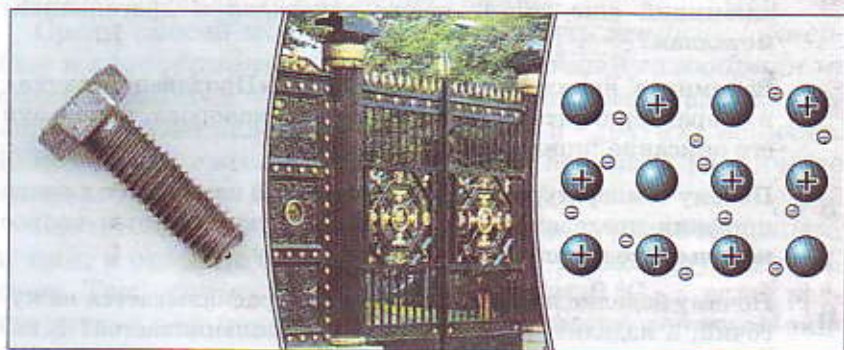


Рис. 73. Металлическая кристаллическая решетка (железо)

Для веществ, имеющих молекулярное строение, справедлив открытый французским химиком Ж. Л. Прустом (1799—1803) закон постоянства состава. В настоящее время этот закон формулируют так:



молекулярные химические соединения независимо от способа их получения имеют постоянный состав и свойства.

Закон Пруста является одним из основных законов химии. Однако для веществ с немолекулярным строением, например ионным, этот закон не всегда справедлив.

1. Твердое, жидкое и газообразное состояния вещества. 2. Твердые вещества: аморфные и кристаллические. 3. Кристаллические решетки: ионные, атомные, молекулярные и металлические. 4. Закон постоянства состава.



- 1 Какие свойства нафталина лежат в основе его применения для защиты шерстяных изделий от моли?
- 2 Какие свойства аморфных пластмасс лежат в основе их применения? Какие качества аморфных веществ применимы для описания особенностей характера отдельных людей?
- 3 Почему открытый в 1825 г. датским ученым К. Х. Эрстедом алюминий еще долгое время относился к драгоценным металлам?
- 4 Вспомните произведение А. Беляева «Продавец воздуха» и охарактеризуйте свойства твердого кислорода, используя его описание, приведенное в книге.
- 5 Почему температура плавления металлов изменяется в очень широких пределах? Для подготовки ответа на этот вопрос используйте дополнительную литературу.
- 6 Почему изделие из кремния при ударе раскалывается на кусочки, а изделие из свинца только расплющивается? В каком из указанных случаев происходит разрушение химической связи, а в каком — нет? Почему?

§ 23 Чистые вещества и смеси

Попробуйте ответить на следующий вопрос: «Можно ли изучать свойства воды, используя для этой цели морскую воду?» Конечно же нет, ибо морская вода представляет собой не чистую H_2O , а смесь различных веществ в ней, и в первую очередь солей (основную массу их составляет хлорид натрия), которые придают морской воде своеобразный горько-соленый вкус. Каждое вещество, выделенное из морской воды, имеет определенные свойства. Да и сама вода, не загрязненная посторонними примесями или содержащая их чрезвычайно мало, — ее называют *дистиллированной водой* — характеризуется рядом специфических свойств, с которыми вы знакомились раньше, когда рассматривали оксиды. Например, она замерзает при температуре $0^\circ C$, тогда как океанская вода — при температуре $-1,9^\circ C$.

Природная вода не бывает совершенно чистой. Наиболее чистой является дождевая вода, но и она содержит значительные количества различных примесей, которые захватывает из воздуха.

В жизни, как правило, мы встречаемся не с чистыми веществами, а со смесями веществ. Эти смеси могут быть *неоднородными* (например, мутная речная вода содержит в себе нерастворимые частицы песка и глины, которые видны невооруженным глазом) и *однородными* (растворы спирта, сахара), в которых нельзя заметить границу раздела между веществами.

Среди смесей можно также выделить *жидкие, твердые и газообразные* (рис. 74). Важнейшая *газообразная* смесь — воздух — представляет собой смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других веществ. К *твердым* смесям можно отнести стекло и различные сплавы — сталь, бронзу, латунь и др.

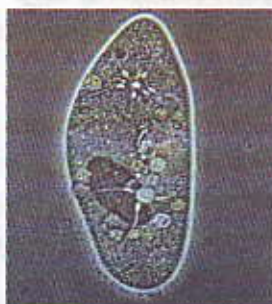
Состав смесей может быть самым разнообразным, и они, в отличие от чистых веществ, имеют другие свойства. Так, чистая вода замерзает при $0^\circ C$, а если растворить в ней поваренную соль, то можно добиться значительного понижения температуры замерзания. Этим, например, пользуются ленивые работники городского

СМЕШИ

ЖИДКИЕ

ТВЕРДЫЕ

ГАЗООБРАЗНЫЕ



Клеточный сок



Бронза



Молоко



Чугун



Сок

Минеральная вода



Стекло



Мельхиор



Пропан-бутановая смесь

Рис. 74. Классификация смесей

коммунального хозяйства, когда в период гололедицы посыпают тротуары технической поваренной солью или другими реагентами (рис. 75).

Состав смесей устанавливают с помощью *химического анализа*. Химический анализ применяют очень широко, он необходим при решении важнейших хозяйственных и научно-технических задач.

Взятие проб для анализа стали по ходу ее выплавки (например, определение содержания углерода) — обязательное условие успешного проведения металлургического процесса.

Без определения концентрации примесей, загрязняющих воду и воздух, невозможен контроль за состоянием окружающей среды. Химический анализ горных пород и руд используют при разведке полезных ископаемых. Вспомните Шерлока Холмса, сыщика, героя произведений А. Конан Дойла: ему нередко помогали определить виновность или невинность подозреваемого именно результаты химического анализа, проведению которого он посвящал немалую часть своего свободного времени. Химический анализ необходим криминалисту и археологу, медику и искусствоведу и многим другим специалистам. А космические исследования? Изучение атмосферы Венеры, горных пород Марса, состава лунного грунта невозможно без проведения химического анализа.

С помощью особых методов с применением химического анализа получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей, влияющих на их специфические свойства, не превышает одной стотысячной и даже одной миллионной доли процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, волоконной оптике и т. д. Свойства особо чистых веществ используют для создания принципиально новых приборов или технологических процессов.



Рис. 75. Обработка дороги антигололедным реагентом

Очистка веществ — важнейшая проблема химии. Простейшие способы очистки веществ вам известны из курсов ботаники и природоведения. Для очистки природной воды от взвешенных в ней частиц ее фильтруют через слой пористого вещества, например угля, обожженной глины и т. п. При очистке больших количеств воды используют фильтры из песка и гравия. Фильтры задерживают также большую часть бактерий. Кроме того, для обеззараживания питьевой воды ее хлорируют (см. рис. 84, § 25).

1. Чистые вещества и смеси. 2. Особо чистые вещества. 3. Химический анализ.



- 1 Приведите примеры жидких, твердых и газообразных смесей.
- 2 Можно ли дистиллированную воду считать особо чистым веществом? Почему?
- 3 Как применяют методы химического анализа в своей работе криминалисты, археологи, медики и искусствоведы? Подготовьте сообщение об этом, используя дополнительную литературу.
- 4 Предложите способы разделения смесей, состоящих: а) из железных и медных опилок; б) из порошков железа и серы.

§ 24

Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)

Мы уже знаем, что природная вода никогда не бывает совершенно чистой. Воду, содержащую значительное количество солей кальция и магния, называют *жесткой* в отличие от *мягкой* воды, например дождевой. Жесткая вода дает мало пены с мылом, а на стенках котлов и труб центрального отопления (рис. 76, а), а также на стенках и спирали электрочайников при ее кипячении образуется накипь (рис. 76, б). Жесткость воды зависит от количества растворенных в ней солей.

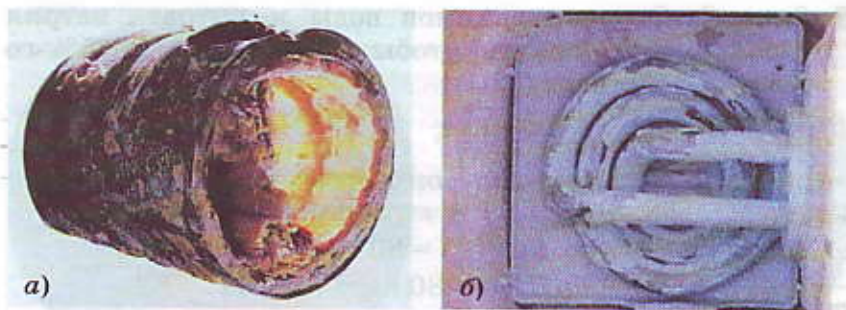


Рис. 76. Накипь: а — на стенках труб; б — на спирали электрического чайника

Содержание растворенного вещества в растворе выражают с помощью его массовой доли.



Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют **массовой долей растворенного вещества**.

Массовую долю обозначают латинской буквой w («дубль-ве») и выражают в долях единицы или процентах:

$$w(\text{в долях}) = \frac{m_{(\text{в-во})}}{m_{(\text{р-р})}}, \quad w(\text{в } \%) = w \cdot 100\%.$$

Так, массовая доля растворенных солей в пресных водах составляет 0,01—0,1%, а в морской воде их около 3,5%. Рассмотрим, как производить расчеты с использованием понятия «массовая доля».

Задача 1. В 150 г воды растворили 50 г фосфорной кислоты. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

Дано:

Решение:

$m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) =$	$w = \frac{m(\text{к-та})}{m(\text{р-р})}$
$= 50 \text{ г}$	
$m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$	$m(\text{р-р}) = m(\text{к-та}) + m(\text{H}_2\text{O}).$
$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$	$m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} + 150 \text{ г} = 200 \text{ г}.$
	$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} : 200 \text{ г} = 0,25 (25\%).$

Ответ: $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,25$, или 25%.

Задача 2. Сколько граммов воды и нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 80 г 5%-го раствора?

Дано:

Решение:

$m(\text{р-ра NaNO}_3) =$	$m(\text{в-во}) = m(\text{р-р}) \cdot w.$
$= 80 \text{ г}$	$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-р}) - m(\text{в-во}).$
$w(\text{NaNO}_3) = 0,05$	$m(\text{NaNO}_3) = 80 \text{ г} \cdot 0,05 = 4 \text{ г}.$
$m(\text{NaNO}_3) - ?$	$m(\text{H}_2\text{O}) = 80 \text{ г} - 4 \text{ г} = 76 \text{ г}.$
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$	

Ответ: $m(\text{NaNO}_3) = 4 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 76 \text{ г}.$

В ювелирных и технических изделиях применяют не чистое золото, а его сплавы, чаще всего с медью и серебром. Чистое золото — металл слишком мягкий, носить оставляет на нем след, износостойкость его невелика. Проба, стоящая на золотых изделиях, изготовленных в нашей стране, означает массовую долю золота в сплаве, точнее, содержание его из расчета на тысячу массовых частей сплава.

Проба 585°, например, означает, что в сплаве массовая доля золота составляет 0,585, или 58,5% (рис. 77).

Аналогично массовой доле определяется и объемная доля газообразного вещества в газовой смеси, обозначаемая греческой буквой ϕ («фи»):

$$\phi = \frac{V(\text{в-во})}{V(\text{смесь})},$$

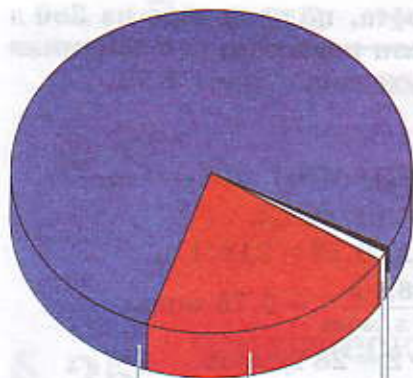
отсюда

$$V(\text{в-во}) = V(\text{смесь}) \cdot \phi,$$

$$V(\text{смеси}) = \frac{V(\text{в-во})}{\phi}.$$

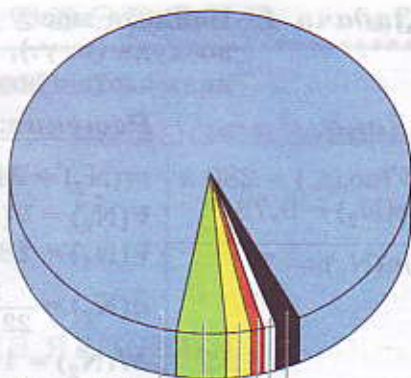


Рис. 77. На каждом изделии из золота указывают пробу



N_2 — 78%
 O_2 — 21%
 Благородные газы — 0,94%
 CO_2 , прочие газы и примеси — 0,06%

Рис. 78. Состав воздуха



CH_4 — 90%
 C_2H_6 — 4%
 C_3H_8 — 2%
 C_4H_{10} — 1%
 C_5H_{12} — 1%
 N_2 и др. газы — 2%

Рис. 79. Состав природного газа

Так, объемный состав воздуха отражен на диаграмме (рис. 78). Состав природного газа одного из месторождений представлен на диаграмме (рис. 79).

Задача 3. Сколько кубических метров кислорода может быть получено путем фракционной перегонки жидкого воздуха, если исходный объем воздуха был равен 800 м^3 (н. у.), а, как известно, объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21?

Дано:

$$\begin{aligned}
 V(\text{возд.}) &= \\
 &= 800 \text{ м}^3 \\
 \varphi(O_2) &= 0,21
 \end{aligned}$$

Решение:

$$\begin{aligned}
 V(O_2) &= V(\text{возд.}) \cdot \varphi(O_2). \\
 V(O_2) &= 800 \text{ м}^3 \cdot 0,21 = 168 \text{ м}^3.
 \end{aligned}$$

$$V(O_2) = ?$$

Ответ: $V(O_2) = 168 \text{ м}^3$.

Задача 4. Найдите массу азота, полученного из 280 л воздуха (н. у.), если известно, что объемная доля азота в воздухе составляет 78%.

Дано:

Решение:

$$V(\text{возд.}) = 280 \text{ л}$$

$$\varphi(\text{N}_2) = 0,78$$

$$m(\text{N}_2) = ?$$

$$m(\text{N}_2) = M(\text{N}_2) \cdot n(\text{N}_2). \quad n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m}$$

$$V(\text{N}_2) = V(\text{возд.}) \cdot \varphi(\text{N}_2).$$

$$V(\text{N}_2) = 280 \text{ л} \cdot 0,78 = 218,4 \text{ л}.$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{218,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 9,75 \text{ моль}.$$

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} \cdot 9,75 \text{ моль} = 273 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{N}_2) = 273 \text{ г}.$

1. Массовая доля. 2. Проба золота. 3. Объемная доля и объемный состав воздуха.

?

1 Для борьбы с болезнями растений, особенно плодовых деревьев и виноградников, применяют раствор сульфата меди (II). Обычно растворяют 100 г соли на ведро воды (8 л). Какова массовая доля соли в полученном растворе? Сколько воды и соли содержится в 500 г этого раствора?

2 Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 30 г 5%-го раствора иодной настойки?

3 Рассчитайте количество вещества спирта $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, который содержится в 500 г водки (40%-й раствор спирта). Не забудьте, что количество вещества измеряется в молях.

4 Определите количество золота и серебра, которое содержится в обручальном кольце массой 3,75 г и пробой 585°.

5 Из 250 г 20%-го раствора хлорида калия выпарили 100 мл воды. Какой стала массовая доля соли в растворе?

6 В 180 г 15%-го раствора гидроксида натрия растворили еще 20 г щелочи. Рассчитайте массовую долю щелочи в полученном растворе.

7 Слили два раствора серной кислоты: 240 г 30%-го и 180 г 5%-го. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

Глава четвертая

Изменения, происходящие с веществами

§ 25 Физические явления в химии

Вы уже знаете, что с телами и веществами происходят различные изменения, которые называют явлениями, и помните, что их делят на *физические* и *химические*. При *физических явлениях* состав вещества остается без изменения, а изменяется лишь его агрегатное состояние или форма и размеры тел.

Физические явления, выражающиеся в изменениях агрегатного состояния вещества или формы и размеров тел, определяют важнейшие области применения их в народном хозяйстве. Так, пластичность алюминия позволяет вытягивать его в проволоку или прокатывать в тонкую фольгу; электропроводность и сравнительная легкость алюминия позволяют использовать его в качестве прово-



Рис. 80. Дистилляция

дов линий электропередачи, а сплавы — в самолетостроении; теплопроводность, пластичность и неядовитость — при изготовлении посуды и т. д.

Многие способы получения чистых химических веществ по сути физические явления. К ним относят перегонку, кристаллизацию, фильтрование, возгонку и др. Например, на различии температур кипения веществ основан *способ дистилляции* (рис. 80), или *перегонки*.

Этим способом получают воду, очищенную от растворенных в ней веществ. Такая вода называется *дистиллированной*. Именно ее используют для приготовления лекарственных растворов и для заливки в систему охлаждения автомобилей.

Перегонку как способ разделения жидких смесей применяют для получения из природной нефти отдельных нефтепродуктов. Промышленная установка для непрерывной перегонки нефти состоит из трубчатой печи (1) для нагревания нефти и разделительной, или ректификационной, колонны (2), где нефть разделяется на фракции (дистилляты) — отдельные нефтепродукты (рис. 81).

В трубчатой печи в виде змеевика расположен длинный трубопровод. Печь обогревается го-



Рис. 81. Схема трубчатой установки для непрерывной перегонки нефти: 1 — трубчатая печь; 2 — ректификационная колонна; 3 — холодильник

рящим мазутом или газом. По трубопроводу непрерывно подается нефть, в нем она нагревается до $320\text{--}350\text{ }^{\circ}\text{C}$ и в виде смеси жидкости и паров поступает в ректификационную колонну.

Ректификационная колонна — стальной цилиндрический аппарат высотой около 40 м. Она имеет внутри несколько десятков горизонтальных перегородок с отверстиями, так называемых тарелок. Пары нефти, поступая в колонну, поднимаются вверх и проходят через отверстия в тарелках. Постепенно охлаждаясь при своем движении вверх, они сжижаются на тех или иных тарелках в зависимости от температур кипения и плотности. Углеводороды менее летучие и сжижаются уже на первых тарелках, образуя *газойлевую* фракцию, более летучие углеводороды собираются выше и образуют *керосиновую* фракцию, еще выше собирается *лигроиновая* фракция, наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и образуют *бензин*. Внизу собирается густая черная жидкость — *мазут*. Его используют в качестве топлива, а также для получения смазочных масел путем дополнительной перегонки.

Способ перегонки жидкого воздуха лежит в основе получения из него отдельных составных частей — азота (он выкипает первым), кислорода и др.

Для очистки солей используют способ *кристаллизации*. При этом, например, природную соль растворяют в воде и затем фильтруют (рис. 82). В результа-



Рис. 82. Фильтрация



Рис. 83. Выпаривание

те получают раствор поваренной соли, очищенный от песка, глины и других нерастворимых в воде примесей. Затем соль выделяют из раствора **выпариванием** (рис. 83), вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаются кристаллы соли.

Способ **фильтрования** основан на различной пропускной способности пористого материала — **фильтра** по отношению к составляющим смесь частицам. Фильтром для очистки питьевой воды на станциях водоочистки служит слой песка (рис. 84). В пылесосе, который очищает воздух от взвешенной в нем пыли, применяют бумажные или матерчатые фильтры; в медицине при

уходе за больными или во время хирургической операции используют в качестве фильтра многослойные марлевые повязки.

Для получения чистых йода и серы используют такое физическое явление, как **возгонка (сублимация)**, т. е. переход



Рис. 84. Схема водоочистительной станции: 1 — река; 2 — бассейн для отстаивания воды; 3 — колодец; 4 — фильтр; 5 — главный насос; 6 — устройство для хлорирования воды; 7 — водонапорная башня; 8 — водопровод в город

вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу (рис. 85). При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлаждаемой — снова конденсируется с образованием кристаллов. Лед способен к возгонке, недаром мокрое белье высыхает и на морозе.

Возгонка определила использование твердого углекислого газа CO_2 (как вы знаете, его называют сухим льдом) для хранения продуктов, и в первую очередь мороженого.

Различная плотность веществ лежит в основе такого способа разделения смесей, как *отстаивание*. Например, смеси нефти и воды, растительного масла и воды быстро расслаиваются и поэтому их легко отделить друг от друга с помощью *делительной воронки* (рис. 86, 87).

Чтобы ускорить процесс разделения смесей, вместо отстаивания в лабораторной практике часто используют *центрифугирование*, которое получило такое название из-за особого прибора — *центрифуги*. В центрифугу помещают пробирки со смесью веществ. Включают при-

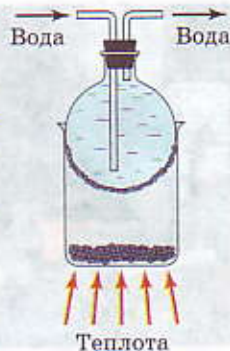


Рис. 85. Возгонка
иода

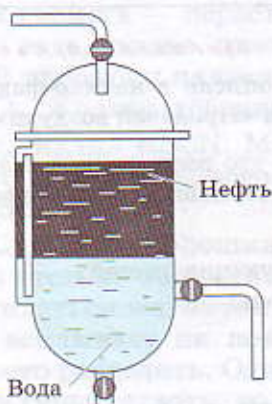


Рис. 86. Нефтеразде-
лительная колонка

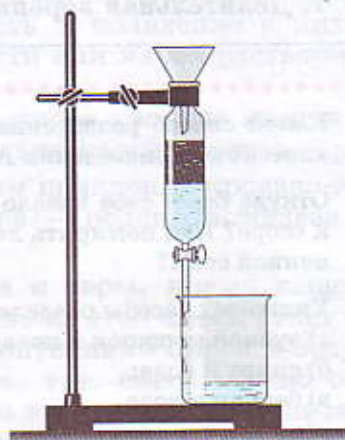


Рис. 87. Делительная
воронка



а)



Рис. 88. Центрифугирование: а — фотография центрифуги; б — схема действия центрифуги

бор, который начинает, подобно карусели, интенсивно раскручивать закрепленные в нем пробирки. Под действием центробежной силы частицы разных веществ получают различное ускорение, так как обладают различной плотностью, и смесь разделяется (рис. 88).

1. Дистилляция, или перегонка. 2. Дистиллированная вода. 3. Кристаллизация и выпаривание. 4. Фильтрование. 5. Возгонка. 6. Отстаивание. 7. Делительная воронка. 8. Центрифугирование.

?

- 1 Какой способ разделения смесей описан в научно-фантастическом произведении А. Беляева «Продавец воздуха»?
- 2 Откуда берет свое начало поверье, что рассыпанная соль — к ссоре? Как помирить людей, поссорившихся из-за рассыпанной соли?
- 3 Укажите способы разделения следующих смесей:
 - а) зубной порошок и поваренная соль;
 - б) спирт и вода;
 - в) бензин и вода.
- 4 Как в походных условиях очистить и обеззаразить речную воду и сделать ее пригодной для питья и приготовления пищи?

- 5 Почему работники элеваторов (зернохранилищ) при просеивании и сортировке зерна надевают специальную маску?
- 6 Какой способ очистки чайной заварки от чаинок вы используете, когда наливаете ее из чайника через ситечко?

§ 26 Химические реакции

В отличие от физических явлений при *химических явлениях*, или *химических реакциях*, как вы знаете, происходит превращение одних веществ в другие. Эти превращения сопровождаются внешними признаками: образованием осадка или газа, изменением цвета, выделением или поглощением теплоты, появлением запаха и др.

Вспомните те опыты, которые вам демонстрировал учитель на первых уроках. Взаимодействие мрамора — карбоната кальция CaCO_3 — с соляной кислотой HCl сопровождалось выделением углекислого газа — оксида углерода (IV) CO_2 . А пропускание его через прозрачную известковую воду — раствор гидроксида кальция Ca(OH)_2 — происходило с образованием осадка — карбоната кальция CaCO_3 .

Понаблюдаем за протеканием некоторых химических реакций и установим признаки, которые подтверждают образование новых веществ и появление у них новых свойств — нерастворимости или малой растворимости в воде, запаха, цвета и др.

В пробирку нальем 2 мл раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , а затем добавим несколько капель раствора роданида калия KSCN . Мы увидим появление кроваво-красного раствора нового вещества — роданида железа (III) Fe(SCN)_3 .

Смешаем порошки железа и серы, новые вещества при этом не появились. Железо из этой смеси будет притягиваться магнитом, а при опускании смеси в воду сера всплывает на поверхность, т. е. смесь можно очень просто разделить. Однако если эту смесь порошков железа и серы нагреть, то начнется химическая реакция, которая будет продолжаться далее без нагревания с выделением теплоты — мы увидим, как смесь раскалится.

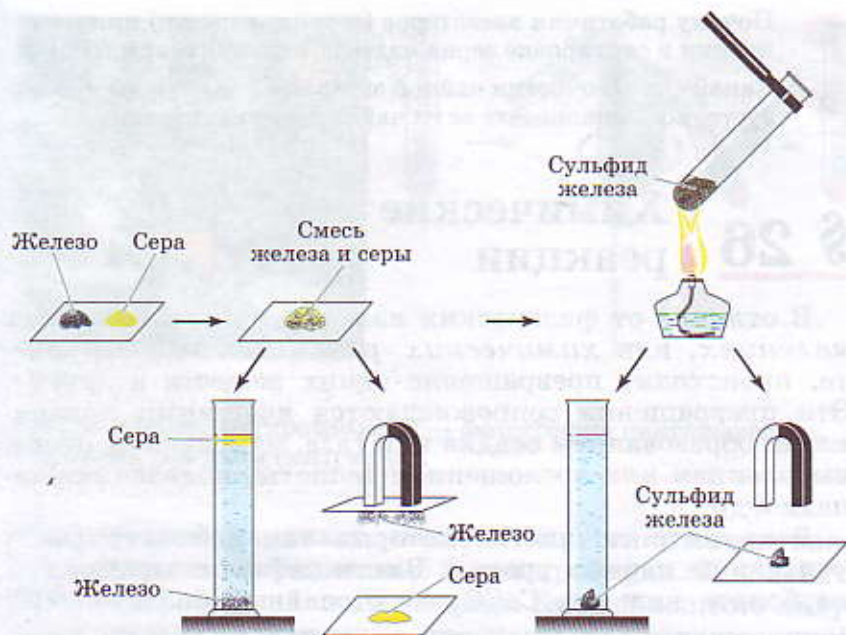


Рис. 89. Разделение смеси порошков железа и серы (слева).
Взаимодействие железа с серой (справа)

После окончания реакции получится новое вещество — сульфид железа (II) FeS . Оно серого цвета, тонет в воде и не притягивается магнитом (рис. 89).

Подождем в железной ложечке немного серы — она загорится синеватым пламенем и даст обильный едкий дым сернистого газа — оксида серы (IV) SO_2 . О протекании реакции можно судить по изменению цвета, появлению газа с резким запахом, выделению теплоты и света.

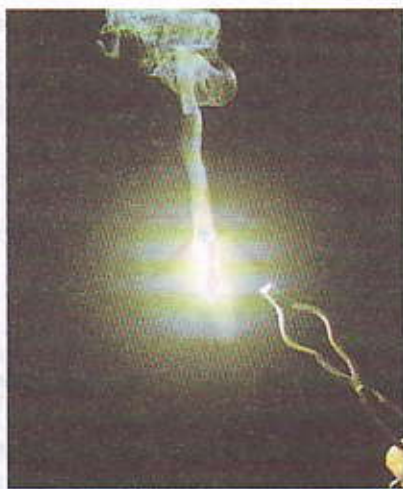


Реакции, протекающие с выделением теплоты и света, называют **реакциями горения**.

Реакцию мгновенного горения порошка магния использовали при фотографировании в качестве «вспышки», пока не появилась электрическая лампа. **Реакции горения** — это частный случай большой группы химических реакций, протекающих с выделением теплоты (рис. 90).



а)



б)

Рис. 90. Реакции горения: а — свечи; б — магниевой ленты

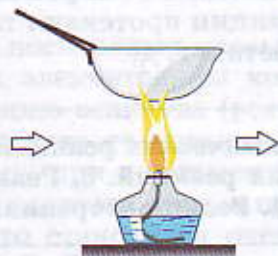


Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют экзотермическими (*экзо* — наружу), а протекающие с поглощением теплоты — эндотермическими (*эндо* — внутрь).

К последним, например, относят реакцию разложения оксида ртути (II), которую вы можете посмотреть на фотографиях (рис. 91), так как из-за токсичности



а)



б)

Рис. 91. Разложение оксида ртути (II): а — исходное вещество — оксид ртути (II) (красного цвета); б — один из продуктов реакции — ртуть (серебристо-белого цвета)

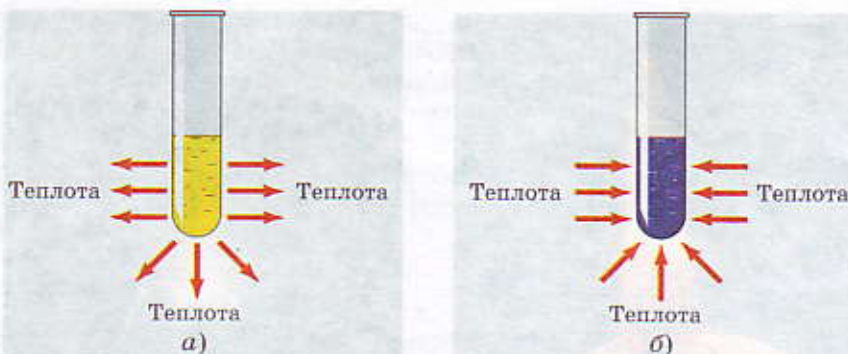


Рис. 92. Реакции: а — экзотермическая; б — эндотермическая

ртути и ее соединений эту реакцию в условиях школы проводить запрещено.

Схематично экзотермические и эндотермические реакции представлены на рисунке 92.

В заключение рассмотрим, какие условия должны выполняться, чтобы произошла химическая реакция.

1. Необходимо, чтобы реагирующие вещества соприкоснулись, и чем больше площадь их соприкосновения, тем быстрее идет химическая реакция. Поэтому твердые вещества измельчают и перемешивают, а хорошо растворимые вещества растворяют и растворы сливают.

2. Второе важное условие — нагревание. Некоторые реакции (как правило, экзотермические) идут без нагревания, и только для некоторых экзотермических реакций оно необходимо лишь для того, чтобы реакция началась, а вот для эндотермических реакций — необходимо нагревание на протяжении всей реакции.

3. Некоторые реакции протекают под действием электрического тока, света и т. д.

1. Признаки химических реакций. 2. Условия течения химических реакций. 3. Реакции экзо- и эндотермические. 4. Реакция горения.

?

1

В крепко заваренный свежий чай в стакане опустите кусочек лимона или несколько кристаллов лимонной кислоты. Что наблюдаете?

- 2 Приготовьте с помощью лимонной кислоты домашний шипучий напиток. Немного кислоты на кончике чайной ложки растворите в воде, а затем добавьте в полученный раствор столько же пищевой (питьевой) соды. Что наблюдаете?
- 3 Старинные медные монеты и бронзовые изделия часто бывают покрыты зеленоватым налетом, а серебряные — черным. О чем говорит появление этих налетов? Как очистить изделия от них?
- 4 Какую химическую ошибку допускают журналисты, когда в своих репортажах пишут, например, такую фразу: «Место происшествия освещалось непрерывными вспышками магния»?
- 5 Расскажите об устройстве и работе огнетушителя.
- 6 Почему загоревшиеся нефтепродукты или вспыхнувшие электрические провода нельзя тушить водой? Как их погасить?

§ 27 Химические уравнения

Закон сохранения массы веществ, открытый М. В. Ломоносовым в 1748 г., гласит:



масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее.

Материальными носителями массы веществ являются атомы химических элементов, из которых состоят как вступившие в реакцию вещества (реагенты), так и образовавшиеся в результате ее новые вещества (продукты реакции). Поскольку при химических реакциях атомы не образуются и не разрушаются, а происходит лишь их перегруппировка, то становится очевидным справедливость открытого М. В. Ломоносовым и подтвержденного позднее А. Лавуазье закона.

В справедливости закона сохранения массы веществ можно легко убедиться на простом опыте. Поместим в колбу немного красного фосфора, закроем ее пробкой

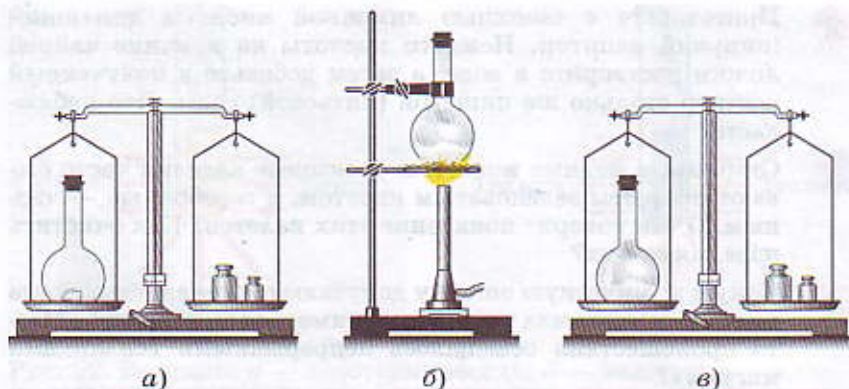


Рис. 93. Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ: *a* — взвешивание колбы с фосфором до реакции; *б* — горение фосфора в закрытой колбе; *в* — взвешивание колбы с продуктом реакции

и взвесим на весах (рис. 93). Затем колбу осторожно нагреем. О том, что произошла химическая реакция, нам станет понятно по появлению густого белого дыма в колбе, состоящего из оксида фосфора (V), который образовался при взаимодействии фосфора с кислородом. При повторном взвешивании колбы с продуктами этой реакции мы убедимся, что масса веществ в колбе не изменилась, хотя и произошло превращение фосфора в его оксид.

Этот же вывод будет нами сделан и при проведении еще одного простого, но очень наглядного опыта. В специальный сосуд нальем отдельно соляную кислоту и раствор щелочи, например гидроксида натрия (рис. 94). К раствору щелочи добавим несколько капель индикатора —

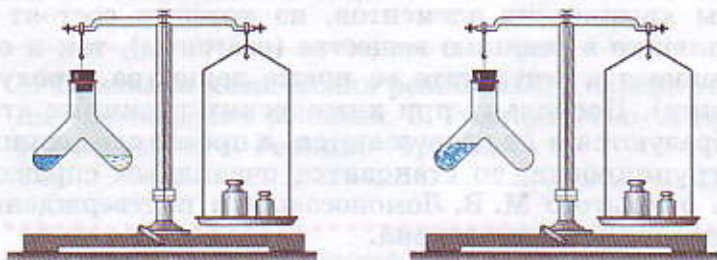


Рис. 94. Опыт, подтверждающий закон сохранения массы вещества

фенолфталеина, отчего раствор окрасится в малиновый цвет. Закроем прибор пробкой, уравновесим гирями на весах, отметим массу, а затем сольем растворы. Малиновая окраска исчезнет, потому что кислота и щелочь прореагировали друг с другом. Масса же сосуда с полученными продуктами реакции не изменилась.

Аналогичное наблюдение сделал и автор закона сохранения массы веществ М. В. Ломоносов, который проводил опыты в запаянных стеклянных сосудах, «дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару», и обнаружил, что «без пропущения внешнего воздуха вес металлов остается в одной мере».

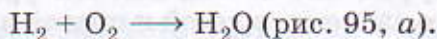
На основании этого закона пишут химические предложения, т. е. составляют уравнения химических реакций с помощью химических слов — формул.



Химическим уравнением называют условную запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

В левой части уравнения записывают формулы (формулу) веществ, вступивших в реакцию, соединяя их знаком «плюс». В правой части уравнения записывают формулы (формулу) образующихся веществ, также соединенных знаком «плюс». Между частями уравнения ставят стрелку. Затем находят коэффициенты — числа, стоящие перед формулами веществ, чтобы число атомов одинаковых элементов в левой и правой частях уравнения было равным.

Запишем, например, уравнение реакции водорода с кислородом. Сначала составим схему реакции — укажем формулы веществ, вступающих в реакцию (водород H_2 и кислород O_2) и образующихся в результате ее (вода H_2O), и соединим их стрелкой:



Так как число атомов кислорода в левой части вдвое больше, чем в правой, запишем перед формулой воды коэффициент 2:

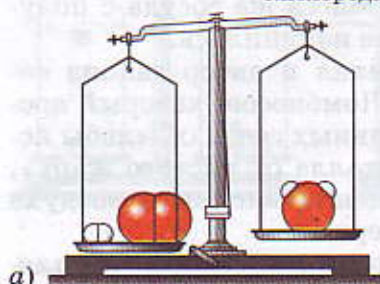


Исходные
вещества:
 $H_2 + O_2$

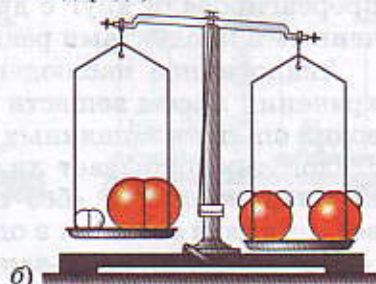
Продукт
реакции:
 H_2O
(не хватает атомов
кислорода)

Исходные
вещества:
 $H_2 + O_2$
(не хватает атомов
водорода)

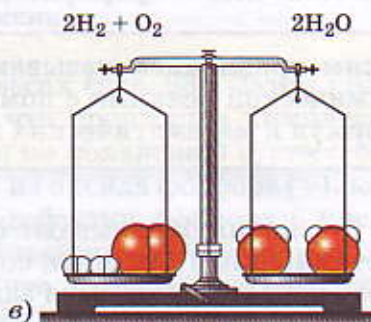
Продукт
реакции:
 $2H_2O$



Нет баланса



Нет баланса



Баланс

⊙ — водород H_2



— кислород O_2



— вода H_2O

Рис. 95. Составление уравнения реакции взаимодействия водорода и кислорода

Но теперь в правой части уравнения стало четыре атома водорода, а в левой их осталось два. Чтобы уравнять число атомов водорода, запишем перед его формулой в левой части коэффициент 2. Так как мы уравнили число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения, заменим стрелку на знак равенства:



Теперь, наверное, вам понятно, почему такую запись называют уравнением (рис. 96).

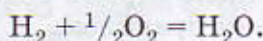
Для составления уравнений химических реакций, кроме знания формул реагентов и продуктов реакции, необходимо верно подобрать коэффициенты. Это можно сделать, используя несложные правила.

1. Перед формулой простого вещества можно записывать дробный коэффициент, который показывает количество вещества реагирующего и образующихся веществ.

Так, для рассмотренного выше примера:



число атомов кислорода в правой и левой частях уравнения можно сделать равными с помощью коэффициента $1/2$, поставив его перед формулой кислорода:



Но так как коэффициент показывает не только количество вещества, но и число молекул (атомов), а половину молекулы взять невозможно, лучше переписать приведенное уравнение, удвоив все коэффициенты в нем:



Приведем еще пример составления уравнения реакции горения этана C_2H_6 , содержащегося в природном газе. Известно, что в результате этого процесса образуются углекислый газ и вода. Схема этой реакции:



Уравняем число атомов углерода и водорода:



Теперь в правой части уравнения реакции 7 атомов кислорода, а в левой — только 2. Уравняем число атомов кислорода, записав перед формулой O_2 коэффициент 3,5 ($7 : 2 = 3,5$):

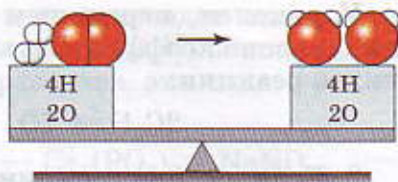


Рис. 96. Закон сохранения массы веществ на примере реакции, уравнение которой $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

И наконец, перепишем полученное уравнение реакции, удвоив коэффициенты перед формулами всех участников реакции:



2. Если в схеме реакции есть формула соли, то вначале уравнивают число ионов, образующих соль.

Например, взаимодействие серной кислоты и гидроксида алюминия описывают схемой:



Образующаяся в результате реакции соль — сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — состоит из ионов алюминия Al^{3+} и сульфат-ионов SO_4^{2-} . Уравняем их число, записав перед формулами H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$ соответственно коэффициенты 3 и 2:



Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода, воспользуемся третьим правилом.

3. Если участвующие в реакции вещества содержат водород и кислород, то атомы водорода уравнивают в предпоследнюю очередь, а атомы кислорода — в последнюю.

Следовательно, уравнием число атомов водорода. В левой части схемы реакции 12 атомов водорода, а в правой — только 2, поэтому перед формулой воды запишем коэффициент 6:



Индикатором верности расстановки коэффициентов является равенство числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции — по 24 атома кислорода. Поэтому заменим стрелку на знак равенства:



4. Если в схеме реакции имеется несколько формул солей, то необходимо начинать уравнивание с ионов, входящих в состав соли, содержащей большее их число.

Например, взаимодействие растворов фосфата натрия и нитрата кальция описывают схемой:



Наибольшее число ионов содержит один из продуктов реакции — фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, поэтому уравнивают ионы, которыми образована эта соль, — Ca^{2+} и PO_4^{3-} :



и, наконец, ионы Na^+ и NO_3^- :

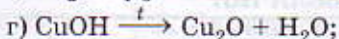


1. Химические уравнения. 2. Правила подбора коэффициентов в уравнениях реакций.

?

1 Запишите в виде химических уравнений следующие предложения: а) «При обжиге карбоната кальция образуются оксид кальция и оксид углерода (IV)»; б) «При взаимодействии оксида фосфора (V) с водой получается фосфорная кислота». Какая из реакций будет экзотермической, а какая эндотермической?

2 Составьте уравнения по следующим схемам:



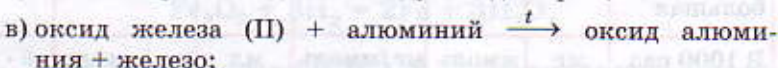
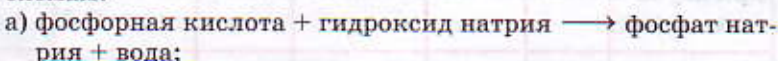
ацетилен



колчедан

Под формулами веществ напишите их названия.

3 Запишите уравнения химических реакций по следующим схемам:



- 4 Что показывает уравнение следующей химической реакции:



Вычислите количество вещества водорода, которое взаимодействует с 1 моль оксида железа (III). Вычислите объем водорода, который взаимодействует с 1 моль оксида железа (III). Вычислите количество вещества железа, которое при этом образуется. Сколько молекул воды при этом получается?

§ 28 Расчеты по химическим уравнениям

По химическим уравнениям можно рассчитать массу, объем и количество реагирующих и образующихся веществ.

Для расчетов очень важно выбрать соответствующие друг другу единицы измерения массы, объема и количества веществ. С этой целью можно воспользоваться таблицей 7.

СООТНОШЕНИЕ НЕКОТОРЫХ
ЕДИНИЦ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

Таблица 7

Единица измерения	Масса (m)	Кол-во в-ва (n)	Молярная масса (M)	Объем (V)	Молярный объем (V_m)	Число частиц (N)
Наиболее часто применяемая при изучении химии	г	моль	г/моль	л	л/моль	$6 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро — N_A)
В 1000 раз большая	кг	кмоль	кг/кмоль	м ³	м ³ /кмоль	$6 \cdot 10^{26}$
В 1000 раз меньшая	мг	ммоль	мг/ммоль	мл	мл/ммоль	$6 \cdot 10^{20}$

Для того чтобы решить расчетную задачу по химии, можно воспользоваться следующим алгоритмом.

1. Составить уравнение химической реакции.

2. Над формулами веществ записать значения известных и неизвестных величин с соответствующими единицами величин (только для чистых веществ, т. е. не содержащих примеси).

Если по условию задачи в реакцию вступают вещества, содержащие примеси, то сначала надо определить содержание чистого вещества; если в условии задачи идет речь о растворе, то сначала надо вычислить массу растворенного вещества.

3. Под формулами веществ с известными и неизвестными записать соответствующие значения этих величин, найденные по уравнению реакции.

4. Составить и решить пропорцию.

5. Записать ответ.

Задача 1. Рассчитайте объем водорода (н. у.), который потребуется для взаимодействия с 480 кг оксида железа (III). Вычислите количество вещества воды, которое при этом образуется.

Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \\ = 480 \text{ кг}$$

$$V(\text{H}_2) - ?$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение химической реакции:



2. Запишем известные и неизвестные числовые значения над формулами веществ в уравнении.

Так как масса дана в килограммах, то объем находим в кубических метрах, а количество вещества — в киломолях. И тогда:



где x — объем водорода $V(\text{H}_2)$, y — количество вещества воды $n(\text{H}_2\text{O})$.

3. а) Найдем заданную химическим уравнением массу 1 кмоль Fe_2O_3 и запишем полученное значение под его формулой:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160,$$

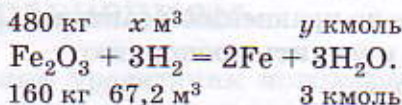
$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ кг/кмоль}.$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M \cdot n = 160 \text{ кг/кмоль} \cdot 1 \text{ кмоль} = 160 \text{ кг}.$$

б) Найдем заданный уравнением объем 3 кмоль водорода $V = V_m \cdot n$, запишем под формулой водорода найденное значение: $V(3\text{H}_2) = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 3 \text{ кмоль} = 67,2 \text{ м}^3$.

в) Под формулой воды укажем ее количество, заданное уравнением, — 3 кмоль.

Уравнение примет вид



4. Составим и решим пропорции:

а) $\frac{480}{160} = \frac{x}{67,2}$, $x = \frac{480 \cdot 67,2}{160} = 201,6 \text{ (м}^3\text{)}$ — объем водорода $V(\text{H}_2)$;

б) $\frac{480}{160} = \frac{y}{3}$, $y = \frac{480 \cdot 3}{160} = 9 \text{ (кмоль)}$ — количество вещества воды $n(\text{H}_2\text{O})$.

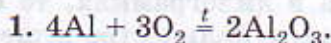
Ответ: $V(\text{H}_2) = 201,6 \text{ м}^3$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ кмоль}$.

Задача 2. Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для взаимодействия с 270 г алюминия, содержащего 20% примесей? Какое количество вещества оксида алюминия при этом получится?

Дано:

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{Al}) = 270 \text{ г} \\ w(\text{примесей}) = 20\% \end{array}$$



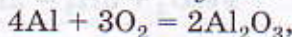
$$2. w_{(\text{чист})}(\text{Al}) = 1 - 0,2 = 0,8,$$

$$m_{(\text{чист})}(\text{Al}) = 270 \text{ г} \cdot 0,8 = 216 \text{ г},$$

$$V_{(\text{возд})} - ?$$

$$216 \text{ г} \quad x \text{ л} \quad y \text{ моль}$$

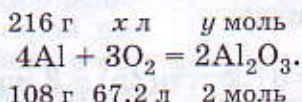
$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$$



где x — объем кислорода $V(\text{O}_2)$, y — количество вещества оксида алюминия $n(\text{Al}_2\text{O}_3)$.

$$3. \text{ а) } m(4\text{Al}) = M(\text{Al}) \cdot n = 27 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 108 \text{ г};$$

$$\text{ б) } V(3\text{O}_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л},$$



$$4. \text{ а) } \frac{216}{108} = \frac{x}{67,2}, \quad x = \frac{216 \cdot 67,2}{108} = 134,4 \text{ (л)} \text{ — объем кисло-}$$

рода $V(\text{O}_2)$.

Однако в задаче требуется найти объем не кислорода, а воздуха. В воздухе содержится 21% кислорода по объему. Преобразуя формулу $\varphi = V(\text{O}_2)/V_{(\text{возд})}$, найдем объем воздуха:

$$V_{(\text{возд})} = V(\text{O}_2) / \varphi(\text{O}_2) = 134,4 / 0,21 = 640 \text{ (л)}.$$

$$\text{ б) } \frac{216}{108} = \frac{y}{2}, \quad y = \frac{216 \cdot 2}{108} = 4 \text{ моль} \text{ — количество вещества}$$

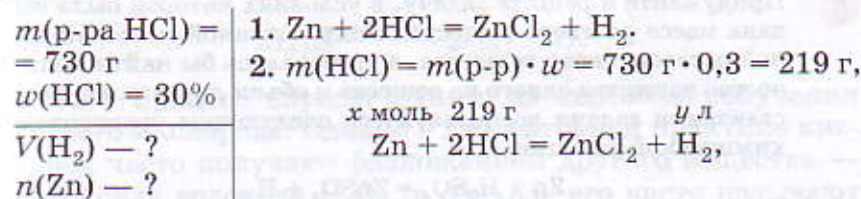
оксида алюминия $n(\text{Al}_2\text{O}_3)$.

Ответ: $V_{(\text{возд})} = 640 \text{ л}; n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}.$

Задача 3. Какой объем водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 730 г 30%-й соляной кислоты с необходимым по реакции количеством вещества цинка? Каково это количество вещества?

Дано:

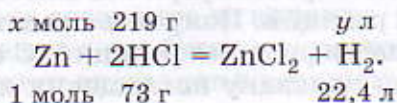
Решение:



где x — количество вещества цинка $n(\text{Zn})$, y — объем водорода $V(\text{H}_2)$.

$$3. M_r(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5, \quad M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

$$m(2\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 73 \text{ г},$$



$$4. \text{ а) } \frac{219}{73} = \frac{y}{22,4}, y = \frac{219 \cdot 22,4}{73} = 67,2 \text{ (л);}$$

$$\text{б) } \frac{x}{1} = \frac{219}{73}, x = 3 \text{ (моль).}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 67,2 \text{ л; } n(\text{Zn}) = 3 \text{ моль.}$

1. Единицы важнейших величин. 2. Алгоритм вычисления по уравнению реакции.

?

- 1 Какой объем водорода (н. у.) образуется при взаимодействии соляной кислоты с 540 мг алюминия, содержащего 4% примесей? Какое количество вещества соли при этом получится?
- 2 Сколько килограммов оксида кальция получится при разложении 250 кг карбоната кальция, содержащего 20% примесей? Какой объем (н. у.) углекислого газа — оксида углерода (IV) при этом выделится?
- 3 Сколько молекул кислорода образуется при разложении 180 г воды электрическим током? Какой объем (н. у.) водорода при этом получится?
- 4 Придумайте условие задачи, при решении которой необходимо использовать приведенное ниже уравнение, и решите ее:



- 5 Придумайте и решите задачу, в условиях которой была бы дана масса раствора вещества с определенной массовой долей растворенного вещества, а требовалось бы найти количество вещества одного из веществ и объем другого. При составлении задачи воспользуйтесь следующим уравнением химической реакции:



§ 29 Реакции разложения

В окружающем мире и внутри нас каждую секунду протекают миллионы реакций. Получить представление о них нам помогает классификация реакций. С одной из классификаций — по признаку поглощения или выделения

теплоты — мы уже познакомились. Рассмотрим еще одну классификацию реакций, в основу которой положен признак числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Познакомимся с реакциями разложения. Обратимся к истории химии. В 1774 г. английский химик Дж. Пристли, используя стеклянную двояковыпуклую линзу (большое увеличительное стекло), направил сконцентрированный ею пучок солнечных лучей на оксид ртути (II) и получил кислород (рис. 97). Чтобы подчеркнуть, что кислород — это газ, в уравнении реакции рядом с его формулой записывают стрелку, направленную вверх:

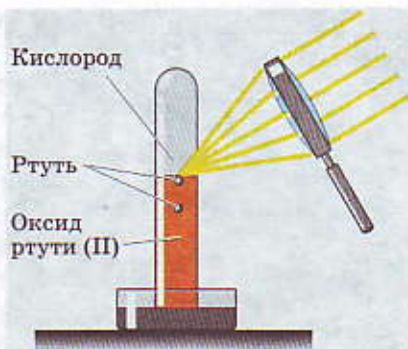


Рис. 97. Опыт Пристли



Обратите внимание на следующий признак этой реакции разложения — в нее *вступает одно* сложное вещество, а *образуются два* новых простых вещества.

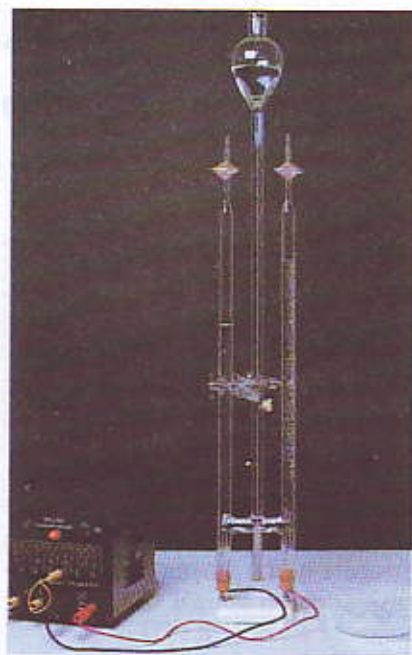
Рассмотрим другую аналогичную реакцию: разложение воды электрическим током с помощью специальной установки — электролизера (рис. 98):



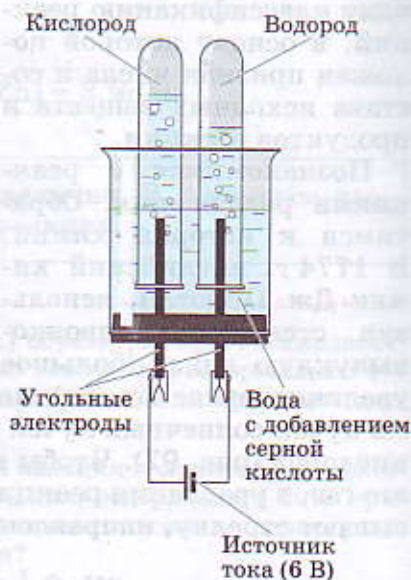
Этот процесс служит одним из способов получения чистого кислорода. Однако в лабораторной практике кислород часто получают разложением другого вещества — пероксида водорода H_2O_2 (в обиходе его часто называют перекисью водорода):



Если подогреть некоторый объем пероксида водорода в пробирке, не доводя его до кипения, то кислород выделяется медленно и его будет недостаточно, чтобы увидеть, как вспыхнет внесенная в верхнюю часть пробирки



а)

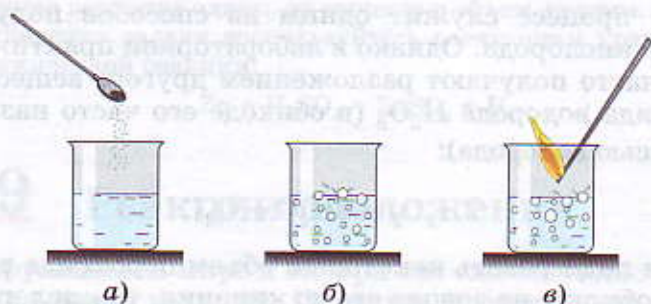


б)

Рис. 98. Электролиз воды: а — фотография электролизера; б — схема электролизера

тлеющая лучинка. В этом случае говорят, что химическая реакция идет с *небольшой скоростью*. Можно ли увеличить скорость химической реакции?

Нальем в химический стакан на $\frac{1}{3}$ его объема купленного в аптеке пероксида водорода и с помощью ло-



а)

б)

в)

Рис. 99. Разложение пероксида водорода с использованием оксида марганца (IV)

жечки аккуратно всыпем в него немного порошка оксида марганца (IV) (рис. 99, а). Жидкость в стакане мгновенно «вскипает» от бурно выделяющегося кислорода (рис. 99, б). Внесенная в верхнюю часть стакана тлеющая лучинка ярко вспыхивает, доказывая наличие кислорода (рис. 99, в). В этом случае говорят о том, что реакция протекает с **большой скоростью**. Следовательно, скорость химической реакции — это быстрота ее протекания, т. е. быстрота превращения одних веществ в другие.

Мы научились управлять скоростью химической реакции разложения пероксида водорода, и помог нам в этом оксид марганца (IV) — катализатор этой реакции.



Катализаторы — это вещества, изменяющие скорость химических реакций, но по окончании их остающиеся качественно и количественно неизменными.

По окончании химической реакции разложения пероксида водорода ускоривший ее протекание оксид марганца (IV) не изменился. Если вылить из химического стакана оставшийся в нем продукт реакции — воду, а затем прилить в него свежую порцию пероксида водорода, то реакция будет протекать снова.

Аналогичный процесс вы могли наблюдать, если полученную вами ранку для ее обеззараживания обрабатывали перекисью водорода. Бурное выделение кислорода катализируется в этом случае содержащимся в крови биологическим катализатором — ферментом каталазой.



Биологические катализаторы белковой природы называют ферментами.

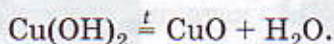
Большинство химических процессов в живых организмах протекают с участием ферментов.

Ферменты входят в состав качественных стиральных порошков и помогают отстирывать пятна крови, белков,

чая и других загрязнителей. С помощью ферментов варят пиво, изготавливают сыры и лекарства.

Обратим внимание на признак реакции разложения пероксида водорода — в реакцию *вступило одно* сложное вещество, а *образовались два* новых — простое и сложное.

Рассмотрим еще одну разновидность реакций разложения. Подогреем в пробирке на пламени спиртовки свежеполученный голубой студенистый осадок гидроксида меди (II). Содержимое пробирки чернеет из-за получающегося в результате реакции разложения оксида меди (II):



В этой реакции из одного сложного вещества образовались два новых сложных вещества.

В промышленности разложение минерала известняка, основу которого составляет карбонат кальция, используют для получения негашеной извести (оксида кальция):



Этот производственный процесс называют обжигом известняка. Его также применяют для производства углекислого газа, который имеет большое промышленное значение (вспомните какое).

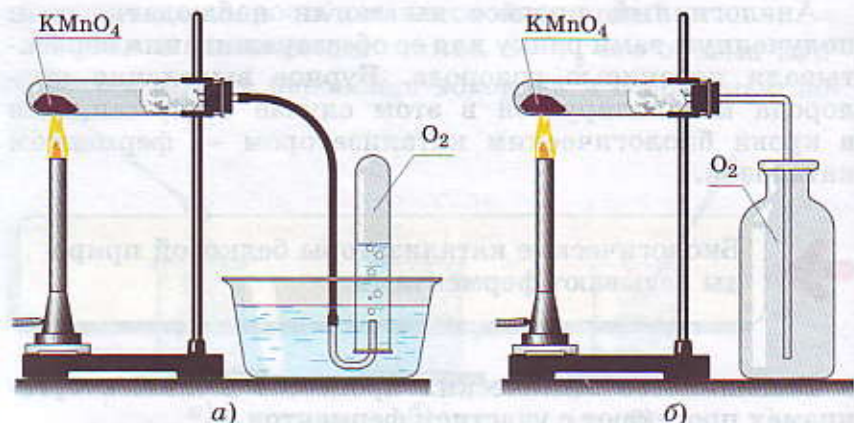
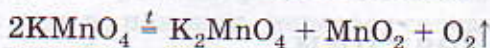


Рис. 100. Получение и соби́рание кислорода:

а — методом вытеснения воды; *б* — методом вытеснения воздуха

А может в результате реакции разложения получиться не два, а более двух веществ?

Опять обратимся к эксперименту: получим кислород еще одним способом — разложением перманганата калия KMnO_4 , в быту называемого марганцовкой:



и соберем его (рис. 100).

В данном случае в реакцию вступило одно сложное вещество, а образовалось три новых вещества — два сложных и одно простое.

Подведем итоги — сформулируем определение понятия «реакция разложения».



Реакции разложения — это такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два и более новых веществ.

1. Реакции разложения. 2. Скорость химической реакции. 3. Катализаторы. 4. Ферменты.



1. Запишите уравнения реакций разложения, схемы которых:



2. Какое количество вещества воды разложилось под действием постоянного электрического тока, если при этом образовалось $67,2 \text{ м}^2$ кислорода (н. у.)? Каков объем (н. у.) полученного при этом водорода?

3. Какие группы реакций вы знаете по признаку выделения или поглощения теплоты? Как можно назвать реакцию, протекающую с участием катализатора? А как — с участием фермента?

4. Запишите уравнение реакции разложения нитрата серебра, если в результате нее образуются кислород, оксид азота (IV) и серебро.

- 5 Какая масса перманганата калия потребуется для получения 11,2 л кислорода (н. у.)?
- 6 Запишите формулы соответствующих кислот и оксидов, если известны формулы солей: KMnO_4 , K_2CrO_4 .

§ 30 Реакции соединения

Понятие «реакции соединения» является антонимом понятия «реакции разложения». Попробуйте, используя прием противопоставления, дать определение понятия «реакции соединения». Верно! У вас получилась следующая формулировка.



Реакции соединения — это такие реакции, в результате которых из одного или нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество.

Рассмотрим этот тип реакций с помощью еще одной, новой для вас формы записи химических процессов — так называемых цепочек переходов, или превращений. Например, схема



показывает превращение фосфора в оксид фосфора (V) P_2O_5 , который, в свою очередь, затем превращается в фосфорную кислоту H_3PO_4 .

Число стрелок в схеме превращения веществ соответствует минимальному числу химических превращений — химических реакций. В рассматриваемом примере это два химических процесса.

1-й процесс. Получение оксида фосфора (V) P_2O_5 из фосфора. Очевидно, что это реакция соединения фосфора с кислородом.

Поместим немного красного фосфора в ложечку для сжигания веществ и подожжем его. Фосфор горит ярким пламенем с образованием белого дыма, состоящего из маленьких частичек оксида фосфора (V):



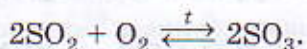
2-й процесс. Внесем ложечку с горящим фосфором в колбу. Она заполняется густым дымом из оксида фосфора (V). Вынем ложечку из колбы, прильем в колбу воду и взболтаем содержимое, предварительно закрыв горлышко колбы пробкой. Дым постепенно редет, растворяется в воде и, наконец, исчезает совсем. Если к полученному в колбе раствору добавить немного лакмуса, он окрасится в красный цвет, что является доказательством образования фосфорной кислоты:



Реакции, которые проводят для осуществления рассматриваемых переходов, протекают без участия катализатора, поэтому их называют *некаталитически*. Рассмотренные выше реакции протекают только в одном направлении, т. е. являются *необратимыми*.

Проанализируем, сколько и каких веществ вступало в рассмотренные выше реакции и сколько и каких веществ в них образовалось. В первой реакции из двух простых веществ образовалось одно сложное, а во второй — из двух сложных веществ, каждое из которых состоит из двух элементов, образовалось одно сложное вещество, состоящее уже из трех элементов.

Одно сложное вещество может также образоваться и в результате реакции соединения сложного и простого вещества. Например, при производстве серной кислоты из оксида серы (IV) получают оксид серы (VI):

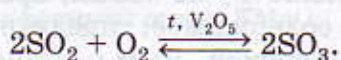


Эта реакция протекает как в прямом направлении, т. е. с образованием продукта реакции, так и в обратном, т. е. происходит разложение продукта реакции на исходные вещества, поэтому в них вместо знака равенства ставят знак обратимости \rightleftharpoons .



Химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном, называют **обратимыми**.

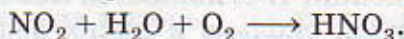
В этой реакции участвует катализатор — оксид ванадия (V) V_2O_5 , который указывают над знаком обратности:



Реакции, протекающие с участием катализатора, называют **каталитическими**, а с участием ферментов — **ферментативными**.

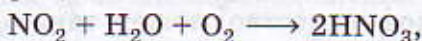
Реакции, протекающие без участия катализатора, называют **некаталитическими**.

Сложное вещество также может быть получено и в реакции соединения трех веществ. Например, азотную кислоту получают по реакции, схема которой:

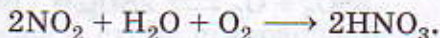


Рассмотрим, как подобрать коэффициенты для уравнивания схемы этой химической реакции.

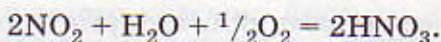
Число атомов азота уравнивать не нужно: и в левой, и в правой частях схемы по одному атому азота. Уравняем число атомов водорода — перед формулой кислоты запишем коэффициент 2:



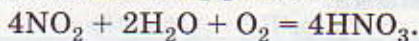
но при этом нарушится равенство числа атомов азота — в левой части остался один атом азота, а в правой их стало два. Запишем коэффициент 2 перед формулой оксида азота (IV):



Подсчитаем число атомов кислорода: в левой части схемы реакции их семь, а в правой части — шесть. Чтобы уравнять число атомов кислорода (по шесть атомов в каждой части уравнения), вспомним, что перед формулами простых веществ можно записать дробный коэффициент $1/2$:



Сделаем коэффициенты целыми. Для этого перепишем уравнение, удвоив коэффициенты:

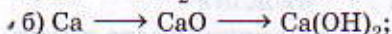
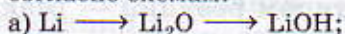


Следует отметить, что почти все реакции соединения относятся к экзотермическим реакциям.

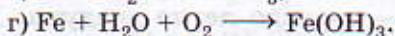
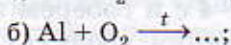
1. Реакции соединения — антонимы реакций разложения. 2. Каталитические (в том числе и ферментативные) и некаталитические реакции. 3. Цепочки переходов, или превращений. 4. Обратимые и необратимые реакции.

?

1 Запишите уравнения реакций соединения, протекающих согласно схемам:



2 Запишите уравнения реакций, схемы которых:



3 Не производя вычислений, укажите, в каком из оксидов серы — (IV) или (VI) — содержание кислорода больше. Найдите массовую долю кислорода в каждом из указанных оксидов.

4 Для проведения каких реакций, соединения или разложения, необходима постоянная подача теплоты для их протекания, а для каких — только первоначальная подача теплоты?

5 Прodelайте дома такой опыт. Попробуйте поджечь в ложечке кусочек сахара. У вас ничего не получится: сахар будет плавиться, дымить, обугливаться, но не загорится. Если же на кусочек сахара поместить немного сигаретного пепла (не вздумайте курить сами — пусть это за вас сделают заядлые курильщики) и поджечь, кусочек сахара загорится ровным синеватым пламенем. Попробуйте дать объяснение наблюдаемого явления.

6 Приведите примеры действия ферментов, с которыми вы знакомы на уроках анатомии человека.

- 7 Сухой хлор хранят в железных баллонах. Влажный хлор разрушает железо. Какую роль играет вода в последнем процессе?
- 8 Дайте характеристику реакций, проведенных в параграфе, по плану: а) характер и число реагентов и продуктов; б) направление; в) наличие катализатора; г) выделение или поглощение теплоты.

§ 31 Реакции замещения

Познакомимся с третьим типом реакций — реакциями замещения.

Повторим опыт замечательного английского химика — лорда Г. Кавендиша.

Нальем в пробирку 2—3 мл соляной кислоты, а затем опустим в нее 2—3 гранулы (от греч. *гранула* — зернышко) цинка. Заметим выделение газа. Накроем пробирку-реактор, в которой протекает реакция, другой пробиркой большего диаметра на 3—4 с и соберем в нее выделяющийся газ (методом вытеснения воздуха). Это возможно потому, что выделяющийся в результате этой реакции газ — водород — гораздо легче воздуха. Приподняв пробирку с водородом над пробиркой-реактором, быстро поднесем ее отверстие к пламени горелки. Раздастся взрыв, сопровождающийся характерным «лающим» звуком. Это взрывается смесь водорода с воздухом, которую образно называют «гремучим газом». Точнее, так называют смесь 2 объемов водорода и 1 объема кислорода.

Если же закрыть отверстие пробирки-реактора пальцем и через 5—10 с после того, как почувствуется давление собранного в верхней части пробирки газа на палец, убрать его с одновременным поднесением к отверстию горячей спички, то раздастся легкий хлопок — результат сгорания чистого водорода. Если несколько капель жидкости, полученной в результате реакции между цинком и соляной кислотой, поместить на часовое стекло и выпарить, то можно заметить образование кристалликов соли — хлорида цинка.

Составим уравнение реакции цинка с соляной кислотой:

цинк + соляная кислота \longrightarrow хлорид цинка + водород,

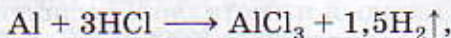


и, наконец,



Аналогичную реакцию можно провести и с другим металлом — алюминием:

алюминий + соляная кислота \longrightarrow хлорид алюминия + водород,



С раствором серной кислоты цинк и алюминий образуют уже другие соли — сульфаты, например:



Все ли металлы взаимодействуют с кислотами с образованием соли и водорода?

Обратимся к эксперименту. Нальем в четыре одинаковые пробирки равные объемы соляной кислоты и опустим в них разные металлы: в 1-ю — кусочки кальция, во 2-ю — магния, в 3-ю — цинка, а в 4-ю — меди (рис. 101). Нетрудно заметить, что интенсивность выделения водорода будет уменьшаться

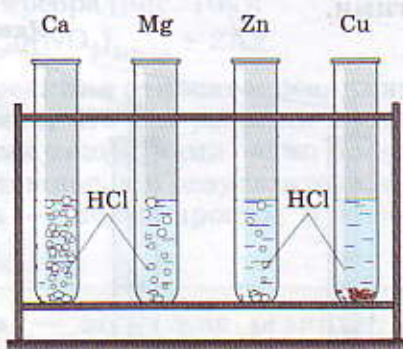


Рис. 101. Взаимодействие различных металлов с соляной кислотой

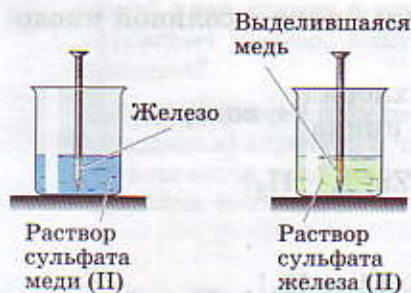


Рис. 102. Реакция замещения меди железом в растворе сульфата меди (II)

от кальция к цинку, а в пробирке с медью газ вообще не выделяется — там не происходит реакция.

Для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и кислотами обратимся к так называемому *ряду активности (напряжений) металлов*:

$\text{Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H}_2, \text{Cu, Hg, Ag, Au.}$

Почему же в ряд металлов попал неметалл — водород? Оказывается, каждый из металлов, расположенных в ряду активности металлов до водорода, способен вытеснить его из растворов кислот. А вот медь с соляной кислотой не взаимодействует и поэтому находится в ряду активности металлов после водорода. В пробирке с этим металлом и соляной кислотой реакции не наблюдалось. Аналогично не будут вытеснять водород из растворов кислот ртуть, серебро и золото.

Ряд активности металлов можно также использовать для прогнозирования возможности протекания реакций вытеснения одних металлов из растворов их солей другими.

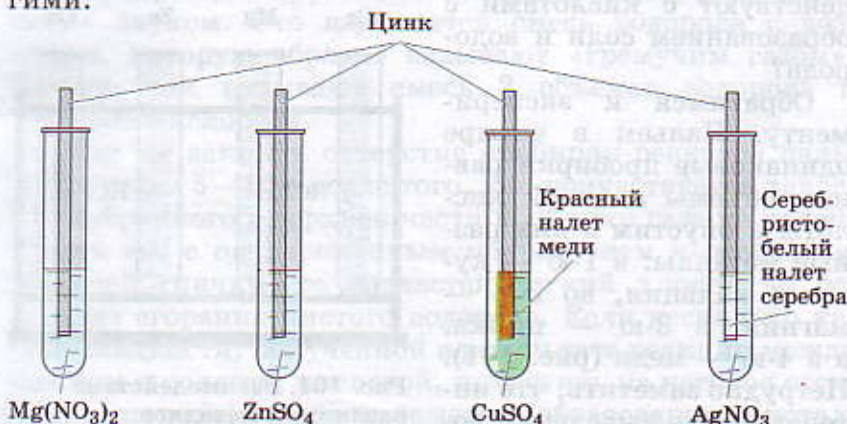
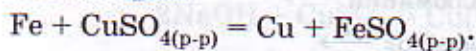


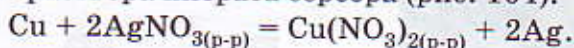
Рис. 103. Взаимодействие цинка с растворами различных солей

Обратимся к эксперименту: поместим в химический стакан с раствором сульфата меди (II) большой железный гвоздь. Уже через 2—3 минуты можно заметить, что та часть гвоздя, которая находится в растворе, покрылась красным налетом выделившейся меди (рис. 102). Произошла реакция, уравнение которой:



Цинк взаимодействует с растворами солей меди и серебра, но не магния или цинка (рис. 103).

Для того чтобы реакция между металлом и раствором соли была практически осуществима, необходимо выполнение следующего условия: металл должен располагаться в ряду активности металлов левее металла, входящего в соль, т. е. быть активнее металла соли. Поэтому медь не вступает в реакцию с раствором соли свинца или железа, но зато вытесняет серебро из раствора нитрата серебра (рис. 104):



Все рассмотренные выше реакции относят к реакциям замещения. Нетрудно заметить, что эти реакции протекают между двумя исходными веществами, одно из которых простое, а другое — сложное, а в результате получаются два новых вещества — новое простое и новое сложное.



Рис. 104. Кристаллы серебра, выделившиеся на медной проволоке в результате реакции замещения меди в растворе нитрата серебра



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

1. Реакции замещения. 2. Ряд активности металлов. 3. Условия взаимодействия металлов с растворами кислот и солей.



- 1 Какие реакции называют реакциями замещения? Сравните их с реакциями соединения и разложения.
- 2 Запишите уравнения следующих реакций замещения:
 - а) оксид железа (III) + алюминий \xrightarrow{t}
 - б) оксид железа (III) + водород \xrightarrow{t}
 - в) хлорид меди (II) (р-р) + алюминий \longrightarrow
 - г) оксид свинца (IV) + углерод \xrightarrow{t}
 - д) бромид железа (III) (р-р) + хлор \longrightarrow
- 3 Рассчитайте объем водорода (н. у.), который образуется при взаимодействии 1,5 моль алюминия с соляной кислотой. Какое количество вещества хлороводорода потребуется для этой реакции?
- 4 Определите объем водорода (н. у.), который потребуется для замещения всей меди из 640 мг образца оксида меди (II), содержащего 25% примесей.
- 5 Найдите количество вещества серебра, которое выделится на медной пластинке, помещенной в 169 г 2,5%-го раствора нитрата серебра, если исходить из предположения, что вся соль вступит в реакцию.

§ 32 Реакции обмена

Познакомимся с последним типом реакций по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

В демонстрационную пробирку нальем раствор щелочи — гидроксида натрия, а затем добавим к нему раствор соли — сульфата меди (II). Выпадет густой синий осадок нерастворимого в воде гидроксида меди (II) (рис. 105). Если небольшую часть содержимого из пробирки, в которой образовался осадок, профильтровать и выпарить несколько капель полученного раствора на часовом стек-

ле, то нетрудно будет заметить появление белых кристалликов соли, образовавшейся в ходе реакции:



Чтобы подчеркнуть, что в результате реакции образуется осадок нерастворимого в воде гидроксида меди (II), рядом с его формулой в уравнении реакции записывают стрелку, направленную вниз.

Бесспорно, полученная соль может быть только сульфатом натрия Na_2SO_4 :



В результате проведенной реакции два сложных вещества ионного строения — щелочь и соль — обменялись своими ионами, т. е. произошла реакция обмена.



Реакции обмена — это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Аналогично обмениваются ионами в результате реакции обмена иодид натрия и нитрат свинца (II) в растворе. В итоге выпадает желтый осадок иодида свинца (II) (рис. 106):

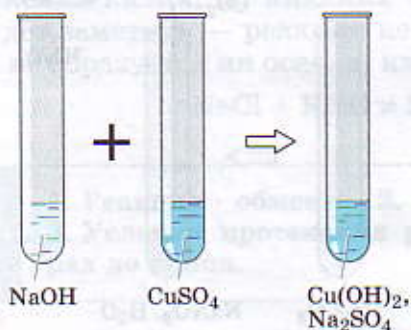
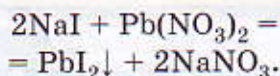
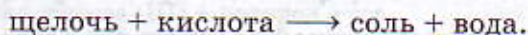


Рис. 105. Взаимодействие гидроксида натрия с сульфатом меди (II)



Рис. 106. Взаимодействие иодида натрия с нитратом свинца (II)

В демонстрационную пробирку нальем раствор щелочи и добавим к нему несколько капель фенолфталеина. Содержимое пробирки окрасится в малиновый цвет, что свидетельствует о щелочной среде раствора. Если же теперь к содержимому пробирки прилить немного раствора кислоты, окраска исчезнет, раствор обесцветится, что является признаком химической реакции (рис. 107). Если несколько капель жидкости, полученной в результате реакции, выпарить на часовом стекле, то на нем образуются кристаллики соли. Еще одним продуктом проведенной реакции является вода:



Обратите внимание, взаимодействуют два сложных вещества: щелочь, состоящая из ионов металла и гидроксид-ионов, и кислота — молекулярное соединение, которое в растворе образует ионы водорода и кислотного остатка. В итоге образуются два новых сложных вещества: ионное соединение — соль и молекулярное — вода.

В каждом из двух взаимодействующих растворов была своя среда, соответственно щелочная и кислотная. В результате реакции среда стала нейтральной. Поэтому реакцию обмена между кислотами и щелочами называют реакциями **нейтрализации**.



Рис. 107. Взаимодействие растворов щелочи и кислоты

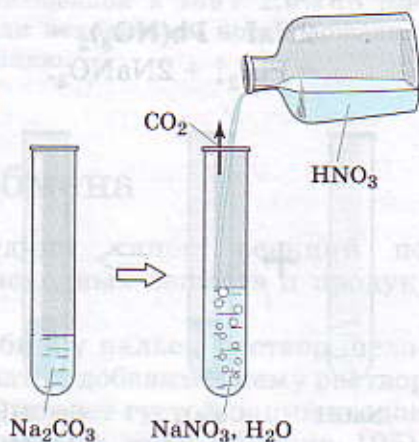


Рис. 108. Взаимодействие карбоната натрия с азотной кислотой

В демонстрационную пробирку нальем прозрачный бесцветный раствор карбоната натрия и добавим к нему немного раствора азотной кислоты. Признаком химической реакции послужит «вскипание» раствора из-за выделившегося в результате ее углекислого газа (рис. 108):

соль + кислота \longrightarrow новая соль + новая кислота,



А откуда взялся углекислый газ? Вероятно, вы вспомните, что угольная кислота — непрочное соединение, которое распадается на углекислый газ и воду:



поэтому уравнение реакции следует записать так:



Сформулируем правило, согласно которому протекают реакции обмена между растворами веществ.



Реакции обмена, протекающие в растворах, идут до конца только в том случае, если в результате их образуется осадок, газ или вода.

Если к раствору хлорида натрия прилить раствор гидроксида калия, то никаких признаков реакции нельзя будет заметить — реакция не идет, так как в результате ее не образуется ни осадка, ни газа, ни воды:



**1. Реакции обмена. 2. Реакции нейтрализации.
3. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца.**



1

Какие реакции называют реакциями обмена? Чем они отличаются от реакций соединения, разложения и замещения?

- 2 Можно ли утверждать, что взаимодействие раствора карбоната какого-либо металла и кислоты является только реакцией обмена? Почему?
- 3 Запишите уравнения реакций обмена между растворами:
 а) хлорида кальция и фосфата калия;
 б) серной кислоты и гидроксида железа (III).
- 4 Какие из реакций обмена, схемы которых:
 а) $\text{BaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$
 б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \longrightarrow$
 в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} \longrightarrow$
 г) $\text{MgCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
 д) $\text{HNO}_3 + \text{ZnSO}_4 \longrightarrow$
 е) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$
 ж) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
- будут протекать до конца? Для ответа воспользуйтесь таблицей растворимости гидроксидов и солей в воде.
- 5 Определите количество вещества гидроксида натрия, которое потребуется для полной нейтрализации 980 г 30%-го раствора фосфорной кислоты.
- 6 Вычислите массу осадка, выпавшего при взаимодействии 980 г 20%-го раствора сульфата меди (II) с необходимым количеством гидроксида калия. Каково количество вещества образовавшегося осадка?

§ 33 Типы химических реакций на примере свойств воды

Вы уже познакомились с самым удивительным веществом на нашей планете — оксидом водорода, т. е. с водой H_2O .

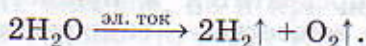
Наша Родина занимает первое место в мире по запасам пресной воды — на территории России сосредоточена $\frac{1}{5}$ ее мировых ресурсов. Речной сток составляет 4270 км^3 в год, что соответствует 10% мирового речного стока, т. е. по $30\,000 \text{ м}^3$ на каждого россиянина. Для сравнения укажем, что засушливые или полусушливые регионы мира, которые составляют 40% суши, имеют только 2% мировых запасов пресной воды. За источники чистой воды в некоторых странах Азии и Африки идут настоящие войны. К 2025 г. в странах, испыты-

вающих умеренную или серьезную нехватку воды, будут жить уже две трети населения планеты.

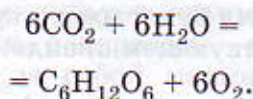
И хотя в России, кроме рек, сосредоточено также более 26 тыс. км³ пресных вод в озерах и существует 2000 водохранилищ, объем которых более 1 млн м³ каждое, проблема загрязнения водоемов и нехватки питьевой воды является одной из актуальных.

На примере химических свойств воды, этого важнейшего из веществ на нашей планете, повторим основные типы химических реакций по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Реакция разложения. С этой реакцией, которая протекает под действием постоянного электрического тока и называется *электролизом*, вы уже знакомы:



Растения разлагают воду на водород и кислород в процессе фотосинтеза. Если веточку водного растения элодеи поместить в прибор, изображенный на рисунке 109, и выставить на яркий солнечный свет, то уже через 10—15 минут в верхней части пробирки соберется кислород, который образовался в результате разложения воды на свету — фотолитиза (*фотос* — свет, *лизос* — разложение). Как вы знаете из курса биологии, образовавшийся при этом водород с помощью многочисленных биохимических реакций образует с углекислым газом органическое вещество — глюкозу C₆H₁₂O₆. Совокупность всех этих процессов и называют *фотосинтезом*. Процесс фотосинтеза можно записать с помощью следующего обобщенного уравнения:



Реакции соединения. Вы рассматривали этот тип реакций на свойстве воды соединяться с оксидами металлов и неметаллов с образованием со-

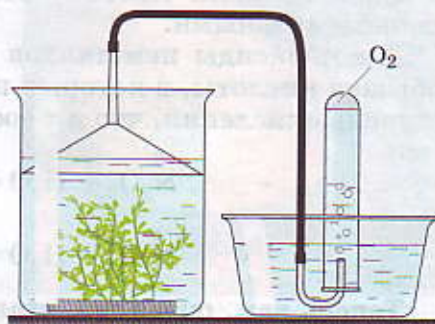


Рис. 109. Процесс фотосинтеза

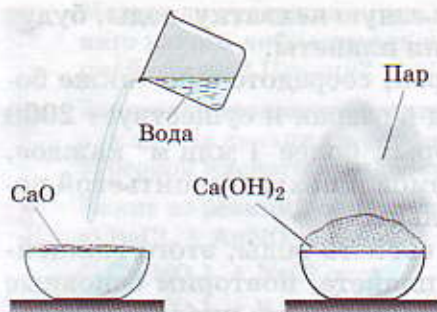
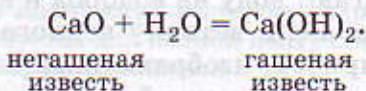


Рис. 110. Взаимодействие оксида кальция (негашеной извести) с водой

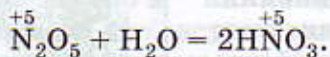
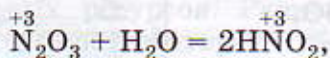
загреваться и превратятся в пушистые хлопья или порошок нового вещества — гидроксида кальция, или гашеной извести (рис. 110):



Теперь вам стало понятно, почему эту реакцию называют гашением извести.

Образуют щелочи при взаимодействии с водой все оксиды металлов главной подгруппы I группы Периодической системы Д. И. Менделеева, поэтому эти элементы называют щелочными. Оксиды металлов главной подгруппы II группы Периодической системы Д. И. Менделеева — кальция, стронция, бария (их в старину называли землями) — также образуют при взаимодействии с водой щелочи. Поэтому эти элементы называют щелочноземельными.

А вот оксиды неметаллов взаимодействуют с водой, образуя кислоты, в которых неметалл будет иметь ту же степень окисления, что и в соответствующем оксиде:

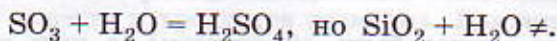


Теперь вам, очевидно, стало понятно, почему основания и кислородсодержащие кислоты называют в химии одним словом «гидроксиды».

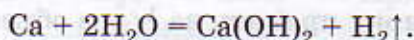
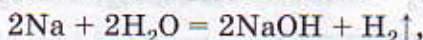


Гидроксидами называют кислородсодержащие кислоты и основания.

Вам следует запомнить несложное правило: вода реагирует с оксидами металлов и оксидами неметаллов в том случае, если образуется растворимый гидроксид (щелочь или кислородсодержащая кислота):



Реакции замещения. Щелочные и щелочноземельные металлы с водой могут образовывать щелочи не только с помощью своих оксидов, но и при непосредственном взаимодействии. Только это будут уже реакции другого типа — реакции замещения, например:



Нальем в чашку Петри, находящуюся на столике кодоскопа, немного воды и добавим к ней несколько капель фенолфталеина. Затем опустим в сосуд кусочек очищенного натрия величиной со спичечную головку. На экране будет проецироваться происходящая при этом химическая реакция (рис. 111): кусочек натрия превращается в круглый шарик (плавится, так как реакция экзотермическая), бежит по поверхности воды (натрий легче воды и подталкивается образующимся в результате взаимодействия водородом), оставляя за собой малиновый след (это изменяет окраску фенолфталеина получившаяся в результате реакции щелочь).

Реакции обмена. Если вы обратите внимание на уже знакомую вам таб-



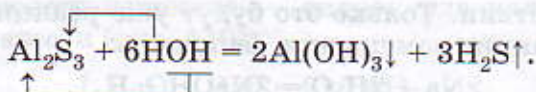
Рис. 111. Взаимодействие натрия с водой

лицу растворимости гидроксидов и солей в воде, то, очевидно, заметите, что в некоторых клетках этой таблицы стоят прочерки, которые обозначают, что данное вещество в водной среде разлагается, или, как говорят, гидролизуется (*гидро* — вода, *лизос* — разложение).

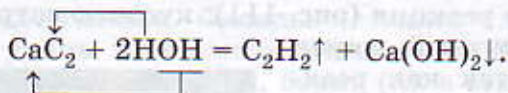


Обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее к их разложению, называют гидролизом.

Гидролиз может быть обратимым (с ним вы будете знакомиться при изучении химии в старших классах) и необратимым. Например, необратимо гидролизуется сульфид алюминия:



Если в пробирку прилить на $\frac{1}{3}$ ее объема воды, а затем опустить в нее кусочек карбида кальция CaC_2 величиной с горошину, то можно заметить выделение газа — ацетилена C_2H_2 , а если затем в пробирку прилить раствор фенолфталеина, то появление малиновой окраски укажет на образование щелочи:



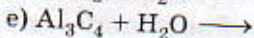
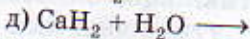
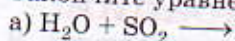
Реакции гидролиза органических веществ — жиров, белков и углеводов, протекающие в живых организмах, — это основа их жизнедеятельности.

Следовательно, вода — не только самое важное вещество на Земле, но это и многоликое соединение, обладающее разнообразными химическими свойствами.

1. Электролиз.
2. Фотолиз.
3. Фотосинтез.
4. Щелочные и щелочноземельные металлы.
5. Гидроксиды (основания и кислородсодержащие кислоты).
6. Условие взаимодействия оксидов металлов и неметаллов с водой.
7. Гидролиз.

?

1 Закончите уравнения реакций, схемы которых:



Укажите типы реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции». Назовите продукты реакций.

2 Какой объем ацетилена (н. у.) образуется в результате гидролиза 320 мг карбида кальция, содержащего 2% примесей?

3 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите типы реакций по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

4 Вычислите объем (н. у.) водорода, который образуется при взаимодействии 9,2 г натрия, содержащего 2,5% примесей, с водой. Вычислите количество вещества щелочи, которое получится при этом.

5 Найдите массу глюкозы и объем кислорода (н. у.), образующихся в процессе фотосинтеза, если в реакцию вступило 448 м³ углекислого газа (н. у.). Вычислите количество вещества воды, которое для этого потребовалось.

Глава пятая

Простейшие операции с веществом (химический практикум)

Практическая работа № 1

Приемы обращения с лабораторным оборудованием

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. Проводите опыты лишь с теми веществами, которые указаны учителем. Не берите для опыта больше вещества, чем это необходимо.

2. Строго выполняйте указанные учителем меры предосторожности, иначе может произойти несчастный случай.

3. Не пробуйте вещества на вкус.

4. Твердые вещества берите из баночек только сухой ложкой или сухой пробиркой. Наливайте жидкость и насыпайте твердые вещества в пробирку осторожно. Предварительно проверьте, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.

5. При выяснении запаха веществ не подносите сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 112).

6. Нагревая пробирку с жидкостью, держите ее так, чтобы открытый конец ее был направлен в сторону

и от себя, и от соседей. Производите опыты только над столом.

7. В случае ожога, пореза или попадания едкой и горячей жидкости на кожу или одежду немедленно обращайтесь к учителю или лаборанту.

8. Не приступайте к выполнению опыта, не зная, что и как нужно делать.

9. Не загромождайте свое рабочее место предметами, которые не потребуются для выполнения опыта. Работайте спокойно, без суетливости, не мешая соседям.

10. Производите опыты только в чистой посуде. Закончив работу, вымойте посуду. Банки и склянки закрывайте теми же пробками или крышками, какими они были закрыты. Пробки открываемых склянок ставьте на стол только тем концом, который не входит в горлышко склянки.

11. Обращайтесь бережно с посудой, веществами и лабораторными принадлежностями.

12. Закончив работу, приведите рабочее место в порядок.



Рис. 112. Ознакомление с запахом вещества

Лабораторное оборудование

В процессе выполнения практических работ в химической лаборатории используют лабораторный штатив и нагревательные приборы. Предварительно ознакомьтесь с их устройством и основными приемами обращения с ними.

1. *Устройство лабораторного штатива.* Штатив (рис. 113) служит для укрепления частей химических установок при выполнении опытов. Он состоит из массивной чугунной подставки (1), в которую ввинчен стержень (2). Массивная подставка придает штативу устойчивость. На стержне при помощи муфт (3) укрепляют лапку (4) и кольцо (5).

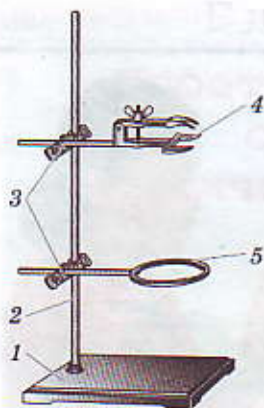


Рис. 113. Лабораторный штатив

Муфты с укрепленными в них лапкой и кольцами можно перемещать вдоль стержня и закреплять в нужном положении. Для этого при помощи винта необходимо ослабить крепление муфты к стержню и, поставив ее на необходимую высоту, закрепить.

2. Использование лабораторного штатива. Снимите с установленного на столе штатива лапку и кольцо следующим образом. Ослабьте винт крепления муфты со стержнем и, поднимая муфту с лапкой или кольцом вверх, снимите ее со стержня штатива. Затем освободите лапку и кольцо от муфты.

Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий ее, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись бы таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта (см. рис. 113). При таком креплении кольца и лапки они никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую — лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении, отверстием вверх. Пробирка укреплена правильно, если ее можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху.

На одно кольцо штатива положите сетку, на нее поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

3. Приемы работы со спиртовкой (газовой горелкой). Спиртовка (рис. 114) состоит из сосуда (резервуара) (1), в который налит спирт, фитиля (2), укрепленного в металлической трубке с диском (3), и колпачка (7). Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосу-

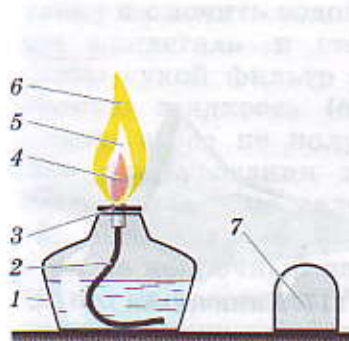


Рис. 114. Спиртовка

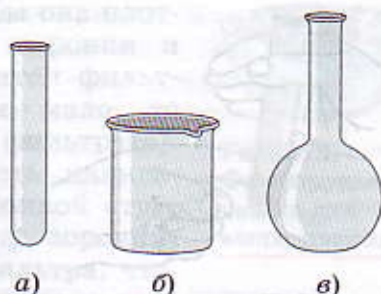


Рис. 115. Образцы химической посуды: а — пробирка; б — химический стакан; в — колба

да, оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде.

Зажгите спиртовку горячей спичкой. *Нельзя зажигать ее от другой горячей спиртовки!* Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.

4. Строение пламени. Зажгите еще раз спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет пламя. Пламя (см. рис. 114) имеет три зоны. Темная зона (4) находится в нижней части пламени, она самая холодная. За ней самая яркая часть пламени (5). Температура здесь выше, чем в темной зоне, но наиболее высокая температура — в зоне 6. Эта зона находится в верхней трети пламени спиртовки.

Чтобы убедиться в том, что различные зоны пламени имеют разную температуру, можно поставить следующий опыт. Поместим лучинку (спичку) в пламя спиртовки так, чтобы она проходила через зону 4. Через некоторое время мы увидим, что там, где лучина пересекла зоны 5 и 6, она обуглилась сильнее. Следовательно, пламя в этих зонах горячее.

Наблюдение показывает, что для быстрейшего нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени (6). В нее и помещают нагреваемый предмет.

5. Посуда. Большинство опытов проводят в стеклянной посуде: пробирках, химических стаканах, колбах (рис. 115). Во время опыта в них приходится перемешивать содержимое. В пробирке, как правило, смешивают малые количества веществ (не более 2 мл). Высота стол-



Рис. 116. Перемешивание растворов в пробирке



Рис. 117. Химическая воронка

бика жидкости при смешивании растворов в пробирке не должна превышать 2 см.

• *Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем.* Во-первых, попадание любых количеств химических реактивов на кожу опасно; во-вторых, при этом в пробирку могут попасть загрязнения, и опыт не получится.

Перемешивание растворов в пробирке производят быстрыми энергичными движениями (постукиваниями), как показано на рисунке 116. В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане — стеклянной палочкой, надев на ее конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.

Для переливания жидкостей из широкогорлой посуды в сосуд с узким горлом применяют воронки (рис. 117). Воронки используют и для фильтрования. В этом случае в воронку вкладывают бумажный фильтр (кружок фильтровальной бумаги), который вырезают по размеру воронки.

Сначала фильтровальную бумагу надо сложить и обрезать, как показано на рисунке 118, а затем вложить в во-



Рис. 118. Последовательность изготовления бумажного фильтра

ронку и смочить водой, чтобы она плотнее прилегла к стенкам воронки и чтобы сухой фильтр не впитал фильтруемую жидкость (если ее мало, то можно вовсе не получить фильтрата). При фильтровании жидкость наливают на фильтр по палочке тонкой струей, направляя ее на стенку воронки, а не на непрочный центр фильтра, чтобы его не разорвать. Через фильтр проходит прозрачный фильтрат, а на фильтре задерживается осадок. Для последующей работы может понадобиться и то и другое.



Рис. 119.
Фарфоровая чашка для выпаривания

Для выпаривания используют фарфоровые чашки (рис. 119). Выпаривание применяют, когда нужно выделить растворенное вещество из раствора. В фарфоровую чашку наливают раствор так, чтобы он занимал не более $\frac{1}{3}$ объема чашки. Устанавливают чашку на кольце штатива и нагревают на открытом пламени при постоянном помешивании, чтобы выпаривание шло равномерно.

Для получения газов используют простейший прибор, который состоит из колбы или пробирки и плотно входящих в них пробок с газоотводными трубками (рис. 120), или аппарат Кириюшкина (рис. 121). Прибор, собранный



Рис. 120. Прибор для получения газов



Рис. 121. Аппарат Кириюшкина

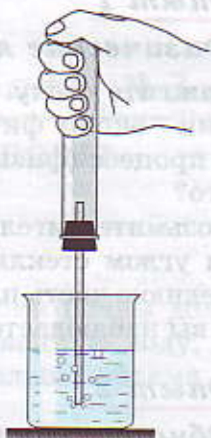


Рис. 122. Проверка на герметичность прибора для получения газов

для получения газов, всегда вначале проверяют на герметичность. Для этого кончик газоотводной трубки опускают в стакан с водой, а колбу или пробирку плотно обхватывают ладонью. От теплой ладони воздух в сосуде для получения газа расширяется и, если прибор собран герметично, из газоотводной трубки выходят пузырьки воздуха (рис. 122).

Практическая работа № 2

Наблюдение за горящей свечой

Рассмотрение физических явлений, происходящих при горении свечи, представляет собой самый широкий путь, которым можно подойти к изучению естествознания...

...Я собираюсь изложить вам... ряд сведений по химии, которые можно извлечь из горящей свечи.

М. Фарадей

Опыт 1

Физические явления при горении свечи

Зажгите свечу. Вы увидите, как начинает таять парафин около фитиля, образуя круглую лужицу. Какой процесс (физический или химический) здесь имеет место?

Возьмите тигельными щипцами изогнутую под прямым углом стеклянную трубку, один конец ее внесите в среднюю часть пламени, а другой опустите в пробирку. Что вы наблюдаете?

Опыт 2

Обнаружение продуктов горения в пламени

Возьмите тигельными щипцами кусочек жести (2 × 2 см) от консервной банки или предметное стекло, внесите в зону темного конуса горящей свечи и поддер-

жите 3—5 с. Быстро поднимите жезл (стекло), посмотрите на нижнюю плоскость. Объясните, что там появилось.

Сухую пробирку закрепите в держателе, переверните вверх дном и подержите над пламенем до запотевания. Объясните наблюдаемое явление.

В ту же пробирку быстро прилейте 2—3 мл известковой воды. Что наблюдаете? Дайте объяснение.

Опыт 3

Влияние воздуха на горение свечи

Вставьте стеклянную трубку с оттянутым концом в резиновую грушу. Сжимая ее рукой, продуйте в пламя горящей свечи воздух. Как изменилась яркость пламени?

Прикрепите две свечи при помощи расплавленного парафина к картону (фанере, оргалиту). Зажгите их и накройте одну поллитровой банкой, другую — двухлитровой (можно взять химические стаканы различной вместимости). В каком случае свеча горит дольше? Почему?

Запишите уравнения реакций горения, если вещества, из которых состоит свеча, имеют формулы $C_{16}H_{34}$ и $C_{17}H_{36}$.

Практическая работа № 3

Анализ почвы и воды

Опыт 1

Механический анализ почвы

В пробирку поместите почву (столбик почвы должен быть 2—3 см). Прилейте дистиллированную воду, объем которой должен быть в 3 раза больше объема почвы.

Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте 1—2 мин, а затем вооружитесь лупой и наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадков. Опишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 2

Получение почвенного раствора и опыты с ним

Приготовьте бумажный фильтр, вставьте его в воронку, закрепленную в кольце штатива. Подставьте под воронку чистую сухую пробирку и профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды. Перед фильтрованием смесь не следует встряхивать. Почва останется на фильтре, а собранный в пробирке фильтрат представляет собой почвенную вытяжку (почвенный раствор).

Несколько капель этого раствора поместите на стеклянную пластинку и с помощью пинцета подержите ее над горелкой до выпаривания воды. Что наблюдаете? Объясните.

• Возьмите две лакмусовые бумажки (красную и синюю), нанесите на них стеклянной палочкой почвенный раствор. Сделайте вывод по результатам своих наблюдений.

Опыт 3

Определение прозрачности воды

Для опыта нужен прозрачный плоскодонный стеклянный цилиндр диаметром 2—2,5 см, высотой 30—35 см. Можно использовать мерный цилиндр на 250 мл без пластмассовой подставки.

Мы рекомендуем провести опыт сначала с дистиллированной водой, а затем с водой из водоема и сравнить результаты. Установите цилиндр на печатный текст и вливайте исследуемую воду, следя за тем, чтобы можно было читать через воду текст. Отметьте, на какой высоте вы не будете видеть шрифт. Измерьте высоты столбов воды линейкой. Сделайте выводы.

Опыт 4

Определение интенсивности запаха воды

Коническую колбу наполните на $\frac{2}{3}$ объема исследуемой водой, плотно закройте пробкой (желательно стеклянной) и сильно встряхните. Затем откройте колбу и отметьте характер и интенсивность запаха. Дайте оценку интенсивности запаха воды в баллах, пользуясь таблицей 8.

Характеристика запаха	Интенсивность запаха (балл)
Отсутствие ощутимого запаха	0
Очень слабый запах — не замечается потребителями, но обнаруживается специалистами	1
Слабый запах — обнаруживается потребителями, если обратить на это внимание	2
Запах легко обнаруживается	3
Отчетливый запах — неприятный и может быть причиной отказа от питья	4
Очень сильный запах — делает воду непригодной для питья	5

Практическая работа № 4

Признаки химических реакций

Практическая работа включает четыре опыта.

Опыт 1

Прокаливание медной проволоки и взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

Зажгите спиртовку (газовую горелку). Возьмите тигельными щипцами медную проволоку и внесите ее в пламя. Через некоторое время выньте проволоку из пламени и счистите с нее образовавшийся черный налет на лист бумаги. Опыт повторите несколько раз. Поместите полученный черный налет в пробирку и прилейте в нее раствор серной кислоты. Подогрейте смесь. Что наблюдаете?

Образовалось ли новое вещество при накаливании меди? Запишите уравнение химической реакции и определите ее тип по признаку числа и состава исходных

веществ и продуктов реакции. Какие признаки химической реакции вы наблюдали? Образовалось ли новое вещество при взаимодействии оксида меди (II) с серной кислотой? Определите тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции и запишите ее уравнение.

Опыт 2

Взаимодействие мрамора с кислотой

Положите в небольшой стакан 1—2 кусочка мрамора. Прилейте в стакан столько соляной кислоты, чтобы ею покрылись кусочки. Зажгите лучинку и внесите ее в стакан.

Образовались ли новые вещества при взаимодействии мрамора с кислотой? Какие признаки химических реакций вы наблюдали? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 3

Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом калия

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа (III), а затем несколько капель раствора роданида калия $KSCN$ — соли кислоты $HSCN$, с кислотным остатком SCN^- .

Какими признаками сопровождается эта реакция? Запишите ее уравнение и тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 4

Взаимодействие карбоната натрия с хлоридом кальция

В пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия. Затем добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе

Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды и влейте ее в коническую колбочку емкостью 100 мл.

Чайную ложку сахарного песка (или два кусочка) взвесьте на лабораторных весах, затем поместите его в колбочку с водой и перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения.

Теперь приступайте к расчетной части. Вначале рассчитайте массовую долю сахара в растворе. Необходимые данные у вас есть: масса сахара, объем воды, плотность воды примите равной 1 г/мл.

$$w(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{m(\text{р-р})},$$

$$m(\text{р-р}) = m(\text{сах.}) + m(\text{вода}),$$

$$m(\text{вода}) = V(\text{вода}) \cdot \rho(\text{вода}).$$

Вы также сможете рассчитать, сколько молекул сахара содержится в полученном растворе, используя известные вам соотношения:

$$N(\text{мол. сах.}) = N_A \cdot n(\text{сах.}),$$

$$n(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{M(\text{сах.})}.$$

Поскольку сахар состоит на 99,9% из сахарозы, имеющей формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$, вы легко рассчитаете молярную массу сахара и затем найдете число молекул сахара в полученном вами растворе.



Глава шестая

Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно- восстановительные реакции

§ 34 Растворение. Растворимость веществ в воде

Растворы играют очень важную роль в природе, науке и технике. Вода, столь широко распространенная в природе, всегда содержит растворенные вещества. В пресной воде рек и озер их мало, в то время как в морской воде содержится около 3,5% растворенных солей.

В первичном океане (во время появления жизни на Земле) массовая доля солей, по предположениям, была низка, около 1%.

«Именно в этом растворе впервые развились живые организмы, и из этого раствора они получили ионы и молекулы, необходимые для их роста и жизни... С течением времени живые организмы развивались и изменялись, что позволило им покинуть водную среду и перейти на сушу и затем подняться в воздух. Они приобрели эту способность, сохранив в своих организмах водный раствор в виде жидкостей, содержащих необходимый запас ионов и молекул» — вот так оценивает роль растворов в возникновении и развитии жизни на Земле известный американский химик, лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг. Внутри нас, в каждой нашей клеточке — воспоминание о первичном океане, в котором зародилась жизнь, — водном растворе, обеспечивающем саму жизнь.

В каждом живом организме бесконечно течет по сосудам — артериям, венам и капиллярам — волшебный

раствор, составляющий основу крови, массовая доля солей в нем такая же, как в первичном океане, — 0,9%. Сложные физико-химические процессы, происходящие в организмах человека и животных, также протекают в растворах. Усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Многие технологические процессы в химической и других отраслях промышленности, например получение соды, удобрений, кислот, металлов, бумаги, протекают в растворах. Изучение свойств растворов занимает очень важное место в современной науке. Так что же такое раствор?

Отличие раствора от других смесей в том, что частицы составных частей распределяются в нем равномерно, и в любом микрообъеме такой смеси состав одинаков.

Поэтому под *растворами* понимали однородные смеси, состоящие из двух или более однородных частей. Это представление исходило из *физической теории растворов*.

Сторонники физической теории растворов, которую развивали Вант-Гофф, Аррениус и Оствальд, считали, что процесс растворения является результатом диффузии, т. е. проникновения растворенного вещества в промежутки между молекулами воды.

В противоположность представлениям физической теории растворов Д. И. Менделеев и сторонники химической теории растворов доказывали, что растворение является результатом *химического взаимодействия* растворенного вещества с молекулами воды. Поэтому правильнее (точнее) определять *раствор как однородную систему, состоящую из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия*.

В результате химического взаимодействия растворенного вещества с водой образуются соединения — *гидраты*. О химическом взаимодействии говорят такие признаки химических реакций, как *тепловые явления* при растворении. Например, вспомните, что растворение серной кислоты в воде протекает с выделением такого большого количества теплоты, что раствор может закипеть, а потому льют кислоту в воду (а не наоборот).

Растворение других веществ, например хлорида натрия, нитрата аммония, сопровождается поглощением теплоты.

М. В. Ломоносов установил, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем растворитель. В 1764 г. он писал: «Морозы соленого рассолу не могут в лед превратить удобно, как одолевают пресного».

Гидраты — это непрочные соединения веществ с водой, существующие в растворе. Косвенным доказательством гидратации является существование твердых *кристаллогидратов* — солей, в состав которых входит вода. Ее в этом случае называют кристаллизационной. Например, к кристаллогидратам относится хорошо известная соль голубого цвета — медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Безводный сульфат меди (II) — кристаллы белого цвета. Изменение цвета сульфата меди (II) на голубой при растворении его в воде и существование голубых кристаллов медного купороса является еще одним доказательством гидратной теории Д. И. Менделеева.

В настоящее время принята теория, которая объединяет обе точки зрения, — физико-химическая теория растворов. Ее предсказывал еще в 1906 г. Д. И. Менделеев в своем замечательном учебнике «Основы химии»: «Две указанные стороны растворения и гипотезы, до сих пор приложенные к рассмотрению растворов, хотя имеют отчасти различные исходные точки, но без всякого сомнения, по всей вероятности, приведут к общей теории растворов, потому что одни общие законы управляют как физическими, так и химическими явлениями».

Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Как правило, растворимость твердых веществ в воде увеличивается с повышением температуры (рис. 123), а растворимость газов — уменьшается, поэтому воду можно почти полностью освободить от растворенных в ней газов кипячением. Если растворять в воде хлорид калия KCl , применяющийся как удобрение, то при комнатной температуре (20°C) может раствориться только 34,4 г соли в 100 г воды; сколько бы ни перемешивали

раствор с остатком нерастворившейся соли, больше соли не растворится — раствор будет насыщен этой солью при данной температуре.



Насыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Если же при этой температуре в 100 г воды растворить хлорида калия меньше, чем 34,4 г, то раствор будет ненасыщенным.



Ненасыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворимого вещества, чем в его насыщенном растворе.

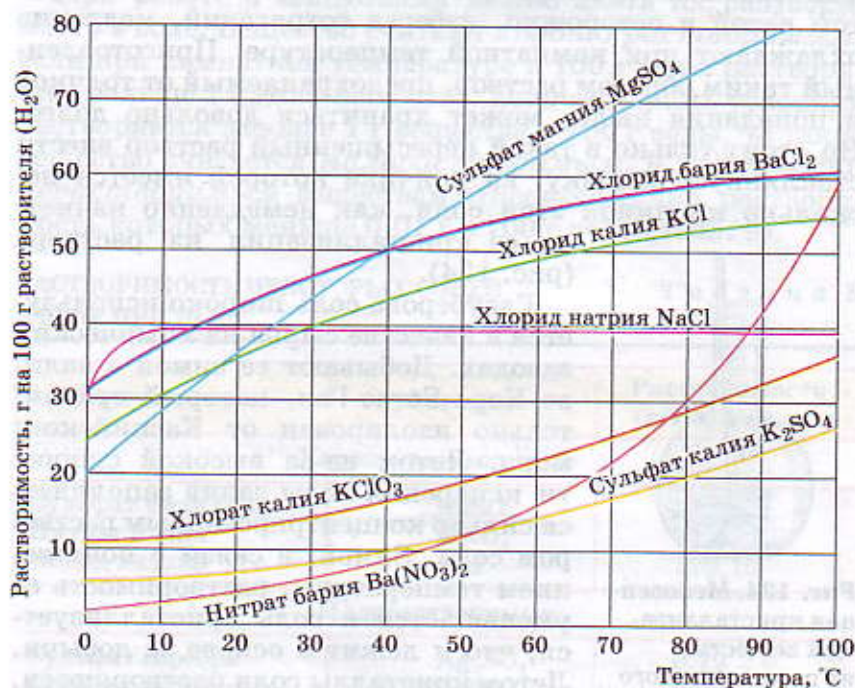


Рис. 123. Растворимость веществ в зависимости от температуры

При охлаждении насыщенного раствора возникает избыток растворенного вещества, если оно не выпадет в осадок, то образуется пересыщенный раствор.



Пересыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Из некоторых веществ сравнительно легко получить пересыщенные растворы. К ним относятся, например, кристаллогидраты — глауберова соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) и медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Пересыщенные растворы готовят так. Приготавливают насыщенный раствор соли при высокой температуре, например при температуре кипения. Избыток соли отфильтровывают, накрывают колбу с горячим фильтратом ватой и осторожно, избегая сотрясений, медленно охлаждают при комнатной температуре. Приготовленный таким образом раствор, предохраняемый от толчков и попадания пыли, может храниться довольно долго. Но стоит только в такой пересыщенный раствор внести стеклянную палочку, на кончике которой имеется несколько крупинок этой соли, как немедленно начнется ее кристаллизация из раствора (рис. 124).



Рис. 124. Мгновенная кристаллизация вещества из пересыщенного раствора

Глауберова соль широко используется в качестве сырья на химических заводах. Добывают ее зимой в заливе Кара-Богаз-Гол, который сравнительно изолирован от Каспийского моря. Летом из-за высокой скорости испарения воды залив заполняется сильно концентрированным раствором соли. Зимой, в связи с понижением температуры, растворимость ее уменьшается и соль кристаллизуется, что и лежит в основе ее добычи. Летом кристаллы соли растворяются, и добыча ее прекращается.



Рис. 125. В воде Мертвого моря из растворенных в ней солей легко вырастают красивые причудливые кристаллы

В самом соленом из морей мира — Мертвом море — концентрация солей так велика, что на любом помещенном в воду этого моря предмете нарастают причудливые кристаллы (рис. 125).

При работе с веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считают *хорошо растворимым*, если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г этого вещества. Если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды, то такое вещество считается *малорастворимым*. К практически *нерастворимым* веществам относятся такие, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды (табл. 9).

РАСТВОРИМОСТЬ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ
В ВОДЕ ПРИ 20 °С

Т а б л и ц а 9

Название соли	Формула	Растворимость (г/100 г воды)
Хорошо растворимые		
Сульфат меди (II)	CuSO_4	22,2
Нитрат калия	KNO_3	31,6
Иодид натрия	NaI	179,10
Малорастворимые		
Сульфат серебра	Ag_2SO_4	0,79
Сульфат кальция	CaSO_4	0,20
Иодид свинца (II)	PbI_2	0,07

Название соли	Формула	Растворимость (г/100 г воды)
Практически нерастворимые		
Бромид серебра	AgBr	0,0037
Хлорид серебра	AgCl	0,00009
Иодид серебра	AgI	0,000003

Совершенно нерастворимых веществ в природе не существует. Например, даже атомы серебра чуть-чуть переходят в раствор из изделий, помещенных в воду. Как известно, раствор серебра в воде убивает микробов.

1. Растворы. 2. Физическая и химическая теории растворов. 3. Тепловые явления при растворении. 4. Гидраты и кристаллогидраты; кристаллизационная вода. 5. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. 6. Хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые вещества.



- 1 Почему в горячем чае кусочек сахара растворяется быстрее, чем в холодном?
- 2 Приведите примеры хорошо растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ различных классов, пользуясь таблицей растворимости.
- 3 Почему аквариумы нельзя заполнять быстро охлажденной прокипяченной водой (она должна постоять несколько дней)?
- 4 Почему ранки, промытые водой, в которую были помещены серебряные изделия, заживают быстрее?
- 5 Пользуясь рисунком 123, определите массовую долю хлорида калия, содержащегося в насыщенном растворе при 20 °С.
- 6 Может ли разбавленный раствор быть одновременно и насыщенным?
- 7 К 500 г насыщенного при 20 °С раствора сульфата магния (см. рис. 123) прилили достаточный для проведения реакции объем раствора хлорида бария. Найдите массу выпавшего осадка.

§ 35 Электролитическая диссоциация

Как вы знаете из уроков физики, растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет. Чтобы опытным путем проверить эту способность у растворов различных веществ, воспользуемся следующим прибором (рис. 126).

Он состоит из стакана, в который наливают раствор исследуемого вещества. На стакан ставят пластинку из эбонита с вмонтированными в нее двумя угольными электродами, к клеммам которых присоединены провода. Один из них соединен с лампочкой. Выходной контакт от лампочки и провод от другой клеммы идут к источнику тока. Если раствор, налитый в стакан, проводит электрический ток, то лампочка загорается, и чем лучше эта способность, тем ярче горит лампочка. Проводят электрический ток растворы солей, щелочей, кислот.



Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют электролитами.

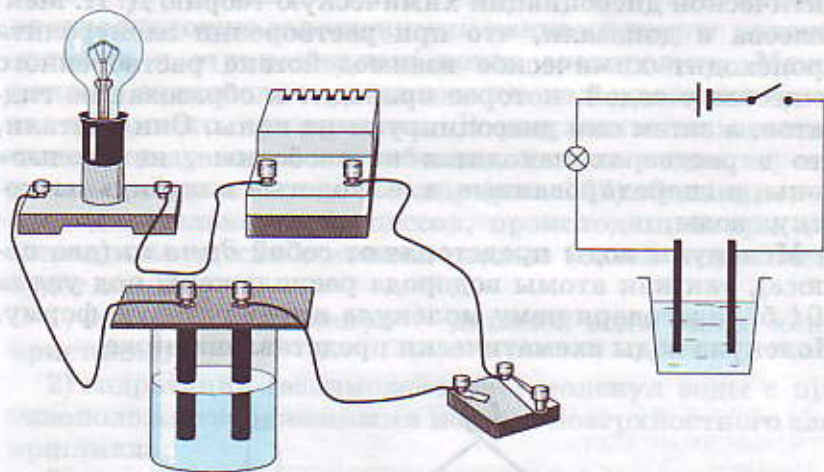


Рис. 126. Прибор для определения электропроводности

Растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.



Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**.

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

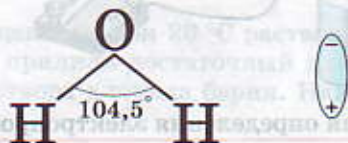
Шведский ученый Сванте Аррениус, изучая электропроводность растворов различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.



Процесс распада электролита на ионы называют **электролитической диссоциацией**.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой *диполи* (два полюса), так как атомы водорода расположены под углом $104,5^\circ$, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена ниже.



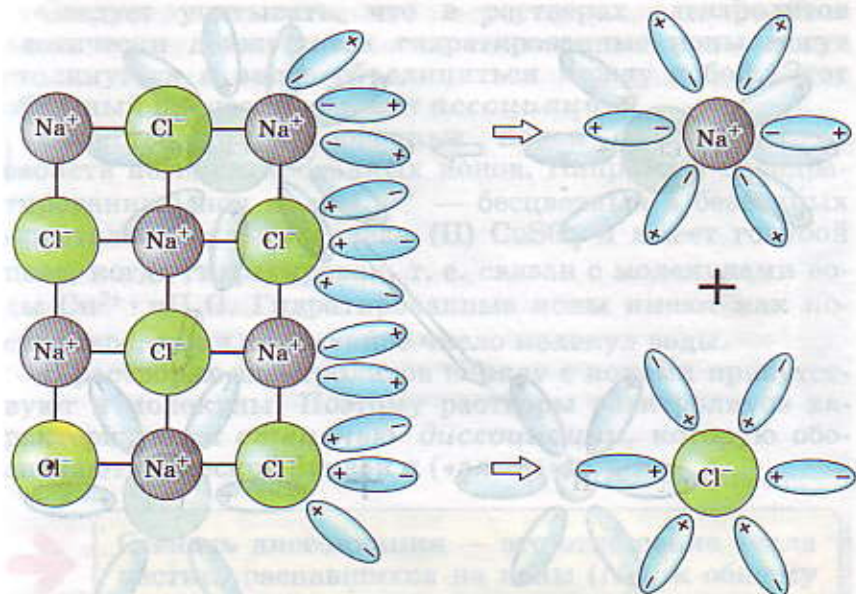


Рис. 127. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Как правило, легче всего диссоциируют вещества с ионной связью и, соответственно, с ионной кристаллической решеткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита. Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате химическая связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 127). Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

1) ориентация молекул — диполей воды около ионов кристалла;

2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла;

3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

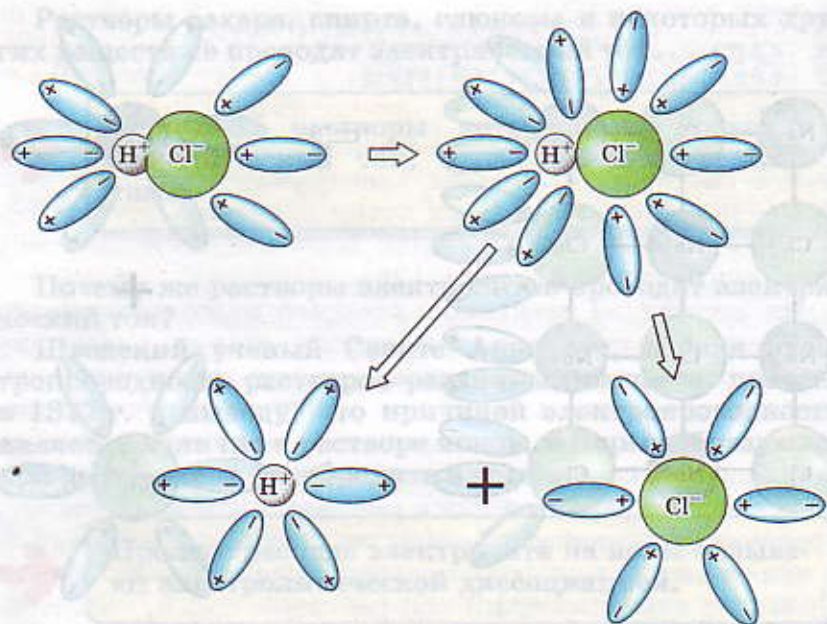


Рис. 128. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых ковалентная полярная связь (например, молекулы хлороводорода HCl , рис. 128), только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную, и последовательность процессов, происходящих при этом, будет такая:

- 1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита;
- 2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;
- 3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);
- 4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

Уравнение диссоциации соляной кислоты:



Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называют *ассоциацией*.

Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — бесцветный в безводных кристаллах сульфата меди (II) CuSO_4 и имеет голубой цвет, когда гидратирован, т. е. связан с молекулами воды $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации*, которую обозначают греческой буквой α («альфа»).



Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_d), к общему числу растворенных частиц (N_p):

$$\alpha = \frac{N_d}{N_p}$$

Степень диссоциации электролита определяют опытным путем и выражают в долях или в процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. Электролиты имеют различную степень диссоциации, т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты разделяют на сильные и слабые.

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице в разбавленных растворах.

К сильным электролитам относят:

- 1) практически все соли;
- 2) сильные кислоты, например: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- 3) все щелочи, например: NaOH , KOH .

Слабые электролиты при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относят:

- 1) слабые кислоты — H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
- 2) водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

1. Электролиты и неэлектролиты. 2. Электролитическая диссоциация и ассоциация. 3. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. 4. Степень электролитической диссоциации. 5. Сильные и слабые электролиты.



- 1 Объясните, почему раствор гидроксида калия проводит электрический ток, а раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — нет.
- 2 Почему при разбавлении раствора электролита степень его диссоциации увеличивается?
- 3 Докажите, что деление химических связей на ковалентную полярную и ионную условно.
- 4 Как отличается по своей природе электропроводность металлов и электролитов?
- 5 Как объяснить электрическую проводимость водных растворов электролитов?

§ 36

Основные положения теории электролитической диссоциации

Обобщим сведения об электролитической диссоциации в виде основных положений ныне общепризнанной теории. Она заключается в следующем.



1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

Ионы — это одна из форм существования химического элемента. Свойства ионов совершенно не похожи на свойства атомов, которые их образовали. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щелочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет желто-зеленый цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- — бесцветны, неядовиты, лишены запаха. Никому не придет в голову использовать в пищу металлический натрий и газообразный хлор, в то время как без хлорида натрия, состоящего из ионов натрия и хлора, невозможно приготовление пищи. Напомним:



ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов.

Слово «ион» в переводе с греческого означает «странствующий». В растворах ионы беспорядочно передвигаются («странствуют») в различных направлениях.

По составу ионы делят на *простые* — Cl^- , Na^+ и *сложные* — NH_4^+ , SO_4^{2-} .



2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.

В результате взаимодействия электролита с молекулами воды образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы.

Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делят на *гидратированные* (в растворах и кристаллогидратах) и *негидратированные* (в безводных солях).

Свойства гидратированных и негидратированных ионов отличаются, как вы смогли уже убедиться на примере ионов меди.



3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют анионами.

Следовательно, существует еще одна классификация ионов — по знаку их заряда.

В растворах электролитов сумма зарядов катионов равна сумме зарядов анионов, вследствие чего эти растворы электронейтральны.



4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — *ассоциация* (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:



5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации. По степени диссоциации электролиты делят на *сильные* и *слабые*.



6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

По характеру образующихся при диссоциации электролитов ионов различают три типа электролитов: *кислоты, основания и соли*.



Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:



Для многоосновных кислот протекает ступенчатая диссоциация. Например, для фосфорной кислоты H_3PO_4 :

1-я ступень — образование дигидрофосфат-ионов:



2-я ступень — образование гидрофосфат-ионов:



Следует учитывать, что диссоциация электролитов по второй ступени происходит намного слабее, чем по первой. Диссоциация по третьей ступени при обычных условиях почти не происходит.

Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода. Поэтому логично предположить, что общие характерные свойства кислот — кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены именно катионами водорода.



Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы OH^- :



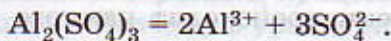
Все общие свойства оснований — мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены общими для всех оснований гидроксид-ионами OH^- .



Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:



Очевидно, что свойства солей определяются как катионами металла, так и анионами кислотного остатка. Так, соли аммония имеют как общие свойства, обусловленные ионами NH_4^+ , так и специфические, обусловленные различными анионами. Аналогично, общие свойства сульфатов — солей серной кислоты — определяются ионами SO_4^{2-} , а различные — разными катионами. В отличие от многоосновных кислот и оснований, содержащих несколько гидроксид-ионов, такие соли, как K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и т. д., диссоциируют сразу полностью, а не ступенчато:



1. Основные положения теории электролитической диссоциации. 2. Ионы простые и сложные, гидратированные и негидратированные, катионы и анионы. 3. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.



- 1 Сравните по строению и свойствам:
а) Ca^0 и Ca^{2+} ; б) $\text{Cu}^{2+}_{(\text{гидр})}$ и $\text{Cu}^{2+}_{(\text{негидр})}$; в) H_2^0 и H^+ .
- 2 Используя таблицу растворимости, приведите примеры пяти веществ, которые в растворах образуют сульфат-ионы SO_4^{2-} . Запишите уравнения электролитической диссоциации этих веществ.

- 3 Какую информацию несет в себе следующее уравнение:



Дайте названия вещества и ионов.

- 4 Запишите уравнения диссоциации следующих электролитов: сульфата железа (III), карбоната калия, фосфата аммония, нитрата меди (II), гидроксида бария, соляной кислоты, гидроксида калия, хлорида железа (II). Дайте названия ионов.
- 5 Какие из перечисленных ниже веществ будут диссоциировать: гидроксид железа (II), гидроксид калия, кремниевая кислота, азотная кислота, оксид серы (IV), оксид кремния (IV), сульфид натрия, сульфид железа (II), серная кислота? Почему? Запишите возможные уравнения диссоциации.
- 6 В записи уравнений ступенчатой диссоциации серной кислоты для первой ступени используют знак равенства, а для второй — знак обратимости. Почему?

§ 37 Ионные уравнения

Большинство химических реакций протекает в растворах. Растворы электролитов содержат ионы, поэтому реакции в растворах электролитов фактически сводятся к реакциям между ионами.



Реакции между ионами называют **ионными реакциями**, а уравнения таких реакций — **ионными уравнениями**.

При составлении ионных уравнений следует руководствоваться тем, что формулы веществ малодиссоциирующих, нерастворимых и газообразных записывают в молекулярном виде.

Если вещество выпадает в осадок, то, как вы уже знаете, рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вниз (\downarrow), а если в ходе реакции выделяется газообразное вещество, то рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вверх (\uparrow).

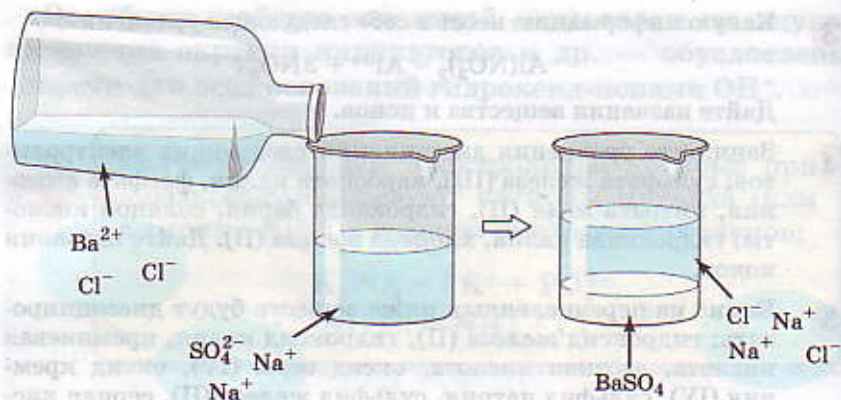


Рис. 129. Взаимодействие сульфата натрия и хлорида бария

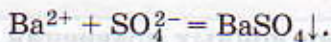
Например, если к раствору сульфата натрия Na_2SO_4 прилить раствор хлорида бария $BaCl_2$ (рис. 129), то в результате реакции образуется белый осадок сульфата бария $BaSO_4$. Запишем молекулярное уравнение реакции:



Перепишем это уравнение, изобразив сильные электролиты в виде ионов, а уходящие из сферы реакции — в виде молекул:



Мы записали, таким образом, полное *ионное уравнение реакции*. Если исключить из обеих частей равенства одинаковые ионы, т. е. ионы, не участвующие в реакции ($2Na^+$ и $2Cl^-$ в левой и правой частях уравнения), то получим *сокращенное ионное уравнение реакции*:



Это уравнение показывает, что сущность реакции сводится к взаимодействию ионов бария Ba^{2+} и сульфат-ионов SO_4^{2-} , в результате которого образуется осадок $BaSO_4$. При этом совершенно не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до реакции. Аналогичное взаимодействие можно наблюдать и между K_2SO_4 и $Ba(NO_3)_2$, H_2SO_4 и $BaCl_2$.



Рис. 130. Взаимодействие азотной кислоты и гидроксида натрия

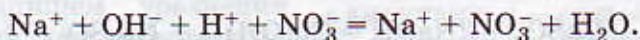
Таким образом, сокращенные ионные уравнения представляют собой уравнения в общем виде, которые характеризуют сущность химической реакции и показывают, какие ионы реагируют и какое вещество образуется в результате.

Реакции ионного обмена протекают до конца в тех случаях, когда образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество, например вода.

Если к раствору гидроксида натрия, окрашенного фенолфталеином в малиновый цвет, прилить избыток раствора азотной кислоты (рис. 130), то раствор обесцветится, что послужит сигналом протекания химической реакции:



Полное ионное уравнение этой реакции:



Но поскольку ионы Na^+ и NO_3^- в растворе остаются в неизменном виде, то их можно не писать, и в конечном итоге сокращенное ионное уравнение реакции записывают так:



Оно показывает, что взаимодействие сильной кислоты и щелочи сводится к взаимодействию ионов H^+ и ионов

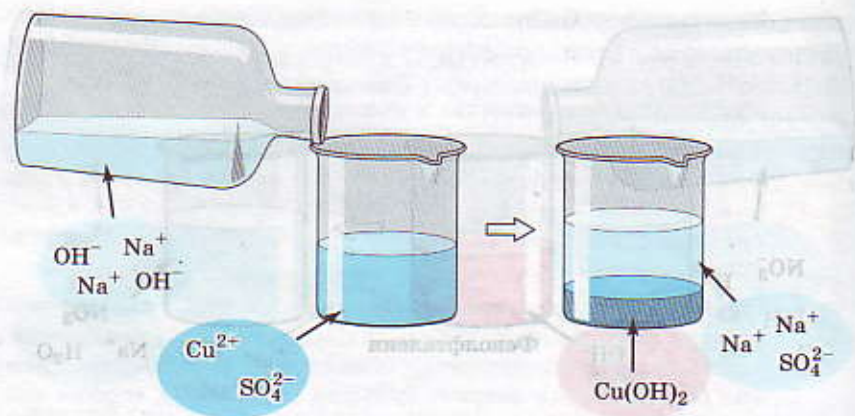


Рис. 131. Взаимодействие сульфата меди (II) с гидроксидом натрия

OH^- , в результате которого образуется малодиссоциирующее вещество — вода.



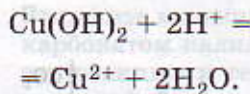
Реакцию взаимодействия сильной кислоты со щелочью называют **реакцией нейтрализации**. Это частный случай реакции обмена.

Подобная реакция обмена может протекать не только между кислотами и щелочами, но и между кислотами и нерастворимыми основаниями. Например, если получить голубой осадок нерастворимого гидроксида меди (II) взаимодействием сульфата меди (II) со щелочью (рис. 131):



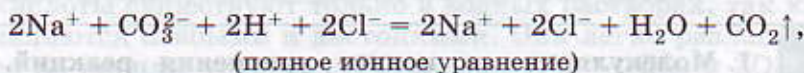
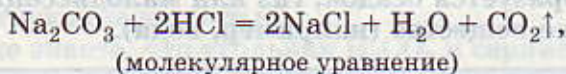
а затем поделить полученный осадок на три части и прилить к осадку в первой пробирке раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке — соляной кислоты, а к осадку в третьей пробирке раствор азотной кислоты,

то во всех трех пробирках осадок растворится (рис. 132). Это будет означать, что во всех случаях прошла химическая реакция, суть которой и отражена с помощью одного и того же ионного уравнения.



Чтобы в этом убедиться, запишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения приведенных реакций.

Рассмотрим ионные реакции, которые протекают с образованием газа. В две пробирки нальем по 2 мл растворов карбоната натрия и карбоната калия. Затем в первую прильем соляной, а во вторую — раствор азотной кислоты (рис. 133). В обоих случаях мы заметим характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа. Запишем уравнения реакций для первого случая:



(сокращенное ионное уравнение)

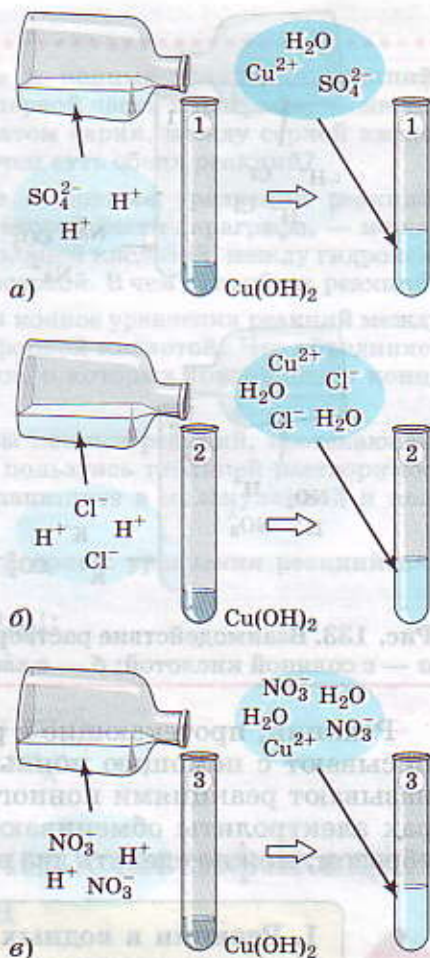


Рис. 132. Взаимодействие гидроксида меди (II) с кислотами: *а* — серной; *б* — соляной; *в* — азотной

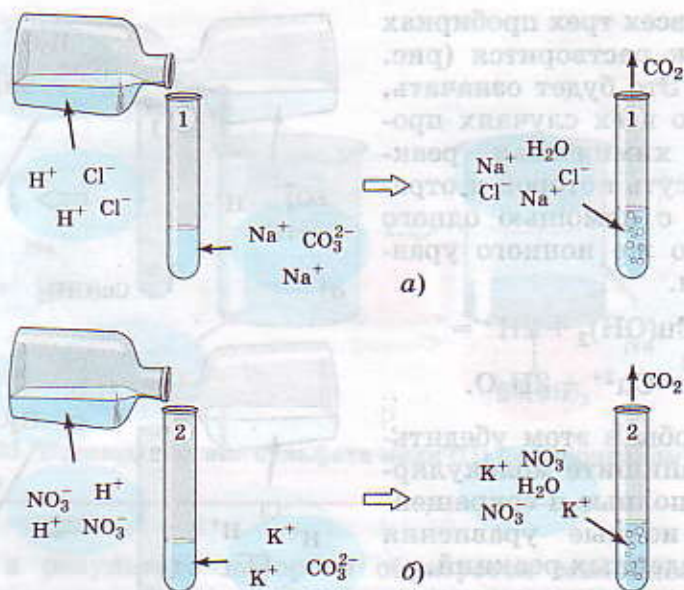


Рис. 133. Взаимодействие растворимых карбонатов:
 а — с соляной кислотой; б — с азотной кислотой

Реакции, протекающие в растворах электролитов, записывают с помощью ионных уравнений. Эти реакции называют реакциями ионного обмена, так как в растворах электролиты обмениваются своими ионами. Таким образом, можно сделать два вывода.



1. Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами, а потому их изображают в виде ионных уравнений.
2. Реакции ионного обмена в растворах электролитов практически необратимо протекают только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, вода).

1. Молекулярное и ионное уравнения реакций.
2. Реакции ионного обмена.
3. Реакции нейтрализации.

- 1 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, о которых говорилось в первой части параграфа, — между сульфатом калия и нитратом бария, между серной кислотой и хлоридом бария. В чем суть обеих реакций?
- 2 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, о которых говорилось во второй части параграфа, — между гидроксидом меди (II) и соляной кислотой, между гидроксидом меди (II) и азотной кислотой. В чем суть обеих реакций?
- 3 Запишите молекулярное и ионное уравнения реакций между карбонатом калия и фосфорной кислотой. Что объединяет эту реакцию и те реакции, о которых говорилось в конце параграфа?
- 4 Предложите свои примеры ионных реакций, протекающих с образованием осадков, пользуясь таблицей растворимости. Уравнения реакций запишите в молекулярной и ионной формах.
- 5 Приведите по два молекулярных уравнения реакций для следующих ионных:
 - а) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$;
 - б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$;
 - в) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}\uparrow$;
 - г) $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{OH}^- = \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.

§ 38 Кислоты, их классификация и свойства

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорная H_3PO_4 , кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью будет серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Вы уже знаете, что угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3 кислоты существуют только в водных растворах, так как являются слабыми и нестойкими. Они легко разлагаются на оксиды углерода (IV) и серы (IV) — CO_2 и SO_2 соответственно — и воду. Поэтому выделить эти кислоты в чистом виде невозможно.

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	Кислород-содержащие	H_3PO_4 , HNO_3
	Бескислородные	H_2S , HCl , HBr
Основность	Одноосновные	HCl , HNO_3
	Двухосновные	H_2S , H_2SO_4
	Трехосновные	H_3PO_4
Растворимость в воде	Растворимые	H_2SO_4 , H_2S , HNO_3
	Нерастворимые	H_2SiO_3
Летучесть	Летучие	H_2S , HCl , HNO_3
	Нелетучие	H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4
Степень электролитической диссоциации	Сильные	H_2SO_4 , HCl , HNO_3
	Слабые	H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	Стабильные	H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl
	Нестабильные	H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в таблице 10.

Часто путают понятия летучесть и устойчивость (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, т. е. испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой; нелетучая нерастворимая кремниевая кислота при стоянии разлагается на воду и оксид кремния (IV) SiO_2 .

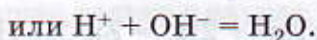
Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водные растворы хромовой кислоты H_2CrO_4 имеют желтую окраску, марганцевой кислоты $HMnO_4$ — малиновую.

Однако, какими бы разными ни были кислоты, все они образуют при диссоциации катионы водорода, которые и обуславливают ряд общих свойств: кислый вкус, изменение окраски индикаторов (лакмуса и метилового оранжевого), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
2. Кислота + оксид металла \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
3. Кислота + металл \longrightarrow соль + водород.
(реакция замещения)
4. Кислота + соль \longrightarrow новая кислота + новая соль.
(реакция обмена)

Первая реакция является универсальной реакцией, так как она протекает между любыми кислотами и основаниями (как с растворимыми, так и с нерастворимыми). Например, реакция кислоты со щелочью (реакция нейтрализации):



Аналогично протекает эта реакция и с нерастворимыми основаниями, например:

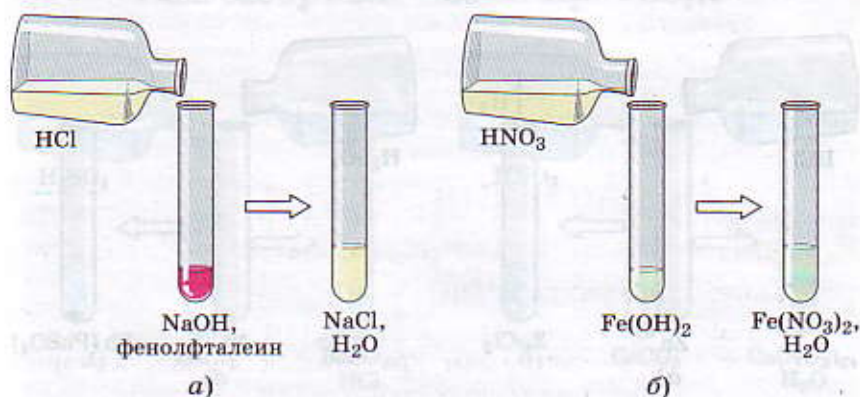
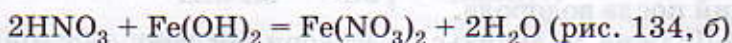


Рис. 134. Взаимодействие кислот: а — с растворимыми основаниями; б — с нерастворимыми основаниями

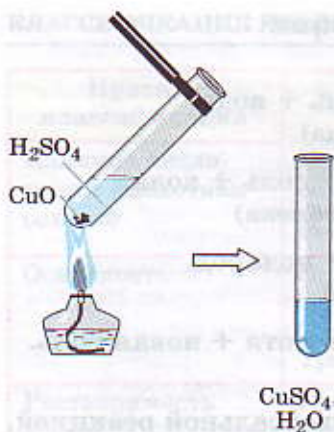
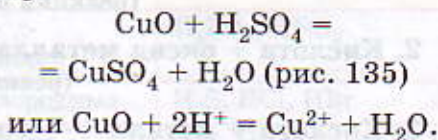


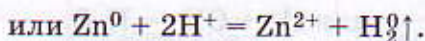
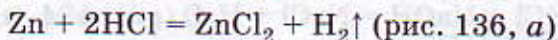
Рис. 135. Взаимодействие серной кислоты с оксидом меди (II)

Вторая реакция протекает между оксидами металлов и большинством кислот, например:



Чтобы прошла **третья реакция**, необходимо выполнить несколько условий.

1) Металл должен находиться в ряду напряжений (с ним вы уже знакомы в § 31): К, Са, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au до водорода. Например,



А вот реакция между раствором соляной кислоты и медью невозможна, так как медь стоит в ряду напряжений после водорода.

2) Должна получиться растворимая соль. Во многих случаях взаимодействие металла с кислотой практически не происходит потому, что образующаяся соль нера-

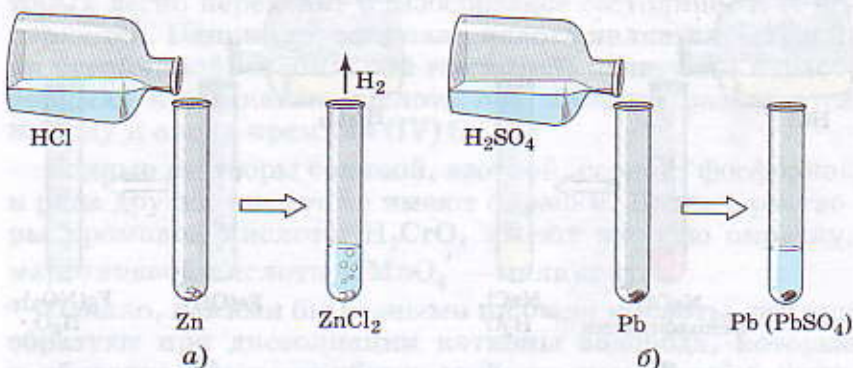


Рис. 136. Взаимодействие кислот с металлами:

a — цинка с соляной кислотой; *б* — свинца с серной кислотой

створима и покрывает поверхность металла защитной пленкой, например:



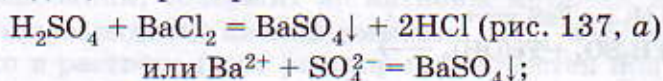
Нерастворимый сульфат свинца (II) прекращает доступ кислоты к металлу, и реакция прекращается, едва успев начаться. По данной причине большинство тяжелых металлов практически не взаимодействует с фосфорной, угольной и сероводородной кислотами.

3) Реакция характерна для растворов кислот, поэтому нерастворимые кислоты, например кремниевая, не вступают в реакции с металлами.

4) Концентрированный раствор серной кислоты и раствор азотной кислоты любой концентрации взаимодействуют с металлами иначе, поэтому уравнения реакций между металлами и этими кислотами записывают по другой схеме. Разбавленный раствор серной кислоты взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, образуя соль и водород.

Четвертая реакция — типичная реакция ионного обмена, протекающая только в случае, если образуется:

1) осадок, например:



2) газ, например:

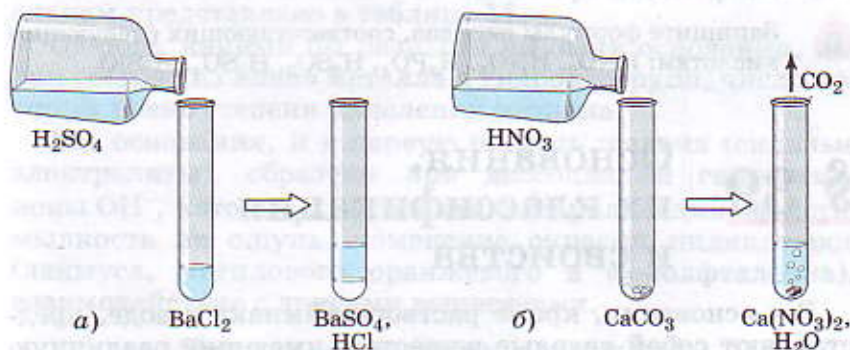
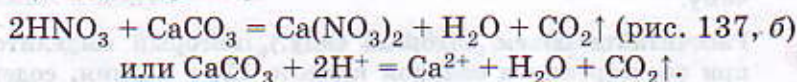


Рис. 137. Взаимодействие кислот с солями:

а — с образованием осадка; б — с образованием газа

1. Классификация кислот. 2. Типичные свойства кислот: взаимодействие их с металлами, оксидами металлов, гидроксидами металлов и солями.
3. Условия протекания типичных реакций кислот.
4. Ряд напряжений металлов.



- 1 Выберите формулу сильной кислоты: а) H_2S ; б) HNO_3 ; в) H_2SiO_3 . Запишите уравнение диссоциации кислоты.
- 2 Дайте характеристику азотистой кислоты, используя различные признаки классификации кислот.
- 3 Определите степени окисления элементов в следующих кислотах: хлорной HClO_4 , хромовой H_2CrO_4 , двуххромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, азотистой HNO_2 , пиррофосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
- 4 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций и запишите соответствующие им ионные уравнения:
 - а) $\text{ZnO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$
 - б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) \longrightarrow$
 - в) $\text{HNO}_3 + \text{CuSO}_4 \longrightarrow$
 - г) $\text{HCl} + \text{FeS} \longrightarrow$
 - д) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow$

Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.

- 5 Рассчитайте объем водорода (н. у.), который выделится при растворении в соляной кислоте 120 г магния, содержащего 2,5% примесей.
- 6 Запишите формулы оксидов, соответствующих следующим кислотам: HNO_2 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 .

§ 39 Основания, их классификация и свойства

Все основания, кроме раствора аммиака в воде, представляют собой твердые вещества, имеющие различную окраску. Например, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ белого цвета, гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, гид-

Признак классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	Растворимые основания (щелочи)	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
	Нерастворимые основания	Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	Щелочи
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	Водный раствор аммиака NH ₃ · H ₂ O
Кислотность (число гидроксогрупп)	Однокислотные	NaOH, KOH
	Двухкислотные	Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂

оксид никеля (II) Ni(OH)₂ зеленого цвета, гидроксид железа (III) Fe(OH)₃ красно-бурого цвета и т. д.

Водный раствор аммиака NH₃ · H₂O, в отличие от других оснований, содержит не катионы металла, а сложный однозарядный катион аммония NH₄⁺ и существует только в растворе (этот раствор вам известен под названием нашатырного спирта). Он легко разлагается на аммиак и воду:



Разделение оснований на группы по различным признакам представлено в таблице 11.

Однако, какими бы разными ни были основания, все они состоят из ионов металла и гидроксогрупп, число которых равно степени окисления металла.

Все основания, и в первую очередь щелочи (сильные электролиты), образуют при диссоциации гидроксид-ионы OH⁻, которые и обуславливают ряд общих свойств: мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции оснований

1. Основание + кислота → соль + вода.
(реакция обмена)

2. Щелочь + оксид неметалла \rightarrow соль + вода.

(реакция обмена)

3. Щелочь + соль \rightarrow новое основание + новая соль.

(реакция обмена)

Первая реакция (универсальная) была рассмотрена в § 38.

Вторая реакция протекает между щелочами и оксидами неметаллов, которым соответствуют кислоты.

Например, $\overset{+3}{\text{N}_2\text{O}_3}$ соответствует $\overset{+3}{\text{HNO}_2}$, $\overset{+4}{\text{SO}_2} \rightarrow \overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_3}$, $\overset{+6}{\text{SO}_3} \rightarrow \overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ и т. д., поэтому при взаимодействии оксидов с основаниями образуются соли соответствующих кислот и вода:



(рис. 138)



Третья реакция является типичной реакцией ионного обмена и протекает только в том случае, если образуется осадок или выделяется газ, например:

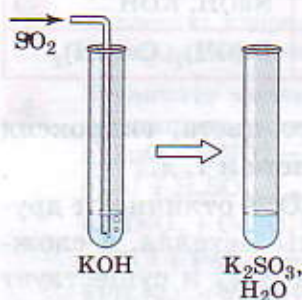


Рис. 138. Взаимодействие щелочи с оксидом неметалла

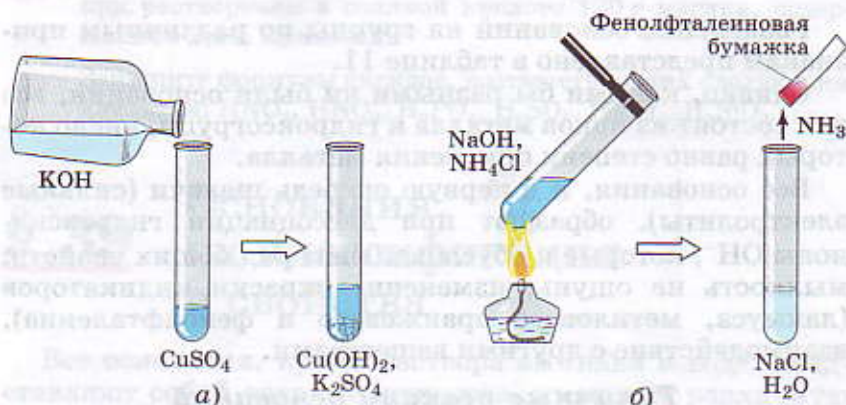
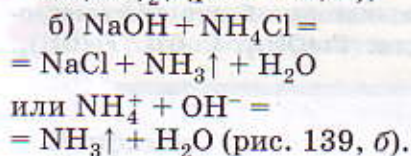
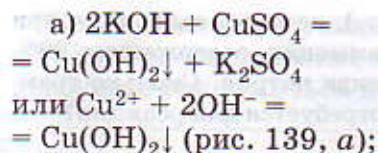


Рис. 139. Взаимодействие щелочей с солями:

а — с образованием осадка; б — с образованием газа



Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на оксид металла и воду, что нехарактерно для щелочей, например:

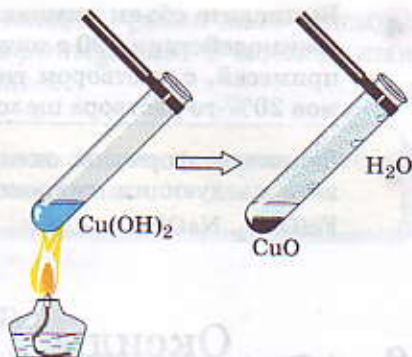
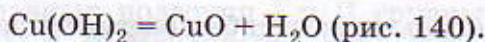


Рис. 140. Разложение нерастворимых оснований при нагревании

1. Классификация оснований. 2. Типичные свойства оснований: взаимодействие их с кислотами, оксидами неметаллов, солями. 3. Типичное свойство нерастворимых оснований: разложение при нагревании. 4. Условия протекания типичных реакций оснований.

- ?
- 1 Выберите сильное основание: а) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; б) Cu(OH)_2 ; в) KOH .
 - 2 Дайте характеристику гидроксида бария, используя различные признаки классификации оснований.
 - 3 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, запишите соответствующие им ионные уравнения:
 - а) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH}_{(\text{изб})} \longrightarrow$
 - б) $\text{Fe(OH)}_2 + \text{HNO}_{3(\text{изб})} \longrightarrow$
 - в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{изб})} \longrightarrow$
 - г) $\text{Ca(OH)}_{2(\text{изб})} + \text{CO}_2 \longrightarrow$
 - д) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{Fe(NO}_3)_3 \longrightarrow$
 - е) $\text{KOH} + \text{NaNO}_3 \longrightarrow$
 - ж) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{FeO} \longrightarrow$
 - з) $\text{CuOH} \longrightarrow$

Если реакция не будет протекать, укажите причину этого.

- 4 Вычислите объем аммиака (н. у.), который выделится при взаимодействии 890 г нитрата аммония, содержащего 20% примесей, с раствором гидроксида натрия. Сколько граммов 20%-го раствора щелочи потребуется для реакции?
- 5 Запишите формулы оксидов, которые будут соответствовать следующим гидроксидам: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH .

§ 40 Оксиды, их классификация и свойства

Понятие *оксиды* включает бесконечное разнообразие веществ: *жидкие*, например оксид водорода, или вода; *твердые*, например оксид кремния (IV) — песок и множество разновидностей кварца, среди которых халцедон и аметист, горный хрусталь и морион; *газообразные*, например оксиды углерода (IV) и (II) — углекислый и угарный газы.

По своим химическим свойствам все оксиды подразделяют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.



Несолеобразующими оксидами называют такие оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов немного. В их состав входят элементы-неметаллы, например:

оксиды азота (I) и (II) — N_2O и NO ,

оксид углерода (II) — CO и некоторые другие.



Солеобразующими называют такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *основные*, *кислотные* и *амфотерные*. С последними вы будете знакомиться в 9 классе.



Основные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания.

Например,

MgO соответствует $Mg(OH)_2$,

Na_2O — NaOH,

BaO — $Ba(OH)_2$ и т. д.

К основным оксидам относят оксиды металлов с небольшими степенями окисления (+1 и +2), т. е. оксиды металлов главных подгрупп I и II группы Периодической системы Д. И. Менделеева, HgO, MnO и некоторые другие. Все основные оксиды представляют собой твердые вещества.

Типичные реакции основных оксидов

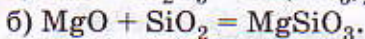
1. Основной оксид + кислота \longrightarrow соль + вода.

(реакция обмена)



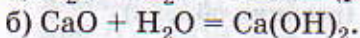
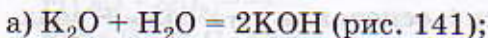
2. Основной оксид + кислотный оксид \longrightarrow соль.

(реакция соединения)



3. Основной оксид + вода \longrightarrow щелочь.

(реакция соединения)



Эта реакция протекает только в том случае, если образуется растворимое основание — щелочь, поэтому $CuO + H_2O \neq$, так как $Cu(OH)_2$ — нерастворим.



Кислотные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

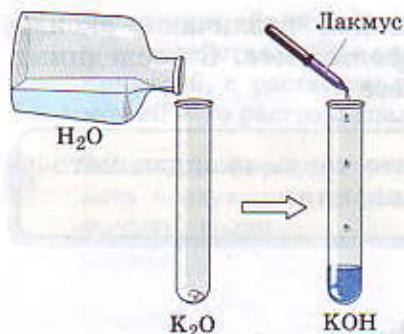


Рис. 141. Взаимодействие основного оксида с водой

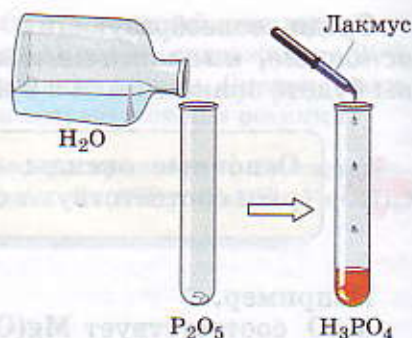


Рис. 142. Взаимодействие кислотного оксида с водой

К кислотным оксидам относят оксиды неметаллов:

N_2O_3 соответствует HNO_2 ,

N_2O_5 — HNO_3 ,

SO_2 — H_2SO_3 ,

SO_3 — H_2SO_4 ,

SiO_2 — H_2SiO_3 ,

CO_2 — H_2CO_3 ,

P_2O_5 — H_3PO_4 .

а также оксиды металлов с большим значением степени окисления, например:

CrO_3 соответствуют хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $H_2Cr_2O_7$ кислоты,

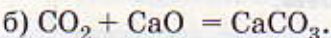
Mn_2O_7 — марганцевая кислота $HMnO_4$.

Типичные реакции кислотных оксидов

1. Кислотный оксид + основание \rightarrow соль + вода.
(реакция обмена)

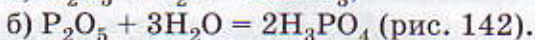


2. Кислотный оксид + основной оксид \rightarrow соль.
(реакция соединения)

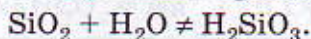


3. Кислотный оксид + вода \longrightarrow кислота.

(реакция соединения)



Однако эта реакция возможна только в том случае, если кислотный оксид растворим в воде. А если взять оксид кремния (IV), то реакция практически не пойдет:



1. Оксиды несолеобразующие и солеобразующие.
2. Оксиды основные и кислотные.
3. Типичные свойства основных оксидов: взаимодействие их с кислотами, кислотными оксидами и водой.
4. Типичные свойства кислотных оксидов: взаимодействие их с основаниями, основными оксидами и водой.
5. Условия протекания реакций кислотных и основных оксидов с водой.

?

1

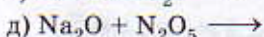
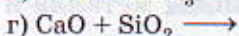
Из перечня формул выпишите отдельно формулы основных и кислотных оксидов и запишите соответствующие им формулы оснований и кислот: SiO_2 , CrO_3 , MgO , Mn_2O_7 , Cu_2O , SO_2 , FeO , N_2O_3 , K_2O , NiO , Na_2O , NO , BaO . Назовите все вещества.

2

Дайте характеристику химических свойств оксида серы (IV). Запишите уравнения характерных реакций.

3

Допишите уравнения возможных химических реакций:



Если реакция не протекает, укажите причину.

4

В 420 мл воды растворили 40 г оксида серы (VI). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

5

Вычислите объем углекислого газа (н. у.), который образуется при обжиге 500 г известняка, содержащего 20% примесей. Вычислите количество вещества оксида кальция, образующегося при этом.

§ 41 Соли, их классификация и свойства

Из всех неорганических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твердые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.



Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.

В начале XIX в. шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями, или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли *средние*, *кислые* и *основные*.



Средние соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

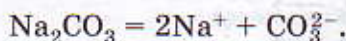
Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру. Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия,

CuSO_4 — сульфат меди (II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:



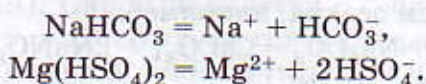
Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую соду NaHCO_3 , которая состоит из катиона металла Na^+ и кис-

лотного однозарядного остатка HCO_3^- . Для кислой кальциевой соли формулу записывают так: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Названия этих солей складывают из названий солей с прибавлением слова *гидро-*, например: $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:



Оснóвные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, о котором вы читали в сказках П. Бажова. Он состоит из двух гидроксокатионов CuOH^+ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-} .

Катион CuOH^+ имеет заряд $1+$, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия таких солей будут такими же, как и у средних солей, но с прибавлением слова *гидроксо-*, например $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II) или AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Подавляющее большинство оснóвных солей нерастворимы или малорастворимы. Последние диссоциируют так:



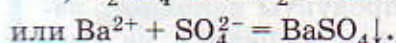
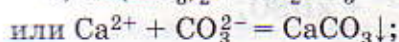
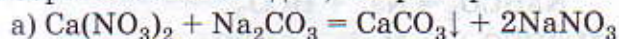
Типичные реакции средних солей

1. Соль + кислота \longrightarrow другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)
2. Соль + щелочь \longrightarrow другая соль + другое основание.
(реакция обмена)
3. Соль₁ + соль₂ \longrightarrow соль₃ + соль₄.
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли, в результате получают две другие соли)

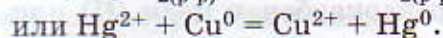
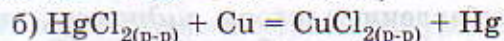
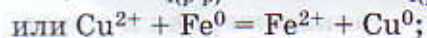
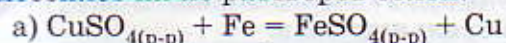
4. Соль + металл \longrightarrow другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Первые две реакции обмена уже были подробно рассмотрены в § 38 и 39.

Третья реакция также является реакцией обмена. Она протекает между растворами солей и сопровождается образованием осадка, например:



Четвертая реакция солей связана с именем крупнейшего русского химика Н. Н. Бекетова, который в 1865 г. изучал способность металлов вытеснять из растворов солей другие металлы. Например, медь из растворов ее солей можно вытеснить такими металлами, как магний Mg, алюминий Al, цинк Zn и некоторыми другими. А вот ртутью Hg, серебром Ag, золотом Au медь не вытесняется, и поэтому эти металлы в ряду напряжений расположены правее, чем медь. Зато медь вытесняет их из растворов солей:



Н. Н. Бекетов, действуя газообразным водородом под давлением на растворы солей ртути и серебра, установил, что при этом водород, так же как и некоторые другие металлы, вытесняет ртуть и серебро из их солей.

Располагая металлы, а также водород по их способности вытеснять друг друга из растворов солей, Н. Н. Бекетов составил ряд, который он назвал *вытеснительным рядом металлов*. Позднее (1892 г., В. Нернст) было доказано, что вытеснительный ряд Н. Н. Бекетова практически совпадает с рядом, в котором металлы и водород расположены (слева направо) в порядке уменьшения их восстановительной способности (см. § 43) при $t = 25^\circ\text{C}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$ (1 атм) и молярной концентрации ионов металла, равной 1 моль/л.

Этот ряд называют *электрохимическим рядом напряжений металлов*. Вы уже знакомы с этим рядом, когда рассматривали взаимодействие кислот с металлами (§ 37 и 38) и выяснили, что с растворами кислот взаимодействуют металлы, которые расположены левее водорода. Это *первое правило ряда напряжений (активности)*. Оно выполняется с соблюдением некоторых условий, о которых мы говорили ранее.

Второе правило ряда напряжений заключается в следующем: каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это правило также соблюдается при выполнении условий:

а) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;

б) металлы не должны взаимодействовать с водой, поэтому металлы главных подгрупп I и II групп Периодической системы Д. И. Менделеева — щелочные и щелочноземельные — не вытесняют другие металлы из растворов солей.

1. Соли средние, кислые и основные. 2. Диссоциация различных групп солей. 3. Типичные свойства средних солей: взаимодействие их с кислотами, щелочами, другими солями и металлами. 4. Два правила ряда напряжений (активности) металлов. 5. Условия протекания реакций солей с металлами.



1 Из перечня формул выпишите отдельно формулы средних, кислых и основных солей, дайте их названия и запишите уравнения их диссоциации: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaH_2PO_4 , Na_3PO_4 , MgOHNO_3 .

2 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, протекающих в растворах, и запишите соответствующие им ионные уравнения:





Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.

3 К 980 г 5% -го раствора серной кислоты прилили избыток раствора нитрата бария. Найдите массу выпавшего осадка.

4 Запишите уравнения реакций всех возможных способов получения сульфата железа (II).

5 Определите степени окисления элементов в солях, формулы которых: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , $\text{Fe(NO}_3)_3$, $\text{Fe(NO}_2)_2$, $\text{Mg(HCO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NaHSO_4 , CuOHNO_3 .

Дайте названия солей.

§ 42 Генетическая связь между классами веществ



Генетической называют связь между веществами разных классов, основанную на их взаимопревращениях и отражающую единство их происхождения, т. е. генезис веществ.

Вначале наши сведения о классификации веществ представим в виде схемы (схема 1).

Зная классы простых веществ, можно составить два генетических ряда: *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Схема 1





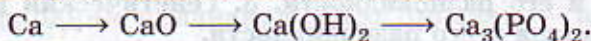
Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же металл.

Различают две разновидности генетического ряда металлов.

1. Генетический ряд металлов, которым в качестве гидроксида соответствует *щелочь*. В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:



Например, генетический ряд кальция:



2. Генетический ряд металлов, которым соответствует *нерастворимое основание*. Этот ряд богаче генетическими связями, так как полнее отражает идею *взаимных* превращений (прямых и обратных). В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:



Например, генетический ряд меди:



Генетический ряд неметаллов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же неметалл.

Здесь также можно выделить две разновидности.

1. Генетический ряд неметаллов, которым в качестве гидроксида соответствует *растворимая кислота*, может быть отражен в виде такой цепочки превращений:



Например, генетический ряд фосфора:



2. Генетический ряд неметаллов, которым соответствует *нерастворимая кислота*, может быть представлен с помощью такой цепочки превращений:



Так как из изученных нами кислот нерастворимой является только кремниевая кислота, в качестве примера последнего генетического ряда рассмотрим генетический ряд кремния:



1. Генетическая связь. 2. Генетический ряд металлов и его разновидности. 3. Генетический ряд неметаллов и его разновидности.



1 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, лежащие в основе приведенных генетических рядов металлов и неметаллов. Дайте названия веществ, уравнения реакций с участием электролитов напишите также и в ионной форме.

2 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Уравнения реакций с участием электролитов запишите также и в ионной форме.

3 Какие из перечисленных ниже веществ взаимодействуют с соляной кислотой: магний, оксид меди (II), гидроксид меди (II), медь, нитрат магния, гидроксид железа (III), оксид кремния (IV), нитрат серебра, сульфид железа (II)?

Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не могут быть осуществлены, объясните почему.

4 Какие из перечисленных ниже веществ взаимодействуют с гидроксидом натрия: оксид углерода (IV), гидроксид кальция, оксид меди (II), нитрат меди (II), хлорид аммония, кремниевая кислота, сульфат калия?

Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не протекают, объясните почему.

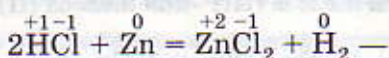
- 5 Дайте определения всех классов веществ, приведенных в схеме на с. 226. На какие группы делится каждый класс веществ?

§ 43 Окислительно-восстановительные реакции

Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (направлению, числу и составу реагирующих и образующих веществ, использованию катализатора, тепловому эффекту) можно дополнить еще одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества. Например, в реакции



степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком




атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону



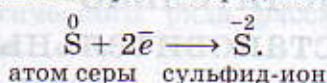
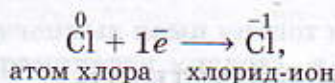
а каждый атом цинка — отдал два электрона



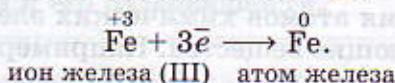
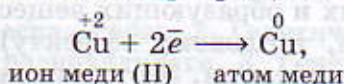
 Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Под **восстановлением** понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами. Степень окисления при этом понижается.

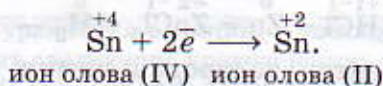
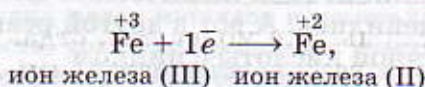
Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь¹:



Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, которые при этом превращаются в атомы:

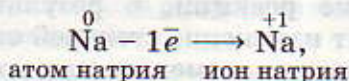


Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:

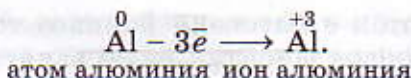


Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называют окислителями.

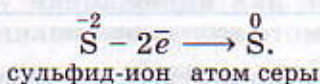
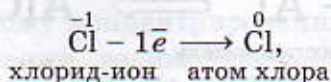
Под **окислением** понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:



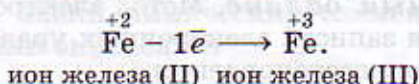
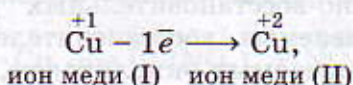
¹ Далее мы будем указывать степень окисления, а не заряды ионов, так как их численные значения совпадают.



Отдавать электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.



Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называют восстановителями.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, т. е. окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на схеме 2:

ПРОЦЕССЫ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ

Схема 2

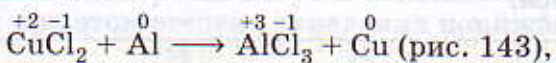




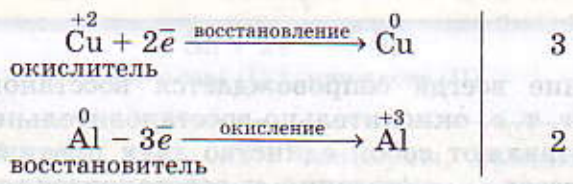
Рис. 143. Схема окислительно-восстановительной реакции

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается *электронный баланс*. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

Например, реакцию алюминия с хлоридом меди (II) описывают схемой:



а электронные уравнения будут иметь вид:

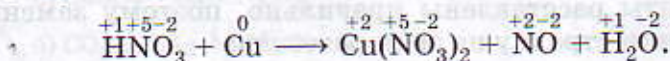


Молекулярное уравнение этой реакции написать уже несложно, так как коэффициенты для него будут взяты из электронных уравнений:

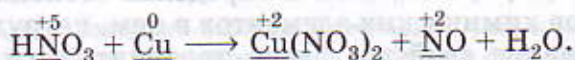


Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Как вы помните, первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространялось на серную кислоту концентрированную и азотную кислоту любой концентрации.

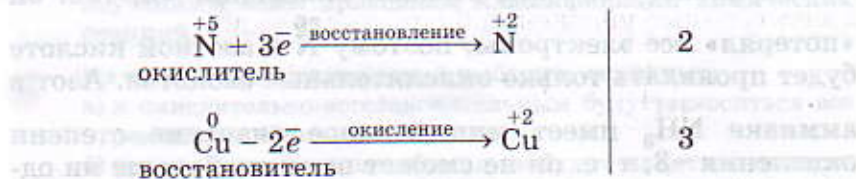
В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в концентрированной серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому концентрированная H_2SO_4 и HNO_3 любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2 , NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получается нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции с указанием степеней окисления:



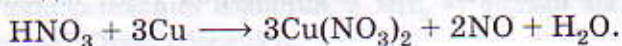
Подчеркнем знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, т. е. отразим процессы отдачи и присоединения электронов:



Запишем коэффициент 3 перед $\overset{0}{\text{Cu}}$ и перед формулой нитрата меди (II), в котором $\overset{+2}{\text{Cu}}$, так как с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 запишем только перед формулой вещества с $\overset{+2}{\text{N}}$, так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент 2 не запишем, ибо $\overset{+5}{\text{N}}$ встречается еще раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Наша запись примет вид:

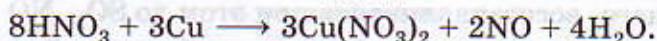


Теперь уравниваем число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и еще 2 атома из 2NO , всего 8.

Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:



и уравниваем число атомов водорода:



Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нем, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом: окислительные или восстановительные. Например, азот в азотной кислоте имеет максимальное значение степени окисления $+5$, т. е. он «потерял» все электроны, поэтому $\overset{+5}{\text{N}}$ в азотной кислоте будет проявлять только окислительные свойства. Азот в аммиаке $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3$ имеет минимальное значение степени окисления -3 , т. е. он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Другой пример — оксид азота (II) $\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$. Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные (например: $\overset{+2}{\text{N}} + 2\bar{e} \longrightarrow \overset{0}{\text{N}}$ или $\overset{+2}{\text{N}} + 5\bar{e} \longrightarrow \overset{-3}{\text{N}}$), так и восстановительные (например: $\overset{+2}{\text{N}} - 2\bar{e} \longrightarrow \overset{+4}{\text{N}}$) свойства.

Приведем примеры важнейших восстановителей и окислителей.

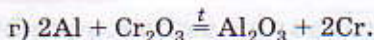
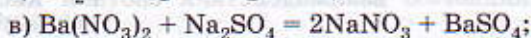
Восстановители: активные металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) CO , сероводород H_2S , аммиак NH_3 и т. д.

Окислители: кислород, галогены; азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты, перманганат калия KMnO_4 и др.

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Окислитель и восстановитель; окисление и восстановление.
3. Метод электронного баланса.



1 Какие из реакций, уравнения которых записаны ниже, относят к окислительно-восстановительным?



Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, составьте электронные уравнения.

2 Дайте характеристику реакции синтеза аммиака по всем изученным вами признакам классификации химических реакций.

3 Из следующих утверждений выберите истинные:

а) к окислительно-восстановительным будут относиться все реакции ионного обмена;

б) все реакции ионного обмена не будут являться окислительно-восстановительными;

в) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;

г) только некоторые реакции замещения являются окислительно-восстановительными реакциями;

д) к окислительно-восстановительным реакциям относят те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество;

е) все реакции разложения и соединения не являются окислительно-восстановительными.

Обоснуйте свою точку зрения, докажите ее примерами уравнений реакций.

4 Согласны ли вы с утверждением, что HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а NH_3 — только восстановительные? Ответ обоснуйте.

- 5 Какое из веществ — сероводород H_2S и серная кислота H_2SO_4 — проявляет только окислительные или только восстановительные свойства? Почему?
- 6 Обоснуйте тезис, что SO_2 может быть и окислителем, и восстановителем.
- 7 Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих схемах реакций:
- а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Al} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{AlI}_3$;
в) $\text{HNO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
г) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 8 Назовите окислитель в реакциях взаимодействия цинка с соляной и азотной кислотами. Для последней реакции используйте аналогию взаимодействия азотной кислоты с медью.

Глава седьмая

Свойства электролитов (химический практикум)

Практическая работа № 6

Ионные реакции

Опыт 1

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-}

В одну пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата натрия, а в другую — 1—2 мл раствора сульфата калия. В обе пробирки по каплям добавляйте раствор хлорида бария. Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения электролитической диссоциации взятых солей и уравнение реакции обмена. Запишите полное и сокращенное ионные уравнения реакции.

Какие соединения могут служить реактивом на ионы бария Ba^{2+} ?

В чем сущность обнаружения ионов с помощью реактива?

Опыт 2

Обнаружение хлорид-ионов Cl^-

По таблице растворимости выясните, какие соли, содержащие хлорид-ион Cl^- , нерастворимы (малорастворимы). При помощи имеющихся у вас реактивов докажите, что в растворе хлорида натрия присутствуют хлорид-ионы.

Составьте уравнения диссоциации солей, реакции обмена и полные и сокращенные ионные уравнения проведенных реакций.

Опыт 3

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-} и хлорид-ионов Cl^-

В двух пробирках содержатся растворы хлорида калия и сульфата магния. С помощью каких реакций можно доказать, что в одной пробирке находится раствор хлорида калия, а в другой — раствор сульфата магния?

Раствор из первой пробирки разделите пополам и перелейте в две пробирки. Прилейте в одну пробирку раствор нитрата свинца (II), в другую — раствор хлорида бария. В какой из пробирок выпал осадок? Какая из солей — KCl или MgSO_4 — содержится в первой пробирке?

Раствор из второй пробирки испытайте на присутствие аниона, не обнаруженного в первой пробирке. Для этого к испытуемому раствору прилейте раствор нитрата свинца (II). Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения реакций обмена проведенных вами реакций и полные и сокращенные ионные уравнения реакций обнаружения ионов.

Опыт 4

Проделайте реакции, подтверждающие качественный состав следующих веществ: а) хлорида бария; б) сульфата магния; в) карбоната аммония. Для выполнения этого опыта используйте таблицу 12.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИОНОВ

Таблица 12

Определяемый ион	Ион, используемый для определения	Результаты качественной реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Голубой осадок
Cu^{2+}	S^{2-}	Черный осадок
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет

Определяемый ион	Ион, используемый для определения	Результаты качественной реакции
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, при избытке щелочи растворяется
Al^{3+}	OH^-	Белый желеобразный осадок, который при избытке OH^- растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Окрашивание пламени в желтый цвет
K^+		Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
I^-	Ag^+	Желтый осадок
SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 — газа с резким запахом, обесцвечивающим раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
NO_3^-	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц})$ и Cu	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски

Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

Опыт 1

Возьмите три пробирки и налейте в каждую по 2—3 мл раствора: в 1-ю — сульфата меди (II), во 2-ю — хлорида калия, в 3-ю — сульфата алюминия. Затем в каждую пробирку добавьте: в 1-ю немного раствора гидроксида натрия, во 2-ю — раствора фосфата натрия, а в 3-ю — раствора хлорида бария. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2

В две пробирки налейте по 2—3 мл растворов сульфата натрия и карбоната натрия соответственно. Затем прилейте в каждую из них раствор азотной кислоты. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3

В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте соляную кислоту или раствор серной кислоты до обесцвечивания.

В другую пробирку налейте примерно 2—3 мл сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется голубой осадок гидроксида меди (II). Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка.

Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй — растворение осадка. Каким общим свойством обладают растворимые и нерастворимые основания?

Свойства кислот, оснований, оксидов и солей

Задание 1

Осуществите реакции, характеризующие химические свойства:

- а) соляной кислоты (1-й вариант);
- б) раствора серной кислоты (2-й вариант).

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах. Реакцию с металлом рассмотрите как окислительно-восстановительную.

Задание 2

Проделайте реакции, характеризующие химические свойства раствора гидроксида натрия (1-й вариант).

Получите гидроксид железа (III) реакцией обмена и осуществите реакции, характеризующие его химические свойства (2-й вариант).

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 3

Получите оксид серы (IV) и проделайте реакции, характеризующие его химические свойства (1-й вариант).

Проделайте реакции, характеризующие химические свойства оксида кальция (2-й вариант).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, если это возможно.

Задание 4

Проделайте реакции, характеризующие химические свойства:

- а) хлорида железа (II) (1-й вариант);
- б) хлорида меди (II) (2-й вариант).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Реакции с участием металла рассмотрите как окислительно-восстановительные.

Решение экспериментальных задач

1. Налейте в пробирку 1—2 мл концентрированного раствора серной кислоты и опустите в нее гранулу цинка. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах, покажите переход электронов. Что в этой реакции является окислителем?

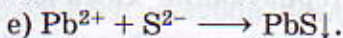
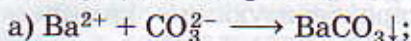
2. В шести пробирках находятся растворы хлорида магния. В каждую из пробирок последовательно прилейте следующие растворы: а) гидроксид натрия; б) сульфат калия; в) карбонат натрия; г) нитрат цинка; д) фосфат калия; е) сульфид натрия.

Составьте уравнения реакций, протекающих до конца, в молекулярном и ионном видах.

3. Даны растворы: а) карбонат калия и соляная кислота; б) сульфид натрия и серная кислота; в) хлорид цинка и азотная кислота; г) сульфит натрия и серная кислота; д) сульфат меди (II) и азотная кислота.

Слейте попарно эти растворы, немного нагрейте и осторожно определите по запаху, в каких случаях реакции протекают до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

4. Осуществите реакции, схемы которых:



5. Проведите реакции между следующими веществами:

а) сероводородной и хлорной водой;

б) раствором иодида калия и хлорной водой;

в) соляной кислотой и алюминием;

г) концентрированной серной кислотой и медью (при нагревании).

Составьте уравнения реакций, покажите переход электронов. Что является окислителем и что — восстановителем?

6. Пользуясь растворами и веществами, находящимися на столе, получите:

а) гидроксид железа (III);

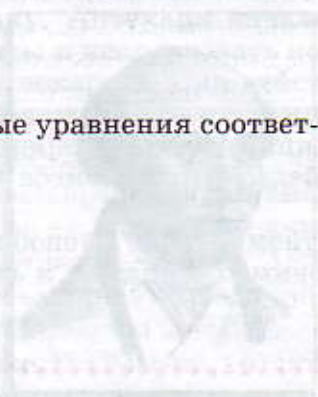
б) сульфид меди (II);

в) оксид серы (IV);

г) карбонат магния;

д) свинец.

Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.



Глава восьмая

Портретная галерея великих химиков



Парацельс
(1493—1541)

.....

Он родился в Швейцарии. В тридцатилетнем возрасте уже приобрел репутацию замечательного врача, написал много сочинений по медицине и фармакологии. Свои дни окончил в нищете в австрийском городе Зальцбург. О его жизни сохранилось мало сведений. Его настоящее имя Филипп Ауреол Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм.

Парацельсом (что в переводе с латинского означает «сверхблагородный») его называли современники.

Парацельс вошел в историю науки как основатель ятрохимии, или иатрохимии (от греч. *ιατρος* — врач). «Я иатрохимик, — говорил он, — поскольку знаю и химию, и медицину». По его мнению, «настоящая цель химии заключается не в изготовлении золота, а в приготовлении лекарств». Парацельс сделал попытку создать новое учение о химических элементах и химических процессах. В основу этого учения он положил новые представления об элементах. Парацельс считал: алхимические три «основные начала» всех металлов (ртуть, сера и соль) содержатся и в живых организмах. Все болезни объясняются нарушением равновесия этих начал в органах животных и человека. Его идеи способствовали быстрому развитию фармакологии — науки о лекарственных веществах и их действии на организм.

Парацельс был химиком, по тем временам весьма эрудированным. В его трудах содержатся ценные сведения

о свойствах различных веществ, их отличиях друг от друга и дано описание разных химических операций. Но в то же время он верил в превращение металлов с помощью философского камня. Очень сложен язык его сочинений, они насыщены фантастическими и мистическими образами, и однозначно истолковать их текст часто невозможно.

У Парацельса было много последователей. Иатрохимия, особенно учение о жизненных процессах, изменила фармацию и аптекарскую практику. Аптекари начали проводить химические эксперименты и использовать полученные знания при составлении лекарств. Они действовали на основе самого важного положения иатрохимиков: утверждения о химической природе протекающих в организме человека процессов и возможности воздействовать на них веществами.

Иатрохимики-ученые заложили основы эксперимента в химии и открыли тем самым путь к созданию химических теорий.



- 1 Как вы считаете, какая цель благороднее у химии как науки: та, которую выдвигали алхимики, или та, которую ставил перед иатрохимией Парацельс? Дайте доказательный ответ.
- 2 Сформулируйте самое важное положение, на основе которого действовали иатрохимики. Используя знания по физиологии пищеварения человека, докажите его правильность.
- 3 Иатрохимики понимали эксперимент как построенное по заранее обдуманному плану исследование — «вопрос природе». Приведите примеры опытов:
 - а) демонстрационного, проведенного учителем;
 - б) лабораторного, проделанного вами лично, — которые были построены так же.
- 4 Как называют врачей, которые лечат больных в основном:
 - а) лекарствами, полученными с помощью химических реакций на фармацевтических предприятиях;
 - б) травами, минералами и другими веществами природного происхождения;
 - в) своей энергией, или музыкой, или физическими воздействиями на позвоночник, суставы?Как вы считаете, какие из этих врачей являются последователями Парацельса в большей мере, чем все остальные? (При затруднениях консультируйтесь с товарищами, родителями, учителями.)



Роберт Бойль (1627—1691)

Английский физик и химик, один из творцов научной химии, создатель и многолетний президент Лондонского королевского общества (с 1663).

«Бойль делает из химии науку» — так оценил мыслитель вклад великого английского ученого в становление химии.

Уже в первой химической работе — книге «Химик-скептик» (1661) молодой ученый высказал мнение, что химия имеет собственные цели и задачи, а не является собранием методов приготовления лекарств или извлечения и превращения металлов. Главной задачей химии, по мнению Р. Бойля, является ответ на основной вопрос, волновавший ученых на протяжении многих веков: из чего состоит материальный мир, как состав веществ влияет на их свойства?

Р. Бойль считал, что все тела окружающего мира состоят из *элементов* — мельчайших экспериментально обнаруживаемых частей вещества. *Элементы* Р. Бойля отличаются от фантастических *элементов* — *качеств, начал, принципов* алхимиков и патрохимиков не только материальностью, но и составом. Они состоят из более мелких частиц — прообразов современных атомов (*первичных частиц*) и молекул (*корпускул*). «Элементы состоят из определенных и первичных соединений мельчайших частиц материи». Корпускулярная теория Р. Бойля, по существу, была первой научной теорией состава вещества. Хотя в этой теории отсутствовала важнейшая характеристика вещества — масса, значение корпускулярной теории Р. Бойля для развития химии велико. Она позволила рассматривать реальный состав и анализировать химические свойства конкретных веществ. Неудивительно, что Р. Бойль ввел понятие *химический анализ*.

Работы Р. Бойля обогатили разные области химии: исследованные им реакции и открытые вещества широко

использовались в практике. Мало изменений претерпели предложенные Р. Бойлем приборы для определения объемов газов и жидкостей. Каждый современный химик, определяя кислотность раствора лакмусовой бумажкой, повторяет опыты Р. Бойля.

Развитие науки стимулировали даже те исследования Р. Бойля, в которых он не мог дать удачного объяснения проведенным наблюдениям. Например, результаты изучения им горения, переосмысленные 100 лет спустя французским химиком А. Л. Лавуазье, легли в основу антифлогистонной кислородной теории. Обнаружение условий свечения фосфора привлекло внимание многих поколений химиков и физиков к этому явлению. Общая теория этого сложного процесса была разработана лишь в XX в.

?

- 1 Сравните цель, которую поставил перед химией Р. Бойль, с теми, которые выдвигал Парацельс и которыми руководствовались алхимики. Какая из них более соответствует химии как науке? Дайте доказательный ответ.
- 2 В чем заключалась корпускулярная теория Р. Бойля? Что он называл элементами? Из чего состоят эти элементы? Какие современные представления о составе и строении веществ соответствуют его теории?
- 3 Р. Бойль ввел новое содержание понятия «свойства веществ». Он считал, что свойства вещества зависят от состава и строения слагающих вещества частиц. Приведите примеры, подтверждающие справедливость воззрений Р. Бойля.
- 4 Понятие о кислотно-основных индикаторах было введено в химию Р. Бойлем. Он первый заметил, что сок фиалки и лакмус изменяют окраску при действии щелочей и кислот. Проведите эти опыты. Какие еще растения-индикаторы и вещества-индикаторы, применяемые в лабораториях, вы знаете? Составьте таблицу, отражающую окраску этих веществ и растений в разных средах. (Подсказка о растениях: незабудка, медуница, красная капуста, черника, смородина и др.)
- 5 Р. Бойль ввел в химию понятие «химический анализ». Поясните его. Докажите, что вы тоже владеете некоторыми методами химического анализа: составьте план распознавания трех твердых веществ, выданных в пронумерованных пробирках. Даны иодид натрия, бромид бария и хлорид меди (II).



**Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711—1765)**

.....

Великий русский ученый-энциклопедист, первый русский академик.

М. В. Ломоносов оказал громадное влияние на развитие науки и культуры в России. Он и поэт, который открыл новые способы стихосложения, и художник, создатель грандиозных мозаичных панно, и автор первого учебника древней истории России, и картограф, и географ, и геолог. Один из выдающихся естествоиспытателей своего времени, М. В. Ломоносов известен также как автор книг по металлургии, как талантливый инженер, педагог, один из создателей первого в стране Московского университета (1755). Основными достижениями Ломоносова в области естественных наук, в первую очередь химии, были материалистическое истолкование химических явлений, широкое введение физических методов и представлений для объяснения химических явлений, создание корпускулярной теории и общая формулировка закона сохранения массы веществ и движения.

Талантливому крестьянскому сыну удалось поступить учиться в Москве в Славянско-греко-латинскую академию. В год ее окончания (1735) М. В. Ломоносов, как один из лучших учеников, был послан в Петербург, а в 1736 г. — в Германию для изучения металлургии и горного дела. В 1741 г. он вернулся в Россию естествоиспытателем, интересующимся наиболее важными проблемами физики и химии.

В 1740-х гг. М. В. Ломоносов разработал корпускулярную теорию строения вещества, отдельные положения которой предвосхитили представления атомно-молекулярного учения. Атомы он назвал *элементами*, а молекулы — *корпускулами*. «Корпускулы разнородны, — считал М. В. Ломоносов, — когда элементы их различны и соединены различным образом или в различном числе: от этого зависит бесконечное разнообразие тел».

В своем произведении «Размышления о причине теплоты и холода» (1744) М. В. Ломоносов показал, что теплота — это не особая жидкость, как считалось ранее, а результат движения частиц (*корпускул*), которое прекращается лишь при достижении «низшего градуса холода» (так он называл температуру абсолютного нуля).

В 1750-е гг., работая в Петербурге в химической лаборатории Академии наук, созданной благодаря его многолетним усилиям, М. В. Ломоносов изучал действие кислот на металлы, разрабатывал способы получения минеральных красок и цветных стекол из отечественного сырья, проводил анализы состава солей и минералов, создавал русский «химический язык».

Подводя итог своим многочисленным естественнонаучным исследованиям, в 1760 г. он предложил общую формулировку закона сохранения вещества и движения: «...Все перемены, в природе случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому... Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения...»



1

Поясните высказывание А. С. Пушкина о том, что М. В. Ломоносов не только основал первый в России университет, но и сам был «первым русским университетом». Назовите науки, основы которых заложил этот ученый.

2

Приведите примеры из физики и химии, подтверждающие справедливость закона сохранения материи и движения.

3

Опишите опыты, подтверждающие выводы М. В. Ломоносова: а) «нет никакого сомнения, что частицы из воздуха, непрерывно текущего на кальцинируемое тело, смешиваются с последним и увеличивают его вес» (поясним, что кальцинация означает прокаливание); б) «без пропущения внешнего воздуха вес сожженного металла остается в одной мере». Поясните, как изменяются условия опыта, приведите уравнения химических реакций и расчетов.

4

Если уравновесить весы, на чашках которых закреплены свечи, а потом одну из них зажечь, то через некоторое время равновесие весов нарушится. Какая чашка весов поднимется? Как изменить этот опыт, чтобы и в данном случае подтвердить действие закона сохранения массы вещества при химических реакциях?

- 5 М. В. Ломоносов утверждал, что для полного и точного познания веществ нужно «знать части», которые их составляют (что, однако, в его время было невозможно), «но ежели когда-нибудь сие таинство откроется, то подлинно химия тому первая предводительница будет». Докажите правильность предсказания ученого.
- 6 Назовите причины многообразия веществ, которые выявил М. В. Ломоносов. Какими причинами обусловлены различия в свойствах следующих веществ: а) сернистый газ SO_2 , углекислый газ CO_2 ; б) угарный газ CO и углекислый газ CO_2 ? Напишите научные названия этих веществ, определите степени окисления элементов, образующих эти соединения.
- 7 «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие... Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращаются пред очами нашими успехи ее прилежания». Приведите примеры, подтверждающие эти слова, и охарактеризуйте роль химии в современном мире. Докажите, что каждому человеку в наше время необходимо знать основы химии, «...которая ничего иного от вас не пожелает, как прилежного в ней упражнения, к вашему самих вас украшению и обогащению» (М. В. Ломоносов).



Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794)

.....

Выдающийся французский химик, академик Парижской академии наук. Интерес к естественным наукам проявился у А. Лавуазье еще в юности. Но Антуан не смог нарушить семейной традиции: он стал заниматься на юридическом факультете Парижского университета и лишь в свободное время, которое оста-

валось после трудных занятий, слушал лекции по физике, химии, геологии, минералогии.

Стремление к тщательному количественному измерению различных условий, влияющих на протекание химических реакций, мастерство тонкого экспериментатора и желание раскрыть наиболее общие закономерности

природы — основные черты творческого метода А. Лавуазье — сформировались у него еще в годы учебы.

В 70-х гг. XVIII в. А. Лавуазье приступил к решению наиболее важной проблемы химии — изучению процессов горения и дыхания, которые рассматривали тогда с позиции теории флогистона, носителя «горючести» тел.

Ученому потребовалось около двух десятилетий напряженной работы, чтобы доказать несовершенство этой теории. Он провел многочисленные количественные анализы продуктов реакций и установил, что горение — это не разложение «горючих веществ» с выделением флогистона, а соединение веществ с кислородом. А. Лавуазье «впервые поставил на ноги всю химию, которая в своей флогистонной форме стояла на голове». В 1783 г. А. Лавуазье привел доказательства сложной природы воды. Оказалось, что самое распространенное на земле вещество представляет собой оксид «горючего воздуха» (водорода).

«Горючий воздух» А. Лавуазье обнаружил и в составе продуктов сгорания «животных и растительных тел», как называли тогда органические соединения. Он выяснил, что эти вещества состоят из углерода, водорода и кислорода. Тем самым Лавуазье заложил основы анализа органических соединений, что создало предпосылки для возникновения в XIX в. органической химии.

В 1789 г. А. Лавуазье опубликовал «Начальный курс химии», в котором была приведена «таблица простых тел». В этот список простых веществ вошли 23 элемента (кислород, азот, водород, сера, фосфор, углерод и т. д.) и некоторые соединения (известь, глинозем, кремнезем и т. д.).



- 1 Научный переворот, совершенный выдающимся французским ученым А. Лавуазье в 70-х гг. XVIII в., часто называют «великой французской революцией в химии». В чем заключается суть этой революции? Назовите главный вклад в химию А. Лавуазье.
- 2 Как вы понимаете сущность процессов горения и дыхания? Сравните их, выявите сходство и различия. Отличаются ли ваши представления от суждений А. Лавуазье?
- 3 Опишите опыты, которые доказывают, что вода — сложное вещество.

- 4 Поясните, почему соблюдается закон сохранения массы вещества при химических реакциях, опираясь на понятие химического элемента, сформулированного А. Лавуазье: «...Предел делимости вещества, достигаемый при помощи существующих сейчас методов анализа».
- 5 Как вы считаете, почему в список химических элементов, составленный А. Лавуазье, вошли некоторые сложные вещества?
- 6 Важнейшие классы соединений по системе А. Лавуазье — кислоты, основания и соли. Отличаются ли его представления от ваших? Дайте доказательный ответ, приведите определения терминов — названий классов сложных веществ и примеры соединений (названия и формулы их).



Клод Луи Бертолле
(1748—1822)

.....

Французский химик, академик Парижской академии наук, создатель теории химического сродства веществ, первым начал систематические исследования химических равновесий.

Решая практические задачи, К. Бертолле сделал ряд важных открытий. Так была создана первая теория химических равновесных процессов. Во время своего пребывания в Египте с войсками под командованием Наполеона К. Бертолле заинтересовался составом воды соляных озер и условиями образования соды в этих естественных «фабриках солей». Изучение образования этих растворов привело его к выводу, что условия химического превращения (особенно масса и «сродство») реагентов, а также температура очень влияют на протекание реакций. При этом в зависимости от различных условий процесса из одних и тех же исходных веществ могут образовываться соединения различного состава. Против этого вывода резко выступил его соотечественник Ж. Л. Пруст. На основании опытов с различными веществами Пруст пришел к выводу, что состав одного и того же соединения постоянен, каким бы путем оно ни было получено. Дискуссия между

двумя учеными, длившаяся с 1801 по 1808 г., окончилась открытием одного из основополагающих законов химии — закона постоянства состава соединений. Спустя сто лет Н. С. Курнаков открыл соединения переменного состава, назвав их бертоллидами, и показал, что идеи К. Бертолле позволяют понять более глубокие закономерности образования веществ.

Важные открытия К. Бертолле сделал после того, как стал первым среди химиков последователем антифлогистонной теории А. Л. Лавуазье (с 1785 г.); он установил состав аммиака, синильной кислоты, сероводорода. Изучение свойств двух последних соединений привело его к выводу о возможности существования бескислородных кислот.

В середине 1780-х гг. К. Бертолле разработал способ белия полотна, воска, бумажной массы хлором. Этот способ нашел широкое распространение в Европе. В это же время К. Бертолле получил соли хлорноватой и хлорной кислот. Среди этих солей наиболее известна KClO_3 — хлорат калия. Позднее это вещество стали называть бертолетовой солью.

К. Бертолле много сделал для развития науки и высшего образования во Франции: основал лучшие донные высшие учебные заведения — нормальную и политехническую школы в Париже; создал крупнейший научный журнал «Анналы химии».



- 1 К. Бертолле открыл соединения переменного состава. Какие исследования подвели его к такому выводу? Какие представления о протекании химических процессов ввел в химию этот ученый?
- 2 В чем заключается сущность научной дискуссии о составе веществ? Чем она закончилась? Предположите, что было бы, если бы победило противоположное мнение. Как изменилась бы тогда теория и практика химии?
- 3 Какую соль и почему называют бертолетовой? Напишите ее формулу и научное название, найдите степени окисления образующих это соединение элементов, выведите формулы кислоты и оксида, соответствующих этой соли.
- 4 Назовите вещества, состав которых установил К. Бертолле. Напишите их формулы. Почему был важен вывод о существовании бескислородных кислот?



Джон Дальтон (1766—1844)

.....

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества, создатель химической атомистики, ввел в химию понятие об атомном весе.

Наблюдая за атмосферными явлениями, Д. Дальтон заинтересовался составом воздуха. Изучение состава и свойств воздуха привело его к открытию ряда законов: закона парциальных давлений в газовых смесях (1801), закона теплового расширения газов (1802) и закона растворимости газов в жидкостях (1803). Эти законы стали важными вехами на пути создания теории состава газов физической атомистики. Приняв гипотезу о различной величине атомов газов, окруженных тепловой оболочкой, Д. Дальтон объяснил такие физические явления, как расширение газов при нагревании, характер диффузии газов, зависимость их давления от внешних условий.

От физической атомистики он перешел в 1803 г. к созданию химической атомистики. Атомистическая теория Д. Дальтона показала важность теоретических воззрений для развития экспериментальных химических исследований. Основными положениями химической атомистики Д. Дальтона были следующие:

1. Материя состоит из мельчайших частиц — неделимых атомов, которые не создаются и не разрушаются.
2. Все атомы одного элемента одинаковы по величине и имеют одинаковую массу (вес).
3. Атомы различных элементов обладают различной массой и размерами.
4. Сложные частицы («сложный атом») состоят из определенного числа входящих в это вещество различных атомов.
5. Масса сложной частицы определяется суммой масс составляющих ее атомов элементов.

Положив в основу созданной им атомистической теории представление об относительном атомном весе (от-

носительной атомной массе), Д. Дальтон ввел в химию количественную характеристику атомов и тем самым окончательно доказал их материальность. Атомная масса стала в дальнейшем одной из основных характеристик веществ.

В 1803 г. Д. Дальтон составил первую таблицу относительных атомных масс элементов и относительных молекулярных масс веществ. За единицу он принял атомную массу водорода. В этой таблице впервые были установлены относительные атомные массы водорода, кислорода, азота, углерода, аммиака, оксидов серы, азота и других элементов.

Открыл в 1804 г. закон кратных отношений: если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся как целые числа.

Заслуга Д. Дальтона в развитии химии огромна: он наметил верный путь количественного определения состава химических веществ, предложил систему знаков для «простых» и «сложных» атомов. Д. Дальтон проводил исследования, направленные на уточнение отдельных положений и разъяснение сущности атомистической теории.

?

- 1 Раскройте основные положения атомистической теории Д. Дальтона (назовите их и проиллюстрируйте примерами). Докажите, что этого ученого справедливо называли «отцом современной химии».
- 2 Какие основные характеристики а) атома, б) молекулы ввел Д. Дальтон?
- 3 Расскажите о первой таблице относительных атомных и молекулярных масс веществ, составленной Д. Дальтоном. Почему эти массы относительные?
- 4 Подтвердите конкретными примерами мысли Д. Дальтона о сущности химических реакций: «Никакое новое создание или разрушение материи не может быть достигнуто химическим действием... Единственные изменения, которые мы можем произвести, состоят в отделении друг от друга частиц, находящихся на расстоянии». Напишите уравнения химических реакций разного типа и обсудите происходящие изменения с точки зрения этого высказывания.



Амедео Авогадро (1776—1856)

.....

Итальянский химик и физик, член Академии наук в Турине, один из создателей атомно-молекулярного учения, открыл закон, получивший впоследствии его имя.

Продолжая семейную традицию, А. Авогадро стал адвокатом. Однако интерес к естественным наукам, пробудившийся

у него в молодости, круто изменил его жизненный путь. В 1806 г. он начинает преподавать физику в Туринском университете. Наиболее важными работами для развития основных положений химии были три статьи А. Авогадро, опубликованные в 1811—1821 гг. В этих статьях сформулированы важнейшие выводы, которые легли впоследствии в основу атомно-молекулярного учения. (Результаты этих работ А. Авогадро были признаны лишь в 1860 г. на международном конгрессе химиков в Карлсруэ.)

А. Авогадро первым начал систематически определять качественный и количественный состав соединений, исходя из отношения объемов образующих их газообразных веществ. Это позволило ему правильно установить формулы таких важных соединений, как аммиак, оксиды азота, сероводород, этилен, метан и др. А. Авогадро записал формулу воды H_2O в отличие от предложенной Д. Дальтоном HO , углекислого газа — CO_2 вместо принятого ранее CO , оксида углерода (II) — CO вместо C_2O , метана CH_4 — ранее CH_3 , этилена — C_2H_4 вместо CH (все формулы записаны на основании современных представлений об относительной атомной массе различных элементов и с использованием современной химической символики).

Именем Авогадро названа универсальная постоянная — число молекул в 1 моль вещества, численно равная $6 \cdot 10^{23}$. А. Авогадро (1811) открыл закон, позволивший определять количественные характеристики газообразных веществ:



в одинаковых объемах различных газов находится одинаковое число молекул при одних и тех же условиях (таких, как температура и давление).

Этот закон носит имя его первооткрывателя.

А. Авогадро установил, что даже такие простые газообразные вещества, как азот, кислород, водород, существуют в виде двухатомных молекул, а не атомов, как предполагали Д. Дальтон, а впоследствии Й. Берцелиус.

На основании этих рассуждений А. Авогадро предложил простой и надежный способ определения относительных масс молекул газообразных веществ делением их плотностей на плотность водорода, принятую ученым за эталон.

Сопоставив установленные таким образом молекулярные массы газообразных веществ с их составом, А. Авогадро нашел молекулярные и атомные массы кислорода, азота, углерода, серы, фосфора, хлора, близкие к их современным значениям.



- 1 Дайте формулировку закона А. Авогадро. Назовите важнейшие следствия, вытекающие из этого закона.
- 2 Почему для закона А. Авогадро необходимо указывать, что зависимость, сформулированная в нем, действует только при одинаковых условиях (температуре, давлении)?
- 3 Рассчитайте, одинаковое или разное число молекул содержат разные порции газа:
а) 11,2 л при н. у.;
б) 0,125 моль при 4 атм и 0 °С;
в) 5,6 л при 0 °С и 2 атм;
г) 0,5 моль при н. у.
Определите это число.
- 4 Назовите вещества, формулы которых правильно определил А. Авогадро, и поясните, как он это сделал. Составьте их формулы.
- 5 Напишите формулы кислорода, азота, водорода. Так ли их записывал А. Авогадро?
- 6 1 л какого воздуха — сухого или влажного, взятого при одинаковых условиях, — будет иметь большую массу? Почему?



Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907)

.....

Русский ученый, открыл Периодический закон химических элементов и создал Периодическую систему элементов, которая служит ключом к открытию новых элементов.

В 1955 г. американские физики во главе с Г. Сиборгом синтезировали химический элемент с порядковым номером 101. Они дали ему название *менделевий* — в знак признания заслуг выдающегося русского ученого.

Периодический закон и Периодическая система стали важнейшим вкладом Д. И. Менделеева в развитие естествознания. Но они составляют лишь часть огромного творческого наследия ученого. Полное собрание его сочинений — 25 объемистых томов — настоящая энциклопедия знаний.

Д. И. Менделеев привел в систему разрозненные сведения об изоморфизме, и это сыграло свою роль в развитии геохимии. Он открыл критическую температуру кипения, выше которой вещество не может находиться в жидком состоянии, разработал гидратную теорию растворов и поэтому по праву считается выдающимся физикохимиком. Он провел глубокие исследования свойств разреженных газов, показав себя прекрасным физиком-экспериментатором. Д. И. Менделеев предложил теорию неорганического происхождения нефти, до сих пор имеющую приверженцев; разработал процесс приготовления бездымного пороха; изучал воздухоплавание, метеорологию, совершенствовал технику измерений. Будучи управляющим Главной палаты мер и весов, много сделал для развития науки об измерениях — метрологии. За свои научные заслуги Д. И. Менделеев был избран членом более 70 академий и научных обществ разных стран мира.

В научной деятельности ученый видел, по его словам, свою «первую службу Родине».

Вторая служба — педагогическая деятельность. Д. И. Менделеев был автором учебника «Основы химии», который при его жизни выдержал восемь изданий и не раз переводился на иностранные языки. Д. И. Менделеев преподавал во многих учебных заведениях Петербурга. «Из тысяч моих учеников много теперь повсюду видных деятелей, и, встречая их, всегда слышал, что доброе в них семя полагал, а не простую отбывал повинность», — писал ученый на склоне лет.

Д. И. Менделеев проявил себя подлинным патриотом, заботившимся о развитии промышленности и будущем России. В своем имении Боблово он ставил «опыты по разведению хлебов». Детально изучал способы добычи нефти и дал много ценных рекомендаций по их усовершенствованию. Он постоянно вникал в насущные нужды промышленности, посещал фабрики и заводы, рудники и шахты. Авторитет Д. И. Менделеева был настолько высок, что его постоянно приглашали экспертом для решения сложных экономических проблем. Незадолго до смерти он опубликовал книгу «К познанию России», в которой наметил обширную программу развития производительных сил страны.

«Посев научный взойдет для жатвы народной» — таков был девиз всей деятельности ученого.

Д. И. Менделеев был одним из культурнейших людей своего времени. Он глубоко интересовался литературой и искусством, собрал огромную коллекцию репродукций картин художников разных стран и народов. На его квартире часто проходили встречи выдающихся деятелей науки и культуры.

?

- 1 Приведите примеры разносторонних интересов Д. И. Менделеева в науке.
- 2 Какие «три службы России» выделял Д. И. Менделеев в своей деятельности? Назовите его достижения в них. (Примечание: третья служба — содействие развитию промышленности России.)
- 3 Приведите примеры, доказывающие, что Д. И. Менделеев не только открыл Периодический закон и построил Периодическую систему химических элементов, но и многое сделал для устранения пробелов в ней и уточнения сведений об элементах.

- 4 Таблица Д. И. Менделеева называется Периодической системой. Объясните, что такое периодичность, в чем она проявляется, каковы ее причины. Почему в таблице Д. И. Менделеева отражена система, а не просто классификация химических элементов?
- 5 Докажите справедливость слов Д. И. Менделеева: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройка и развитие обещаются».



**Сванте Август Аррениус
(1859—1927)**

Шведский физикохимик, создатель теории электролитической диссоциации, академик Королевской академии наук Швеции.

С первых дней учебы в старинном университете города Упсала (севернее Стокгольма) С. Аррениус серьезно занялся физикой, хотя и лекции по химии тоже посещал охотно.

Знание физики помогло С. Аррениусу решить одну из важнейших проблем химии: выяснить природу растворов электролитов. В статье «О диссоциации растворенных в воде веществ», опубликованной в конце 1887 г., С. Аррениус сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации:

1) электролиты в растворах состоят из частично диссоциированных молекул, количество которых растет при разбавлении раствора;

2) образующиеся при диссоциации молекул ионы определяют специфические физические и химические свойства растворов электролитов;

3) в бесконечно разбавленных растворах молекулы существуют только в виде ионов;

4) соединение в растворе тем более активно, чем больше оно диссоциировано на ионы.

На основании представлений об образовании активных частиц в растворах электролитов С. Аррениус выдвинул общую теорию образования «активных» молекул

при химических реакциях. В 1889 г., изучая инверсию тростникового сахара, он показал, что скорость этой реакции определяется столкновением только «активных» молекул. Резкое повышение этой скорости с ростом температуры определяется значительным увеличением при этом количества «активных» молекул в системе. Для вступления в реакцию молекулы должны обладать некоторой добавочной энергией по сравнению со средней энергией всей массы молекул вещества при определенной температуре (эта добавочная энергия будет впоследствии названа энергией активации). С. Аррениус наметил пути изучения природы и вида температурной зависимости скорости реакции. При дальнейшем исследовании другими учеными (в первую очередь английским химиком У. Мак-Льюисом) в 1920—1930-х гг. было окончательно выведено уравнение этой зависимости, получившее имя С. Аррениуса. Оно стало одним из основных уравнений химической кинетики, а энергия активации — важной количественной характеристикой реакционной способности веществ. В 1903 г. С. Аррениус был удостоен Нобелевской премии за чрезвычайные заслуги в развитии химии.

Научные интересы С. Аррениуса не ограничивались физической химией. Он написал около двух сотен работ по различным вопросам химии, биологии, астрофизики, космогонии. В 1923 г. С. Аррениус высказал мысль, что основным источником энергии Солнца является энергия, выделяющаяся при термоядерной реакции образования гелия из водорода. Работы С. Аррениуса хорошо знали в нашей стране. Признанием его вклада в развитие химии со стороны русских и советских ученых было избрание шведского ученого членом Петербургской академии (1903) и Академии наук СССР (1925), почетным доктором Московского университета и Рижского политехнического института.

?

1

Назовите основные положения теории электролитической диссоциации и проиллюстрируйте их примерами.

2

В 1903 г. Королевская академия наук Швеции присудила С. Аррениусу Нобелевскую премию «в признание особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии». В чем вы видите особое значение этой теории?

- 3 Как классифицируются электролиты: а) по характеру образующихся ионов, б) по степени электролитической диссоциации?
- 4 Как зависит степень электролитической диссоциации от природы электролита? Проиллюстрируйте эту зависимость на примере гидроксидов, образованных элементами одного периода (например, подгруппы щелочных металлов или галогенов) Периодической системы Д. И. Менделеева.
- 5 Расскажите о теории образования «активных» молекул при химических реакциях, выдвинутой С. Аррениусом. Что такое энергия активации молекул? Как ее повысить? Что при этом изменится?
- 6 Приведите примеры, доказывающие многосторонность научных интересов С. Аррениуса.



Иван Алексеевич Каблуков
(1857—1942)

Советский физикохимик, почетный член Академии наук СССР, высказал идею о гидратации ионов в растворах.

Еще во время обучения в Московском университете И. А. Каблуков начал проводить исследования свойств многоатомных спиртов в лаборатории В. В. Марковникова. И. В. Каблуков про-

явил способности в экспериментальной деятельности, а не только в овладении теорией. Через год после окончания университета, в 1880 г., он получил командировку для продолжения исследований в лаборатории А. М. Бутлерова в Петербургском университете.

В конце 80-х — начале 90-х гг. XIX в. И. А. Каблуков под влиянием Д. И. Менделеева увлекся физической химией. Работая в лаборатории немецкого ученого В. Оствальда в Лейпциге, он обнаружил, что молекулярная электропроводность электролитов (например, хлороводорода) в органических растворителях изменяется не так, как в водных растворах. В органических средах молекулярная электропроводность раствора уменьшается с его

разбавлением. Этот факт был очень интересен, так как ранее немецкий химик В. Оствальд и шведский физико-химик С. Аррениус обнаружили, что в водных растворах молекулярная электропроводность при разбавлении увеличивается. Чтобы объяснить данный факт, И. А. Каблуков привлек положения гидратной теории растворов Д. И. Менделеева.

В теории электролитической диссоциации проводилась полная аналогия между поведением газов и разбавленных растворов и игнорировалось химическое взаимодействие между растворенным веществом и раствором. В гидратной теории растворы рассматривались как системы ассоциаций частиц, которые теперь называют сольватами (для водных растворов — гидратами), но при этом не принимался во внимание распад молекул электролитов в растворе на ионы.

В 1889—1890 гг. одновременно И. А. Каблуков и другой русский ученый, В. А. Кистяковский (1865—1952), высказали мнение, что при рассмотрении механизма растворения веществ следует учитывать положения обеих теорий: электролитической диссоциации и гидратной.

В докторской диссертации «Современные теории растворов в связи с учениями о химическом равновесии» (1891) И. А. Каблуков доказал, что при растворении многих веществ образуются их ионы (положение теории электролитической диссоциации), которые гидратируются — взаимодействуют — с молекулами воды (положение гидратной теории). В дальнейшем И. А. Каблуков отстаивал необходимость объединения представлений обеих теорий растворов. После создания в начале XX в. гидратной теории ученый пропагандировал ее в статьях и учебниках.

Одновременно с научной деятельностью И. А. Каблуков вел преподавательскую работу. В Московском университете он прочитал первый курс физической химии. Опубликованный в 1900 г. учебник И. А. Каблукова «Основные начала неорганической химии» выдержал 13 изданий.

И. А. Каблуков очень много внимания уделял популяризации новейших достижений химии. Он написал и опубликовал большое число популярных статей на различные темы.



- 1 Расскажите, в чем заключается основная заслуга И. А. Каблукова и В. А. Кистяковского в раскрытии механизма растворения веществ.
- 2 В чем заключается сущность гидратной теории растворов? Кто ее автор?
- 3 Поясните на примерах, как происходит процесс электролитической диссоциации для веществ с различным типом химической связи. Могут ли подобные процессы происходить в неводных растворах?
- 4 Как увеличить степень диссоциации слабого электролита, например азотистой кислоты?
- 5 Какие частицы присутствуют в водных растворах: а) сахара; б) сульфата меди (II); в) аммиака; г) глюкозы; д) хлороводорода? Напишите их формулы и названия. Какой из растворов не будет обладать свойством электролитической проводимости?

Приложение

Дата и приоритет открытия химических элементов

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
Ac	Актиний	1899	А. Дебьерн (Франция)
Ag	Серебро	*	—
Al	Алюминий	1825	Х. Эрстед (Дания)
Ar	Аргон	1894	Д. Рэлей, У. Рамзай (Англия)
As	Мышьяк	*	—
At	Астат	1940	Э. Серге, Д. Корсон, К. Макензи (США)
Au	Золото	*	—
B	Бор	1808	Л. Гей-Люссак, Л. Тенар (Франция)
Ba	Барий	1774	К. Шееле (Швеция)
Be	Бериллий	1798	Л. Воклен (Франция)
Bi	Висмут	*	—
Br	Бром	1826	А. Балар (Франция)
C	Углерод	*	—
Ca	Кальций	1808	Г. Дэви (Англия)
Cd	Кадмий	1817	Ф. Штрмейер (Германия)
Cl	Хлор	1774	К. Шееле (Швеция)
Co	Кобальт	1735	Г. Брандт (Швеция)
Cr	Хром	1797	Л. Воклен (Франция)

Продолжение табл.

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
Cs	Цезий	1860	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)
Cu	Медь	*	—
Db	Дубний	1970	Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США)
Ds	Дармштад- тий	1988	Ю. Ц. Оганесян и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)
Es	Эйнштейний	1952	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Eu	Европий	1901	Э. Демарсе (Франция)
F	Фтор	1886	А. Муассан (Франция)
Fe	Железо	*	—
Fr	Франций	1939	М. Пере (Франция)
Ge	Германий	1886	К. Винклер (Германия)
H	Водород	1766	Г. Кавендиш (Англия)
He	Гелий	1868	Ж. Жансен (Франция); Н. Локьер, Э. Франкланд (Англия)
Hg	Ртуть	*	—
Hs	Хассий	1984	Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)
I	Иод	1811	Б. Куртуа (Франция)
K	Калий	1807	Г. Дэви (Англия)
Li	Литий	1817	А. Арфведсон (Швеция)
Md	Менделевий	1955	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Mg	Магний	1808	Г. Дэви (Англия)
Mn	Марганец	1774	Ю. Ган (Швеция)

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
Mo	Молибден	1778	К. Шееле (Швеция)
N	Азот	1772	Д. Резерфорд (Англия)
Na	Натрий	1807	Г. Дэви (Англия)
Ne	Неон	1898	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Ni	Никель	1751	А. Кронстедт (Швеция)
O	Кислород	1771— 1774	К. Шееле (Швеция); Дж. Пристли (Англия)
P	Фосфор	1669	Х. Брандт (Германия)
Pb	Свинец	*	—
Po	Полоний	1898	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)
Pt	Платина	*	—
Ra	Радий	1898	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)
Rb	Рубидий	1861	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)
Rn	Радон	1900	Ф. Дорн (Германия)
Ru	Рутений	1844	К. К. Клаус (Россия)
S	Сера	*	—
Sb	Сурьма	*	—
Sc	Скандий	1879	Л. Нильсон (Швеция)
Se	Селен	1817	Й. Берцелиус (Швеция)
Si	Кремний	1824	Й. Берцелиус (Швеция)
Sm	Самарий	1879	П. Лекок де Буабодран (Франция)
Sn	Олово	*	—
Sr	Стронций	1787	А. Крофорд и У. Крукшенк (Англия)

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
Tc	Технеций	1937	Э. Сегре, К. Перриер (Италия)
Te	Теллур	1782	Ф. Мюллер фон Рейхенштейн (Венгрия)
Ti	Титан	1795— 1797	М. Клапрот (Германия)
Tl	Таллий	1861	У. Крукс (Англия)
U	Уран	1789	М. Клапрот (Германия)
* V	Ванадий	1830	Н. Г. Сефстрём (Швеция)
W	Вольфрам	1781	К. Шееле (Швеция)
Xe	Ксенон	1898	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Yb	Иттербий	1878	Ш. Мариньяк (Швейцария)
Zn	Цинк	*	—
Zr	Цирконий	1789	М. Клапрот (Германия)
111	**	1994— 1996	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
112	**	1994— 1996	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
114	**	1998	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)

* Элемент в свободном виде, его сплавы или соединения известны с древних времен или с эпохи средневековья.

** Принято решение не присваивать элементу никакого названия, ограничившись только его номером.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
-------------------	---

ВВЕДЕНИЕ

§ 1. Предмет химии. Вещества	5
§ 2. Превращения веществ. Роль химии в жизни человека	12
§ 3. Краткий очерк истории развития химии	19
§ 4. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов	26
§ 5. Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы	33

ГЛАВА ПЕРВАЯ. Атомы химических элементов

§ 6. Основные сведения о строении атомов	38
§ 7. Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы	43
§ 8. Строение электронных оболочек атомов	46
§ 9. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов	53
§ 10. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой	59
§ 11. Ковалентная полярная химическая связь	63
§ 12. Металлическая химическая связь	66

ГЛАВА ВТОРАЯ. Простые вещества

§ 13. Простые вещества — металлы	69
§ 14. Простые вещества — неметаллы	73
§ 15. Количество вещества	79
§ 16. Молярный объем газов	82

ГЛАВА ТРЕТЬЯ. Соединения химических элементов

§ 17. Степень окисления	86
§ 18. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения ...	91

§ 19. Основания	98
§ 20. Кислоты	102
§ 21. Соли	107
§ 22. Кристаллические решетки	114
§ 23. Чистые вещества и смеси	121
§ 24. Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)	124

ГЛАВА ЧЕТВЕРТАЯ. Изменения, происходящие с веществами

§ 25. Физические явления в химии	129
§ 26. Химические реакции	135
§ 27. Химические уравнения	139
§ 28. Расчеты по химическим уравнениям	146
§ 29. Реакции разложения	150
§ 30. Реакции соединения	156
§ 31. Реакции замещения	160
§ 32. Реакции обмена	164
§ 33. Типы химических реакций на примере свойств воды	168

ГЛАВА ПЯТАЯ. Простейшие операции с веществом (химический практикум)

Практическая работа № 1. Приемы обращения с лабораторным оборудованием	174
Практическая работа № 2. Наблюдение за горящей свечой	180
Практическая работа № 3. Анализ почвы и воды	181
Практическая работа № 4. Признаки химических реакций	183
Практическая работа № 5. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе	185

ГЛАВА ШЕСТАЯ. Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции

§ 34. Растворение. Растворимость веществ в воде	186
§ 35. Электролитическая диссоциация	193
§ 36. Основные положения теории электролитической диссоциации	198

§ 37. Ионные уравнения	203
§ 38. Кислоты, их классификация и свойства	209
§ 39. Основания, их классификация и свойства	214
§ 40. Оксиды, их классификация и свойства	218
§ 41. Соли, их классификация и свойства	222
§ 42. Генетическая связь между классами веществ	226
§ 43. Окислительно-восстановительные реакции.	229

**ГЛАВА СЕДЬМАЯ. Свойства электролитов
(химический практикум)**

Практическая работа № 6. Ионные реакции	237
Практическая работа № 7. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца	240
Практическая работа № 8. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей	241
Практическая работа № 9. Решение экспериментальных задач	242

**ГЛАВА ВОСЬМАЯ. Портретная галерея
великих химиков**

Парацельс	244
Роберт Бойль	246
Михаил Васильевич Ломоносов	248
Антуан Лоран Лавуазье	250
Клод Луи Бертолле	252
Джон Дальтон	254
Амедео Авогадро	256
Дмитрий Иванович Менделеев	258
Сванте Август Аррениус	260
Иван Алексеевич Каблуков	262

Приложение. Дата и приоритет открытия химических элементов	265
---	------------

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич

ХИМИЯ

8 класс

Учебник

для общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Н. В. Губина*

Ответственный редактор *А. В. Яшукова*

Художник *О. А. Новотоцких*

Художественное оформление *Л. П. Копачева*

Художественный редактор *С. И. Кравцова*

Компьютерная верстка *Г. А. Фетисова*

Технический редактор *И. В. Грибкова*

Корректор *Е. Е. Никулина*

Санитарно-эпидемиологическое заключение
№ 77.99.60.953.Д.009000.08.08 от 21.08.2008.

Подписано к печати 06.11.08. Формат 60 × 90 ¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.
Усл. печ. л. 17,0. Тираж 100 000 экз. Заказ № 21704 (см-Кр).

ООО «Дрофа», 127018, Москва, Суцевский вал, 49.

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги
просим направлять в редакцию общего образования
издательства «Дрофа»: 127018, Москва, а/я 79.
Тел.: (495) 795-05-41. E-mail: chief@drofa.ru

По вопросам приобретения продукции
издательства «Дрофа» обращаться по адресу:
127018, Москва, Суцевский вал, 49.

Тел.: (495) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (495) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник».

109172, Москва, ул. Малые Каменщики, д. 6, стр. 1А.

Тел.: (495) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Сеть магазинов «Переплетные птицы».

Тел.: (495) 912-45-76.

Интернет-магазин: <http://www.drofa.ru>

ОАО «Смоленский полиграфический комбинат».
214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, 1.

Растворимость кислот, оснований

(при комнатной температуре)

АНИОНЫ	КАТИОНЫ											
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Р	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	-	-	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Н	?	-	М
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂,

усиление восстановительных свойств, активности



ий и солей в воде

уре)

Ы

Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Н	Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
?	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

Р — растворяется (>1 г на 100 г H_2O)

М — мало растворяется (от 0,1 до 1 г на 100 г H_2O)

Н — не растворяется (<0,1 г на 100 г H_2O)

— — в водной среде разлагается

? — нет достоверных сведений о существовании соединения

ОВ

Cu, Hg, Ag, Au

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

H, Si, As, P, Se, C, S, I, Br, Cl, N, O, F

усиление электроотрицательности





ΔΡΟΦΑ

ISBN 978-5-358-06489-8



9 785358 064898