

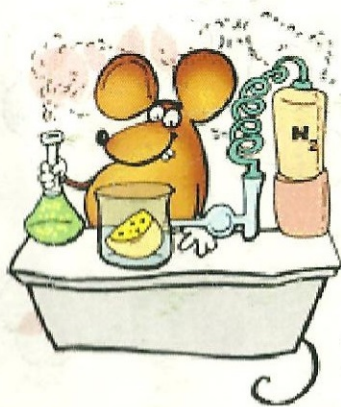
24.1  
Б24

*С. Г. Барам, И. Н. Миронова*

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Часть 1**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ**



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	
1	1															He Гелий 4,003	2	К
2	2	Li Литий 6,941	Be Бериллий 9,0122	B Бор 10,811		C Углерод 12,011		N Азот 14,007		O Кислород 15,999		F Фтор 18,998		Ne Неон 20,179		10	Ж	
3	3	Na Натрий 22,99	Mg Магний 24,312	Al Алюминий 26,982		Si Кремний 28,086		P Фосфор 30,974		S Сера 32,064		Cl Хлор 35,453		Ar Аргон 39,948		18	Ж	
4	4	K Калий 39,102	Ca Кальций 40,08	Sc Скандий 44,956		Ti Титан 47,867		V Ванадий 50,941		Cr Хром 51,996		Mn Марганец 54,938		26 Fe Железо 55,849	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,7		Ж
	5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,37	31 Ga Галлий 69,72	32 Ge Германий 72,59	33 As Мышьяк 74,922	34 Se Селен 78,96	35 Br Бром 79,904							36 Kr Криптон 83,8		Ж	
5	6	Rb Рубидий 85,468	Sr Стронций 87,62	Y Иттрий 88,906		Zr Цирконий 91,22		Nb Ниобий 92,906		Mo Молибден 95,94		Tc Технеций 99		44 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,906	46 Pd Палладий 106,4		Ж
	7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,41	49 In Индий 114,82	50 Sn Олово 118,69	51 Sb Сурьма 121,75	52 Te Теллур 127,6	53 I Иод 126,905							54 Xe Ксенон 131,3		Ж	
6	8	Cs Цезий 132,905	Ba Барий 137,34	57-71 Лантаноиды		72 Hf Гафний 178,49		73 Ta Тантал 180,948		74 W Вольфрам 183,85		75 Re Рений 186,207		76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,09		Ж
	9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	81 Tl Таллий 204,37	82 Pb Свинец 207,19	83 Bi Висмут 208,98	84 Po Полоний [210]	85 At Астат [210]							86 Rn Радон [222]		Ж	
7	10	Fr Франций [223]	88 Ra Радий [226]	89-103 Актиноиды		104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [263]	107 Bh Борий [262]	108 Hn Ханий [265]	109 Mt Мейтнерий [266]	110					Ж	
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>									
ЛЕГЧЕЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR										



Д.И. Менделеев  
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА      ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР



- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La Лантан 138,905	58 Ce Церий 140,12	59 Pr Празеодим 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометий [145]	62 Sm Самарий 150,4	63 Eu Европий 151,96	64 Gd Гадолиний 157,25	65 Tb Тербий 158,908	66 Dy Диспрозий 162,5	67 Ho Гольмий 164,93	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,967
----------------------------	--------------------------	-------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac Актиний [227]	90 Th Торий 232,038	91 Pa Протактиний [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуний [237]	94 Pu Плутоний [244]	95 Am Америций [243]	96 Cm Кюрий [247]	97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [252]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделеевий [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоренций [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	--------------------------------	----------------------------	-----------------------------

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ  
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
СПЕЦИАЛИЗИРОВАННЫЙ УЧЕБНО-НАУЧНЫЙ ЦЕНТР

*С. Г. Барам, И. Н. Миронова*

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Часть 1**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ**

160  
БИБЛИОТЕКА  
ФМШ-

Новосибирск  
2007

**Миронова И. Н. Общая и неорганическая химия:**  
**учеб. пособие: В 2 ч. / Новосибир. гос. ун-т. Новосибирск, 2007.**  
Ч. 1. 62 с.

ISBN 978-5-94356-520-5

Учебное пособие состоит из двух частей и содержит задачи по общей и неорганической химии, а также теоретический материал, необходимый для их решения.

Первая часть пособия состоит из шести глав, в которых рассматриваются следующие вопросы: строение атома; химическая связь; термохимия; скорость химических реакций и химическое равновесие; растворы (теория электролитической диссоциации, pH растворов, произведение растворимости, ионные реакции, гидролиз солей), окислительно-восстановительные процессы (окислительно-восстановительные реакции, направление их протекания, понятие о гальваническом элементе, электрохимический ряд напряжения и электролиз).

Вторая часть пособия состоит из пяти глав, в которых рассматриваются общие свойства металлов и подробно химия элементов главных подгрупп IV–VII групп Периодической системы.

Предназначено для учащихся СУНЦ НГУ, может быть использовано абитуриентами при подготовке к вступительным экзаменам по химии, в которых к знаниям по данному предмету предъявляются повышенные требования.

Рецензент  
ст. преп. М. А. Ильин

© Новосибирский государственный  
университет, 2007  
© СУНЦ НГУ, 2007  
© Барам С. Г., 2007  
© Миронова И. Н., 2007

ISBN 978-5-94356-520-5

## Глава 1. СТРОЕНИЕ АТОМА

В конце XIX – начале XX века физики доказали, что атом является сложной частицей и состоит из более простых (элементарных) частиц. Было установлено, что в атоме каждого элемента присутствуют протоны, нейтроны и электроны, причем протоны и нейтроны сосредоточены в ядре атома, а электроны – в электронной оболочке. Число протонов в ядре равно числу электронов в оболочке атома и равно порядковому номеру этого элемента в Периодической системе. Протоны и нейтроны, объединенные под общим названием нуклоны, обладают почти одинаковой массой, равной 1. Поскольку масса электрона в атоме очень мала, то по разности между массой атомов и массой протонов определяется число нейтронов.

В природе атомы одного и того же элемента имеют различные атомные массы. Ядра таких атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются изотопами.

Электрон в атоме характеризуется четырьмя *квантовыми числами*.

$n$  – главное квантовое число, характеризующее энергетический уровень (оболочку, слой), на котором находится электрон. Главное квантовое число может принимать положительные целочисленные значения.

$l$  – орбитальное (побочное, вспомогательное, азимутальное) квантовое число, характеризующее энергетический подуровень (форму электронного облака, орбитали). Для любого значения главного квантового числа  $l$  может принимать целочисленные значения от 0 до  $n-1$ . Этим подуровням присвоены следующие буквенные значения:

$l$	0	1	2	3
обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f

$m$  – магнитное квантовое число, объясняющее ориентацию различных орбиталей друг относительно друга. Магнитное квантовое число может принимать любое целочисленное значение, включая 0, от  $-l$  до  $+l$ .

$s$  – спиновое квантовое число, характеризующее спин электрона, т. е. направление его движения вокруг собственной оси. Спиновое квантовое число может принимать только одно из двух значений:  $-1/2$  либо  $+1/2$ .

Электронная конфигурация атомов элемента в основном невозбужденном состоянии определяется в результате применения трех правил:

1. **Принцип заполнения.** Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в последовательности повышения энергии электронных уровней. Низшие по энергии орбитали всегда заполняются первыми.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \sim 5d < 6p < 7s < 5f \sim 6d < 7p$$

2. **Принцип запрета Паули.** В атоме не может быть двух электронов, у которых все квантовые числа были бы одинаковыми. Согласно этому принципу, на любой орбитали может находиться не более двух электронов, причем спины их должны быть противоположно направлены.

3. **Правило Гунда (Хунда).** Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина максимально. Согласно этому правилу, заполнение орбиталей одного подуровня начинается одиночными электронами с одинаковыми по знаку спинами. После размещения на каждой орбитали по одному электрону с положительными спинами происходит окончательное заполнение орбиталей электронами с отрицательными спинами.

## ЗАДАЧИ

1.1. Известны четыре стабильных изотопа бария с массовыми числами 135, 136, 137 и 138. Сколько протонов и нейтронов в ядрах каждого из изотопов?

1.2. Каков атомный номер и примерная атомная масса элемента, ядро которого состоит из 81 протона и 122 нейтронов? Назовите этот элемент.

1.3. Вычислите среднюю атомную массу кремния, если природное содержание его изотопов следующее:  $^{28}\text{Si}$  – 92,28 % (по массе);  $^{29}\text{Si}$  – 4,67 % и  $^{30}\text{Si}$  – 3,05 %.

1.4. Природный таллий представляет собой смесь изотопов  $^{203}\text{Tl}$  и  $^{205}\text{Tl}$ . На основании относительной атомной массы природного таллия, равной 204,38, рассчитайте изотопный состав таллия.

1.5. Относительная атомная масса рубидия равна 85,47 а.е.м. Мольная доля изотопа  $^{85}\text{Rb}$  составляет 76,5 %. а) Какой еще изотоп входит в состав природного рубидия? б) Определить количество протонов, нейтронов и электронов для каждого из изотопов.

1.6. Относительная атомная масса хлора равна 35,45 а.е.м. Природный хлор состоит из двух изотопов:  $^{35}\text{Cl}$  и  $^{37}\text{Cl}$ . Определить: а) мольные доли каждого из изотопов в природной смеси; б) количество протонов, нейтронов и электронов для каждого из изотопов.

1.7. Атомная масса бора равна 10,81 а.е.м. Бор состоит из двух изотопов  $^{10}\text{B}$  и  $^{11}\text{B}$ . Сколько % (по массе) изотопа  $^{11}\text{B}$  содержится в природной буре –  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ?

1.8. Атомная масса меди равна 63,54 а.е.м. Природная медь состоит из двух изотопов  $^{63}\text{Cu}$  и  $^{65}\text{Cu}$ . Сколько % (по массе) изотопа  $^{63}\text{Cu}$  содержится в медном купоросе –  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ?

1.9. Сколько электронов и протонов содержат частицы: а)  $\text{IO}^-$ , б)  $\text{NO}_2^+$ , в)  $\text{NaN}$ , г)  $\text{SeO}_4^{2-}$ , д)  $\text{N}_2\text{H}_4$ , е)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ , ж)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , з)  $[\text{Ru}(\text{NO})\text{Cl}_3(\text{H}_2\text{O})_2]^+$ ?

1.10. Сколько электронов должны приобрести или отдать перечисленные ионы, чтобы превратиться в нейтральные атомы:  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ? Нарисуйте электронные схемы строения приведенных ионов.

1.11. Сколько электронов и протонов содержат следующие частицы: а) нитрат-ион  $\text{NO}_3^-$ , б) катион  $\text{Fe}^{2+}$ , в) молекула  $\text{NH}_3$ ?

1.12. Каков состав ядер изотопов  $^{12}\text{C}$  и  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{N}$  и  $^{15}\text{N}$ ,  $^{16}\text{O}$  и  $^{17}\text{O}$ ,  $^3\text{He}$  и  $^4\text{He}$ ?

1.13. Среди элементов II периода выберите такие, атомы которых в основном состоянии содержат: а) максимальное число неспаренных электронов; б) минимальное, отличное от нуля число неспаренных электронов. Могут ли простые вещества, образованные этими элементами, взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций.

1.14. 1 000 г вещества содержат 0,3227 г электронов. Определите формулу вещества. (Масса электрона равна  $1/1823$  а.е.м.)

1.15. Какие из перечисленных орбиталей не существуют: 2p, 3s, 2f, 3f, 4d, 1d, 3p, 6s, 2s, 4f, 1p, 1s, 3d, 1f?

1.16. Могут ли содержаться d-электроны в данном энергетическом уровне, если его структура заканчивается одной из следующих конфигураций:  $3s^1$ ,  $4p^1$ ,  $5f^1$ ?

1.17. Объясните, почему на первом энергетическом уровне не может быть более двух электронов, на втором уровне – более восьми, на третьем – более восемнадцати и т. д. Выведите общую формулу, описывающую максимальное число электронов  $N$  с главным квантовым числом  $n$ .

1.18. Запишите значения всех квантовых чисел для двух электронов, находящихся на 4s-орбитали.

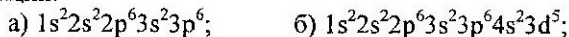
1.19. Какие из частиц имеют электронные конфигурации, одинаковые с атомом неона:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ?

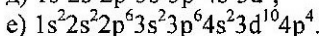
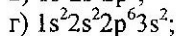
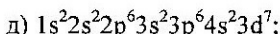
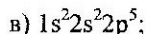
1.20. Какой инертный газ и ионы каких элементов имеют одинаковую электронную конфигурацию с частицей, возникающей в результате удаления из атома кальция всех валентных электронов?

1.21. Напишите полные и краткие электронные формулы элементов: а) 53, 23, 95, 31, 88; б) 32, 113, 85, 43, 17.

Аналогами каких элементов они являются? В какой группе, подгруппе Периодической таблицы находятся? Для последнего электрона напишите набор квантовых чисел.

1.22. Назовите элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие электронные конфигурации:





Постройте схему распределения электронов незавершенных подуровней, укажите их число, а также число неспаренных электронов и электронных пар на этих подуровнях.

1.23. Назовите элементы, имеющие по одному неспаренному электрону на 3d- и 4d-подуровнях. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в Периодической системе.

1.24. Назовите элементы, имеющие по одному неспаренному электрону на 3p- и 4p-подуровнях. Напишите электронные формулы этих элементов и укажите их положение в Периодической системе.

1.25. Краткая электронная формула элемента изображена в виде: а)  $3d^5$ , б)  $3d^7$ , в)  $4f^6$ , г)  $5p^5$ , д)  $7s^1$ , е)  $2p^1$ , ж)  $2p^6$ , з)  $3d^3$ , и)  $5d^7$ . Какой это элемент? Приведите его символ и порядковый номер. Назовите его аналоги.

1.26. Для последних электронов основной электронной конфигурации элементов 14, 34, 40, 57, 67, 72 написать набор квантовых чисел.

1.27. Для каких элементов электроны с приведенными ниже квантовыми числами будут последними? Приведите краткую электронную формулу, порядковый номер и символ элемента:

<i>n</i>	6	7	4	3	5	4	6	6	2
<i>l</i>	2	0	3	2	3	2	1	2	1
<i>m</i>	2	0	2	1	3	-1	0	-1	0
<i>s</i>	1/2	-1/2	-1/2	1/2	1/2	-1/2	-1/2	1/2	1/2

1.28. В чем состоят особенности электронного строения атомов металлов и какое положение в Периодической таблице они занимают?

1.29. Какое положение в Периодической системе элементов занимают переходные металлы? В чем особенности их электронного строения и химических свойств? Для любого переходного металла IV периода укажите электронную конфигурацию атома.

1.30. Напишите уравнение реакции образования соединения, в состав которого входят только ионы с конфигурацией внешних электронов  $2s^2 2p^6$ .

1.31. Составьте полные и краткие электронные формулы для: а) X + 4-го элемента II, IV и VI периодов Периодической системы; б) X + 2-го элемента III, V и VII периодов Периодической системы, где X – номер периода, в котором находится данный элемент.

1.32. Какой порядковый номер в Периодической системе имеет элемент VII периода, являющийся аналогом: а) висмута, б) платины? Изобразите полную и краткую электронные конфигурации атома этого элемента.

1.33. В атоме элемента А 2 электронных уровня, причем число неподеленных электронных пар в 4 раза превышает число неспаренных электронов. В составе одного из изотопов элемента В 75 нейтронов, а массовое

число этого изотопа равно 129. Определите элементы А и В. Напишите набор квантовых чисел для последних электронов атомов элементов А и В.

1.34. Имеется набор квантовых чисел: а)  $n = x$ ,  $l = 2$ ,  $m = +1$ ,  $s = -1/2$ ; б)  $n = 4$ ,  $l = x$ ,  $m = 0$ ,  $s = -1/2$ . Для атомов каких элементов и при каких значениях  $x$  последний электрон будет иметь такой набор?

1.35. Квантовые числа для последних электронов атомов элементов А, В и С совпадают между собой за исключением орбитального квантового числа. Массовое число изотопа элемента А равно 58, а число протонов в атоме этого элемента на 2 меньше, чем нейтронов. Простое вещество, образованное элементом В, — газ при н. у. Определите элементы А, В и С. Приведите формулы химических соединений (не меньше трех), в состав которых входят как минимум два из этих элементов.

1.36. Определите элементы главных подгрупп, квантовые числа последних электронов атомов которых удовлетворяют условиям:  $n + l = 5$ ;  $l + m = 0$ .

1.37. Последние электроны атомов элементов III периода имеют по абсолютной величине одинаковые наборы квантовых чисел, причем для каждого из этих наборов сумма главного и орбитального квантовых чисел превышает величину магнитного квантового числа на 4 единицы. Назовите эти элементы. Могут ли простые вещества, образованные этими элементами, взаимодействовать между собой? Приведите уравнение реакции.

1.38. Заряды ядер атомов элементов X и Y отличаются на 49 единиц и в сумме составляют 127. Определите элементы X и Y. Напишите наборы квантовых чисел для валентных электронов атомов этих элементов.

1.39. Двухзарядный анион элемента X изоэлектронен катиону рубидия. Напишите полную и краткую электронные конфигурации для элемента X и наборы квантовых чисел для неспаренных электронов. Напишите для этого элемента формулы его высшего оксида, высшего гидроксида и гидроксида.

## Глава 2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

**Химическая связь** – это особый вид взаимодействия, удерживающего вместе два или несколько атомов, ионов, молекул или любую комбинацию из них.

Условием образования химической связи является уменьшение потенциальной энергии системы взаимодействующих частиц. Способность атома образовывать химические связи называется **валентностью**. Электроны, принимающие участие в образовании химической связи называются **валентными электронами**.

Основные типы химической связи:

– **ковалентная** – связь, образуемая парой электронов, обобществленных между двумя соседними атомами;

– **ионная** – связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением;

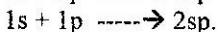
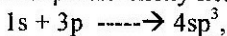
– **металлическая** – связь, осуществляемая в результате связывания положительных ионов в узлах кристаллической решетки свободными электронами;

– **водородная** – слабое взаимодействие, приводящее к притяжению водородного атома, ковалентно связанного с электроотрицательным элементом, и другого электроотрицательного атома.

**Донорно-акцепторная или координационная связь** – разновидность ковалентной связи, которая образуется, когда один атом (донор) предоставляет для образования связи с другим атомом (акцептором) свою неподеленную пару электронов.

Если ковалентной связью соединены атомы с одинаковой или очень близкой электроотрицательностью, то такая связь называется **неполярной** (например, связь Н–Н в молекуле водорода, связь С–Н в молекулах углеводородов). Если же электроотрицательности атомов, образовавших ковалентную связь, существенно различаются (например, связь Н–О в молекуле воды), то такую связь называют **полярной**, причем полярность связи растет с увеличением разности электроотрицательностей атомов, образовавших связь. Количественной характеристикой полярности связи служит дипольный момент, вычисляемый по формуле  $\mu = l \cdot \delta$ , где  $l$  – длина связи,  $\delta$  – заряд на атоме. Дипольный момент молекулы в целом определяется как геометрическая сумма дипольных моментов всех связей.

**Гибридные орбитали** – атомные орбитали, полученные в результате смешения обычных атомных орбиталей разных типов. Число гибридных орбиталей равно числу исходных атомных орбиталей:



$\sigma$ -связь – ковалентная связь, образованная перекрыванием двух атомных орбиталей вдоль оси, связывающей два атома.

$\pi$ -связь – ковалентная связь, образованная перекрыванием двух р-орбиталей, главные оси которых параллельны.

Нельзя путать два понятия – валентность и степень окисления.

**Валентность (ковалентность)** – число химических связей, которыми данный атом соединен с другими.

**Степень окисления** – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

**Структура Льюиса** – изображение молекулы (или иона), при котором наибольшее возможное число атомов (за исключением водорода) получает восемь внешних электронов (октет).

**Изомеры** – соединения, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но отличающиеся расположением атомов.

## ЗАДАЧИ

2.1. Сравните электронную конфигурацию атомов азота и фосфора. Какую валентность и степени окисления они проявляют в химических соединениях?

2.2. Какие валентности и степени окисления проявляет химический элемент с порядковым номером 34? Как это связано с его электронной конфигурацией?

2.3. Проставьте степени окисления всех элементов в соединениях:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{I}_2\text{O}_5$ ,  $\text{IF}_7$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{Cl}_3\text{N}$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PBr}_5$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{Ca}_2\text{Si}$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

2.4. Напишите структурные формулы аммиака, нитрата аммония, азотистой кислоты. Определите валентность и степень окисления азота в этих соединениях.

2.5. Определите степень окисления и валентность каждого элемента в соединениях:  $\text{K}_2\text{RuO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{Li}[\text{BH}_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Zn}(\text{AlO}_2)_2$ .

2.6. Расставьте степени окисления атомов в следующих соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{NI}_3$ ,  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{NBr}_3$ . Расположите эти молекулы в порядке увеличения частичного заряда на атоме азота.

2.7. Каковы валентность и степень окисления азота: а) в азотной кислоте; б) в хлориде аммония?

2.8. Расположите следующие соединения в порядке увеличения заряда на атоме водорода:  $\text{NaN}$ ,  $\text{LiH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

2.9. Изобразите структурные формулы следующих соединений хлора  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ . Объясните валентность хлора в этих соединениях. Может ли фтор образовывать подобные соединения? Пояс-

ните с точки зрения строения атома. Может ли одной молекулярной формуле соответствовать несколько структурных?

2.10. Изобразите структурные формулы следующих соединений фосфора:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ . Объясните валентность фосфора. Сравните ее со степенью окисления.

2.11. Изобразите структурные формулы следующих соединений серы:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ . Объясните валентность серы с точки зрения строения атома. Сравните валентность и степень окисления серы в этих соединениях.

2.12. Изобразите структурные формулы следующих соединений:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{N}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ . В каких соединениях валентность и степень окисления углерода совпадают? Объясните валентность углерода и укажите причину несовпадения валентности и степени окисления. Определите тип гибридизации атомов.

2.13. Почему для элементов P, S и Cl максимальная валентность в их соединениях совпадает с номером группы Периодической системы, а для элементов N, O, F она меньше номера группы?

2.14. Приведите примеры, когда один и тот же элемент может образовывать различные типы химической связи: ионную, ковалентную полярную и ковалентную неполярную.

2.15. Приведите формулы трех соединений, имеющих одновременно ионную и ковалентную связи.

2.16. Приведите структурную формулу 3-аминобензойной кислоты. Укажите характер химических связей, валентность и степень окисления элементов.

2.17. Нарисуйте для приведенных ниже соединений структуры Льюиса, помня, что, за исключением атома водорода, все атомы должны иметь внешний октет электронов. Укажите молекулы, в которых имеется ионная связь: а)  $\text{CH}_3\text{OH}$ , б)  $\text{CH}_3\text{NO}_2$ , в)  $\text{HCOOH}$ , г)  $\text{PCl}_3$ , д)  $\text{CaCO}_3$ .

2.18. В каком из веществ: а) гидриде лития или гидриде цезия, б) фториде калия или хлориде натрия ионный характер связи выражен сильнее?

2.19. Расположите следующие вещества в ряд по возрастанию полярности связи:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{V}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{OF}_2$ . Обоснуйте свой выбор. Расставьте степени окисления и валентности всех элементов. Предложите структурные формулы перечисленных соединений. Какие из молекул являются полярными?

2.20. Укажите молекулы, в которых имеются полярные ковалентные связи:  $\text{N}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ . Какие из этих молекул являются полярными?

2.21. Как изменяется полярность в ряду молекул: а)  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ; б)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ?

2.22. Исходя из значений электроотрицательности элементов, определите степень ионности связей (в %) в иодидах щелочноземельных металлов (от бериллия к барию). Каков характер связей в каждом из иодидов?

2.23. Для элемента с порядковым номером 53 определите возможные валентности и степени окисления. Определите тип химической связи в простом веществе, образованном атомами данного элемента; в соединении этого элемента с элементом 17 и с элементом 19. Изобразите все соединения с помощью структур Льюиса.

2.24. Какова пространственная структура молекул  $\text{CO}_2$  и  $\text{CS}_2$ , моменты электрического диполя которых равны нулю?

2.25. Опишите пространственную структуру следующих молекул:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ .

2.26. В чем заключается сущность донорно-акцепторного механизма образования химической связи? Приведите не менее трех примеров соединений, связь в которых образована по этому механизму.

2.27. Изобразите образование:

а) молекулы  $\text{Cl}_2$  из двух атомов  $\text{Cl}$ ;

б) молекулы  $\text{I}_2$  из катиона  $\text{I}^+$  и аниона  $\text{I}^-$ ;

в) катиона  $\text{H}_3\text{O}^+$  из катиона  $\text{H}^+$  и молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ ;

г) катиона  $\text{NH}_4^+$  из катиона  $\text{H}^+$  и молекулы  $\text{NH}_3$ .

Какова валентность и степень окисления каждого атома в полученных частицах? Для случаев б), в) и г) укажите частицу-донор и частицу-акцептор электронной пары.

2.28. Назовите элемент-донор и элемент-акцептор в каждом из перечисленных ниже соединений: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{NH}_3 \cdot \text{BF}_3$ .

2.29. Дайте характеристику водородной связи. В каких случаях возможно ее образование? Приведите примеры.

2.30. Приведите не менее пяти примеров образования водородной связи.

2.31. Между какими из перечисленных ниже молекул могут возникать водородные связи:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CCl}_4$ ? Как наличие водородной связи сказывается на их свойствах?

2.32. В какой из молекул:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  и почему угол между валентными связями больше отклоняется от  $90^\circ$ ?

2.33. Какой тип гибридизации проявляет атом бора в молекуле  $\text{BF}_3$ ? Отличается ли он от гибридизации в ионе  $[\text{BF}_4]^-$ ?

2.34. Для алюминия известны соединения с анионом состава  $[\text{AlF}_6]^{3-}$ , тогда как бор образует с фтором только анион состава  $[\text{BF}_4]^-$ . Объясните этот факт. Укажите гибридизацию атомных орбиталей алюминия и бора в указанных анионах и их пространственное положение.

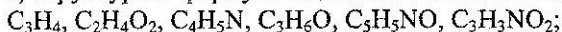
2.35. Почему существует ион  $\text{NH}_4^+$  и не существует ион  $\text{CH}_5^+$ ?

2.36. Изобразите методом перекрывания электронных облаков следующие молекулы и ионы:

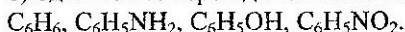
$\text{HN}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

2.37. Изобразите методом перекрывания электронных облаков по два изомера:

а) структурная формула не должна быть циклической:



б) один из изомеров должен быть циклическим:



2.38. Из перечисленных ниже соединений выберите те, между которыми возможно образование межмолекулярной водородной связи:  $H_2$ ,  $HI$ ,  $B_2H_6$ ,  $NH_3$ ,  $CaH_2$ ,  $F_2$ ,  $Ar$ ,  $H_2O$ . Обоснуйте свой выбор. Как влияет образование водородных связей на физические свойства соединений?

2.39. Бинарные соединения АВ и CD образованы ионами с электронной конфигурацией  $2p^6$  и  $3p^6$ . В молекуле АВ конфигурацию  $2p^6$  имеет катион  $A^+$ , а в молекуле CD – анион  $D^-$ . В каком из соединений – АВ или CD – более ионный характер связи?

2.40. Объясните, почему дипольные моменты молекул  $SnCl_2$  и  $PCl_3$  отличны от нуля, а дипольные моменты молекул  $BeCl_2$  и  $BCl_3$  равны 0. Изобразите пространственное строение этих молекул.

2.41. Определите объем аммиака, в котором количество  $\sigma$ -связей равно количеству  $\pi$ -связей, содержащихся в 1 л азота. Объемы газов измерены при одинаковых условиях.

2.42. Молекула соединения  $AB_2$  обладает значением дипольного момента, отличным от нуля, а дипольный момент молекулы  $AB_3$  равен 0. Предложите элементы А и В. Каково строение молекул  $AB_2$  и  $AB_3$ ? Ответ обоснуйте.

2.43. Молекула соединения  $A_2B$  обладает значением дипольного момента, отличным от нуля, а дипольный момент молекулы  $CB_2$  равен 0. Предложите элементы А, В и С, если известно, что элемент В в невозбужденном состоянии имеет электронную конфигурацию  $s^22p^4$ . Каково строение молекул  $A_2B$  и  $CB_2$ ? Ответ обоснуйте.

2.44. Предложите формулы соединений  $AB_3$ , одно из которых имеет нулевой, а второе – ненулевой дипольный момент. Опишите пространственное строение молекул этих соединений. Приведите тип гибридизации атома А в этих соединениях.

2.45. При взаимодействии фтористого водорода ( $HF$ ) с аммиаком ( $NH_3$ ) образуется ион аммония ( $NH_4^+$ ). Какой ион образуется при взаимодействии  $HF$  с: а) трехфтористым бором ( $BF_3$ ), б) пятифтористой сурьмой ( $SbF_5$ )? Ответ обоснуйте. Изобразите строение этого иона методом перекрывания электронных облаков. По каким механизмам образованы ковалентные связи в этих соединениях?

2.46. Для перечисленных соединений укажите тип гибридизации атома фосфора:  $PH_3$ ,  $PCl_3$ ,  $PCl_5$  и  $POCl_3$ . Нарисуйте структурную формулу каждого соединения и укажите тип связей.

## Глава 3. ТЕРМОХИМИЯ

Раздел химии, посвященный количественному изучению тепловых эффектов реакций, называется *термохимией*.

Установлено, что *если при образовании какого-либо соединения выделяется (или поглощается) некоторое количество теплоты, то при разложении этого соединения в тех же условиях такое же количество теплоты поглощается (или выделяется)*.

Количество теплоты, которое выделяется при образовании одного моля соединения из простых веществ, называется *теплотой образования* данного соединения.

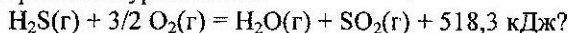
Все термодинамические расчеты основываются на принципе, известном под названием *закона Гесса* (частном случае закона сохранения энергии): *тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса*.

Следствие закона Гесса: *тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования получающихся веществ (продуктов реакции) за вычетом суммы теплот образования исходных веществ*.

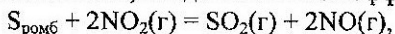
### ЗАДАЧИ

3.1. При соединении 10 г железа с серой выделилось 18 кДж тепла. Рассчитайте теплоту образования сульфида железа.

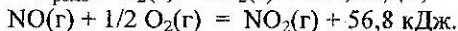
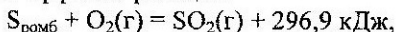
3.2. Сколько тепла выделится при сгорании 5 г (н. у.) сероводорода, если реакция выражается уравнением:



3.3. Пользуясь законом Гесса, найдите тепловой эффект реакции



если известны тепловые эффекты реакций



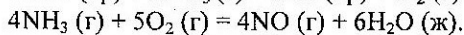
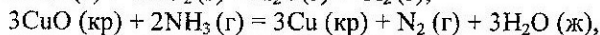
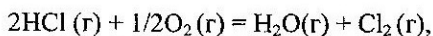
3.4. Теплоты образования высших оксидов бора и фосфора равны 1273 и 1492 кДж/моль соответственно. В каком случае выделится больше тепла при сгорании 1 г бора или 1 г фосфора?

3.5. Основываясь на теплотах образования галогеноводородов, дайте характеристику их термической прочности.

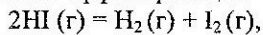
3.6. Сколько тепла выделится при сгорании 1 л водорода (н. у.) в хлоре?

3.7. Вычислите теплоту образования фосфина ( $\text{PH}_3$ ), если при сгорании 7 г его до жидкой воды и твердого  $\text{P}_2\text{O}_5$  выделяется 243 кДж.

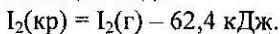
3.8. Рассчитайте тепловые эффекты реакций, используя табличные значения теплот образования участвующих в них веществ:



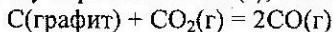
3.9. Рассчитайте тепловой эффект реакции



если известна теплота сублимации иода:

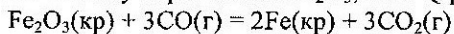


3.10. Найдите теплоту образования  $\text{CO}(\text{г})$ , если  $Q$  реакции



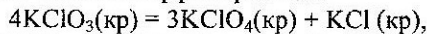
равно  $-172,5$  кДж.

3.11. Вычислите теплоту образования  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , если  $Q$  реакции

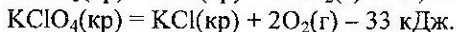


равно  $27$  кДж.

3.12. Вычислите тепловой эффект реакции



если  $\text{KClO}_3(\text{кр}) = \text{KCl}(\text{кр}) + 3/2\text{O}_2(\text{г}) + 49,4$  кДж,



## Глава 4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называется *химической кинетикой*.

*Системой* в химии называется рассматриваемое вещество или совокупность веществ.

Система, состоящая из одной фазы, называется *гомогенной*.

Система, состоящая из нескольких фаз, называется *гетерогенной*.

*Скоростью гомогенной реакции* называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы.

*Скоростью гетерогенной реакции* называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице поверхности фазы

$$v_{\text{гомог}} = \Delta n / V \Delta t$$

$$v_{\text{гетерог}} = \Delta n / S \Delta t$$

$v_{\text{гомог}}$  — скорость реакции в гомогенной системе;  $v_{\text{гетерог}}$  — скорость реакции в гетерогенной системе;  $n$  — число молей;  $V$  — объем системы;  $t$  — время;  $S$  — площадь поверхности фазы;  $\Delta$  — знак приращения ( $\Delta n = n_2 - n_1$ ,  $\Delta t = t_2 - t_1$ ).

Отношение числа молей вещества к объему системы есть молярно-объемная концентрация ( $C$ ) данного вещества. Отсюда

$$v_{\text{гомог}} = \Delta C / \Delta t.$$

*Скоростью реакции в гомогенной системе* называется изменение концентрации какого-либо из веществ, вступающих в реакцию или образующихся при реакции, происходящее за единицу времени.

Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ описывается *законом действия масс*:

*при постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, причем каждая концентрация входит в произведение в степени, равной коэффициенту, стоящему перед формулой данного вещества в уравнении реакции.*

Коэффициент пропорциональности называется *константой скорости* данной реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры характеризуется *температурным коэффициентом скорости реакции* — числом, показывающим, во сколько раз возрастает скорость данной реакции при повышении температуры системы на  $10^\circ$ .

Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает *химическое равновесие*.

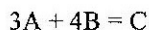
*Константа химического равновесия* — это отношение констант прямой и обратной реакций.

Влияние различных факторов на равновесные системы определяется *принципом Ле-Шателье*:

*если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.*

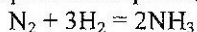
## ЗАДАЧИ

4.1. В процессе реакции



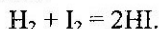
концентрация вещества А уменьшилась на 0,06 моль / л. Как при этом изменились концентрации веществ В и С?

4.2. В начальный момент протекания реакции



концентрации были равны (моль / л):  $[N_2]_n = 1,2$ ;  $[H_2]_n = 2,2$ ;  $[NH_3]_n = 0$ . Определите, чему станут равны концентрации азота и водорода в момент достижения концентрации аммиака 0,4 моль / л.

4.3. Реакция идет по уравнению

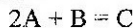


В некоторый момент времени концентрации веществ были (моль / л):  $[H_2]_n = 0,049$ ;  $[I_2]_n = 0,054$ ;  $[HI]_n = 0,01$ . Найдите концентрации участвующих в реакции веществ, когда концентрация водорода станет равной 0,012 моль / л.

4.4. Смешали 2 л раствора вещества А и 3 л раствора вещества В. Концентрация вещества А до смешения равнялась 0,6 моль/л, а вещества В – 1 моль / л. Рассчитайте концентрации веществ А и В сразу после смешения.

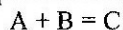
4.5. В результате некоторой реакции в единице объема в единицу времени образовалось 5,1 г сероводорода; в результате другой реакции при тех же условиях образовалось 4,5 г воды. Какая из реакций идет с большей скоростью и почему?

4.6. Константа скорости реакции



равна 0,8. Начальные концентрации веществ (моль / л):  $[A]_n = 2,5$ ;  $[B]_n = 1,5$ ;  $[C]_n = 0$ . В результате реакции концентрация вещества В оказалась равной 0,5 моль / л. Вычислите, чему равнялась скорость реакции в начальный и конечный моменты времени (температура процесса остается неизменной).

4.7. К некоторому моменту времени скорость реакции

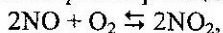


уменьшилась в 100 раз. Как изменились концентрации веществ А и В, если начальные концентрации веществ А и В были равны между собой?

4.8. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на  $40\text{ }^\circ\text{C}$ , если  $\gamma = 3,2$ ?

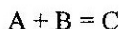
4.9. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей реакции возросла в 30 раз, если  $\gamma = 2,5$ ?

4.10. Как изменится скорость прямой реакции



если давление этой химической системы, находящейся в замкнутом сосуде, увеличить в 2 раза?

4.11. Как надо повысить давление в некоторой газовой химической системе

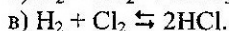
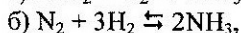
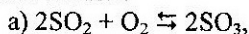


для того, чтобы скорость реакции образования вещества С возросла в 32 раза?

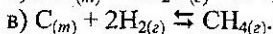
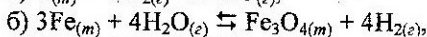
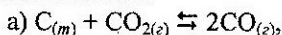
4.12. Какие реакции относятся к ферментативным и как влияет температура на их протекание?

4.13. Объясните, почему при использовании стиральных порошков, содержащих ферменты (энзимы), белье замачивают на несколько часов в теплом растворе, но ни в коем случае не кипятят в нем?

4.14. Запишите выражения для констант равновесия следующих гомогенных систем:

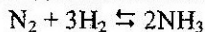


4.15. Запишите выражения для констант равновесия следующих гетерогенных систем:

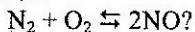


4.16. Почему химическое равновесие называют динамическим?

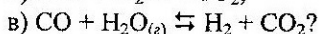
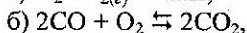
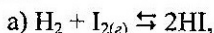
4.17. Почему при изменении давления смещается равновесие реакции



и не смещается равновесие реакции



4.18. Сместится ли равновесие при сжатии следующих химических систем:



Ответ обоснуйте.

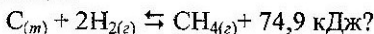
4.19. Как повлияет использование катализатора в реакции на смещение равновесия? Почему?

4.20. Укажите способы смещения равновесия в сторону образования конечного продукта для реакции



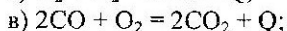
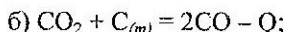
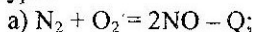
Ответ обоснуйте.

4.21. Какие факторы способствуют смещению равновесия в сторону образования метана в реакции



Ответ обоснуйте.

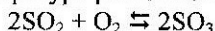
4.22. Для каких из указанных реакций уменьшение объема сосуда приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и понижение температуры:



Ответ обоснуйте.

Указания к решению следующих задач: задачи на нахождение начальных и равновесных концентраций рекомендуется решать в таблице (см. следующую задачу):

4.23. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе



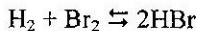
составляют соответственно  $[\text{SO}_2]_p = 0,04$  моль / л,  $[\text{O}_2]_p = 0,06$  моль / л,  $[\text{SO}_3]_p = 0,02$  моль / л. Начальная концентрация  $[\text{SO}_3]_n = 0$  моль / л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

Концентрация, моль / л:

	Начальная концентрация $C_n$	Изменение концентрации $\Delta C$	Равновесная концентрация $C_p$
$\text{SO}_2$	0,06	-0,02	0,04
$\text{O}_2$	0,07	-0,01	0,06
$\text{SO}_3$	0	+0,02	0,02

$$K = \frac{[\text{SO}_3]_p^2}{[\text{SO}_2]_p^2 [\text{O}_2]_p} = \frac{0,02^2}{0,04^2 \times 0,06} = 4,17.$$

4.24. Равновесие реакции



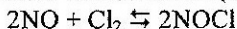
установилось при некоторой температуре при следующих равновесных концентрациях:  $[\text{H}_2]_p = 0,5$  моль / л,  $[\text{Br}_2]_p = 0,1$  моль / л,  $[\text{HBr}]_p = 1,6$  моль / л. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации водорода и брома.

4.25. Обратимая реакция описывается уравнением



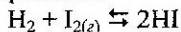
Смешали по одному моль всех веществ. После установления равновесия в смеси обнаружено 1,5 моль вещества С. Найдите константу равновесия реакции.

4.26. Исходные концентрации оксида азота (II) и хлора в системе



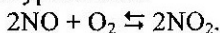
составляют соответственно 0,5 моль / л и 0,2 моль / л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % оксида азота (II).

4.27. Константа равновесия реакции



при 445 °С равна 50. Сколько моль водорода надо взять на 1 моль иода, чтобы 90 % последнего превратить в иодистый водород?

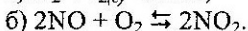
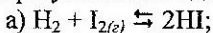
4.28. Реакция протекает по уравнению



Константа равновесия равна 2,22. Сколько моль кислорода должно быть введено на 1 л системы для того, чтобы 40 % монооксида азота были окислены до диоксида азота? Начальная концентрация монооксида азота  $[\text{NO}]_n = 4$  моль / л.

4.29. Реакция протекает по уравнению  $2\text{A} = \text{B}$ . Константа равновесия равна  $\frac{1}{4}$ . Найдите равновесные концентрации веществ А и В, если исходная концентрация  $[\text{A}]_n = 4$  моль / л,  $[\text{B}]_n = 0$  моль / л.

4.30. Рассчитайте, как изменятся скорости прямых и обратных реакций при увеличении давления вдвое в следующих равновесных системах:

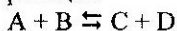


Исходя из результатов расчета, определите, как отразится указанное выше изменение давления на равновесии этих систем.

4.31. Как изменится давление в замкнутом сосуде, содержащем 16,8 г азота и 4 г водорода к моменту наступления равновесия, если прореагировало 20 % азота?

4.32. В замкнутом сосуде происходит экзотермическая реакция между диоксидом углерода (IV) и водородом с образованием оксида углерода (II) и воды. Начальные концентрации (моль / л):  $[\text{CO}_2]_n = 3$ ,  $[\text{H}_2]_n = 4$ ,  $[\text{CO}]_n = [\text{H}_2\text{O}]_n = 0$  моль / л. Все реагенты и продукты находятся в газовой фазе. Определите равновесные концентрации всех веществ, если константа равновесия  $K = 2$ . В какую сторону и почему сместится равновесие: а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

4.33. Константа равновесия реакции

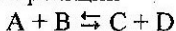


равна 1. Равновесные концентрации:  $[\text{A}]_p = 2$  моль / л,  $[\text{B}]_p = 8$  моль / л. Начальные концентрации  $[\text{C}]_n = [\text{D}]_n = 0$  моль / л. Вычислите:

а) равновесные концентрации веществ С и D;

б) начальные концентрации веществ А и В.

## 4.34. Химическое равновесие реакции



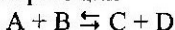
установилось при следующих концентрациях:  $[A]_p = 8$  моль / л,  $[B]_p = 3$  моль / л,  $[C]_p = 2$  моль / л,  $[D]_p = 12$  моль / л. Из равновесной системы удалили вещество С в концентрации 2 моль / л:

а) найдите начальные концентрации веществ А и В, если  $[C]_н = 0$  моль / л,  $[D]_н = 10$  моль / л;

б) определите новые равновесные концентрации. Температура поддерживается постоянной;

в) постройте график изменения концентраций веществ в ходе реакции и график изменения скоростей прямой и обратной реакций с течением времени.

## 4.35. Химическое равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях:  $[A]_p = 6$  моль / л,  $[B]_p = 2$  моль / л,  $[C]_p = 4$  моль / л,  $[D]_p = 3$  моль / л. В равновесную систему добавили вещество С в концентрации 4 моль / л:

а) найдите начальные концентрации веществ А и В, если  $[C]_н = 1$  моль / л,  $[D]_н = 0$  моль / л;

б) определите новые равновесные концентрации. Температура поддерживается постоянной;

в) постройте график изменения концентраций веществ в ходе реакции и график изменения скоростей прямой и обратной реакций с течением времени.

## 4.36. В равновесной системе



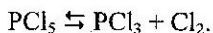
начальные концентрации веществ А и В соответственно равны 4 моль / л и 3 моль / л, равновесная концентрация  $[A]_p = 2$  моль / л:

а) найдите равновесные концентрации веществ В, С и D, а также константу равновесия;

б) сколько моль вещества А надо ввести в систему для того, чтобы прореагировало еще 80 % от равновесного количества вещества В? Температура поддерживается постоянной;

в) как смещается при этом равновесие реакции?

4.37. Пятихлористый фосфор диссоциирует при нагревании по уравнению



При некоторой температуре из 2 моль пентахлорида фосфора, находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 л, подвергаются разложению 1,5 моль:

а) вычислите константу равновесия при этой температуре;

б) найдите новые равновесные концентрации, когда из системы удалили 0,2 моль пентахлорида фосфора;

в) постройте графики: концентрация – время, скорость реакции – время.

4.38. В закрытый сосуд неизвестного объема ввели 560 г азота и 16 г водорода. После нагревания до 500 °С в присутствии катализатора прореагировало 75 % водорода и установилось равновесие при давлении  $15,15 \times 10^5$  Па. Вычислите объем сосуда.

4.39. В закрытый сосуд объемом 10 л при температуре 27 °С ввели 140 г монооксида углерода CO и 256 г кислорода. После нагревания до 427 °С прореагировало 50 % монооксида углерода и установилось равновесие. Как изменится давление в сосуде после установления равновесия?

4.40. Смесь азота и водорода поместили в замкнутый сосуд при постоянной температуре (в присутствии катализатора). Через некоторое время установилось равновесие и давление газов в сосуде понизилось на 5 % по сравнению с первоначальным. Каков был первоначальный состав смеси, если известно, что равновесие установилось после того, как прореагировало 10 % от первоначального объема азота?

# Глава 5. РАСТВОРЫ.

## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

### 5.1. РАСТВОРЫ

**Растворами** называются гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Согласно этому определению, могут существовать растворы твердых, жидких и газообразных веществ в жидких растворителях, а также однородные смеси (растворы) твердых, жидких и газообразных веществ. Наибольшее значение имеют жидкие смеси, в которых растворителем является жидкость.

В процессе растворения частицы растворяемого вещества под действием хаотически движущихся частиц растворителя переходят в раствор, образуя качественно новую однородную систему.

По соотношению преобладающих частиц, переходящих в раствор и удаляющихся из раствора, различают растворы **насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные**. Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом, называется **насыщенным раствором**.

Растворимость веществ существенно зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

Для количественного описания растворов используется такое понятие как «**концентрация**», т. е. содержание определенного количества вещества в единице массы или объема.

Чаще всего для выражения концентрации раствора используют следующие понятия: **массовая доля, молярная концентрация и мольная доля**. Обозначим за  $X$  – растворенное вещество, за  $Y$  – растворитель. Тогда:

**Массовая доля вещества** – это отношение массы растворенного вещества  $m(X)$  к общей массе раствора  $m(X) + m(Y)$ :

$$\omega = \frac{m(X)}{m(X) + m(Y)} \cdot 100 \% .$$

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах ( $\omega = 0,1$  или 10 %).

**Молярная концентрация (молярность)** – это число моль вещества  $\nu(X)$ , содержащееся в 1 л раствора, выражается в моль / л:

$$C(X) = \nu(X)/V.$$

Иногда обозначается большой буквой  $M$ . Например, запись 0,1M HCl означает, что речь идет о растворе соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль / л.

**Мольная доля растворенного вещества** – это отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе; величина безразмерная:

$$N(X) = \frac{\nu(X)}{\nu(X) + \nu(Y)},$$

где  $N(X)$  – мольная доля растворенного вещества  $X$ ;  $\nu(X)$  – количество растворенного вещества  $X$ , моль;  $\nu(Y)$  – количество вещества растворителя  $Y$ , моль.

Сумма мольных долей растворенного вещества и растворителя всегда равна единице.

### ЗАДАЧИ

5.1. Необходимо приготовить 100 г 1 %-го раствора бромида калия. Опишите последовательность Ваших действий.

5.2. Необходимо приготовить 1 л 1М раствора бромида калия. Опишите последовательность Ваших действий.

5.3. Найдите молярную концентрацию 30 %-й серной кислоты ( $\rho = 1,22$  г / мл).

5.4. Массовая доля сульфата калия в насыщенном при 10 °С водном растворе равна 8,44 %. Вычислите массу сульфата калия, которая растворится в 100 г воды при этой же температуре.

5.5. В 100 мл воды растворили 20 г пентагидрата сульфата меди (II). Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

5.6. К насыщенному раствору карбоната натрия (растворимость 21,5 г в 100 г воды) добавили раствор того же вещества с молярной концентрацией 0,960 моль / л (пл. 1,095 г / мл). В каком диапазоне может находиться значение массовой доли карбоната натрия в полученном растворе?

5.7. К насыщенному раствору аммиака (растворимость при н. у. 1 300 объемов аммиака в 1 л воды) добавили раствор того же вещества с молярной концентрацией 16,0 моль / л (пл. 0,890 г / мл). В каком диапазоне может находиться значение массовой доли аммиака в полученном растворе?

5.8. Какой объем раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 1,98 моль/л (пл. 1,015 г / мл) был добавлен к 10 мл 40,2 %-го раствора того же вещества (пл. 1,050 г / мл), если при этом получился 27,2 %-й раствор (пл. 1,035 г / мл)?

5.9. Растворимость сульфата марганца при 10 °С равна 60 г в 100 г воды. Вычислите, какую массу гептагидрата сульфата марганца нужно добавить к 50 г воды для получения насыщенного раствора.

5.10. Тетрагидрат гидроксида натрия растворили в 50 г метанола, при этом получился 5 %-й водно-спиртовой раствор щелочи. Вычислите массу

безводной щелочи, которую можно получить при выпаривании этого раствора.

5.11. При охлаждении 250 г насыщенного при 70 °С раствора иодида бария (растворимость 241,3 г в 100 г воды) до 0 °С выпало 173 г кристаллогидрата, а молярная концентрация иодида бария оказалась равной 3,2 моль / л (пл. 2 г / мл). Установите формулу кристаллогидрата.

## 5.2. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются *электролитами*.

Распад электролита на ионы при растворении его в воде называют *электролитической диссоциацией*.

Количественными характеристиками ТЭД являются *степень* и *константа диссоциации*.

*Степень диссоциации электролита ( $\alpha$ )* – это отношение числа диссоциируемых молекул электролита к общему числу его молекул в растворе

$$\alpha = n/N \cdot 100 \%,$$

где  $n$  – число диссоциируемых молекул;  $N$  – общее число молекул.

Сильные электролиты –  $\alpha > 30 \%$  (щелочи,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

Средние электролиты –  $\alpha = 2 \div 30 \%$  ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Слабые электролиты –  $\alpha < 2 \%$  ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

*Константа диссоциации* – это константа равновесия, которое устанавливается в растворе слабого электролита между молекулами и ионами.

*Закон разбавления (закон Оствальда)* – выражает зависимость константы диссоциации и степени диссоциации, описывается уравнением, позволяющим вычислять степень диссоциации при различных концентрациях электролита, если известна его константа диссоциации. Пользуясь этим уравнением, можно вычислять и константу диссоциации электролита, зная его степень диссоциации при той или иной концентрации

$$K = C\alpha^2 / 1 - \alpha.$$

Если  $\alpha \ll 1$ , то уравнение принимает вид:

$$K = C\alpha^2 \quad \text{или} \quad \alpha = \sqrt{K/C}.$$

Для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная. Она называется *ионным произведением воды*.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-], \quad \text{при } 25 \text{ }^\circ\text{C} \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}.$$

Степень кислотности или щелочности раствора можно количественно охарактеризовать концентрацией ионов водорода:

нейтральный раствор       $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль / л,

кислый раствор               $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль / л,

щелочной раствор             $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль / л.

Кислотность или щелочность раствора можно выразить другим, более удобным способом: вместо концентрации ионов водорода указывают ее десятичный логарифм, взятый с обратным знаком. Эта величина называется *водородным показателем*:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

### ЗАДАЧИ

5.12. Изменится ли электрическая проводимость воды при пропускании через нее: а) азота; б) оксида углерода (II); в) оксида углерода (IV)?

5.13. Изменится ли степень диссоциации сероводородной кислоты, если добавить к ней соляную кислоту?

5.14. Определите концентрацию ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в моль / л в 0,1М растворе сульфата натрия, считая его диссоциацию полной.

5.15. Водный раствор HF содержит 2,0 г кислоты в 1 л раствора. Степень диссоциации кислоты равна 8 %. Рассчитайте константу диссоциации HF.

5.16. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты  $\text{HClO}$  равна  $2,8 \times 10^{-8}$ . Рассчитайте степень диссоциации кислоты в 0,01М растворе.

5.17. Вычислите концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{HCO}_3^-]$ ,  $[\text{CO}_3^{2-}]$  в  $2 \times 10^{-3}$ М растворе угольной кислоты ( $K_{a1} = 4,5 \times 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 4,8 \times 10^{-11}$ ).

5.18. Какой объем воды нужно добавить к 300 мл 0,2М раствора уксусной кислоты, чтобы степень диссоциации ее удвоилась?  $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

5.19. Сколько ионов содержится в 2 л идеально чистой воды при  $T = 25^\circ\text{C}$ ?

5.20. Чему равна концентрация ионов  $\text{H}^+$  в растворе KOH с концентрацией 0,01 моль / л при условии, что гидроксид калия продиссоциировал нацело?

5.21. Вычислите  $\alpha$  и pH 0,2М раствора уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ).

5.22. Как изменится значение pH 0,01М раствора соляной кислоты ( $\alpha = 1$ ), если разбавить раствор в 100 раз? Еще в 100 раз? Еще в 100 раз? Ответ обоснуйте.

5.23. В трех стаканах находятся 0,01М растворы соляной, синильной и хлорноватистой кислот. Укажите, не прибегая к вычислениям, в каком из растворов значение pH будет выше. Ответ обоснуйте.

5.24. В трех стаканах находятся 0,01М растворы гидроксида натрия, гидроксида калия и гидроксида аммония. Укажите, не прибегая к вычислениям, в каком из растворов значение pH будет выше. Ответ обоснуйте.

5.25. Имеется семь водных растворов, каждый объемом по 500 мл, содержащих по 2 г: а) HCl; б)  $\text{HNO}_3$ ; в) NaOH; г)  $\text{CO}_2$ ; д)  $\text{NH}_3$ ; е) KOH; ж) KCl. Расположите эти растворы в порядке возрастания значений pH. (Точный расчет не требуется.)

5.26. Как изменится рН, если к 0,5 л чистой воды добавили 0,73 г соляной кислоты ( $\alpha = 1$ )? Объем раствора не изменился.

5.27. Как изменится рН, если к 1 л чистой воды прибавить 0,001 моль бромоводородной кислоты ( $\alpha = 1$ )? Объем раствора не изменился.

5.28. Как изменится рН, если к 1 л чистой воды добавили 5,6 г едкого калия ( $\alpha = 1$ )? Объем раствора не изменился.

5.29. а) Если одинаковые (по массе) количества газообразных хлороводорода и бромоводорода растворить в 1 л воды (объем растворов не меняется), то в каком из растворов рН будет меньше? Почему?

б) Как будет отличаться рН, если растворяют равные объемы галогеноводородов? Почему?

в) Какой конкретно рН будет в колбе с HCl, если растворяют по 0,365 г этих газов?

5.30. а) В разные колбы с водой поместили по кусочку натрия и цезия одинаковой массы. После окончания реакций объем растворов одинаков. В каком растворе рН больше? Почему?

б) Какой конкретно рН в колбе с натрием, если кусочки металлов весили по 0,023 г, а объем раствора в колбах составляет по 1 л?

5.31. Газ, образовавшийся в результате химической реакции 2 г хлора с 2 г водорода, поглощается в 560 мл воды (без изменения объема). Рассчитайте рН полученного раствора. Как изменится рН полученного раствора, если к нему добавить: а) 560 мл воды; б) 3,136 г гидроксида калия?

5.32. В трех стаканах находятся по 200 мл 0,1М раствора соляной кислоты ( $\alpha = 1$ ). Определите рН этих растворов. Как изменится это значение, если к раствору добавить: а) 100 мл воды; б) 100 мл 0,2М раствора соляной кислоты; в) 200 мл 0,1М гидроксида натрия?

5.33. К 200 мл 0,1М раствора соляной кислоты ( $\alpha = 1$ ) добавили 10 мл 20 %-го раствора едкого натра ( $\rho = 1,2$  г / мл,  $\alpha = 1$ ). Каким стал рН раствора?

5.34. К 1 л чистой воды прибавили 1 каплю 98 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,5$  г / мл). Каков стал рН раствора (1 мл = 20 капель, кислота в растворе диссоциирована полностью)?

5.35. К 1 л чистой воды прибавили 1 каплю 46 %-го раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,46$  г / мл). Каков стал рН раствора (1 мл = 20 капель, щелочь в растворе диссоциирована полностью)?

5.36. Вычислите рН 0,1М раствора HCN ( $K_d = 7,2 \times 10^{-10}$ ), к 1 л которого добавлено 6,5 г KCN ( $\alpha = 0,76$ ).

5.37. Сколько граммов KCN ( $\alpha = 0,76$ ) следует прибавить к 1 л 0,1М раствора HCN ( $K_d = 7,2 \times 10^{-10}$ ) для получения нейтрального раствора?

5.38. Вычислите рН 0,05М раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $K_d = 1,8 \times 10^{-5}$ ), к 1 л которого прибавили 0,1 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ( $\alpha = 0,76$ ).

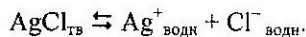
5.39. Вычислите  $\alpha$  и pH 0,2M раствора уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_d = 1,8 \times 10^{-5}$ ). Сколько граммов соли  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ( $\alpha = 0,70$ ) следует добавить, чтобы pH раствора стал равен 5,0?

5.40. Вычислите pH буферной смеси — муравьиной кислоты  $\text{HCOOH}$  и формиата натрия  $\text{HCOONa}$ , если содержание кислоты и соли по 0,1 моль, и покажите, как изменится pH раствора при добавлении 0,01 моль соляной кислоты или 0,01 моль гидроксида натрия.

### 5.3. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Растворение твердого вещества в воде прекращается тогда, когда образуется насыщенный раствор, т. е. устанавливается равновесие между твердым веществом и частицами того же вещества, находящимися в растворе.

Например, в насыщенном растворе хлорида серебра устанавливается равновесие:



Константа равновесия этого процесса:

$$K = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Таким образом, *в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная* при данной температуре. Называется она *произведением растворимости* и обозначается специальным термином ПР. Эта величина количественно характеризует способность электролита растворяться.

Следовательно:

$$\text{ПР} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Итак, *произведение растворимости есть произведение равновесных концентраций ионов с учетом соответствующих стехиометрических коэффициентов.*

Произведение растворимости для данного соединения можно определить по результатам его растворимости, и, наоборот, зная ПР соединения, можно вычислить его растворимость.

Зная величины произведений растворимости, можно решать вопросы, связанные с образованием или растворением осадков при химических реакциях, что особенно важно для аналитической химии.

### ЗАДАЧИ

5.41. Произведение растворимости гидроксида магния равно  $5,0 \times 10^{-12}$ . Вычислите концентрацию ионов в насыщенном растворе.

5.42. Произведение растворимости фторида кальция равно  $3,9 \times 10^{-11}$ . Какова растворимость фторида кальция в воде?

5.43. Растворимость соли хрома  $\text{BaCrO}_4$  в воде равна  $1,5 \times 10^{-5}$ . Вычислите произведение растворимости этой соли.

5.44. Произведение растворимости хлорида серебра  $\text{AgCl}$  равно  $1,6 \times 10^{-10}$ . Образуется ли осадок состава  $\text{AgCl}$ , если смешать равные объемы 0,1M растворов хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$  и нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ ?

5.45. Сколько миллиграммов сульфида марганца  $\text{MnS}$  растворится в 500 мл воды при промывании осадка, если произведение растворимости его равно  $1,4 \times 10^{-15}$ ?

5.46. Вычислите концентрацию ионов серебра: а) в насыщенном растворе хлорида серебра; б) в насыщенном растворе хлорида серебра, в который внесли хлорид натрия из расчета 0,1 моль / л. Произведение растворимости  $\text{AgCl}$  равно  $1,6 \times 10^{-10}$ .

5.47. Имеется смесь сульфида меди (II) и сульфида железа (II). При добавлении к 10 г этой смеси избытка соляной кислоты выделилось 2,24 л газа. Определите состав смеси ( $\text{PP}_{\text{CuS}} = 6 \times 10^{-36}$ ;  $\text{PP}_{\text{FeS}} = 5 \times 10^{-18}$ ).

#### 5.4. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ

Химические реакции в растворах электролитов (кислот, оснований и солей) протекают при участии ионов. Если такие реакции не сопровождаются изменением степеней окисления, они называются *реакциями обмена*.

*Реакции обмена протекают только тогда, когда можно ожидать образования твердого малорастворимого соединения (осадка), летучего вещества (газа) или малодиссоциирующего соединения (очень слабого электролита, в том числе и воды).* В таких случаях реакции будут протекать практически необратимо.

Реакции обмена в растворах принято изображать тремя уравнениями: *молекулярным, полным ионным и кратким ионным.*

При написании ионных уравнений следует обязательно руководствоваться таблицей «Растворимость солей, кислот и оснований в воде», а также таблицами «Константы диссоциаций неорганических кислот» и «Константы диссоциации неорганических оснований» (см. Приложение).

#### ЗАДАЧИ

5.48. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций. Назовите все вещества:

- |    |   |     |   |
|----|---|-----|---|
| 1. | $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$  | 10. | $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 =$                         |
| 2. | $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} =$              | 11. | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} =$         |
| 3. | $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} =$            | 12. | $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 =$ |
| 4. | $\text{HCN} + \text{NH}_4\text{OH} =$             | 13. | $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 =$                |
| 5. | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | 14. | $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} =$                      |
| 6. | $\text{CuO} + \text{HCl} =$                       | 15. | $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$         |
| 7. | $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$            | 16. | $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} =$                    |
| 8. | $\text{ZnO} + \text{HCl} =$                       | 17. | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} =$              |
| 9. | $\text{CO}_2 + \text{KOH} =$                      | 18. | $\text{KHSO}_3 + \text{HJ} =$                             |

- |     |                        |     |                            |
|-----|------------------------|-----|----------------------------|
| 19. | $P_2O_5 + KOH$         | 30. | $KHCO_3 + H_2SO_4 =$       |
| 20. | $SiO_2 + NaOH =$       | 31. | $Ba(HCO_3)_2 + HCl =$      |
| 21. | $SO_3 + CsOH =$        | 32. | $NaHS + H_2SO_4 =$         |
| 22. | $BeO + KOH =$          | 33. | $NaHCO_3 + NaOH =$         |
| 23. | $ZnO + NaOH =$         | 34. | $KHSiO_3 + KOH =$          |
| 24. | $Al_2O_3 + NaOH =$     | 35. | $NaHS + NaOH =$            |
| 25. | $PbO + KOH =$          | 36. | $NaHSO_3 + NaOH =$         |
| 26. | $ZnCl_2 + KOH =$       | 37. | $Cu(OH)NO_3 + HNO_3 =$     |
| 27. | $Be(NO_3)_2 + NaOH =$  | 38. | $Fe(OH)_2Cl + HCl =$       |
| 28. | $Al_2(SO_4)_3 + KOH =$ | 39. | $(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 =$ |
| 29. | $Zn(NO_3)_2 + NaOH =$  | 40. | $Mg(OH)NO_3 + HNO_3 =$     |

5.49. Составьте формулы средних, кислых и основных солей, соответствующих следующим кислотам и основаниям:

- |    |                           |    |                           |
|----|---------------------------|----|---------------------------|
| 1. | $H_2SO_4$ и $Ca(OH)_2$ ,  | 5. | $H_3PO_4$ и $Cr(OH)_3$ ,  |
| 2. | $H_2SO_3$ и $Cu(OH)_2$ ,  | 6. | $H_3AsO_4$ и $Al(OH)_3$ , |
| 3. | $H_2CO_3$ и $Mg(OH)_2$ ,  | 7. | $H_3PO_4$ и $Al(OH)_3$ ,  |
| 4. | $H_2CrO_4$ и $Ni(OH)_2$ , | 8. | $H_3AsO_4$ и $Fe(OH)_3$ . |

5.50. Приведите пример растворимой в воде соли, при обработке которой как кислотой, так и щелочью (при нагревании) образуются газообразные вещества. Назовите эту соль. Напишите уравнения упомянутых реакций в молекулярном и ионном (полном и кратком) виде.

5.51. При помощи какого одного реактива можно определить, в какой из склянок находятся растворы: хлорид натрия, карбонат натрия, сульфид натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

5.52. К раствору, содержащему 5,4 г хлорида меди, прибавили раствор, содержащий 1,7 г сероводорода. Раствор выпарили. Определите количество образовавшегося остатка.

5.53. К раствору, содержащему 4,68 г хлорида натрия, прибавили серную кислоту. Раствор выпарили. Масса сухого остатка безводных солей равна 5,43 г. Определите, какое количество серной кислоты прибавили и какой состав образовавшейся смеси солей?

5.54. К раствору, содержащему 10,96 г смеси сульфата и силиката натрия, прибавили избыток хлорида бария. Осадок отфильтровали и прокалили, в результате чего образовалось 18,24 г смеси сульфата и силиката бария. Определите состав взятой и образовавшейся смеси.

5.55. При растворении в серной кислоте 10,48 г смеси оксидов меди и цинка образовалось 20,88 г безводных сульфатов. Определите состав взятой смеси.

5.56. При обработке 6,32 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия серной кислотой образовалось 6,39 г безводного сульфата натрия. Определите состав взятой смеси.

5.57. К раствору, содержащему 4,9 г ортофосфорной кислоты, прибавили раствор, содержащий 4,8 г едкого натра. Определите состав полученного остатка, если раствор выпарили досуха.

5.58. Определите состав и рассчитайте массу соли, образующейся при внесении в раствор, содержащий 8 г едкого натра, оксид фосфора (V), массой 14,2 г.

5.59. Какое количество едкого натра надо прибавить к 5,88 г ортофосфорной кислоты, чтобы образовалось 2,84 г гидрофосфата и 6,56 г фосфата натрия?

5.60. В раствор, содержащий 4,48 г гидроксида калия, пропустили 1,12 л  $\text{CO}_2$  (н. у.). Определите качественный и количественный (в граммах) состав остатка, полученного при осторожном (без разложения) выпаривании раствора.

5.61. Через суспензию, содержащую 3,7 г гидроксида кальция, пропустили 4 л (н. у.) газовой смеси, содержащей 39,2 % углекислого газа. Какое количество карбоната кальция образовалось после полного поглощения углекислого газа?

## 5.5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

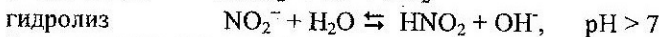
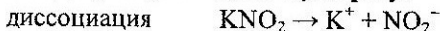
**Гидролиз соли** – это реакция обмена ионов соли с ионами воды.

Взаимодействие солей с водой, приводящее к появлению кислой или щелочной среды в водном растворе, но не сопровождающееся образованием осадков или газов, называется **обратимым гидролизом**.

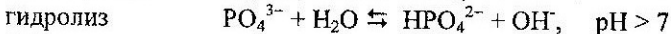
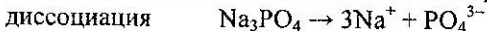
В водном растворе соль сначала диссоциирует на катионы и анионы.

### 1. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой

Если среди образовавшихся при диссоциации ионов присутствует анион слабой кислоты, то протекает **гидролиз по аниону**. Этот ион реагирует с водой, создавая **щелочную среду**:



В растворе  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  также имеет место гидролиз по аниону:



**Обратите внимание:**

- 1) в уравнении гидролиза всегда используется одна молекула воды,
- 2) нельзя складывать уравнения диссоциации и гидролиза, поскольку эти реакции протекают в разной степени.

Степень гидролиза по аниону зависит от степени диссоциации слабой кислоты. **Чем слабее кислота, тем выше степень гидролиза.**

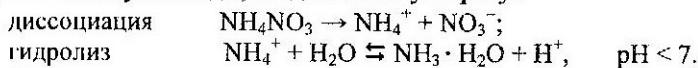
Степень гидролиза анионов увеличивается в следующем порядке:

F<sup>-</sup> (HF), NO<sub>2</sub><sup>-</sup> (HNO<sub>2</sub>), CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> (CH<sub>3</sub>COOH), HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (HCrO<sub>4</sub>), HS<sup>-</sup> (H<sub>2</sub>S), SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>), HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>), ClO<sup>-</sup> (HClO), CN<sup>-</sup> (HCN), CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>), PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> (HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), S<sup>2-</sup> (HS<sup>-</sup>), SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (HSiO<sub>3</sub><sup>-</sup>).

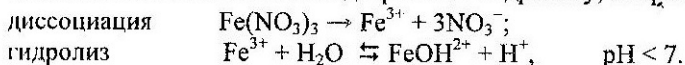
Итак, соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергаются гидролизу по аниону и создают в растворе щелочную среду.

## 2. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой

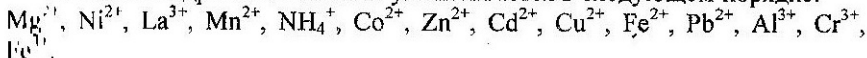
Если среди образовавшихся при диссоциации ионов присутствует катион слабого основания, то протекает гидролиз по катиону. Этот ион реагирует с молекулой воды, создавая кислую среду:



Катионы многих металлов подвергаются гидролизу, например:



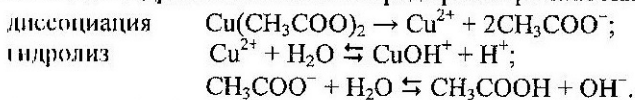
Степень гидролиза катионов увеличивается в следующем порядке:



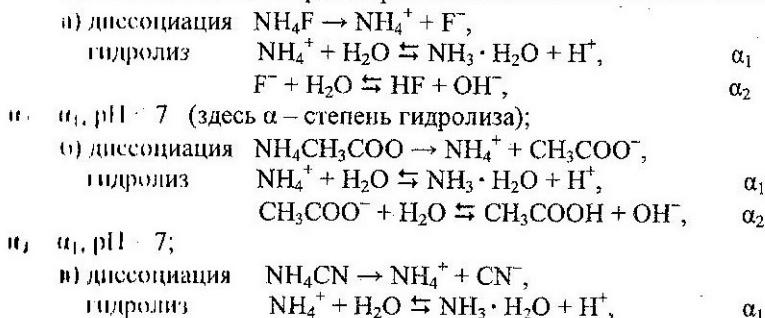
Итак, соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, подвергаются гидролизу по катиону и образуют в растворе кислую среду.

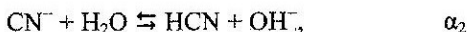
## 3. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой

При диссоциации таких солей в растворе присутствуют катион слабого основания и анион слабой кислоты, поэтому они гидролизуются (в разной степени) по катиону и по аниону. Среда раствора определяется тем ионом соли, у которого степень гидролиза выше (в большинстве случаев выше степень гидролиза катионов и среда раствора слабокислая):



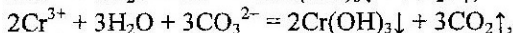
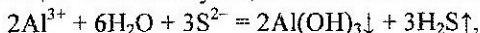
То же наблюдается в растворах солей аммония и слабых кислот:



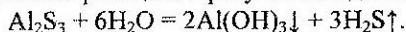


$\alpha_2 > \alpha_1$ , pH > 7.

Карбонаты и сульфиды для очень сильно гидролизующихся катионов  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$ , карбонат железа (III) и сульфид аммония вообще нельзя получить в водном растворе из-за их разложения. При сливании растворов, содержащих соответствующие катионы и анионы, протекают реакции:



Если эти соли получить в безводных условиях, например  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , а затем внести в воду, то протекает *полный необратимый гидролиз*, так как в результате реакции образуется осадок и выделяется газ:



#### 4. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой

Соли, образованные катионами сильных оснований и анионами сильных кислот, гидролизу не подвергаются; они лишь диссоциируют при растворении в воде. В растворах таких солей *среда нейтральная*.

В реакциях обратимого гидролиза состояние равновесия можно сдвигать по принципу Ле-Шателье.

*При разбавлении и нагревании раствора степень гидролиза увеличивается.*

*Для уменьшения степени гидролиза* (для его подавления) помимо охлаждения раствора, применяют добавление ионов среды, образующейся вследствие гидролиза: а)  $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$ , б)  $\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$ .

Для сдвига равновесия *влево* достаточно добавить в раствор (а) немного щелочи, а в раствор (б) – немного сильной кислоты.

### ЗАДАЧИ

5.62. Напишите в молекулярно-ионной форме уравнения гидролиза солей и укажите реакцию их водных растворов:

- |    |                              |                            |                              |                          |
|----|------------------------------|----------------------------|------------------------------|--------------------------|
| 1. | $\text{Na}_2\text{SO}_3$     | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ | $\text{NaCl}$            |
| 2. | $\text{FeSO}_4$              | $\text{Al}_2\text{S}_3$    | $\text{KNO}_3$               | $\text{Na}_2\text{SO}_3$ |
| 3. | $\text{NaI}$                 | $\text{K}_2\text{SiO}_3$   | $\text{ZnCl}_2$              | $\text{Cr}_2\text{S}_3$  |
| 4. | $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ | $\text{AlCl}_3$            | $\text{K}_3\text{PO}_4$      | $\text{Na}_2\text{SO}_4$ |

5.63. В водных растворах каких солей среда кислая: а) карбонат калия; б) хлорид меди (II); в) нитрат железа (III); г) бромид кальция? Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах. Как можно сместить равновесие реакции гидролиза в сторону прямой реакции? Ответ обоснуйте.

5.64. В шесть пробирок с водой внесены вещества:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{CsNO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{C}_2$ . Укажите, в каких пробирках: а) образуется прозрачный раствор; б) выпадает осадок; в) выделяется газ (какой?).

Определите среду раствора в каждой пробирке. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5.65. Приведите пример соли, гидролиз которой приводит к выпадению осадка и выделению газа. Обоснуйте Ваш выбор. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

5.66. В трех различных пробирках находятся растворы поваренной соли, пищевой соды и аммиачной селитры одинаковой молярной концентрации. Можно ли с помощью измерения pH идентифицировать растворы? Ответ подтвердите ионными уравнениями реакций.

5.67. В трех различных пробирках находятся растворы нитрата железа, карбоната натрия и хлорида калия одинаковой молярной концентрации. Можно ли с помощью измерения pH идентифицировать растворы? Ответ подтвердите ионными уравнениями реакций.

5.68. Установлено, что в растворе  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  pH = 11, а в растворе  $\text{NaHCO}_3$  pH = 8. Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5.69. Константы диссоциации:

	$\text{CH}_3\text{OOH}$	$\text{HClO}$	$\text{NH}_4\text{OH}$	$\text{HCN}$
$K_{\text{д}}$	$1,8 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-8}$	$1,8 \times 10^{-5}$	$4,8 \times 10^{-10}$

а) укажите, у какой из двух сравниваемых солей гидролиз пройдет глубже: ацетата натрия или гипохлорита натрия; ацетата натрия или цианида натрия?

б) существенно ли изменится реакция среды, если растворить в воде такие соли: а) цианид калия; б) цианид аммония; в) ацетат калия; г) ацетат аммония?

5.70. Укажите, не проводя вычислений, в каком из двух растворов солей равной концентрации pH больше:

- |  |  |
|--|--|
| 1. $\text{NaClO}_4$ и $\text{NaClO}$ ,                   | 5. $\text{CH}_3\text{COONa}$ и $\text{HCOONa}$ ,             |
| 2. $\text{K}_2\text{S}$ и $\text{K}_2\text{Se}$ ,        | 6. $\text{HCOONa}$ и $\text{HCOONH}_4$ ,                     |
| 3. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ и $\text{NaHCO}_3$ ,         | 7. $\text{CH}_3\text{COONa}$ и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ , |
| 4. $\text{Na}_2\text{SO}_3$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , | 8. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ и $\text{HCOONa}$ .           |

5.71. К раствору, содержащему хлорид алюминия массой 32 г, прилили раствор, содержащий сульфид калия массой 33 г. Какой осадок образуется? Определите массу осадка.

5.72. При гидролизе хлорида фосфора (V) образовалось 2,5 моль хлористого водорода. Рассчитайте массу осадка, образующегося при добавлении к полученному при гидролизе раствору избытка растворенного в воде  $\text{CaCl}_2$ .

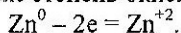
5.73. Имеются растворы следующих веществ:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Напишите в молекулярной и ионной форме все возможные реакции между этими растворами, когда они сливаются попарно. Отмечайте наблюдаемые явления или их отсутствие.

## Глава 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

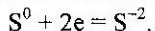
### 6.1. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными реакциями* (ОВР). ОВР включают два процесса: окисление и восстановление.

*Окисление* – это процесс отдачи электронов атомом или ионом. Атом или ион, отдающий электроны, называется *восстановителем*. Восстановитель в ходе реакции *повышает* степень окисления



*Восстановление* – это процесс присоединения электронов атомом или ионом. Атом или ион, принимающий электроны, называется *окислителем*. Окислитель в ходе реакции *понижает* степень окисления



Напомним: *степенью окисления* называется заряд атома или иона, вычисленный исходя из условного предположения, что все связи в молекуле окислителя и восстановителя являются ионными.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и, наоборот, восстановление всегда связано с окислением. *Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.*

Заслуга в создании электронной теории окислительно-восстановительных процессов (1914) принадлежит советскому химику, академику АН СССР Льву Владимировичу Писаржевскому (1874–1938).

#### Важнейшие окислители:

а) простые вещества, элементы которых обладают высокой электроотрицательностью, т. е. неметаллы: фтор  $\text{F}_2$ , кислород  $\text{O}_2$ , озон  $\text{O}_3$ , хлор  $\text{Cl}_2$  и т. д.;

б) сложные вещества, содержащие атомы неметаллов или металлов в высших степенях окисления: перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , хлорная кислота  $\text{HClO}_4$  и т. д.;

в) ионы металлов (и водорода) в высшей степени окисления:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{H}^+$ .

#### Важнейшие восстановители:

а) простые вещества, образованные элементами с низкой электроотрицательностью, т. е. все металлы и некоторые неметаллы:  $\text{H}_2$ , В, С и т. д.;

б) сложные вещества, содержащие атомы с низкими степенями окисления: сероводород  $H_2S$ , аммиак  $NH_3$ , галогеноводороды и их соли ( $HCl$ ,  $KI$  и т. д.).

Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, могут выполнять как *функции окислителей, так и восстановителей*.

#### Типы ОВР:

1) *межмолекулярные реакции*, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе разных молекул;

2) *внутримолекулярные реакции*, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе одной молекулы;

3) *реакции диспропорционирования*, в которых атомы одного элемента одновременно повышают и понижают степень окисления.

Коэффициенты в уравнениях ОВР находят методами *электронного* или *электронно-ионного баланса*.

В методе *электронного баланса* рассматривают полуреакции окисления и восстановления с участием атомов, находящихся в определенных степенях окисления. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путем, либо на основе известных свойств элементов. Метод электронного баланса используют для подбора коэффициентов в уравнениях реакций между веществами, не находящимися в водном растворе, а также между веществами в водном растворе, если эти вещества и продукты реакции – неэлектролиты.

В *методе электронно-ионного баланса* (методе полуреакций) рассматривают переход электронов от одних атомов или ионов к другим с учетом характера среды. При составлении процессов окисления и восстановления вещества записывают в том виде, в каком они действительно находятся в растворе. Сильные электролиты записывают в виде ионов, слабые электролиты, газообразные или нерастворимые вещества – в молекулярной форме: Для уравнивания числа атомов кислорода и водорода используют молекулы  $H_2O$  и ионы  $H^+$  (в кислой среде) или  $OH^-$  (в щелочной среде). Для уравнивания полуреакций в щелочной среде используется следующее правило: *на один недостающий атом кислорода в эту же сторону добавляют две гидроксильные группы, а в противоположную сторону – одну молекулу воды*.

Метод полуреакций имеет два преимущества по сравнению с методом электронного баланса: во-первых, не надо определять степени окисления элементов, так как расчет числа электронов проводится по закону сохранения заряда; во-вторых, автоматически находятся все коэффициенты в сокращенном ионном уравнении ОВР. Метод полуреакций применим только к ОВР в растворах.

### Влияние среды на характер протекания реакций

Реакции окисления – восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток  $H^+$ -ионов), нейтральной ( $H_2O$ ) и щелочной (избыток гидроксид-ионов  $OH^-$ ). Обычно для создания в растворе кислой среды используют серную кислоту. Азотную и соляную применяют редко, так как азотная кислота сама является окислителем, а соляная кислота способна окисляться. Для создания щелочной среды применяются растворы гидроксидов калия или натрия. Среда влияет на изменение степеней окисления атомов. Так, наиболее типичный окислитель перманганат калия в зависимости от среды восстанавливается следующим образом:

Окислитель	Среда	Реакция	Изменение окраски
$KMnO_4$ (фиолетовый раствор)	кислая среда	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	бесцветный раствор
$KMnO_4$ (фиолетовый раствор)	нейтральная среда	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	бурый осадок
$KMnO_4$ (фиолетовый раствор)	щелочная среда	$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	раствор зеленого цвета

Дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  в кислом растворе восстанавливается до  $Cr^{+3}$ .

### ЗАДАЧИ

6.1. Самый известный из окислителей – кислород. Он главный виновник медленного окисления органических и неорганических веществ (гниение дерева, коррозия металлов) и быстрого окисления (горения). А могут ли быть окислителями другие вещества, например, такие металлы, как водород, сера или фосфор?

6.2. Существует газ-окислитель, который сильнее кислорода: в нем горит даже вода. Что получается в результате такого горения?

6.3. Немецкий химик Ян Каммерер работал учителем химии. В 1820 г. он показал своим ученикам рискованный опыт. Смешав под водой воскообразное белое вещество с бесцветными кристаллами соли, полученной французским химиком Бертолле и названной его именем, он добавил клей (гуммиарабик), а потом погрузил в образовавшееся вещество пучок основных палочек. Затем палочки были извлечены из смеси и осторожно высушены. Ян Каммерер раздал палочки своим подопечным и попросил провести ими по поверхности стола. Все палочки воспламенились, ученики были в восторге: они держали в руках первые спички. Какие вещества использовал Каммерер? Напишите все уравнения реакций.

6.4. В XIX в. для химического анализа различных веществ применялся раствор «хамелеона». В исходном состоянии он был фиолетовым, а при

реакциях с восстановителями в кислотной среде обесцвечивался. Если реакции протекали при большом избытке щелочи, раствор становился зеленым. А в нейтральной среде восстановители делали «хамелеона» буро-коричневым. О каком веществе идет речь? Приведите по одному уравнению реакции для каждого случая.

6.5. Закончите составление следующих уравнений межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций:

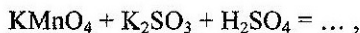
- |   |  |
|---|--|
| 1. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                            | 11. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$                    |
| 2. $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                               | 12. $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$                              |
| 3. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                                | 13. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{KOH} =$                                     |
| 4. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                       | 14. $\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$                      |
| 5. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                    | 15. $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} =$                                      |
| 6. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$   | 16. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                   |
| 7. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | 17. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$     | 18. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HClO} =$   |
| 9. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$          | 19. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                       |
| 10. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} =$                                    | 20. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{S} =$ <i>KOH и S</i>                       |

6.6. В руки учеников попали обрывки бумаги – черновики учителя, готовившего задания для контрольной работы. Все коэффициенты в уравнениях реакций поставлены правильно. Какие же вещества вступили в реакции, если получились следующие продукты:

- 1) ... =  $3\text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ ,
- 2) ... =  $2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ ,
- 3) ... =  $2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ ,
- 4) ... =  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ .

6.7. При взаимодействии йодида калия с перманганатом калия в сернокислой среде образовалось 1,2 г сульфата марганца (II). Вычислите массу вступившего в реакцию йодида калия.

6.8. Какие продукты и в каком количестве (в граммах) получились в реакции



если на весь процесс было затрачено 15,8 г перманганата калия?

## 6.2. ПОНЯТИЕ О ГАЛЬВАНИЧЕСКОМ ЭЛЕМЕНТЕ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

*Гальваническими элементами* называются устройства, с помощью которых химическая энергия ОВР может быть преобразована в электрическую. В основе работы ГЭ лежат явления, происходящие на границе между металлом и раствором электролита и сопровождающиеся возникновением на ней разности, или скачка, потенциалов.

**Электродный потенциал** – разность потенциалов между металлом и окружающей его жидкой фазой.

При погружении пластинки какого-либо металла в раствор его соли на его поверхности возникает скачок электрического потенциала, значение которого зависит от природы металла и растворителя, концентрации соли и температуры.

Абсолютное значение этого потенциала измерить нельзя, возможно лишь измерение разности потенциалов, которая возникает, если соединить в электрическую цепь два электрода, погруженные в раствор. **Два металлических элемента, соединенные внешней цепью, называются электродами** (рис. 1).

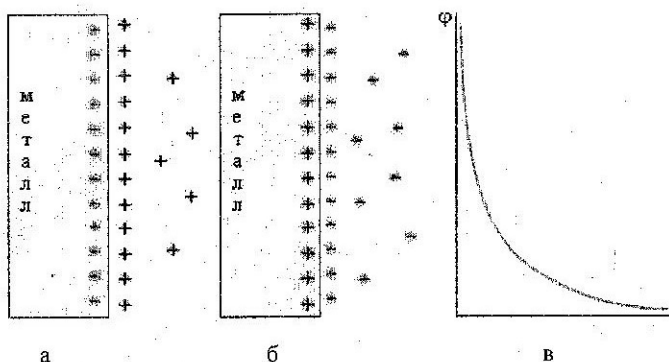


Рис. 1. а, б – схема двойного электрического слоя;  
в – распределение заряда в объеме электролита

Гальванический элемент представляет собой сосуды, в которых два электрода, помещенные в раствор соответствующих электролитов, соединены солевым мостиком (проводником второго рода), представляющим собой стеклянную трубку, заполненную раствором такого электролита, катионы и анионы которого характеризуются одинаковой подвижностью. При замыкании внешней цепи проводником первого рода начинается окислительно-восстановительная реакция, о чем свидетельствует возникновение электродвижущей силы (ЭДС) (рис. 2).

Чтобы сравнивать между собой потенциалы, нужно, чтобы один из электродов всегда был одним и тем же (эталонным). Принято использовать в качестве эталона «водородный электрод», принимая его потенциал за нулевой:  $\varphi^{\circ}(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ В}$ .

Водородный электрод состоит из платиновой пластинки, покрытой платиновой чернью и погруженный в раствор кислоты с концентрацией катионов  $\text{H}_3\text{O}^+$ , равной 1 моль/л. В этот раствор под давлением 1 атм и при температуре 298,15 К подают газообразный водород, который «омывает» платиновый электрод. На электроде протекает обратимая реакция:

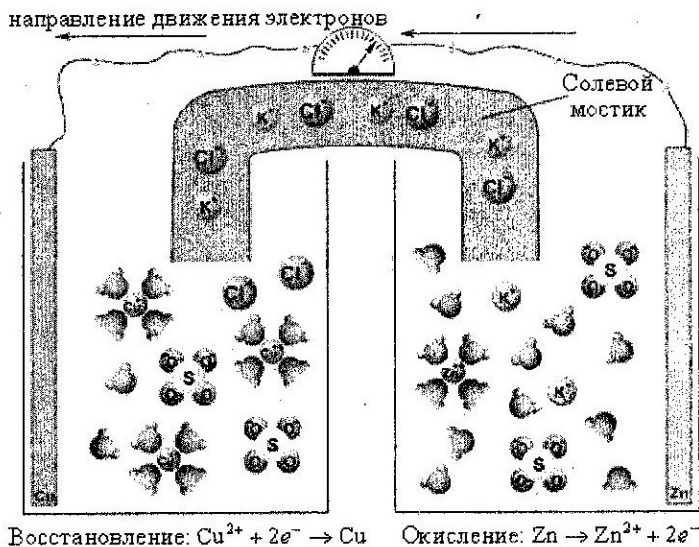


Рис. 2. Гальванический элемент Даниэля – Якоби  
 $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+$

По значению измеренного стандартного окислительно-восстановительного потенциала металлы принято располагать в *ряд стандартных электродных потенциалов* (ряд напряжений металлов):

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Ряд напряжений *характеризует* химические свойства металлов (только в водной среде и при комнатной температуре).

1. Чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем сильнее его восстановительная способность и тем слабее окислительная способность его катиона в растворе.

2. Каждый металл способен вытеснять из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений правее него.

3. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот (кроме азотной и концентрированной серной кислот).

### ЗАДАЧИ

6.9. Аристотель считал золото самым «благородным» из металлов, а остальные известные в его время металлы располагал по степени «благородства» в ряд: серебро, медь, олово, железо. Что представляет собой аристотелевский ряд металлов с современной точки зрения?

6.10. Алхимики считали одним из доказательств возможности превращения одного металла в другой следующее наблюдение рудокопов, добывающих медные руды: их железные кирки обмеднялись с поверхно-

сти при соприкосновении с рудничными водами. Каково правильное объяснение этого явления?

6.11. Если в раствор нитрата серебра ввести каплю ртути, из нее вырастают блестящие металлические кристаллы. Объясните это явление, запишите полное и сокращенное ионное уравнение.

6.12. Медные предметы после погружения в раствор хлорида ртути (II) становятся как бы «серебряными». Объясните это явление, запишите ионное уравнение.

6.13. Перечислите металлы, которые могут быть использованы для вытеснения меди из водного раствора сульфата меди.

6.14. Учтя положение меди в электрохимическом ряду напряжений, придумайте 3–4 способа получения сульфата меди. Напишите уравнения реакций.

6.15. При погружении в раствор нитрата серебра одного металла, относящегося к I группе Периодической системы элементов, раствор окрашивается в голубой цвет. О каком металле идет речь? Изобразите уравнение реакции в ионной форме.

6.16. Один металл аналитически можно открыть следующим образом: каплю раствора его соли помещают на чистую медную пластинку. На пластинке появляется при этом серебристо-белое пятно, бесследно исчезающее при нагревании. Металл относится ко II группе Периодической системы элементов. О каком металле идет речь? Изобразите уравнение реакции в ионной форме.

6.17. В середине XIX в. для получения хлорида цинка, хлорида железа (II), хлорида серебра, хлорида золота соответствующий металл «растворяли» либо в соляной кислоте, либо в «царской водке». Для получения каких из перечисленных солей применялась соляная кислота, а для каких — «царская водка»?

6.18. Какие металлы и в какой последовательности будут вытесняться, если свинцовую пластинку опустить в раствор, содержащий нитраты железа (II), серебра, магния, меди (II) и ртути? Ответ поясните.

6.19. При очистке металлической ртути от часто присутствующих в ней цинка, меди и свинца, ее взбалтывают с насыщенным раствором соли ртути. На чем основан такой способ очистки ртути?

6.20. Гальванический элемент состоит из серебряного и цинкового электрода, погруженных в раствор сульфата меди. Солевой мостик заполнен раствором хлорида натрия. При замыкании цепи наблюдаются следующие явления: а) на поверхности серебряной пластинки выделяется металлическая медь, хотя серебряная пластинка не изменяется; б) цинковая пластинка «растворяется»; в) в гальваническом элементе появляется электрический ток (в каком направлении?); г) в трубочке с раствором хлорида натрия ионы хлора перемещаются (в каком направлении?). Изобразите с

помощью электронно-ионных уравнений происходящие химические реакции.

6.21. Опишите работу гальванического элемента, представляющего собой медный и золотой электроды, погруженные в раствор нитрата серебра.

6.22. Необходимо посеребрить медную пластинку. Будет ли она катодом или анодом в гальваническом элементе? Дайте обоснованный ответ.

6.23. Немецкий физикохимик Вальтер Фридрих Герман Нернст в 1889 г. разработал теорию гальванического элемента. В 1906 г. он сформулировал третий закон термодинамики, который связан с понятием об абсолютном нуле температур. Но Вальтер Нернст был не только теоретиком, но и умелым изобретателем: он создал свинцовый аккумулятор. Что это такое? Опишите его работу.

6.24. Металлическая пластинка массой 50 г после пребывания в растворе соляной кислоты уменьшилась в массе на 1,68 %, при этом выделилось 0,336 л газа. Из какого металла может быть изготовлена пластинка?

6.25. Цинковая пластинка массой 5,0 г опущена в раствор сульфата меди. После окончания реакции промытая и высушенная пластинка имела массу 4,96 г. Объясните причину изменения массы пластинки и определите массу сульфата меди, находившегося в растворе.

6.26. Свинцовую пластинку массой 25,0 г опустили в раствор нитрата серебра. После окончания реакции промытая и высушенная пластинка имела массу 25,9 г. Чем вызвано увеличение массы пластинки? Какое вещество и в каком количестве осталось в растворе?

6.27. Цинковую пластинку поместили в раствор сульфата некоторого металла. Масса раствора равна 50 г. Металл в сульфате находится в степени окисления +2. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 1,08 г. Массовая доля сульфата цинка при этом в растворе стала равна 6,58 %. Какой металл выделился на пластинке?

6.28. Две пластинки, массой 10 г каждая, изготовлены из одного и того же металла, степень окисления которого в соединениях равна двум. Пластинки опустили в растворы солей меди и серебра одинаковой молярной концентрации; через некоторое время вынули, высушили и взвесили (при этом весь выделенный металл осел на пластинках). Масса первой пластинки увеличилась на 0,8 %, второй – на 16 %. Из какого металла изготовлены пластинки?

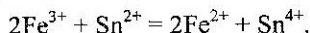
6.29. Семья приобрела набор старинного столового серебра с красивой чернью из сульфида серебра  $\text{Ag}_2\text{S}$  в прожилках поверхности, придающей серебру особую привлекательность. Чтобы вымыть столовый набор, его положили в тазик из оцинкованного железа и налили туда мыльную воду. После того как серебряные предметы лежали в тазике с водой,  $\text{Ag}_2\text{S}$  исчез с поверхности серебра, и оно стало выглядеть как новое, а не

как старинное. Объясните, в результате какого электрохимического процесса это произошло.

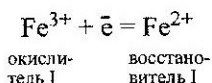
### 6.3. НАПРАВЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Используя стандартные восстановительные потенциалы можно определить, будет ли данная реакция протекать самопроизвольно. При этом следует руководствоваться следующим правилом: *положительная ЭДС реакции указывает на самопроизвольный процесс, а отрицательная – на несамопроизвольный.*

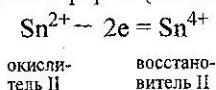
Рассмотрим реакцию



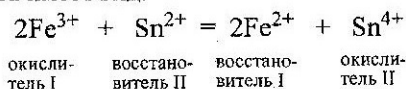
Окислительно-восстановительная реакция включает в себя два процесса: восстановление и окисление. Поэтому окислительно-восстановительную систему можно представить в виде сочетания двух пар, одна из которых представляет собой окисленную форму одного элемента (окислитель I), с которой сопряжена его восстановленная форма (восстановитель I), например:



и другая – восстановленная форма другого элемента (восстановитель II), с которой сопряжена его окисленная форма (окислитель II), например:



Общая схема процесса имеет вид:



ЭДС реакции зависит от окислительно-восстановительных или электродных потенциалов, характеризующих энергию (или электродное напряжение), с которой и окислитель, и восстановитель удерживают электроны, и определяется их разностью. Так как окислитель отбирает электроны у восстановителя, то его потенциал должен быть больше потенциала восстановителя. Чтобы найти ЭДС реакции, нужно из потенциала окислителя вычесть потенциал восстановителя. Реакция протекает в выбранном направлении, если ЭДС реакции имеет положительное значение:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{ок}} - E^{\circ}_{\text{восст}} = +0,771 - (+0,15) = 0,621 \text{ В,}$$

таким образом, данная реакция протекает в прямом направлении.

Стандартные электродные потенциалы позволяют решать вопрос не только о направлении самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций. Если электроны самопроизвольно переходят

он электрохимической системы с более низким значением электродного потенциала к системе с более высоким его значением, то это означает, что первая из этих систем будет выступать в качестве восстановителя, а вторая – в качестве окислителя.

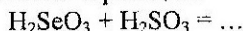
Потенциал полуреакций указывает, насколько легко окисляются или восстанавливаются соответствующие частицы. Чем более положительна  $E^{\circ}_{\text{восст}}$  для полуреакции, тем большая тенденция к протеканию этой реакции в том направлении, в котором она записана. Отрицательное значение  $E^{\circ}_{\text{восст}}$  означает, что восстановление соответствующей частицы происходит с большим трудом, чем восстановление иона водорода. Таким образом, чем более высок восстановительный потенциал, тем более сильным окислителем будет являться система. Ион лития восстанавливается труднее всего и, следовательно, является наиболее слабым окислителем, но хорошим восстановителем.

### ЗАДАЧИ

6.30. Определите возможность протекания следующих окислительно-восстановительных реакций:

- $\text{HBrO} + \text{HI} = \text{HBr} + \text{HI} \text{O}_3$ ;
- $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$ ;
- $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2$ ;
- $\text{HClO} + \text{H}_3\text{PO}_3 = \text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$ .

6.31. Какая кислота выполняет в реакции:



функцию окислителя, а какая – восстановителя?

6.32. Можно ли восстановить сульфат железа (III) в сульфат железа (II): а) раствором сернистой кислоты; б) железными опилками?

6.33. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно селенистую и иодоводородную кислоты?

6.34. Устойчивы ли растворы селенида и сульфида натрия при продувании через них воздуха? Напишите уравнения реакций и укажите, какой из них менее устойчив.

6.35. В какой из двух систем –  $\text{CuSO}_4 + \text{NaBr}$  или  $\text{CuSO}_4 + \text{NaI}$  – изменится степень окисления меди с образованием малорастворимого галогенида меди (I)?

6.36. Что является более сильным окислителем –  $\text{HClO}$  или  $\text{NaClO}$ ?

6.37. В какой среде – кислой или щелочной – алюминий или цинк проявляют более сильные восстановительные свойства?

### 6.4. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов, называются *электролизом*.

Отличие электролиза от обычных ОВР заключается в том, что полуреакции разделены в пространстве: окисление происходит на положительно заряженном электроде (*аноде*), восстановление – на отрицательном электроде (*катоде*).

*Для составления уравнений электролиза*, протекающих в растворе или расплаве на инертных (платина, графит) электродах, используют следующий алгоритм:

1) записывают уравнения диссоциации электролита и определяют катионы и анионы;

2) пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определяют, какие процессы происходят на катоде и аноде. Записывают уравнения электродных реакций;

3) составляют суммарное уравнение электролиза (если это возможно).

***Катодные процессы:***

1) катионы металлов, имеющих больший стандартный электродный потенциал, чем у водорода (от  $\text{Cu}^{2+}$  до  $\text{Au}^{3+}$ ), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде;

2) катионы металлов, имеющих малый стандартный электродный потенциал (от  $\text{Li}^+$  до  $\text{Al}^{3+}$  включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды;

3) катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия, при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды;

4) если водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла.

***Анодные процессы:***

1) на *нерастворимом* аноде происходит окисление анионов или молекул воды. При этом анионы бескислородных кислот (например,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ) легко окисляются. Если же раствор содержит анионы кислородных кислот (например,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ), то на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды;

2) *растворимый* анод при электролизе сам подвергается окислению и растворяется.

При выборе наиболее вероятного процесса на аноде и катоде следует исходить из положения, что будет протекать та реакция, для которой требуется наименьшая энергия.

Количества веществ, выделившихся на электродах, определяют по уравнениям электродных реакций. Для этого находят количество вещества электронов с помощью уравнения:

$$v(e^-) = I \cdot t / F,$$

где  $I$  – сила тока (А),  $t$  – продолжительность электролиза (сек),

$F = 96\,500$  Кл / моль – постоянная Фарадея, равная заряду одного моль электронов.

Электролиз применяется в промышленности для получения веществ, синтез которых химическим путем либо невозможен, либо затруднен. Именно электрохимическим методом получают сегодня все щелочные и щелочноземельные металлы, фтор и хлор, водород и кислород, гидроксиды щелочных металлов и многие другие, промышленно важные продукты.

### ЗАДАЧИ

6.38. В каких случаях при электролизе а) на катоде выделяется водород, б) на аноде выделяется кислород? Приведите по три примера с уравнениями реакций.

6.39. Почему при электролизе расплава  $AlCl_3$  и водного раствора  $AlCl_3$  на инертных электродах получают разные продукты? Какие продукты образуются в каждом случае?

6.40. Объясните, почему электролиз водного раствора сульфата натрия, содержащего лакмус, приводит к появлению синей окраски возле катода и красной окраски возле анода.

6.41. На фильтровальную бумагу, смоченную раствором сульфата натрия, положили кристаллик хлорида меди (II) и по обе стороны его поместили электроды. При включении тока от кристаллика потянулся окрашенный язычок. Какого он цвета? В каком направлении – к катоду или аноду?

6.42. Химический способ распознавания полюсов постоянного тока заключается в том, что концы проводов прикладываются к фиолетовой лакмусовой бумажке, смоченной раствором соли. Какие именно соли можно при этом взять? Как будет изменяться цвет бумажки? Напишите уравнения.

6.43. В промышленности гидроксид натрия получают электролизом раствора хлорида натрия. Как нужно проводить этот процесс, чтобы воспрепятствовать смешению продуктов, образующихся на разных электродах? Что может образоваться в результате этих побочных процессов? Приведите уравнения реакций.

6.44. Какие вещества и в какой последовательности будут выделяться на электродах при электролизе раствора смеси солей: хлорида магния, сульфата никеля (II), нитрата цинка?

6.45. При рафинировании меди электролизом черновую медь помещают в раствор сульфата меди, подкисленный серной кислотой, и подвергают электролизу. Чем при этом должна служить черновая медь – анодом или катодом и почему? Приведите уравнения реакций. Как будет изменяться количество медного купороса в ходе реакции? Неочищенная медь содержит примеси серебра, золота и цинка. Что произойдет с этими примесями при рафинировании?

6.46. Исходя из поляризации молекулы гидрида лития, опишите процесс электролиза расплавленного LiH.

6.47. Чтобы очистить медную монету, ее надо подвесить на медной проволоке, присоединенной к отрицательному полюсу батареи, и опустить в 2,5 %-й раствор едкого натра; в этот же раствор следует погрузить графитовый электрод, присоединенный к положительному полюсу батареи. Объясните, каким образом монета становится чистой.

6.48. При электролизе расплава хлорида калия на катоде получили калий массой 7,8 г. Сколько граммов железа может вступить в реакцию с веществом, выделяющимся на аноде?

6.49. При электролизе водного раствора гидроксида калия с инертными электродами на катоде выделился молекулярный водород, объем которого при н. у. равен 11,2 л. Что и в каком количестве выделится на аноде?

6.50. При электролизе водного раствора хлорида калия получили гидроксид калия массой 11,2 г. Какая масса воды образовалась при сжигании выделившегося водорода?

6.51. При электролизе расплава 16 г некоторого вещества на аноде выделяется 1 моль газообразного водорода. Какое это вещество? Что вы знаете об этих соединениях?

6.52. Алюминий получают электролизом оксида алюминия в расплаве. Выделяющийся на аноде кислород окисляет графитовый анод, образуя оксид углерода (IV). Какая масса алюминия была получена, если в результате реакции на аноде собран газ, объем которого при н. у. составил 67,2 л?

6.53. При пропускании постоянного электрического тока через раствор сульфата меди (II), в который погружены инертные электроды, в растворе образовалась кислота, на нейтрализацию которой затрачено 16 мл 6 %-го гидроксида калия ( $\rho = 1,05$  г / мл). Какая масса меди получена на катоде?

ПРИЛОЖЕНИЕ

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ  
СОЕДИНЕНИЙ  
(ОКРУГЛЕННЫЕ)

	O <sup>2-</sup>	OH	Cl	Br	I	NO <sup>3</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
H <sup>+</sup>		18	36,5	81	128	63	34	82	98	62	98	78
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>		35	53,5	98	145	80	68	116	132	96	149	112
Na <sup>+</sup>	62	40	58,5	103	150	85	78	126	142	106	164	122
K <sup>+</sup>	94	56	74,5	119	166	101	110	158	174	138	212	154
Ba <sup>2+</sup>	153	171	208	197	391	261	169	217	233	197	101	213
Ca <sup>2+</sup>	56	74	111	200	294	164	72	120	136	100	310	116
Mg <sup>2+</sup>	40	58	95	184	278	148	56	104	120	84	262	100
Al <sup>3+</sup>	102	78	133,5	267	408	213	150	294	342	234	122	282
Cr <sup>3+</sup>	152	103	158,5	292	433	238	200	344	392	284	147	332
Fe <sup>2+</sup>	72	90	127	216	310	180	88	136	152	116	358	132
Fe <sup>3+</sup>	160	107	162,5	296	437	242	208	352	400	292	151	340
Mn <sup>2+</sup>	71	89	126	215	309	179	87	135	151	115	355	131
Zn <sup>2+</sup>	81	99	136	225	319	189	97	145	161	125	385	141
Cu <sup>2+</sup>	80	98	135	224	318	188	96	144	160	124	382	140
Ag <sup>+</sup>	232	125	143,5	188	235	170	248	296	312	276	419	292
Pb <sup>2+</sup>	223	241	278	367	461	331	239	287	303	267	811	283

## ТРЕХЗНАЧНЫЕ ДЕСЯТИЧНЫЕ ЛОГАРИФМЫ

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1,	000	041	079	114	146	176	204	230	255	279
2,	301	322	342	362	380	398	415	431	447	462
3,	477	491	505	519	532	544	556	568	580	591
4,	602	613	623	634	644	653	663	672	681	690
5,	699	708	716	724	732	740	748	756	763	771
6,	778	785	792	799	806	813	820	826	833	839
7,	845	851	857	863	869	875	881	887	892	898
8,	903	909	914	919	924	929	935	940	945	949
9,	954	959	964	969	973	978	982	987	991	996

*lg (1,9)  
но будет*

Эта таблица позволяет находить логарифмы от 1 до 10. Прежде всего необходимо найти в первой слева колонке таблицы первую цифру заданного числа. Затем, следуя по найденной строке вправо, дойти до колонки, соответствующей второй цифре заданного числа. Так как искомые числа находятся в пределах от 1 до 10, то, следовательно, его логарифм должен быть заключен в пределах от 0 до 1.

Поступая таким образом, найдем, например, что логарифм числа 3,2 будет равен 0,505.

Умножение и деление:

$$\lg ab = \lg a + \lg b;$$

$$\lg a / b = \lg a - \lg b.$$

Возведение в степень и извлечение корня:

$$\lg a^n = n \lg a;$$

$$\lg a^{1/n} = (1/n) \lg a.$$

## СТАНДАРТНЫЕ ТЕПЛОТЫ ОБРАЗОВАНИЯ СОЕДИНЕНИЙ ИЗ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Q, кДж/моль	Вещество	Q, кДж/моль
CO (г)	110,5	HI (г)	-26,6
CO <sub>2</sub> (г)	393,5	H <sub>2</sub> O (г)	241,8
CaCO <sub>3</sub> (кр)	1207	H <sub>2</sub> O (ж)	285,8
CaO (кр)	635	NH <sub>3</sub> (г)	46,2
CuO (кр)	162	NO (г)	-90,3
HF (г)	271	NO <sub>2</sub> (г)	-33,5
HCl (г)	92,2	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (кр)	1492
HBr (г)	36,3		

## ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,10							He -		
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne -		
3	Na 0,93	Mg 1,23	Al 1,47	Si 2,25	P 2,32	S 2,60	Cl 2,83	Ar -		
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,11	Se 2,48	Br 2,74	Kr -		
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,39
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,02	I 2,21	Xe -		
6	Cs 0,86	Ba 0,97	* *	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90	Rn -		
7	Fr 0,86	Ra 0,97	** **							

\* - Лантаноиды: 1,01-1,14.

\*\* - Actinoиды: 1,00-1,22.

### КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ОСНОВАНИЙ

Гидроксид	Формула	Константа дисс., $K_s$	$pK_s$
Алюминия	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммония	$NH_4OH$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бария	$Ba(OH)_2$	$2,30 \cdot 10^{-1}$	0,64
Галлия	$Ga(OH)_3$	$1,60 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,8
Железа (2)	$Fe(OH)_2$	$1,30 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (3)	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,74
		$1,35 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,87
Кадмия	$Cd(OH)_2$	$5,00 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,30
Кальция	$Ca(OH)_2$	$4,30 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,37
Кобальта (2)	$Co(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40
Лантана	$La(OH)_2$	$5,20 \cdot 10^{-4}$ (3)	3,30
Лития	$LiOH$	$6,75 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния	$Mg(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,60
Марганца (2)	$Mn(OH)_2$	$5,00 \cdot 10^{-4}$ (2)	3,30
Меди (2)	$Cu(OH)_2$	$3,40 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,47
Натрия	$NaOH$	5,90	-0,77
Никеля	$Ni(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,60
Свинца	$Pb(OH)_2$	$9,60 \cdot 10^{-4}$ (1)	3,02
Стронция	$Sr(OH)_2$	$1,50 \cdot 10^{-1}$ (2)	0,82
Хрома (3)	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$ (3)	9,90
Цинка	$Zn(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40

### КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ

Кислоты	Формула	Константа дисс., $K_a$	$pK_a$
Азотистая	$HNO_2$	$4,00 \cdot 10^{-4}$	3,4
Азотистоводородная	$HN_3$	$2,60 \cdot 10^{-5}$	
Азотная	$HNO_3$	4,36 · 10	-1,64
Алюминиевая (мета)	$HAIO_2$	$4,00 \cdot 10^{-13}$	12,4
Борная (мета)	$HBO_2$	$7,50 \cdot 10^{-10}$	9,12

Борная (орто)	$H_3BO_3$	$5,80 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,24
		$1,80 \cdot 10^{-13}$ (2)	12,74
		$1,60 \cdot 10^{-14}$ (3)	13,80
Борная (тетра)	$H_2B_4O_7$	$\sim 10^{-4}$ (1)	$\sim 4$
		$\sim 10^{-9}$ (2)	$\sim 9$
Бромоводородная	HBr	$1,00 \cdot 10^9$	-9
Бромоватая	$HBrO_3$	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0,7
Бромоватистая	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$	8,7
Вода	$H_2O$	$1,8 \cdot 10^{-16}$	
Водорода пероксид	$H_2O_2$	$2,63 \cdot 10^{-12}$ (1)	11,58
Галлиевая	$H_3GaO_3$	$5,00 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,3
		$2,00 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,7
Германиевая	$H_2GeO_3$	$1,70 \cdot 10^{-9}$ (1)	8,77
Иодоводородная	HI	$1,00 \cdot 10^{11}$	-11
Иодная (мета)	$HIO_4$	$2,30 \cdot 10^{-2}$	1,64
Иодная (орто)	$H_3IO_6$	$3,09 \cdot 10^{-2}$ (1)	1,51
		$7,08 \cdot 10^{-9}$ (2)	8,15
		$2,50 \cdot 10^{-13}$ (3)	12,60
Иодоватая	$HIO_3$	$1,70 \cdot 10^{-1}$	0,77
Кремневая (мета)	$H_2SiO_3$	$2,20 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,66
Кремневая (орто)	$H_4SiO_4$	$2,00 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,7
		$2,00 \cdot 10^{-12}$ (2)	11,7
		$1,00 \cdot 10^{-12}$ (3)	12,0
		$1,00 \cdot 10^{-12}$ (4)	12,0
Марганцовая	$HMnO_4$	$2,00 \cdot 10^2$	-2,3
Молибденовая	$H_2MoO_4$	$1,00 \cdot 10^{-6}$ (2)	6,0
Мышьяковая (орто)	$H_3AsO_4$	$5,89 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,22
		$1,05 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,98
		$3,89 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,41
Мышьяковистая (мета)	$HAsO_2$	$6,00 \cdot 10^{-10}$	9,2
Мышьяковистая (орто)	$H_3AsO_3$	$6,00 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,2
		$1,70 \cdot 10^{-14}$ (2)	13,77
Оловянистая	$H_2SnO_2$	$6,00 \cdot 10^{-18}$	17,2
Оловянная	$H_2SnO_3$	$4,00 \cdot 10^{-10}$	9,4
Роданистоводородная	HCNS	$1,40 \cdot 10^{-1}$	
Свинцовистая	$H_2PbO_2$	$2,00 \cdot 10^{-16}$	15,7
Селенистая	$H_2SeO_3$	$3,50 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,46
		$5,00 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,3
Селеновая	$H_2SeO_4$	$1,00 \cdot 10^3$ (1)	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,9

Селеноводородная	$H_2Se$	$1,70 \cdot 10^{-4}$ (1)	3,77
		$1,00 \cdot 10^{-11}$ (2)	11,0
Серная	$H_2SO_4$	$1,00 \cdot 10^3$ (1)	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,9
Сернистая	$H_2SO_3$	$1,58 \cdot 10^{-2}$ (1)	1,8
		$6,31 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,2
Сероводородная	$H_2S$	$6,00 \cdot 10^{-8}$ (1)	7,2
		$1,00 \cdot 10^{-14}$ (2)	14
Сурьмяная (орто)	$H_3SbO_4$	$4,00 \cdot 10^{-5}$	4,4
Сурьмянистая (мета)	$HSbO_2$	$1,00 \cdot 10^{-11}$	11
Теллуристая	$H_2TeO_3$	$3,00 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,5
		$2,00 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,7
Теллуровая	$H_2TeO_4$	$2,29 \cdot 10^{-8}$ (1)	7,64
		$6,46 \cdot 10^{-12}$ (2)	11,19
Теллуроводородная	$H_2Te$	$1,00 \cdot 10^{-3}$	3,0
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$2,20 \cdot 10^{-1}$ (1)	0,66
		$2,80 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,56
Угльная	$H_2CO_3$	$4,45 \cdot 10^{-7}$ (1)	6,35
		$4,69 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,33
Фосфористая (орто)	$H_3PO_3$	$1,60 \cdot 10^{-3}$ (1)	1,8
		$6,30 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,2
Фосфорная (орто)	$H_3PO_4$	$7,52 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,12
		$6,31 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,20
		$1,26 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,9
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$	$1,40 \cdot 10^{-1}$ (1)	0,85
		$1,10 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,95
		$2,10 \cdot 10^{-7}$ (3)	6,68
Фтороводородная	$HF$	$6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18
Хлороводородная	$HCl$	$1 \cdot 10^7$	-7
Хлорноватистая	$HClO$	$5,01 \cdot 10^{-8}$	7,3
Хромовая	$H_2CrO_4$	$1 \cdot 10$ (1)	-1
		$3,16 \cdot 10^{-7}$	6,5
Циановодородная	$HCN$	$7,90 \cdot 10^{-10}$	9,1

**ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ  
МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ 25 °С**

Формула	ПР	Формула	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) <sub>2</sub>	$5,6 \cdot 10^{-20}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$8,2 \cdot 10^{-12}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-19}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$5,5 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$1,9 \cdot 10^{-3}$	PbBr <sub>2</sub>	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-20}$	PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AlPO <sub>4</sub>	$5,7 \cdot 10^{-19}$	PbCO <sub>3</sub>	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaCrO <sub>4</sub>	$7,1 \cdot 10^{-4}$	SrCO <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-25}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaSO <sub>4</sub>	$9,1 \cdot 10^{-8}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-93}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnCO <sub>3</sub>	$1,4 \cdot 10^{-11}$
CdCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$4,0 \cdot 10^{-16}$
CuCO <sub>3</sub>	$2,3 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

**СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ  
ПРИ 25 °С**

Электрод	Электродная реакция	E°, В
Li / Li <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Li	-3,045
Rb / Rb <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Rb	-2,925
K / K <sup>+</sup>	K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = K	-2,924
Cs / Cs <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Cs	-2,923
Ba / Ba <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ba	-2,905
Sr / Sr <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Sr	-2,888
Ca / Ca <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ca	-2,866
Na / Na <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Na	-2,714
Mg / Mg <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mg	-2,363
Sc / Sc <sup>3+</sup>	Sc <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Sc	-2,077
Be / Be <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Be	-1,847
Al / Al <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Al	-1,660
Mn / Mn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mn	-1,179
Cr / Cr <sup>2+</sup>	Cr <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cr	-0,913
Zn / Zn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Zn	-0,760

Fe / Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Fe	-0,440
Cd / Cd <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cd	-0,400
Co / Co <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Co	-0,277
Ni / Ni <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ni	-0,250
Sn / Sn <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Sn	-0,136
Pb / Pb <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pb	-0,126
H <sub>2</sub> / H <sup>+</sup>	2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> = H <sub>2</sub>	0,000
Sb / Sb <sup>3+</sup>	Sb <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Sb	+0,2
Bi / Bi <sup>3+</sup>	Bi <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Bi	+0,23
Cu / Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cu	+0,337
Hg / Hg <sup>+</sup>	Hg <sup>+</sup> + 1e <sup>-</sup> = Hg	+0,788
Ag / Ag <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Ag	+0,799
Pd / Pd <sup>2+</sup>	Pd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pd	+0,987
Pt / Pt <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pt	+1,188
Au / Au <sup>+</sup>	Au <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Au	+1,692

### СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Элемент	Уравнение реакции	E <sup>0</sup> , В
Азот	HNO <sub>2</sub> + H <sup>+</sup> + e = NO + H <sub>2</sub> O	+1,00
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 2H <sup>+</sup> + 2e = NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O	+0,835
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 3e = NO + 2H <sub>2</sub> O	+0,96
	3N <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e = 2HN <sub>3</sub>	-3,1
Алюминий	AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup> + 2H <sub>2</sub> O + 3e = Al + 4OH <sup>-</sup>	-2,35
	Al(OH) <sub>3</sub> + 3H <sup>+</sup> + 3e = Al + 3H <sub>2</sub> O	-1,471
Бериллий	Be(OH) <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e = Be + 2H <sub>2</sub> O	-1,820
	BeO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 2e = Be + 2H <sub>2</sub> O	-0,909
	Be <sup>2+</sup> + 2e = Be	-1,847
Бром	Br <sub>2</sub> + 2e = 2Br <sup>-</sup>	+1,065
	HBrO + H <sup>+</sup> + 2e = Br <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O	+1,33
	HBrO + 2H <sup>+</sup> + 2e = Br <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	+1,59
	BrO <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O + 2e = Br <sup>-</sup> + 2OH <sup>-</sup>	+0,76
	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 2H <sub>2</sub> O + 4e = BrO <sup>-</sup> + 4OH <sup>-</sup>	+0,54
	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 6H <sup>+</sup> + 6e = Br <sup>-</sup> + 3H <sub>2</sub> O	+1,44
	2BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 12H <sup>+</sup> + 10e = Br <sub>2</sub> + 6H <sub>2</sub> O	+1,52
Водород	H <sub>2</sub> + 2e = 2H <sup>-</sup>	-2,251
	2H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup> = H <sub>2</sub> + 2OH <sup>-</sup>	-0,828
Железо	Fe <sup>3+</sup> + e = Fe <sup>2+</sup>	+0,771
	Fe <sup>3+</sup> + 3e = Fe	-0,037
	Fe(OH) <sub>3</sub> + e = Fe(OH) <sub>2</sub> + OH <sup>-</sup>	-0,56
	Fe(OH) <sub>3</sub> + H <sup>+</sup> + e = Fe(OH) <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	+0,271

Иод	$I_2 + 2e = 2I^-$	+0,536
	$HIO + H^+ + 2e = I^- + H_2O$	+0,99
	$2HIO + 2H^+ + 2e = I_2 + 2H_2O$	+1,45
	$IO^- + H_2O + 2e = I^- + 2OH^-$	+0,49
	$IO_3^- + 5H^+ + 4e = HIO + 2H_2O$	+1,14
	$IO_3^- + 3H_2O + 6e = I^- + 6OH^-$	+0,26
	$IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O$	+1,085
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10e = I_2 + 6H_2O$	+1,19
	Кислород	$O_2 + 2H_2O + 2e = H_2O_2 + 2OH^-$
$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$		+0,401
$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$		+0,682
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$		+1,23
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$		+1,77
$O_3 + H_2O + 2e = O_2 + 2OH^-$		+1,24
$O_3 + 6H^+ + 6e = 3H_2O$		+1,511
$O_3 + 2H^+ + 2e = O_2 + H_2O$		+2,076
Марганец		$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	+0,6
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,228
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	+1,69
Медь	$Cu^{2+} + e = Cu^+$	+0,15
	$Cu^+ + e = Cu$	+0,52
	$Cu^{2+} + Br^- + e = CuBr$	+0,64
	$Cu^{2+} + I^- + e = CuI$	+0,86
Свинец	$PbO + H_2O + 2e = Pb + 2OH^-$	-0,580
	$PbO + 2H^+ + 2e = Pb + H_2O$	+0,248
	$Pb(OH)_2 + 2H^+ + 2e = Pb + H_2O$	+0,277
	$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = PbSO_4 + 2H_2O$	+1,685
	$Pb^{4+} + 2e = Pb^{2+}$	+1,69
Селен	$Se + 2e = Se^{2-}$	-0,92
	$Se + 2H^+ + 2e = H_2Se$	-0,36
	$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = H_2SeO_3$	+1,15
	$H_2SeO_3 + 4H^+ + 4e = Se + 3H_2O$	+0,74
	$SeO_3^{2-} + 3H_2O + 4e = Se + 6OH^-$	-0,366

Сера	$S + 2e = S^{2-}$	-0,48	
	$S + 2H^+ + 2e = H_2S$	+0,17	
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e = S + 4H_2O$	+0,357	
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e = H_2S + 4H_2O$	+0,311	
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e = S^{2-} + 4H_2O$	+0,149	
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = H_2SO_3 + H_2O$	+0,17	
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93	
	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e = SO_3^{2-} + H_2O$	+0,20	
	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e = S + 3H_2O$	+0,449	
	$SO_3^{2-} + 6H^+ + 6e = S^{2-} + 3H_2O$	+0,231	
	Фосфор	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e = H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
		Фтор	$F_2 + 2e = 2F^-$
	Хлор		$F_2 + 2H^+ + 2e = 2HF$
$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$		+1,36	
$HClO + H^+ + 2e = Cl^- + H_2O$		+1,49	
$2HClO + 2H^+ + 2e = Cl_2 + 2H_2O$		+1,63	
$ClO^- + H_2O + 2e = Cl^- + 2OH^-$		+0,88	
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e = Cl^- + 3H_2O$		+1,45	
$2ClO_3^- + 12H^+ + 10e = Cl_2 + 3H_2O$		+1,47	
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e = Cl^- + 6OH^-$		+0,63	
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e = ClO_3^- + H_2O$		+1,189	
$ClO_4^- + 16H^+ + 14e = Cl_2(\text{водн}) + 8H_2O$		+1,385	
$2HCl(\text{г}) + 2H^+ + 2e = Cl_2(\text{водн}) + 2H_2O$		+1,594	
Хром		$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,36
		$Cr^{3+} + 3e = Cr$	-0,744
		$Cr^{2+} + 2e = Cr$	-0,913
		$Cr^{3+} + e = Cr^{2+}$	-0,407
Цинк	$ZnO_2^{2-} + 4H^+ + 2e = Zn + 2H_2O$	+0,44	
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,216	

# ПРОГРАММА ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

## 1. Строение атома и структура Периодической системы

Развитие учения об атомах. Модели Томсона, Резерфорда. Теория Бора. Современные представления о строении атома. Квантовые числа, их современный физический смысл. Понятие об энергетическом уровне и подуровне. Понятие об электронном облаке. Принцип Паули. Распределение электронов в атомах по уровням и подуровням. Правило Гунда. Электронные конфигурации атомов 1–7-го периодов. s, p, d, f-элементы. Структура Периодической системы в современном виде. Период и группа. Причина периодичности свойств элементов и их соединений. Современная формулировка Периодического закона Д. И. Менделеева.

## 2. Химическая связь и строение неорганических веществ

Теория валентных связей. Природа и условия образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи (энергия, длина, направленность, насыщаемость, поляризация, поляризуемость). Дипольный момент. Полярность связи, полярность молекул. Валентные возможности атомов. Валентность и степень окисления атомов. Гибридизация электронных облаков. Донорно-акцепторная связь и валентность атомов в свете современных воззрений. Свойства донорно-акцепторной связи. Ионная связь — крайний случай ковалентной полярной связи. Свойства ионной связи. Свойства ионных соединений. Металлическая связь и свойства соединений с металлической связью. Водородная связь. Типы кристаллических решеток, характерные для простых и сложных веществ.

## 3. Термохимия

Превращения энергии при химических реакциях. Тепловой эффект реакции. Теплота образования соединения. Теплота сгорания. Термохимическое уравнение. Закон Гесса. Следствие закона Гесса.

## 4. Скорость химических реакций и химическое равновесие

Определение скорости реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости, ее физический смысл. Энергия активации. Понятие об активированном комплексе. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

## 5. Растворы

Растворы. Растворимость различных веществ. Способы выражения концентрации растворов. Процентная и молярная концентрации. Тепловые эффекты при растворении. Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролиты. Неэлектролиты. Механизм электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Кислоты, основа-

ния, соли, амфотерные гидроксиды и их химические свойства с точки зрения теории электролитической диссоциации. Диссоциация воды. Водородный показатель. Ионное произведение воды, pH-растворов. Произведение растворимости. Гидролиз солей.

## 6. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции в свете электронной теории. Типы окислительно-восстановительных реакций. Основные окислители и восстановители. Теория гальванических элементов. Измерение нормальных электродных потенциалов металлов. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжения металлов. Порядок расположения металлов в ряду напряжения. Составление гальванических элементов. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Электролиз расплавов и растворов солей. Применение электролиза.

## 7. Металлы

Положение металлов в Периодической системе. Изменение металлических свойств по периодам и группам. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов. Взаимодействие с неметаллами, кислотами, водой, солями. Нахождение металлов в природе. Различные способы получения металлов, применяемые в металлургии (пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия). Сплавы. Коррозия металлов. Защита от коррозии.

## 8. Галогены и их соединения

*Общая характеристика подгруппы галогенов.* Строение. Нахождение в природе. Получение и применение галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Отличительная реакционная способность фтора (взаимодействие с благородными газами).

*Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты.* Строение. Получение, применение. Физические и химические свойства. Соли галогеноводородных кислот.

*Кислородсодержащие соединения галогенов.* Кислородсодержащие кислоты хлора ( $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ). Строение, получение. Физические и химические свойства. Соли кислородсодержащих кислот хлора. Бертолетова соль, хлорная известь. Применение.

### 9. Подгруппа кислорода (халькогены)

*Общая характеристика элементов. Кислород.* Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства кислорода. Окислительные свойства кислорода.

*Озон.* Строение молекулы озона. Получение, физические и химические свойства озона.

*Пероксид водорода.* Строение. Получение, применение. Физические и химические свойства пероксида водорода. Пероксид водорода – очень слабая двухосновная кислота. Взаимодействие с основаниями. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

*Сера.* Модификации серы (ромбическая, моноклинная, пластическая). Получение, применение, физические и химические свойства серы (окислительные и восстановительные свойства серы).

*Сероводород.* Получение сероводорода. Физические и химические свойства сероводорода. Сероводородная кислота и ее соли. Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды.

*Оксид серы (IV).* Сернистая кислота. Строение, получение, физические и химические свойства. Соли сернистой кислоты – сульфиты и гидросульфиты).

*Оксид серы (VI).* Серная кислота. Строение, получение, физические и химические свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Качественная реакция на серную кислоту. Соли серной кислоты – сульфаты и гидросульфаты.

### 10. Подгруппа азота

*Азот.* Строение молекулы азота. Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, водородом, металлами. Круговорот азота в природе.

*Аммиак.* Строение молекулы аммиака. Получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, кислотами. Аммиак как восстановитель. Взаимодействие аммиака со щелочными металлами.

*Оксиды азота* ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_4$ ,  $N_2O_5$ ). Их строение, получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, со щелочами. Их поведение в окислительно-восстановительных реакциях.

*Азотная кислота.* Строение, получение в лаборатории и промышленности. Химические свойства на основании теории электролитической диссоциации. Взаимодействие с металлами, оксидами, гидроксидами металлов, взаимодействие с другими веществами (серой, углем, фосфором). Применение: Нитраты, их окислительные свойства. Разложение нитратов. Применение. Азотные удобрения.

**Фосфор.** Красный, белый и черный фосфор. Нахождение в природе. Получение. Физические свойства красного, белого и черного фосфора. Химические свойства. Взаимодействие с кислородом, хлором, водородом, металлами, с азотной и серной кислотами, с бертолетовой солью. Применение фосфора.

**Оксиды фосфора.** Их строение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, со щелочами. Восстановительные свойства  $P_4O_6$ . Применение оксидов фосфора.

**Кислоты фосфора.** Их строение. Физические свойства. Химические свойства с точки зрения теории электролитической диссоциации.

**Фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты.** Фосфорные удобрения. Суперфосфат (простой и двойной). Смешанные удобрения.

## 11. Подгруппа углерода

**Углерод.** Аллотропные модификации — алмаз, графит и карбин. Их строение. Превращение графита в алмаз. Активированный уголь, сажа, кокс, древесный уголь. Физические и химические свойства углерода. Взаимодействие с кислородом, водородом, хлором, металлами, с азотной кислотой, нитратами. Применение углерода.

**Оксиды углерода ( $CO$  и  $CO_2$ ).** Строение. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, щелочами. Их поведение в окислительно-восстановительных реакциях. Применение. Угольная кислота. Строение, получение. Карбонаты и гидрокарбонаты. Взаимодействие карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. Взаимодействие нерастворимых карбонатов с раствором углекислого газа. Значение этой реакции в природе. Применение карбонатов. Жесткость воды, способы ее устранения.

**Кремний.** Строение кристаллического кремния. Нахождение в природе. Получение и применение кремния. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водородом, кислородом, металлами, щелочами.

**Кислородные соединения кремния.** Оксид кремния  $SiO_2$ . Строение. Нахождение в природе. Применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие со щелочами, карбонатами, с плавиковой кислотой, с оксидами металлов. Кремниевые кислоты. Силикаты. Природные соединения кремния.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>Глава 1. Строение атома</b>	<b>3</b>
Задачи	4
<b>Глава 2. Химическая связь</b>	<b>8</b>
Задачи	9
<b>Глава 3. Термохимия</b>	<b>13</b>
Задачи	13
<b>Глава 4. Скорость химических реакций и химическое равновесие</b>	<b>15</b>
Задачи	16
<b>Глава 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации</b>	<b>22</b>
5.1. Растворы	22
Задачи	23
5.2. Теория электролитической диссоциации	24
Задачи	25
5.3. Произведение растворимости	27
Задачи	27
5.4. Ионные реакции в растворах	28
Задачи	28
5.5. Гидролиз солей	30
Задачи	32
<b>Глава 6. Окислительно-восстановительные процессы</b>	<b>34</b>
6.1. Окислительно-восстановительные реакции	34
Задачи	36
6.2. Понятие о гальваническом элементе. Электрохимический ряд	37
Задачи	39
6.3. Направление окислительно-восстановительной реакции	42
Задачи	43
6.4. Электролиз	43
Задачи	45
<b>Приложение</b>	<b>47</b>
<b>Программа по неорганической химии</b>	<b>57</b>
1. Строение атома и структура Периодической системы	57
2. Химическая связь и строение неорганических веществ	57
3. Термохимия	57
4. Скорость химических реакций и химическое равновесие	57
5. Растворы	57
6. Окислительно-восстановительные реакции	58
7. Металлы	58
8. Галогены и их соединения	58
9. Подгруппа кислорода (халькогены)	59
10. Подгруппа азота	60
11. Подгруппа углерода	60

Учебное издание

**Барам Светлана Григорьевна,  
Миронова Ирина Николаевна**

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ  
Часть 1**

Учебное пособие

Редактор А. Ю. Пономарёва  
Верстка Т. В. Ивановой

---

Подписано в печать 20.06.2007  
Заказ № **20-07**

Формат 60x84/16  
Усл. печ. л. 3,6  
Уч.-изд. л. 4,3  
Тираж **500** экз.

---

Редакционно-издательский центр НГУ  
630090 Новосибирск, ул. Пирогова, 2

## РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	OH <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sup>+</sup>		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р
K <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag <sup>+</sup>	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	-	Н	М
Ba <sup>2+</sup>	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Cu <sup>2+</sup>	М	Р	Н	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Р
Mg <sup>2+</sup>	Н	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Zn <sup>2+</sup>	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Г	Н	Р
Cd <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	Р	Г	Г	Н	Р
Co <sup>2+</sup>	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Г	Н	Р
Hg <sup>2+</sup>	-	Р	Г	Р	М	Н	Н	-	Р	-	-	Н	Р
Pb <sup>2+</sup>	Н	Р	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Fe <sup>2+</sup>	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Fe <sup>3+</sup>	Н	Р	Н	Р	Р	-	-	-	Р	-	Г	Н	Р
Al <sup>3+</sup>	Н	Р	М	Р	Р	Р	Г	-	Р	-	Г	Н	М
Cr <sup>3+</sup>	Н	Р	М	Р	Р	Р	Г	-	Р	-	Г	Н	Р
Mn <sup>2+</sup>	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	-	Р	-	-	Н	Р
Mn <sup>4+</sup>	Н	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р

Р — растворимое

М — малорастворимое

Н — нерастворимое

Г — гидролизуетя

