

**МИНИСТЕРСТВО СПОРТА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Воронежский государственный институт физической культуры»

**Кафедра медико-биологических, естественно-научных и  
медицинских дисциплин**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ**  
**ПО ХИМИИ**  
**ДЛЯ ИНОСТРАННЫХ СЛУШАТЕЛЕЙ**

**Часть 2**

**Воронеж 2019**

Химия (часть 2): учебное пособие по химии для подготовки иностранных граждан и лиц без гражданства к освоению профессиональных образовательных программ на русском языке / сост. С.С. Артемьева, Е.А. Двурекова, И.Е. Попова – Воронеж, 2019. - с.

Учебное пособие по химии предназначены для иностранных учащихся довузовского этапа обучения. Рекомендуется использовать для аудиторных занятий по химии.

Авторы-составители доцент, к.б.н. Артемьева С.С., доцент, к.б.н. Двурекова Е.А., доцент, к.б.н. Попова И.Е.

## Содержание

# ТЕМА 26. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

## ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

### Положение металлов и периодической таблице

Если в периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева провести диагонали от бериллия (Be) к астату (At), то слева внизу от диагонали в главных подгруппах будут находиться элементы, которые в виде простых веществ имеют свойства металлов, а справа сверху - элементы-неметаллы.

Все элементы побочных подгрупп - это металлы. Элементы, которые находятся вблизи диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.) имеют двойственные свойства.

### ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																			
	A I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII									В		
1	(H)							H	He	Смешанные элементы										
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Смешанные элементы											
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	Смешанные элементы											
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Смешанные элементы									
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Смешанные элементы									
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Смешанные элементы									
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Смешанные элементы										
	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>											
ЛАНТАНОИДЫ	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
АКТИНОИДЫ	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						

Металлы I группы – *щелочные металлы*, потому что они реагируют с водой и образуют щёлочи.

Металлы II группы – *щелочноземельные металлы*. Эти оксиды тоже реагируют с водой и образуют щёлочи.

d- и f - элементы называются *переходными элементами*. Это тоже металлы.

### Общая характеристика металлов

– небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне (1-3 электрона).

– большие атомные радиусы. Наибольшие атомные радиусы у щелочных металлов. Они являются наиболее химически активными металлами, т.е. легко отдают электроны и являются хорошим восстановителями.

— всегда положительная степень окисления.

— в соединениях с неметаллами типичные металлы образуют ионную химическую связь.

— в виде простого вещества атомы металлов связаны между собой металлической связью. Внутри кристалла постоянно движется «электронный газ», который прочно связывает между собой все атомы металла. Такой тип химической связи определяет как физические, так и химические свойства металлов.

### **Физические свойства**

1. *Пластичность* – способность к сложным деформациям без нарушения механической прочности.

В веществах с ионной или атомной решеткой воздействие, которое вызывает смещение частиц, приводит к разрыву направленных связей. В металлах «электронный газ» обеспечивает связь между частицами при деформации металла.

2. *Металлический блеск и непрозрачность*. Это объясняется тем, что металлы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи.

3. *Высокая тепло- и электропроводность*. Это зависит от наличия в кристаллических решётках металлов свободных электронов, которые в электрическом поле перемещаются от отрицательного к положительному полюсу.

4. *Металлы по отношению к магнитным полям делятся на три группы:*

- ферромагнитные металлы (железо, кобальт, никель). Эти металлы способны намагничиваться под действием слабых магнитных полей;

- парамагнитные металлы (алюминий, хром, титан). Они проявляют слабую способность к намагничиванию;

- диамагнитные металлы (олово, медь, висмут). Эти металлы не притягиваются к магнитам, даже слегка отталкиваются от него.

5. *Плотность.* Например, наименьшую плотность имеют щелочные металлы (литий  $\rho=0,53 \text{ г/см}^3$ ), наибольшую - осмий ( $\rho=22,6 \text{ г/см}^3$ ).

Металлы, которые имеют плотность  $\rho = < 5 \text{ г/см}^3$ , называют *лёгкими* металлами. Металлы с  $\rho = > 5 \text{ г/см}^3$  — *тяжелым*.

6. *Все металлы - твердые вещества (исключение - ртуть).* По твердости металлы сравнивают с алмазом, твердость которого принята за 10. Самыми мягкими являются щелочные металлы (калий, натрий, рубидий и цезий), а самым твёрдым — хром (режет стекло).

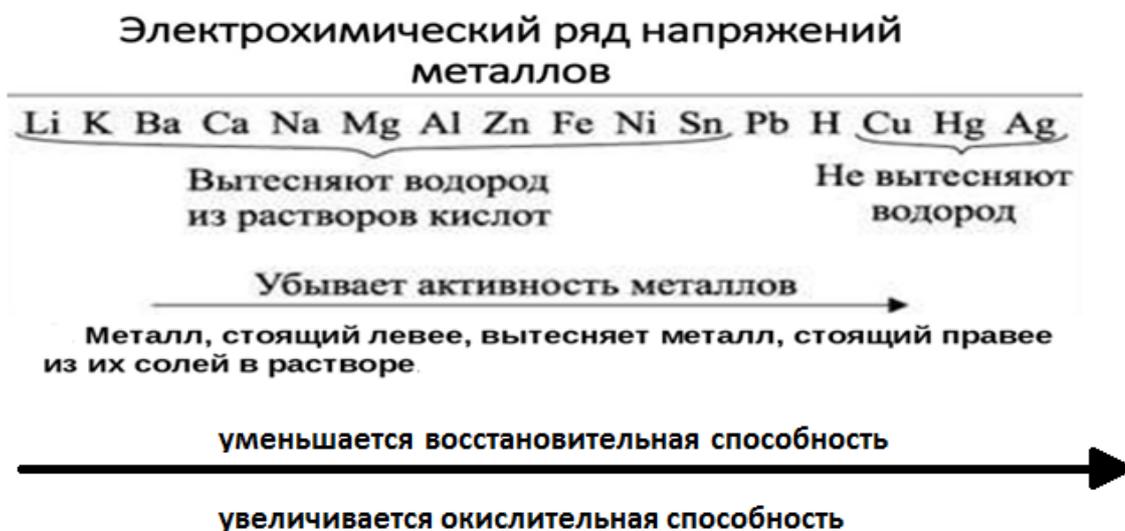
7. *Температура плавления.* Самую низкую температуру плавления имеет ртуть ( $t^{\circ}\text{пл} = -39^{\circ}\text{C}$ ), а самую высокую — вольфрам ( $t^{\circ}\text{пл} = 3390^{\circ}\text{C}$ ). Металлы с  $t^{\circ}\text{пл} > 1000^{\circ}\text{C}$  называют тугоплавкими, а металлы с  $t^{\circ}\text{пл} < 1000^{\circ}\text{C}$  - низкоплавкими.

### Электрохимический ряд напряжений металлов

Химические свойства металлов определяются их восстановительной активностью.

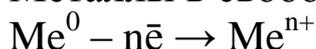
В этом ряду металлы, которые стоят ближе к началу ряда, имеют более сильные восстановительные свойства. У металлов к концу ряда они уменьшаются. Окислительные свойства ионов металлов, наоборот, усиливаются от начала к концу ряда.

Например, металлический литий Li — самый сильный восстановитель, золото Au — самый слабый. Ион золота  $\text{Au}^{3+}$  — самый сильный окислитель, ион лития  $\text{Li}^+$  — самый слабый.



## Общие химические свойства металлов

Металлы в свободном состоянии являются восстановителями:



Восстановительная способность различных металлов неодинакова и определяется положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов.

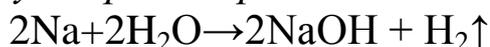
Свободные металлы, которые стоят ближе к началу ряда, имеют более сильные восстановительные свойства. У металлов к концу ряда они уменьшаются.

### I. Взаимодействие с неметаллами

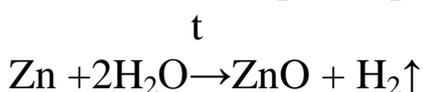
- |   |  |                    |
|---|--|--------------------|
| 1. с кислородом   | $2\text{Mg}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$ | оксид магния       |
| 2. с серой  | $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$                          | сульфид ртути (II) |
| 3. с галогенами   | $\text{Ni} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2$                    | хлорид никеля      |
| 4. с азотом   | $3\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$            | нитрид кальция     |
| 5. с фосфором:  | $3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$             | фосфид кальция     |
| 6. с водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы) | $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$                      | гидрид лития       |

### II. Взаимодействие с водой

1. Активные металлы (щелочные и щелочноземельные) образуют растворимое основание и водород:



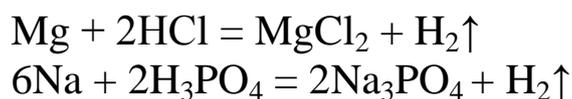
2. Металлы средней активности (от марганца до железа) окисляются водой при нагревании до оксида;



3. Малоактивные металлы с водой - не реагируют.

### III. Взаимодействие с кислотами

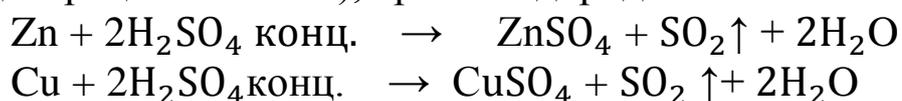
1. Металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений до водорода восстанавливают кислоты-неокислители до газа водород.



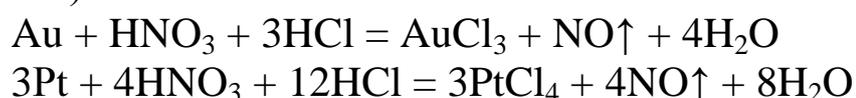
Концентрированная серная кислота и азотная (концентрированная и разбавленная) кислота являются кислотами-окислителями.

2. *Металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений после водорода с кислотами-окислителями не реагируют.*

3. Металлы, которые стоят о ряду напряжения металлов до серебра включительно, окисляются концентрированной серной кислотой и азотной кислотой (концентрированная и разбавленная) до соли металла, воды и других продуктов (в зависимости от концентрации кислоты), кроме водорода.

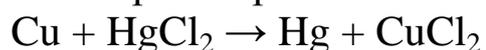


Золото и платина растворяются только в «царской водке» (смесь трёх объемов соляной кислоты и одного объема азотной кислоты).



#### ***IV. Взаимодействие с солями***

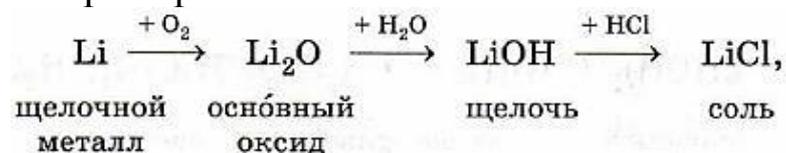
Более активные металлы и вытесняют менее активные металлы из растворов их солей:



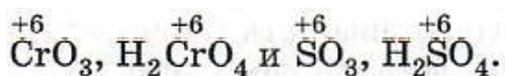
#### **Краткая характеристика оксидов и гидроксидов металлов**

Оксиды, образованные типичными металлами, относят к солеобразующим, основным по характеру свойств. Им соответствуют гидроксиды, являющиеся основаниями, которые в случае щелочных и щелочноземельных металлов растворимы в воде, являются сильными электролитами и называются щелочами.

Например:







### Биологическая роль элементов-металлов

Четыре металла из числа s-элементов - натрий, калий, магний, кальций - составляют  $\approx 99\%$  от общего содержания металлов в организме человека. Все растения и животные содержат эти элементы.

*Ион калия  $K^+$*  основной внутриклеточный ион, *ион натрия  $Na^+$*  главный внеклеточный ион. Их взаимодействие поддерживает жизненно важные процессы в клетках. В организме человека растворимые соли натрия входят в состав плазмы крови, лимфы. *Кальций  $Ca^{2+}$*  - основной элемент для образования и поддержания костной и зубной тканей. Без кальция невозможны свертывание крови, сокращения мышц и функционирование нервной системы.

*Катионы щелочных и щелочноземельных металлов* необходимы для нормальной жизнедеятельности растений. Например, хлорофилл содержит до 2% *магния*, отсутствие катионов калия приводит к гибели растений.

*Железо* является одним из важнейших микроэлементов в организме человека и животных. Оно входит в состав гемоглобина, миоглобина, различных ферментов и других сложных железо-белковых комплексов, которые находятся в печени и селезенке. Железо стимулирует функцию кроветворных органов.

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Дайте характеристику положения металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

2. Дайте общую характеристику металлов.

3. Запишите в тетрадь электрохимический ряд напряжений металлов. Покажите, как изменяются в ряду: 1) восстановительная активность металлов; 2) окислительная способность.

4. Какой металл ( $Fe$ ,  $Zn$ ,  $Mn$ ,  $K$ ,  $Au$ ) является наиболее активным? Почему?

5. Какой ион ( $Na^+$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ) имеет наибольшую окислительную способность?

6. Как изменяются (увеличиваются или уменьшаются) свойства элементов III периодов слева направо. Ответ запишите в виде таблицы.

Элемент Свойство	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Радиус атома							
Относительная электроотрицательность							
Число электронов на внешнем слое							
Прочность связи внешних электронов с ядром							
Способность атомов отдавать электроны							
Металлические свойства							
Неметаллические свойства							

7. Запишите химические свойства металлов.

а) активные металлы (на примере Na)

- с неметаллами (O<sub>2</sub>)
- с водой
- с кислотами
- с солями

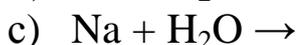
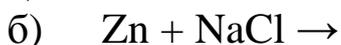
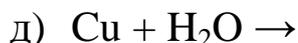
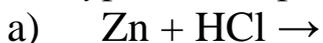
б) металлы средней активности (на примере Zn)

- с неметаллами (O<sub>2</sub>)
- с водой
- с кислотами
- с солями

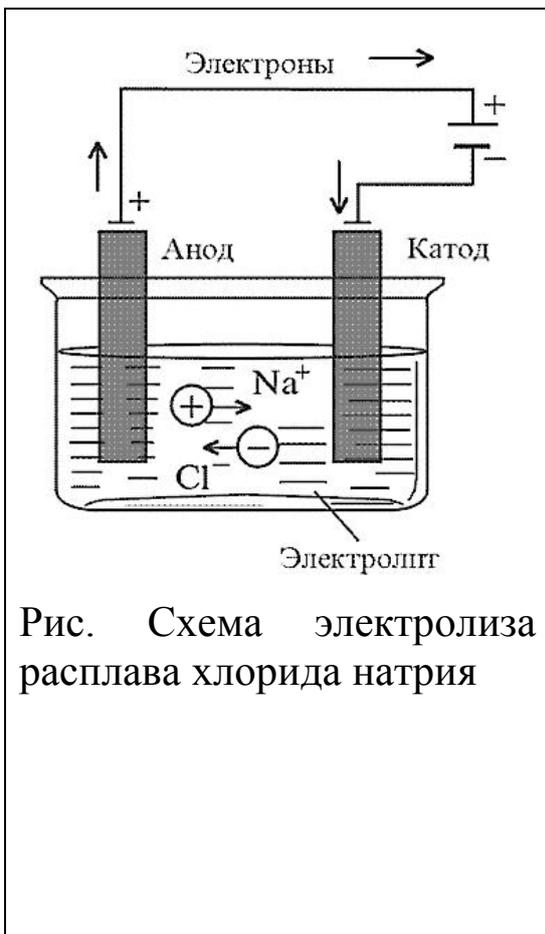
в) малоактивные металлы (на примере Cu)

- с неметаллами (O<sub>2</sub>)
- с водой
- с кислотами
- с солями

8. Какие из следующих реакций возможны. Запишите в тетрадь уравнения реакций:



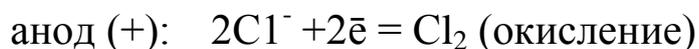
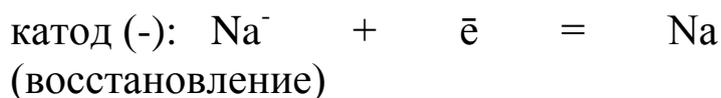




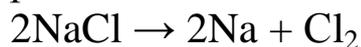
На аноде анионы отдают электроны и окисляются. Анод, на котором недостаток электронов, является окислителем.

Таким образом, на катоде идет процесс восстановления, а на аноде – окисления.

На катоде выделяется металлический натрий, а на аноде - хлор:



Общее уравнение электролиза расплава NaCl:



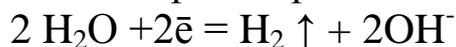
### Электролиз водных растворов электролитов

В растворе соли присутствуют катионы металла, анионы кислотного остатка, а также молекулы воды и ионы  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  (продукты диссоциации  $\text{H}_2\text{O}$ ). Поэтому при рассмотрении реакций на электродах необходимо учитывать возможность участия молекул  $\text{H}_2\text{O}$  в электролизе.

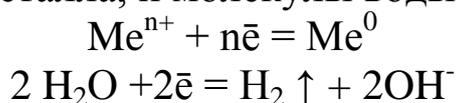
Для определения результатов электролиза водных растворов существуют следующие правила.

*Процесс на катоде не зависит от материала катода, а зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений.*

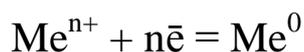
1. Если катион электролита находится в начале ряда напряжений (по алюминий включительно), то на катоде идет процесс восстановления воды (выделяется  $\text{H}_2$ ). Катионы металла не восстанавливаются, а остаются в растворе.



2. Если катион электролита находится в ряду напряжений между Al и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.



3. Если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде идет только процесс восстановления ионов металла.



4. Если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то первым восстанавливается катион того металла, который имеет наибольшее значение электродного потенциала.

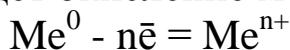
Например, из смеси катионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  первыми будут восстанавливаться катионы серебра  $\text{Ag}^+$ , потом – катионы меди  $\text{Cu}^{2+}$  и последними – катионы железа  $\text{Fe}^{2+}$ .

*Таблица. Катодные процессы в водных растворах солей*  
**Электрохимический ряд напряжений металлов**

Li K Ca Na Mg Al	Mn Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb	$\text{H}_2$	Cu Hg Ag Pt Au
$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \neq \text{Me}^0$ Катионы $\text{Me}^{z+}$ остаются в растворе $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$ $(2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2)$	$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$ $(2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2)$		$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$

**Процесс на аноде** зависит от материала анода и от природы аниона

1. Если анод растворимый (железо, медь, цинк), то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода.

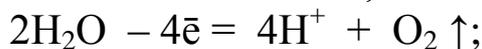


2. Если анод нерастворимый, т. е. инертный (уголь, графит, платина), то:

а) при электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде идет процесс окисления аниона;



б) при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде идет процесс окисления воды (выделяете кислород), анион не окисляется, а остается в растворе.



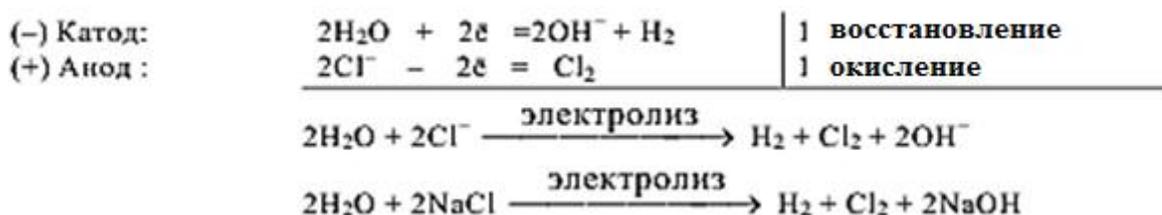
При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксил ионов.



Таблица. Анодные процессы в водных растворах солей.

Анод	Кислотный остаток	
	бескислородных кислот	кислородсодержащих кислот
нерастворимый (уголь, графит, Pt, Au)	окисление аниона (кроме F <sup>-</sup> ): $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$	кислая(нейтральная) среда $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ; щелочная среда: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . В растворе остаются анионы кислотных остатков
растворимый	окисление металла анода $\text{Me}^0_{(\text{анод})} - z\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^{z+}_{(\text{раствор})}$	

Например, электролиз водного раствора NaCl с инертными электродами:



## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите в тетрадь определение электролиза.
2. Какой процесс называют: а) катодным; б) анодным?
3. Запишите таблицы: «Катодные процессы в водных растворах солей», «Анодные процессы в водных растворах солей».
4. Запишите в тетрадь уравнение электролиза расплава бромида калия.
5. Запишите в тетрадь уравнения электролиза (электроды графитовые):
 

а) раствора соли ZnCl <sub>2</sub> ;	д) раствора щёлочи NaOH;
б) раствора соли AuCl <sub>3</sub> .	е) раствора кислоты HCl;
и) раствора соли K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ;	ж) раствора кислоты HF.
г) раствора соли PtSO <sub>4</sub> ;	
6. Запишите в тетрадь уравнения электролиза KCl, если анод растворимый (медный).

## ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

**Коррозия** — это самопроизвольный процесс разрушения металлов при взаимодействии их с окружающей средой (кислородом, углекислым газом, сернистым газом, водой и др.)

По механизму коррозию делят на химическую и электрохимическую.

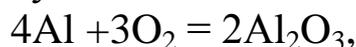
**Химическая коррозия** — это взаимодействие металлов с сухими газами или жидкостями, которые не проводят электрический ток (бензин, керосин и др.).

Например. химическая коррозия встречается в процессе обработки металлов при высоких температурах.



Эти процессы являются окислительно-восстановительными. Обмен электронами происходит между металлом (восстановителем) и окислителем (например, кислородом).

Большинство металлов окисляется кислородом воздуха. На поверхности металлов образуются оксидные пленки, например:



Если пленка прочно связана с металлом и не имеет механических повреждений, то она защищает металл от дальнейшего окисления. Такие защитные пленки имеют хром, цинк, никель, алюминий. У железа пленка пористая, легко отделяется от поверхности и не может защитить металл от разрушения.

**Электрохимическая коррозия** — это разрушение металла, который находится в контакте с другим металлом в присутствии лады или раствора электролита.

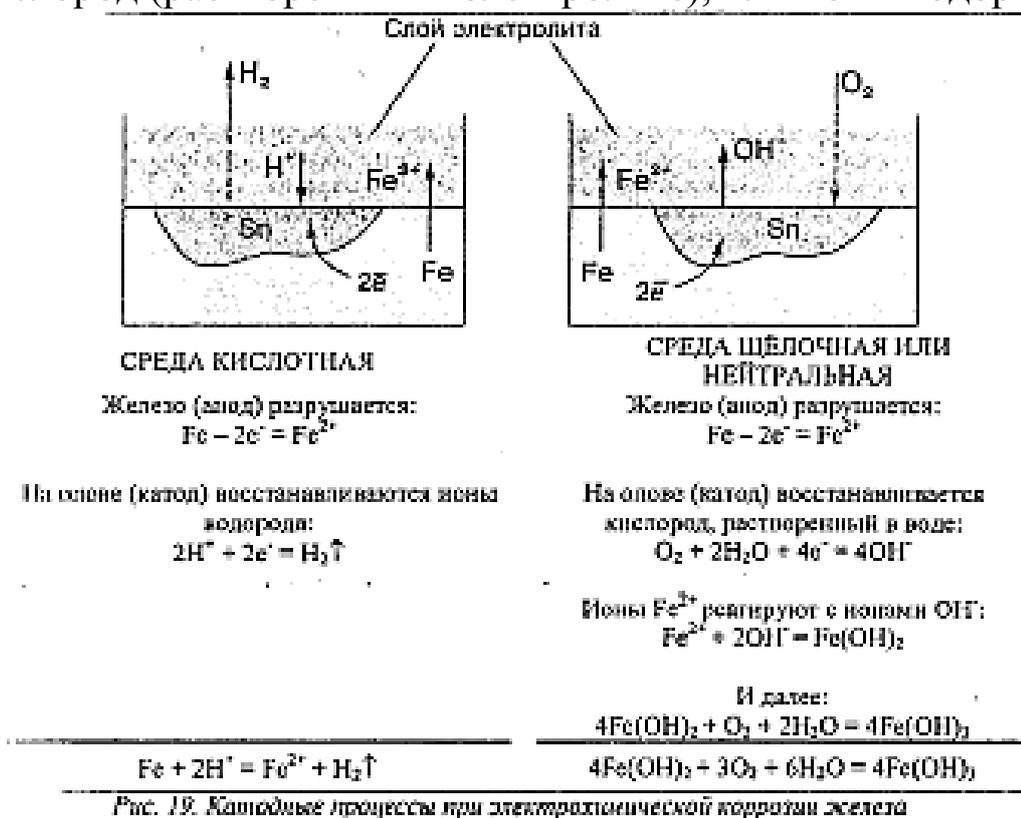
Рассмотрим электрохимическую коррозию железного образца в присутствии примесей олова. Железо более активный металл. При контакте с электролитом часть атомов железа окисляется и переходит в раствор:



Электроны, которые остались, заряжают железо отрицательно. Оно становится анодом.

Электроны железа перемещаются к олову - металлу с меньшей химической активностью. Таким образом, олово является катодом и на его поверхности идут процессы восстановления (рис. 19). В

зависимости от pH среды электролита на катоде восстанавливаются или кислород (растворенный в электролите), или ионы водорода.



**Коррозия с кислородной деполяризацией** называется электрохимическая коррозия, при которой катодным процессом является восстановление молекул кислорода.

**Коррозия с водородной деполяризацией** называется электрохимическая коррозия, при которой катодным процессом является восстановление ионов водорода.

В случае коррозии с кислородной деполяризацией в слое электролита катионы железа взаимодействуют с гидроксид-ионами. Это приводит к образованию ржавчины, которая состоит в основном из  $Fe(OH)_3$ .

В случае коррозии с водородной деполяризацией катионы железа и взаимодействуют с соответствующими анионами с образованием солей.

Электрохимическая коррозия - это окислительно-восстановительный процесс, который происходит в средах, проводящих электрический ток (в отличие от химической коррозии). Растворенный кислород и ионы водорода - важнейшие окислители, которые вызывают коррозию.



## ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

*Жесткость воды* – совокупность свойств, которые связаны с содержанием в воде растворимых солей магния и кальция.

Жесткость дает накипь при кипячении воды. В жесткой воде плохо мылится мыло.

В жесткой воде плохо развариваются продукты питания, так как катионы кальция  $\text{Ca}^{2+}$  с белками пищи образуют нерастворимые соединения. В такой воде плохо заваривается чай, кофе. Постоянное употребление жесткой воды может привести к расслаблению желудка и отложению солей в организме человека.

Различают карбонатную и не карбонатную жесткость воды.



**Карбонатная или временная жесткость** связана с присутствием в воде гидрокарбонатов магния ( $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ) и кальция ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ).

Для устранения жёсткости воды (ее умягчения) необходимо ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  перевести в осадок.

#### **Способы удаления временной жесткости**

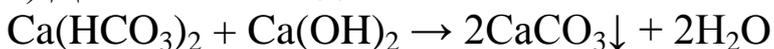
##### 1. Кипячение (термический)

При кипячении воды происходит разложение гидрокарбонатов кальция и магния с образованием углекислого газа и карбонатов этих металлов, которые выпадают в осадок:



##### 2. Химический

###### а) Добавление соды

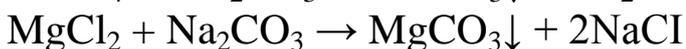
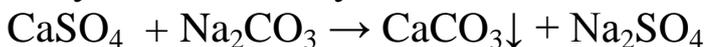


###### б) добавление гидроксида кальция (гашеная известь);



**Некарбонатная или постоянная жесткость** связана с присутствием в воде хлоридов и сульфатов магния и кальция ( $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ).

Такую жёсткость удаляют добавлением соды.



**Общая жёсткость воды** складывается из карбонатной и некарбонатной жёсткости. Общую жесткость устраняют смесью гашёной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (известково-содовый способ).

Один из наиболее современных способов устранения жёсткости воды основан на применении синтетических ионообменных смол. Воду пропускают через слой катионита. Катиониты - это твёрдые вещества, которые содержат подвижные катионы, способные обмениваться на ионы внешней среды. Таким образом, катионы магния и кальция, которые содержатся в воде, обмениваются на катионы натрия, которые содержатся в катионите.

## **ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ**

### *1. Запишите определение коррозии металлов.*

2. Какие способы устранения коррозии существуют?
3. Запишите определение жесткости воды.
4. Какие вещества обычно используют для устранения общей жесткости воды  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Запишите в тетрадь уравнения реакций.

## ТЕМА 30. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ

### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

#### Положение в периодической таблице

Неметаллы в периодической системе находятся справа от диагонали «бор-астат». Это элементы главных подгрупп III, IV, V, VI, VII и VIII групп. К неметаллам относятся: бор В, углерод С, кремний Si, азот N, фосфор P, мышьяк As, кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, водород H, фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At. К неметаллам также относятся благородные газы: He - гелий, Ne — неон, Ar — аргон, Kr — криптон, Xe — ксенон, Rn — радон.

Среди неметаллов два элемента (водород и гелий) – s-элементы, все остальные - p-элементы.

Атомы большинства не металлов (в отличие от атомов металлов) на внешнем слое имеют большое количество электронов - от 4 до 8. Их электронные конфигурации изменяются от  $ns^2np^2$  (элементы главной подгруппы IV группы) до  $ns^2np^6$  (инертные газы). У атома водорода — один электрон ( $1s^1$ ), у атома гелия — два электрона ( $1s^2$ ), у атома бора — три электрона ( $2s^22p^1$ ).

#### Общая характеристика неметаллов

– высокая энергия ионизации и большое сродство к электрону по сравнению с металлами. Поэтому для атомов неметаллов более характерным является присоединение электронов для завершения электронного октета  $ns^2np^6$ .

– способность присоединять электроны делает неметаллы окислителями.

В периодах окислительные свойства увеличиваются слева направо, в подгруппах уменьшаются сверху вниз. Также в периодической системе изменяются электроотрицательность, сродство к электрону и неметалличность элементов.

Поэтому самые сильные окислительные свойства имеет атом фтора.

### Общие физические свойства

Элементы-неметаллы образуют простые вещества, которые при обычных условиях находятся в разных агрегатных состояниях:

- газы; водород  $H_2$ , азот  $N_2$ , кислород  $O_2$ , хлор  $Cl_2$ , фтор  $F_2$ ; гелий He He - гелий, Ne — неон, Ar — аргон, Kr — криптон, Xe — ксенон, Rn — радон (благородные газы):

- жидкости: бром  $Br_2$ ,

- твердые вещества: бор B, углерод C, кремний Si, фосфор P, мышьяк As, сера S, селен Se, теллур Te.

7 элементов-неметаллов образуют простые вещества, которые существуют и виде двухатомных молекул, например, водород  $H_2$ .

Атомы неметаллов образуют простые вещества с ковалентными связями. Они не имеют свободных электронов, поэтому не проводят электрический ток, не обладают пластичностью, плохо проводят тепло.



### Химические свойства

В химических реакциях неметаллы могут проявить себя и как восстановители, и как окислители. Из общих химических свойств неметаллов отметим их способность взаимодействовать с металлами, с водородом и кислородом.

#### I. Неметаллы как окислители

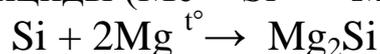
##### 1. Взаимодействие с металлами

а) подгруппа углерода

с углеродом  $C \rightarrow$  карбиды ( $Me + C \rightarrow MeC$ );

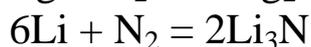
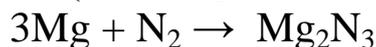


с кремнием  $Si \rightarrow$  силициды ( $Me + Si \rightarrow MeSi$ )



б) подгруппа азота;

с азотом  $N_2 \rightarrow$  нитриды ( $Me + N_2 \rightarrow MeN$ );



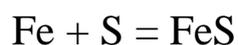
с фосфором  $P \rightarrow$  фосфиды ( $Me + P \rightarrow MeP$ ).

в) подгруппа кислорода:

с кислородом  $O_2 \rightarrow$  оксиды ( $Me + O_2 \rightarrow MeO$ );



с серой  $S \rightarrow$  сульфиды ( $Me + S \rightarrow MeS$ );



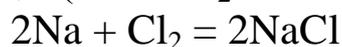
с селеном  $Se \rightarrow$  селениды ( $Me + Se \rightarrow MeSe$ );

с теллуrom  $Te \rightarrow$  теллуриды ( $Me + Te \rightarrow MeTe$ ).

г) подгруппа фтора (галогены):

с фтором  $F_2 \rightarrow$  фториды ( $Me + F_2 \rightarrow MeF$ );

с хлором  $Cl_2 \rightarrow$  хлориды ( $Me + Cl_2 \rightarrow MeCl$ );



с бромом  $Br_2 \rightarrow$  бромиды ( $Me + Br_2 \rightarrow MeBr$ );

с йодом  $I_2 \rightarrow$  иодиды ( $Me + I_2 \rightarrow MeI$ ).

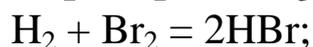
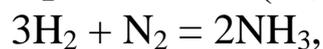
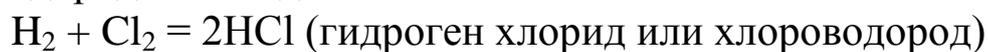
## 2. При взаимодействии с водородом

Все неметаллы образуют соединения с водородом – гидриды.

Общая формула водородных соединений неметаллов  $ЭH_n$  где  $n$  – валентность неметалла:  **$n = 8 -$  (номер группы неметалла).**

Например, формула водородного соединения фосфора  $P$ . Фосфор находится в пятой группе Периодической системы. Значит, валентность фосфора  $n$  в водородном соединении равна  $8 - 5 = 3$ . Формула водородного соединения фосфора:  $PH_3$ .

Формулы водородных соединений неметаллов VI (6) и VII (7) групп записываются наоборот:  $H_nЭ$ . Такая запись говорит о том, что водородные соединения этих неметаллов являются кислотами.



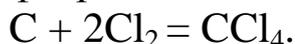
3. При взаимодействии с неметаллами, которые имеют более низкую электроотрицательность. Более электроотрицательный металл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя.



В этой реакции сера — окислитель, а фосфор — восстановитель, так как электроотрицательность фосфора меньше, чем у серы.



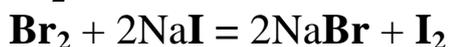
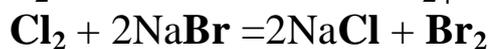
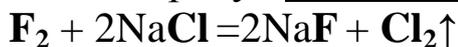
фтор является окислителем, а кислород – восстановителем.



4. При взаимодействии с некоторыми сложными веществами хлор окисляет хлорид железа (II в III):



Галогены могут вытеснять из солей другие галогены, которые в группе периодической системы стоят ниже. Активность вытеснения в ряду  $F > Cl > Br > I$  снижается

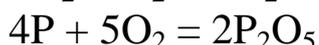
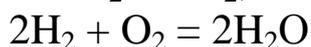
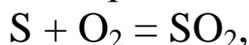


$Br_2 + 2NaCl$  не идет, т.к. Cl активнее Br

## II. Неметаллы как восстановители

1. Взаимодействие с кислородом, (кроме фтора).

Все неметаллы (кроме фтора) проявляют восстановительные свойства при взаимодействии с кислородом:

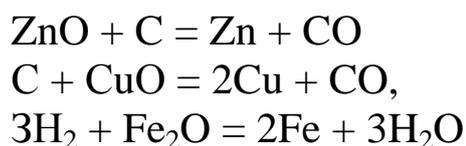


Кислород в соединении с фтором может проявлять и положительную степень окисления, т.е. являться восстановителем.

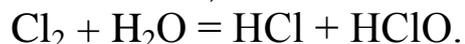
Все остальные неметаллы проявляют восстановительные свойства. Так, например, хлор непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путем можно получить его оксиды ( $Cl_2O$ ,  $ClO_2$ ,  $Cl_2O_2$ ), в которых хлор проявляет положительную степень окисления.

Азот при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и проявляет восстановительные свойства. Еще легче с кислородом реагирует сера.

2. При взаимодействии со сложными веществами окислителями. Наиболее сильные восстановительные свойства имеют углерод и водород.



### III. Реакции самовосстановления



### Краткая характеристика оксидов неметаллов и соответствующих им гидроксидов

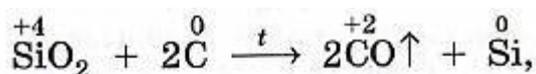
Оксиды неметаллов делят на две группы: несолеобразующие и солеобразующие. К несолеобразующим оксидам относятся  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$ . Все остальные оксиды неметаллов являются солеобразующими, кислотными. При растворении их в воде образуются кислоты. Кислоты и кислотные оксиды в результате химических реакций образуют соли, в которых неметалл сохраняет степень окисления.

Если неметалл образует два или более кислотных оксидов, а значит, и соответствующих кислородсодержащих кислот, то их кислотные свойства усиливаются с увеличением степени окисления неметалла.

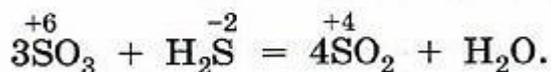


!!! Оксиды такого состава неизвестны;  $\text{HClO}_2$  даже в водном растворе быстро разлагается.

Оксиды и кислоты, в которых неметалл имеет высшую степень окисления, могут проявлять только окислительные свойства.



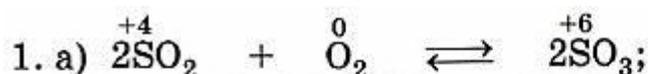
окислитель



окислитель

Особенности сильнейших окислителей азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  и концентрированной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  проявляются в реакциях с металлами, неметаллами, органическими веществами. Эти их свойства мы рассмотрим в § 20.

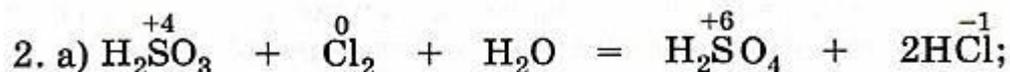
Оксиды и кислоты, где неметалл имеет промежуточную степень окисления, могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.



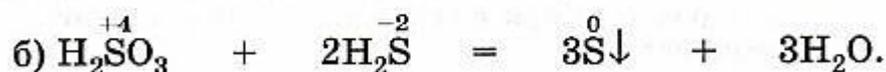
восстановитель      окислитель



окислитель      восстановитель



восстановитель      окислитель



окислитель      восстановитель

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Дайте характеристику положения неметаллов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

2. Прочитайте общую характеристику неметаллов и ответьте на вопросы:

1) В каких подгруппах находятся неметаллы?

2) Какие элементы главной подгруппы четвертой группы относятся к неметаллам?

3) Какие неметаллы относятся к s-семейству, p-семейству?

4) Какие газы-неметаллы входят в состав воздуха? Какое процентное содержание каждого из них?

5) Какой неметалл при обычных условиях находится в жидком состоянии?

3. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) радиус атомов, электроотрицательность и окислительные свойства элементов II периода слева направо. Ответ запишите в тетрадь в виде таблицы

Элемент Свойство	B	C	N	O	F
Радиус атома					
Относительная электроотрицательность					
Число электронов на внешнем слое					
Прочность связи внешних электронов с ядром					
Способность атомов отдавать электроны					
Металлические свойства					
Неметаллические свойства					

4. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) радиус атомов, электроотрицательность и окислительные свойства элементов IV группы главной подгруппы сверху вниз. Ответ запишите в тетрадь в виде таблицы.

Элемент Свойство	F	Cl	Br	I
Радиус атома				
Относительная электроотрицательность				
Окислительные свойства				

5. Приведите примеры химических свойств неметаллов:

- I. Неметаллы как окислители
  1. Взаимодействие с металлами
  2. При взаимодействии с водородом
  3. При взаимодействии с неметаллами, которые имеют более низкую электроотрицательность.
  4. При взаимодействии с некоторыми сложными веществами
- II. Неметаллы как восстановители

1. Взаимодействие с кислородом, (кроме фтора).
2. При взаимодействии со сложными веществами окислителями.

### III. Реакции самовосстановления

6. *Напишите реакции превращений*  
 $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

## ТЕМА 31. ВОДА. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Важными соединениями кислорода с водородом являются - вода  $H_2O$  и пероксид водорода  $H_2O_2$ .

#### Вода $H_2O$

Вода - самое распространенное на Земле вещество. Это единственное химическое соединение, которое в природных условиях существует в виде жидкости, твердого вещества (лед) и газа (пар). Поверхность Земли на  $\frac{3}{4}$  покрыта водой (океаны, моря, озёра, ледники). В больших количествах вода также находится в атмосфере и темной коре.

Организмы животных и растений содержат от 50 до 90% воды. В организме человека она составляет около 65-70 % от массы тела. Вода является средой для протекания биохимических реакций и сама принимает участие во многих обменных процессах. Большое значение в живых организмах имеет гидролиз органических соединений.

#### *Строение*

Молекула воды имеет угловое строение, валентный угол равен  $104,50^\circ$  С (Рис.).

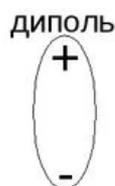
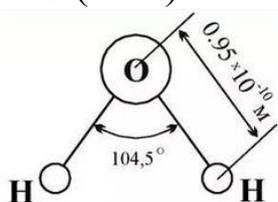


Рис . Строение молекулы

воды

Связи О-Н в молекуле воды являются ковалентными полярными. На атоме кислорода образуется частичный отрицательный заряд  $\delta^-$ , а на атомах водорода  $\delta^+$  частичный

положительный заряд. В целом молекула  $\text{H}_2\text{O}$  является полярной молекулой, то есть диполем.

### **Физические свойства**

Чистая вода — бесцветная прозрачная жидкость, без вкуса и запаха. Молекулы воды при комнатной температуре находятся в ассоциированном состоянии за счет образования межмолекулярных водородных связей (рис. ).

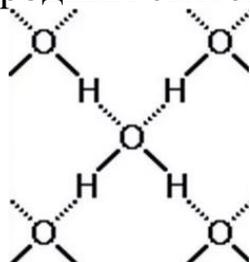


Рис. . Межмолекулярные водородные связи

Образованием межмолекулярной водородной связи объясняются аномалии воды:

1) Максимальная плотность ( $1 \text{ г/см}^3$ ) при  $+4^\circ\text{C}$  (вода находится в жидком состоянии). Плотности всех других веществ в твердом состоянии больше, чем в жидком состоянии.

2) Самая высокая температура кипения в ряду халькогеноводородов (при обычных условиях  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  являются газами)

3) Очень высокая теплоемкость (в 3100 раз больше, чем у воздуха). С этим связана важная роль природных водоемов как аккумуляторов теплоты.

Вода является универсальным растворителем для многих веществ из-за высоких значений диэлектрической проницаемости и высокой полярности молекул-диполей. Она вызывает диссоциацию веществ с ковалентными полярными (кислоты) и ионными (соли и основание) связями.

### **Химические свойства**

#### **I. Кисотно-основные свойства**

Чистая вода слабый амфотерный электролит. Степень её диссоциации по реакции (в упрощенном виде):



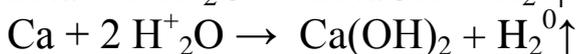
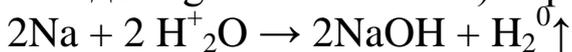
#### **II. Окислительно-восстановительные свойства**

В молекуле воды и водород, и кислород находятся в устойчивых степенях окисления  $\text{H}^{+1}\text{O}^{-2}$

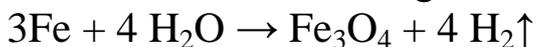
Поэтому вода не имеет явных окислительно-восстановительных свойств. Окислительно-восстановительные реакции идут только при взаимодействии воды с очень активными восстановителями или окислителями.

1) *Взаимодействие с металлами ( $\text{H}_2\text{O}$  — окислитель).*

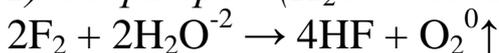
С активными металлами (которые стоят в ряду напряжений металлов до Mg включительно) образуется щелочь и водород:



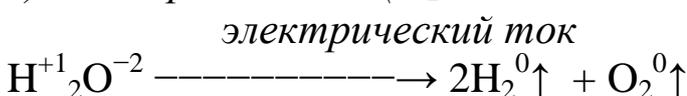
С металлами средней активности (стоящими в ряду напряжений металлов от Mg до Pb) - оксид и водород:



2) *Со фтором ( $\text{H}_2\text{O}$  — восстановитель):*



3) *Электролиз воды ( $\text{H}_2\text{O}$  — окислитель и восстановитель).*



### **III. Гидратация присоединение воды к веществу**

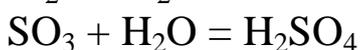
Полярность и малые размеры молекулы воды определяют ее сильные гидратирующие свойства.

1) *Гидратация ионов (смотри тему №№№№№)*

Электролиты при растворении в воде диссоциируют на ионы. Эти ионы присоединяют определенное число молекул воды и существуют в растворе в виде гидратов.

Гидраты могут существовать не только в растворе, но и в твердом состоянии. Например: кристаллогидрат медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и др.

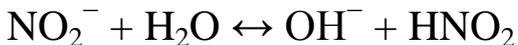
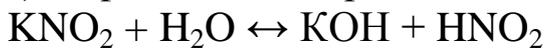
2) *Гидратация оксидов*



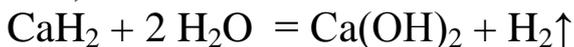
3) *Гидратация органических соединений*

**IV. Гидролиз – процесс разложения веществ в результате обменного взаимодействия между молекулами вещества и молекулами воды.**

1) Обратимый гидролиз солей (смотри Тему №№№№)



2) Необратимый гидролиз слей (гидриды, фосфиды, карбиды, нитриды)



3) Гидролиз органических соединений (сложных эфиров, углеводов, белков)

## Пероксид водорода $\text{H}_2\text{O}_2$

*Строение*

Графическая формула пероксида водорода: Н-О-О-Н. «Пероксидный мостик из двух атомов кислорода определяет неустойчивость молекул.

*Физические свойства*

$\text{H}_2\text{O}_2$  — это бесцветная очень неустойчивая жидкость. Чистый пероксид водорода и его концентрированные растворы на свету разлагаются на воду и водород (со взрывом).



В воде пероксид водорода растворяется неограниченно. Его водные растворы более устойчивы. В виде таких растворов его и применяют. В медицине используют 3%-ный раствор пероксида водорода как дезинфицирующее средство и средство для остановки крови. Для других целей используют пергидроль - 30%-ный раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

При хранении на свету, нагревании, действии катализатора пероксид водорода разлагается. Поэтому растворы пероксида водорода обычно хранят в темной посуде и на холоде.

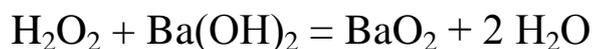
**Химические свойства**

**I. Кислотно-основные свойства**

*Раствор пероксида водорода имеет кислую реакцию среды. Это связано с диссоциацией по типу слабой двухосновной кислоты:*



Как кислота пероксид водорода взаимодействует с основаниями.



Некоторые пероксиды металлов ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ) можно рассматривать как основание слабой кислоты пероксида водорода.

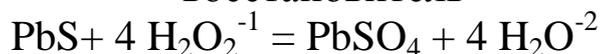
## **II. Окислительно-восстановительные свойства**

В пероксиде водорода атомы кислорода имеют промежуточную степень окисления равную -1. Поэтому  $\text{H}_2\text{O}_2$  может проявлять свойства, как окислителя, так и восстановителя:

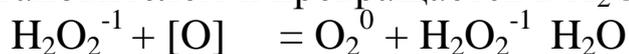
1) в реакциях с восстановителями  $\text{H}_2\text{O}_2$  является окислителем и превращается в  $\text{H}_2\text{O}$  (или гидроксид-ионы) по схеме:



восстановитель



2) в реакциях с окислителями  $\text{H}_2\text{O}_2$  является восстановителем и превращается в  $\text{H}_2\text{O}$  по схеме:

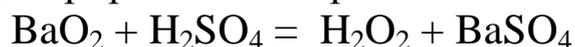


окислитель



## **Получение**

Основным способом получения пероксида водорода в лаборатории является реакция обмена между пероксидом бария и концентрированной серной кислотой:



## **ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ**

1. Нарисуйте строение молекулы воды и образование межмолекулярных водородных связей.

2. Запишите в тетрадь химические свойства воды.

3. С какими из следующих веществ взаимодействует вода  
CuO, Na, CaO, KOH, F<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, Ag?

Запишите в тетрадь уравнения соответствующих реакций

4. Запишите в тетрадь химические свойства пероксида водорода.

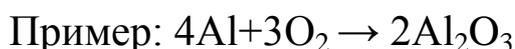
## ТЕМА КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### А) Классификация по количеству начальных веществ:

**Разложение** – вследствие данной реакции, из одного имеющегося сложного вещества, образуются два или несколько простых, а так же сложных веществ.



**Соединение** – это такая реакция, при которой из двух и более простых, а также сложных веществ, образуется одно, но более сложное.



**Замещение** – это определенная химическая реакция, которая проходит между некоторыми простыми, а так же сложными веществами. Атомы простого вещества, в данной реакции, замещаются на атомы одного из элементов, находящегося в сложном веществе.



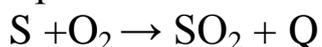
**Обмен** – это такая реакция, при которой два сложных по строению вещества обмениваются своими частями.



### Б) Классификация по тепловому эффекту:

**Экзотермические реакции** – это определенные химические реакции, при которых происходит выделение тепла.

Примеры:





**Эндотермические реакции** – это определенные химические реакции, при которых происходит поглощение тепла. Как правило, это реакции разложения.

Примеры:

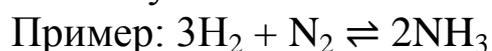


Теплота, которая выделяется или поглощается в результате химической реакции, называется **тепловым эффектом**.

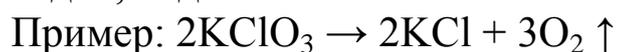
Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называют **термохимическими**.

### **В) Классификация по обратимости:**

**Обратимые реакции** – это реакции, которые протекают при одинаковых условиях во взаимоположенных направлениях.

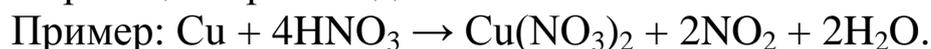


**Необратимые реакции** – это реакции, которые протекают только в одном направлении, а так же завершающиеся полным расходом всех исходных веществ. При этих реакциях выделяется газ, осадок, вода.



### **Г) Классификация по изменению степени окисления:**

**Окислительно - восстановительные реакции** – в процессе данных реакций происходит изменение степени окисления.

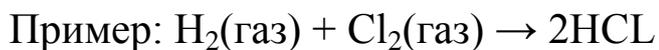


**Не окислительно - восстановительные** – реакции без изменения степени окисления.



### **Д) Классификация по фазе:**

**Гомогенные реакции** – реакции, протекающие в одной фазе, когда исходные вещества и продукты реакции имеют одно агрегатное состояние.



**Гетерогенные реакции** – реакции, протекающие на поверхности раздела фаз, при которых продукты реакции и исходные вещества имеют разное агрегатное состояние.  
Пример:  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

**Классификация по использованию катализатора:**

Катализатор – вещество, которое ускоряет реакцию. Каталитическая реакция протекает в присутствии катализатора, некаталитическая – без катализатора.



Взаимодействие щелочи с кислотой протекает без катализатора.



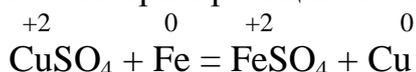
Ингибиторы – вещества, замедляющие реакцию.

Катализаторы и ингибиторы сами в ходе реакции не расходуются.

## **ТЕМА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

**Окислительно-восстановительные реакции** – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ.

Рассмотрим реакцию взаимодействия сульфата меди (II) с железом:



Медь и железо изменяют свои степени окисления: степень окисления меди понижается от +2 до 0, степень окисления железа повышается от 0 до +2.

Ион меди  $\text{Cu}^{2+}$  присоединяет два электрона – восстанавливается:

$\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$  – процесс восстановления.

Атом железа отдает два электрона – окисляется:

$\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  – процесс окисления.

**Восстановление** – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается понижением степени окисления элемента (Рис. ).

**Окислители** – это атомы, молекулы или ионы, способные присоединять электроны, т. е. понижать свою степень окисления.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается повышением степени окисления элемента.

**Восстановители** – это атомы, молекулы или ионы, способные отдавать электроны, т. е. повышать свою степень окисления.



Рис. – Схема изменения степеней окисления в окислительно-восстановительных процессах.

В реакции  $\text{Cu}^{+2}\text{SO}_4 + \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}\text{SO}_4 + \text{Cu}^0$

$\text{Cu}^{2+}$  – окислитель, а  $\text{Fe}$  – восстановитель.

Восстановитель в химической реакции всегда окисляется, а окислитель – восстанавливается.

### Важнейшие восстановители и окислители

– восстановители: металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) –  $\text{CO}$ , соединения, в состав которых входят атомы элементов в низшей степени окисления –  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ ,  $\text{HCl}^{-1}$ ,  $\text{HBr}^{-1}$ ,  $\text{HI}^{-1}$ ,  $\text{N}^{-3}\text{H}$ ;

– окислители: галогены ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ), кислород –  $\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (концентрированная), соединения, в состав которых входят атомы элементов в высшей степени окисления –  $\text{K}_2\text{M}^{+7}\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7$ .

Если в состав вещества входит элемент с **высшей степенью окисления**, он может только понижать ее, т.е. участвовать в процессе восстановления. Следовательно, данное вещество может быть только окислителем и присоединять электроны.

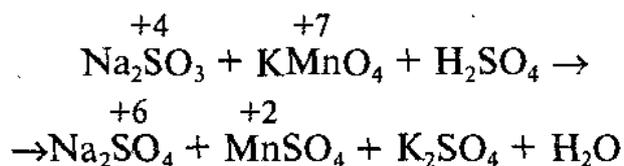
Например, свойства перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  как окислителя определяются только степенью окисления марганца, калий и кислород имеют постоянную степень окисления.

Если в состав вещества входит элемент с **низшей степенью окисления**, он может только повышать ее, т.е. участвовать в процессе окисления. Следовательно, данное вещество может быть только восстановителем и отдавать электроны.

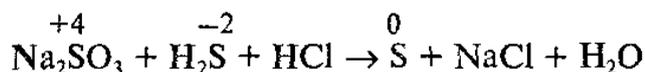
Например, свойства аммиака  $\text{NH}_3$  определяются только степенью окисления азота, он имеет низшую степень окисления  $-3$ , поэтому может быть только восстановителем.

Если в состав вещества входит элемент с **промежуточной степенью окисления**, он может только понижать или повышать ее, т.е. участвовать в процессе восстановления или окисления. Следовательно, данное вещество может быть окислителем и присоединять электроны или восстановителем и отдавать электроны. Это будет зависеть от второго участника реакции.

Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  определяется степенью окисления серы, поэтому сульфит натрия может быть восстановителем в реакции с перманганатом калия.



А в реакции с сероводородом выступает в роли окислителя:



### Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса следует помнить, что процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления, а число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

**Правила** составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

1) записать схему химической реакции, например:



2) определить степени окисления атомов элементов до реакции и после нее; выделить элементы, атомы которых изменяют свои степени окисления в ходе реакции:

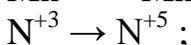
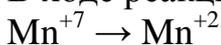


Степень окисления изменяют: Mn от +7 до +2 и N от +3 до +5.

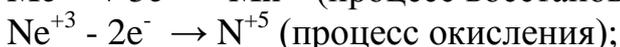
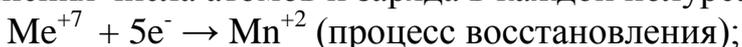
Степень окисления марганца в ходе реакции понижается, азота – повышается.

Следовательно,  $\text{Mn}^{+7}$  или  $\text{KMnO}_4$  – окислитель, а  $\text{N}^{+3}$  или  $\text{HNO}_2$  – восстановитель.

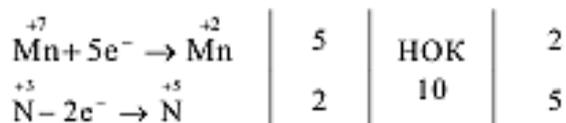
В ходе реакции происходят такие превращения:



3) составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определить число электронов, присоединенных окислителем и отданных восстановителем. При этом должен соблюдаться закон сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:



4) составить уравнения электронного баланса: уравнивать число электронов, отданных восстановителем, и число электронов, присоединенных окислителем, подобрав наименьшее общее кратное (НОК) и дополнительные множители для каждого из электронных уравнений:



Для первого уравнения таким множителем будет = 2, для второго = 5. Полученные множители являются коэффициентами. Переносим их в схему реакции.

5) определить коэффициенты при восстановителе и окислителе: перед формулами соединений, которые содержат  $\text{Mn}^{+7}$  и  $\text{Mn}^{+2}$ , должен стоять коэффициент 2; перед формулами веществ, которые содержат  $\text{N}^{+3}$  и  $\text{N}^{+5}$  коэффициент 5:



6) уравнивать числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления при протекании реакции:



7) провести проверку правильности подобранных коэффициентов. После чего знак  $\rightarrow$  может быть заменен на знак равенства:



### Классификация окислительно-восстановительных реакций

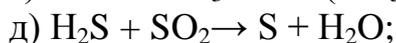
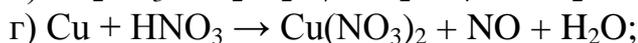
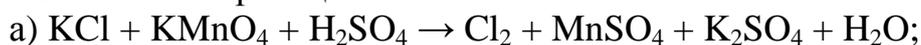
Типы ОВР	Примеры	Определения
Внутри-молекулярные	$\overset{+5}{2\text{NaNO}_3} \rightarrow \overset{+3}{2\text{NaNO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2}$ $\overset{-3}{\text{NH}_4\text{Cr}_2\text{O}_7} \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2} + \overset{+3}{\text{Cr}_2\text{O}_3} + \overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$	Реакции идут с изменением степени окисления разных атомов в одной молекуле
Меж-молекулярные	$\overset{+2}{\text{CuSO}_4} + \overset{0}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+2}{\text{FeSO}_4} + \overset{0}{\text{Cu}}$ $\overset{-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{0}{3\text{S}} + \overset{0}{3\text{H}_2\text{O}}$	Реакции идут с изменением степени окисления атомов в молекулах разных веществ
Самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)	$\overset{0}{\text{Cl}_2} + 2\overset{0}{\text{KOH}} \rightarrow \overset{-1}{\text{KCl}} + \overset{+1}{\text{KClO}} + \overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$ $\overset{+6}{3\text{K}_2\text{MnO}_4} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \overset{+7}{\text{KMnO}_4} + \overset{+4}{\text{MnO}_2} + 4\overset{0}{\text{KOH}}$ $8\overset{0}{\text{KOH}} + \overset{0}{4\text{S}} \rightarrow 3\overset{-2}{\text{K}_2\text{S}} + \overset{+6}{\text{K}_2\text{SO}_4} + 4\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$	Реакции идут с изменением степени окисления одинаковых атомов в молекуле одного и того же вещества

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите в тетрадь. Какой процесс называется: а) окислением; б) восстановлением?

2. Запишите в тетрадь. Какие вещества называют: а) окислителями; б) восстановителями? Приведите примеры.

3. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель:



# ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ.

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Раздел химии, который изучает скорость протекания химических реакций, называется химической кинетикой.

**Гомогенные реакции** протекают в однородной среде (гомогенной системе) – между веществами, находящимися в одной фазе.

Например:  $\text{H}_2(\text{газ}) + \text{Cl}_2(\text{газ}) = 2\text{HCl}(\text{газ})$  – гомогенная реакция. Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы.

**Гетерогенные реакции** протекают в неоднородной среде (гетерогенной системе) – между веществами, находящимися в разных фазах.

Например:  $\text{Zn}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{жидк}) = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2(\text{газ}) \uparrow$ .

Гетерогенная реакция происходит только на границе раздела фаз (на поверхности раздела).

**Скорость гомогенной реакции** определяется изменением количества одного из реагирующих веществ (реагента или продукта) в единицу времени, в единице объема.

Так как количество вещества (моль), содержащееся в единице объема (л) – **молярная концентрация** ( $c$ , моль/л), можно сказать, что скорость гомогенной реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

где  $v$  – скорость реакции;

$c_1, c_2$  – молярные концентрации одного из реагирующих веществ в момент времени  $\tau_1$  и  $\tau_2$  соответственно.

Скорость химической реакции – величина всегда положительная.

Поэтому, если она определяется по *исходному веществу* (концентрация исходного вещества уменьшается в процессе реакции и  $\Delta c < 0$ ), то полученное значение умножают на  $-1$  (используя знак минус).

Если скорость определяется по изменению *концентрации продуктов* реакции, используется знак плюс, так как концентрация увеличивается и  $\Delta c > 0$ .

Например, для реакции  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$  скорость можно определить так:

$$v = \frac{\Delta C_C}{\Delta \tau} = - \frac{\Delta C_A}{\Delta \tau}$$

где  $\Delta C_C$  – изменение концентрации вещества С (продукта реакции);  
 $\Delta C_A$  – изменение концентрации вещества А (исходного вещества).

Единица измерения концентрации моль/л, время измеряют в секундах, поэтому для скорости реакции получим единицу измерения моль/(л·с).

*Скорость химической реакции зависит от:*

- природы реагирующих веществ,
- концентрации,
- температуры,
- присутствия катализатора,
- площади соприкосновения реагирующих веществ.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации выражается **законом действующих масс**: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.*

Для реакции  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = k [A]^a [B]^b,$$

где [А] и [В] – молярные концентрации веществ А и В;

а и b – стехиометрические коэффициенты;

k – константа скорости реакции.

Константа скорости k равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации.

В случае гетерогенных реакций в выражение скорости реакции входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Например,

для реакции  $C(тв) + O_2(г) = CO_2(г)$

$$v = k [O_2]$$

Увеличение температуры приводит к увеличению скорости химической реакции.

**Правило Вант – Гоффа**: при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

При увеличении температуры от  $t_1$  до  $t_2$  изменение скорости можно рассчитать по формуле

$$\frac{v_{t1}}{v_{t2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$v$  – скорости реакции при температурах  $t_2$  и  $t_1$ ;  
 $\gamma$  – температурный коэффициент данной реакции,  $\gamma = 2 \div 4$ .

Скорость реакции можно изменить введением в реакционную смесь специальных веществ. Вещества, которые увеличивают скорость реакции, но сами при этом не изменяются, называются катализаторами. Ингибиторы – вещества, которые замедляют реакцию.

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Какие реакции называются гомогенными?
3. От чего зависит скорость гомогенной реакции? В каких единицах она выражается?
4. Как зависит скорость химической реакции от:
  - а) концентрации;
  - б) температуры.
5. Какие вещества называют катализаторами?
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если:
  - а) концентрацию NO увеличить в 3 раза; б) концентрацию NO и  $\text{O}_2$  увеличить в 2 раза?
7. Скорость гомогенной реакции при температуре  $10^\circ\text{C}$  равна  $2,36 \cdot 10^{-2}$  моль/(л·с).  
Определить скорость этой реакции при температуре  $60^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma = 2,3$ .

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Обратимые реакции** – это химические реакции, которые при одних и тех же условиях одновременно протекают в противоположных направлениях.

Например:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  (обратимая реакция,  $\rightleftharpoons$ );

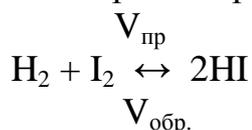
$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$  (прямая реакция,  $\rightarrow$ );

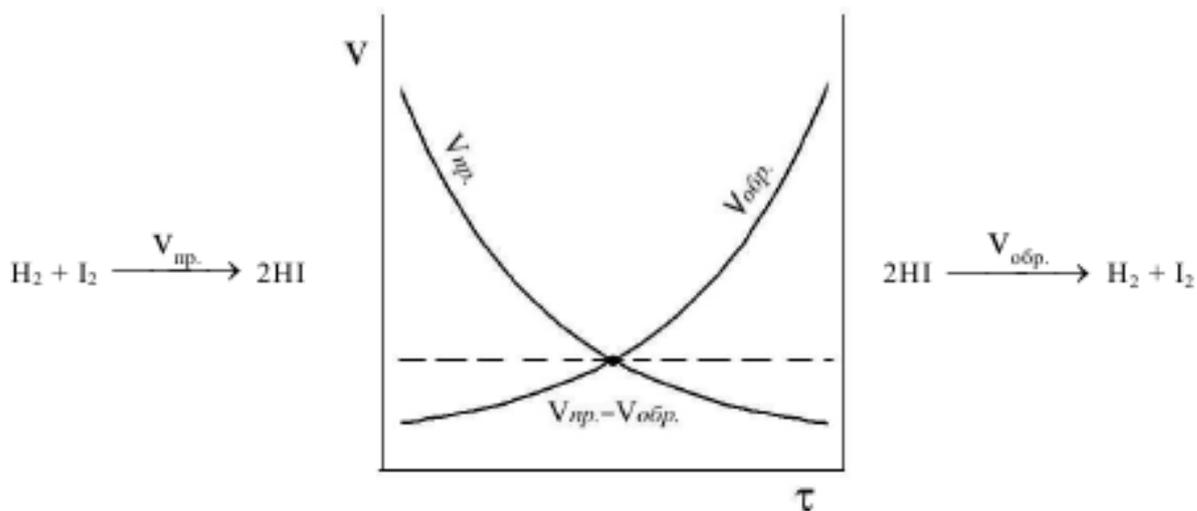
$2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$  (обратная реакция,  $\leftarrow$ ).

Скорость прямой реакции  $v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$ .

Скорость обратной реакции  $v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}}[\text{HI}]^2$ .

**Химическое равновесие** – это состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны ( $v_{\text{пр.}} = v_{\text{обр.}}$ ).





В состоянии равновесия концентрации реагирующих веществ остаются неизменными и называются **равновесными концентрациями**.

Химическое равновесие количественно характеризуется константой равновесия. **Константа равновесия К** – это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$K = \frac{k_{\text{обр.}}}{k_{\text{пр.}}}$$

Например, для реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Если реакцию записать в общем виде:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ , то

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

где  $[\text{A}]$ ,  $[\text{B}]$ ,  $[\text{C}]$ ,  $[\text{D}]$  – равновесные концентрации компонентов.

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации. Величина К определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесного состояния: чем больше константа, тем больше степень превращения реагентов в продукты реакции.

### **Факторы, влияющие на смещение равновесия**

На состояние химического равновесия оказывают влияние концентрация реагирующих веществ, температура, а для газообразных веществ и давление в системе.

При изменении одного из условий равновесие нарушается, и концентрации реагирующих веществ будут изменяться до тех пор, пока не установится новое положение равновесия (равновесные концентрации уже будут другими). Такой переход системы из одного равновесного состояния в другое называют смещением или сдвигом положения равновесия.

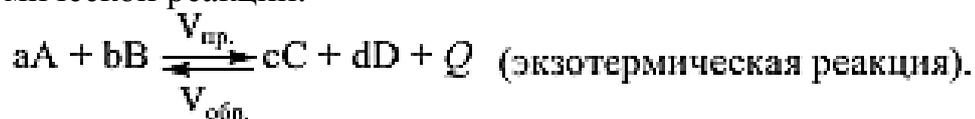
Направление сдвига химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом подвижного равновесия, или принципом Ле Шателье.

**Принцип Ле Шателье:** *если на систему, которая находится в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это воздействие.*

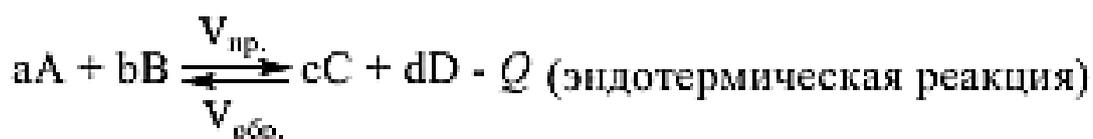
**Влияние концентрации.** Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону той реакции, которая приведет к уменьшению этих концентраций (в сторону прямой реакции).

Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  при увеличении концентрации исходных веществ (A или B) скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ( $V_{\text{пр.}} > V_{\text{обр.}}$ ), и равновесие сместится в сторону продуктов реакции. При увеличении концентрации продуктов реакции (C или D) – равновесие будет смещаться в сторону исходных веществ.

**Влияние температуры.** Увеличение температуры смещает положение равновесия в сторону эндотермической реакции (реакция, протекающая с поглощением теплоты), а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции.



Увеличение температуры приводит к  $V_{\text{пр.}} < V_{\text{обр.}}$ . Равновесие смещается в сторону исходных веществ.



Увеличение температуры приводит к  $V_{\text{пр.}} > V_{\text{обр.}}$ . Равновесие смещается в сторону продуктов реакции.

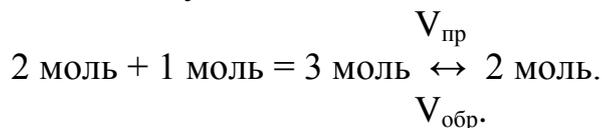
**Влияние давления.** Изменение давления смещает равновесие системы, в том случае, если реакция идет между газами, и при этом изменяются объёмы газообразных веществ. Увеличение давления смещает равновесие системы в сторону образования меньших объёмов, т. е. меньшего числа молекул.

Например, для реакции



все участники которой являются газами, увеличение давления приводит к  $V_{\text{пр.}} > V_{\text{обр.}}$ .

Равновесие смещается в сторону прямой реакции, т. к. прямая реакция сопровождается уменьшением числа молекул:



Если в процессе обратимой реакции объёмы (количество молекул) газообразных веществ не изменяются, то изменение давления не влияет на состояние равновесия.

Например, в реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  изменение давления не приведет к смещению химического равновесия.

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. При каких условиях наступает химическое равновесие?
3. При каких условиях равновесие обратимой реакции нарушается?
4. Запишите выражение константы равновесия для следующих реакций:
  - а)  $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$  ;
  - б)  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$  .
5. В какую сторону сместится равновесие  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$ 
  - а) при увеличении концентрации оксида серы (VI);
  - б) при повышении давления;
  - в) при понижении температуры.
6. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции:  $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$ 
  - а) при увеличении концентрации кислорода;
  - б) при увеличении концентрации оксида углерода (IV)?
7. Как будет влиять увеличение температуры на состояние равновесия в следующих реакциях:
  - а)  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г}) + \text{Q}$
  - б)  $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) - 568 \text{ кДж}$
  - в)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) - 89,6 \text{ кДж}$
8. Как будет влиять увеличение давления на состояние равновесия в следующих реакциях
  - а)  $2\text{NO}(\text{г}) + 2\text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$
  - б)  $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж})$
9. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции:  $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) - 42,6 \text{ кДж}$ .
  - а) при уменьшении концентрации паров воды;
  - б) при увеличении давления в системе?

## ТЕМА РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

**Раствор** – это гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов.

Один из компонентов называют **растворенным веществом**, другой – **растворителем**. Например, раствор сахара в воде – это система, которая состоит из сахара (растворенное вещество) и воды (растворитель).

**Растворителем** считают тот компонент, который при образовании раствора не изменяет своего агрегатного состояния. В случае же растворов, образующихся при смешении газа с газом, жидкости с жидкостью, твёрдого вещества с твёрдым, растворителем считается компонент, количество которого в растворе больше.

В водных растворах (растворитель – вода) растворенное вещество может быть твердым (сахар, соль), жидким (спирт, азотная кислота), газообразным (оксид углерода (IV), аммиак).

**Растворение** — сложный физико-химический процесс. Разрушение структуры вещества, которое растворяется, и распределение его частиц между молекулами растворителя — это физический процесс. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества - это химический процесс.

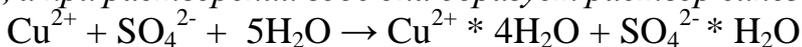
Впервые идею о химическом характере процесса растворения высказал Д.И. Менделеев в своей химической (или гидратной) теории растворов.

Процесс взаимодействия частиц растворенного вещества с частицами воды называется **гидратацией**. Если растворителем является другое вещество, то процесс называется **сольватацией**.

В результате гидратации образуются гидраты.

**Гидраты** — неустойчивые соединения переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами воды

Например, при растворении в воде сульфата меди (II) присутствие гидратов легко обнаружить по изменению шипа. Безводная соль  $\text{CuSO}_4$  белого цвета, а при растворении в воде она образует раствор синего цвета.



гидратированные ионы: синий цвет

В некоторых случаях вода, которая входит в состав гидрата, очень прочно связана с растворённым веществом, поэтому при выделении его из

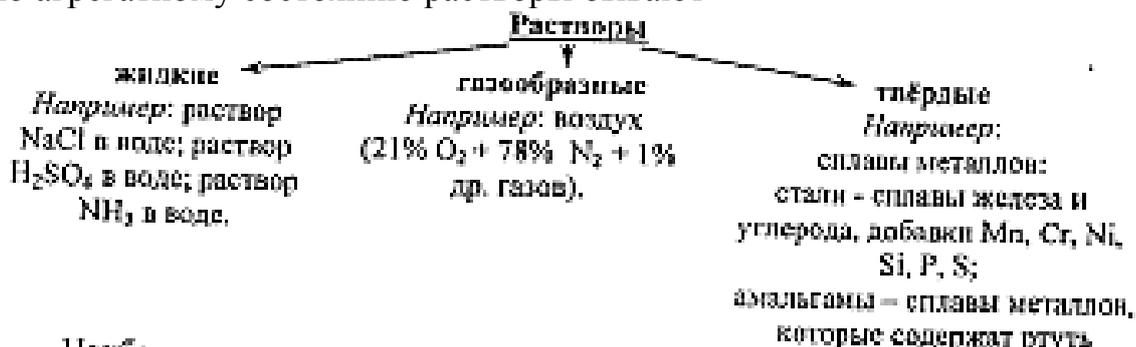
раствора она входит в состав его кристаллов.

**Кристаллогидратами** называются кристаллические вещества, которые содержат молекулы воды. Вода, которая входит в состав кристаллогидратов называется **кристаллизационной водой**.

Формула кристаллогидрата показывает сколько молекул кристаллизационной воды приходится на 1 молекулу вещества.

Так, формула кристаллогидрата сульфата меди (медного купороса) –  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Как и раствор сульфата меди, кристаллогидрат имеет синий цвет.

По агрегатному состоянию растворы бывают



Доказательством физико-химического характера процесса растворения являются тепловые эффекты при растворении, то есть поглощение или выделение теплоты

*Тепловой эффект растворения равен сумме тепловых эффектов физического и химического процесса.* Физический процесс протекает с поглощением теплоты, а химический с выделением.

Если в результате гидратации (сольватации) выделяется больше теплоты, чем ее поглощается при разрушении структуры вещества, то растворение — *экзотермический процесс*. Например, при растворении в воде  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$  и др.

Если для разрушения структуры вещества необходимо больше теплоты, чем образуется при гидратации, то растворение — *эндотермический процесс*. Например, при растворении в воде  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и др.

## ТЕМА РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

**Растворимость** – способность вещества растворяться в воде или в другом растворителе.

Разные вещества имеют разную растворимость. По растворимости и в воде вещества делят на 3 группы:

<b>Вещества (растворимость в воде, 20<sup>0</sup>С)</b>		
<b>хорошо растворимые</b>  <b>(Р)</b> более 1 г вещества в 100 г воды <i>Например.</i> Сульфат магния MgSO <sub>4</sub> - в 100 г воды растворяется 44,5	<b>мало растворимые</b>  <b>(М)</b> от 0,1 до 1 г вещества в 100 г воды. <i>Например,</i> гипс CaSO <sub>4</sub> • 2H <sub>2</sub> O - в 100 г воды растворяется 0,2 г.	<b>практически нерастворимые</b>  <b>(Н)</b> менее 0,1 г вещества в 100 г воды <i>Например,</i> хлорид серебра AgCl - в 100 г воды растворяется 1,5•10 <sup>-4</sup> г.

Абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Растворимость веществ зависит от следующих факторов:

1. *Природа растворенного вещества и растворителя.* Существует *эмпирическое правило* (то есть установили это правило на основе опытов): вещества с ионным (соли, щелочи) или полярным (спирты, кислоты) типом связи хорошо растворяются в полярных растворителях, например, в воде. И наоборот, неполярные вещество - в неполярных растворителях. Растворимость кислорода и бензоле выше, чем в воде, так как молекулы O<sub>2</sub> и C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> неполярны.

2. *Температуры.* С повышением температуры растворимость большинства *твердых веществ и жидкостей увеличивается*. Растворимость большинства *газов* в жидкостях с повышением температуры *уменьшается*.

3 *Давление (для газов)* На растворимость газов большое влияние оказывает давление С увеличением давления растворимость газов увеличивается.

В определенном объеме растворителя может раствориться определенное количество вещества (при данной температуре). После этого вещество больше растворяться не будет, то есть образуется насыщенный раствор.

*Например,* в 100 г воды при температуре 20<sup>0</sup>С может раствориться максимум 45,5 г соли MgSO<sub>4</sub> - образуется насыщенный при данной температуре раствор. Если к такому раствору прибавить еще соль, то она будет выпадать в осадок.

**Насыщенным раствором** называется раствор, в которой данное вещество при данной температуре больше не растворяется.

Насыщенный раствор содержит максимально возможное количество растворённого вещества при данных условиях.

**Ненасыщенным раствором** называется раствор в котором данное вещество при данной температуре еще может растворяться.

**Пересыщенным раствором** называется раствор, который содержит растворенного вещества больше, чем его должно быть при данных условиях в насыщенной растворе.

Пересыщенные растворы это очень неустойчивые, неравновесные системы, о которых наблюдается самопроизвольный переход и равновесное состояние. При этом выделяется избыток растворенного вещества и раствор становится насыщенным.

Количественно растворимость вещества характеризуется коэффициентом растворимости.

$$S = \frac{m_{\text{в}} - m_{\text{а}}}{m_{\text{р}} - m_{\text{а}}}$$

**Коэффициент растворимости (s)** показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

Насыщенный и ненасыщенный растворы нельзя путать с концентрированным и разбавленным растворами.

Различают также разбавленные и концентрированные растворы.

*Разбавленный раствор* – раствор с небольшим содержанием растворенного вещества по сравнению с содержанием растворителя.

*Концентрированный раствор* – раствор с большим содержанием растворенного вещества.

Понятия «разбавленный» раствор и «концентрированный» раствор являются относительным. Они выражают только соотношение количеств растворенного вещества и растворителя

*Например*, при 20 °С в 300 г воды растворяется 0,00013 г карбоната кальция CaCO<sub>3</sub>. Раствор CaCO<sub>3</sub> при этих условиях является насыщенным, но сильно разбавленным (его концентрация очень мала). Если же при 20 °С растворить в 100 г воды 30 г поваренной соли, то этот раствор будет ненасыщенным, но концентрированным (растворимость NaCl при 20 °С равна 35,8 г в 100 г воды).

Зависимость растворимости твёрдых веществ от температуры показывают *кривые растворимости* (рис. ).

По кривым растворимости можно определить:

- 1) коэффициент растворимости вещества при различных температурах;
- 2) массу расширенного вещества, которое выпадает в осадок при охлаждении раствора от  $t_1$  до  $t_2$ .

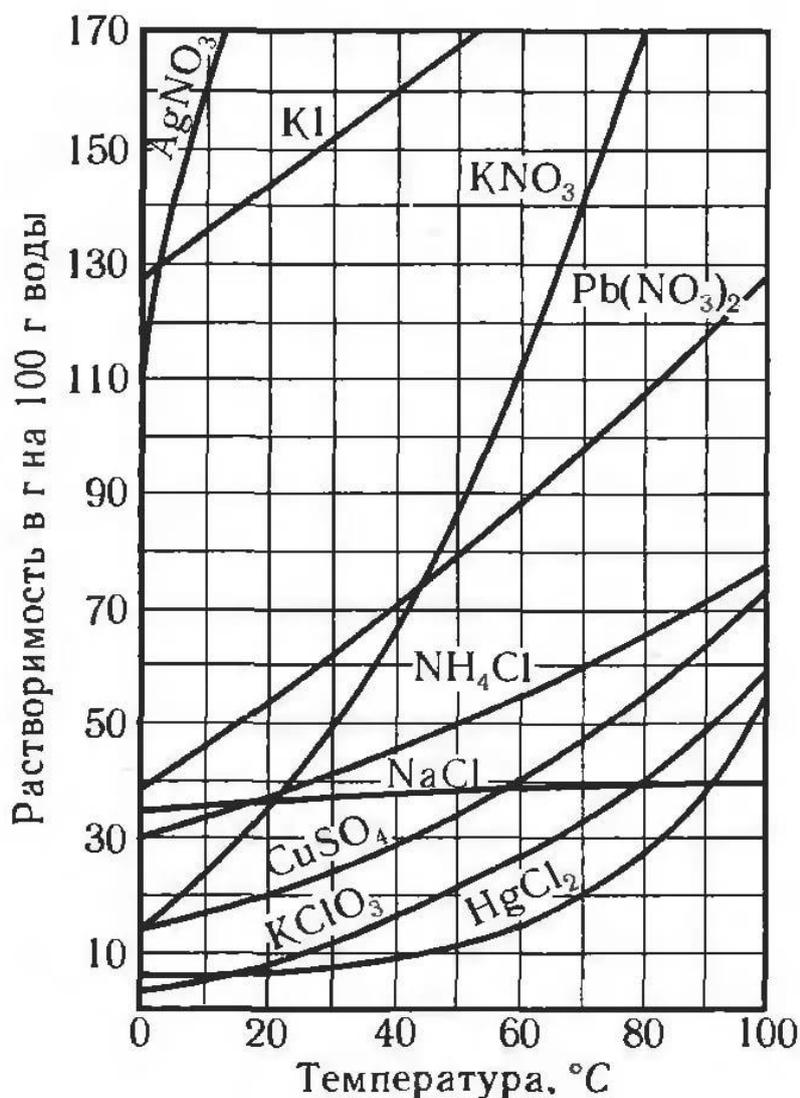


Рис. Кривые растворимости

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите с тетрадь определение растворимости веществ.
2. Какие бывают вещества по растворимости в воде?
3. Определите, какие вещества хорошо растворяются, мало растворяются и практически не растворяются в воде. KOH, CrCl<sub>3</sub>, FeS, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, BaCO<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.

Ответ запишите в виде таблицы.

Хорошо растворимые	Малорастворимые	Нерастворимые

вещества	вещества	вещества

Для выполнения этого задания используйте «таблицу растворимости веществ»

4. От каких факторов зависит растворимость веществ?
5. Какие из следующих веществ могут растворяться в воде, а какие — в бензоле:  $H_2$ , HCl,  $N_2$ , NaOH,  $CH_3OH$ ,  $C_2H_6$ .
6. Объясните следующие явления:
  - а) если открыть бутылку шампанского и налить его в бокал, то в бокале будут выделяться пузырьки газа;
  - б) если из холодильника достать стакан воды, то через некоторое время на внутренних стенках стакана образуются пузырьки газа.
7. Определите растворимость с помощью кривых растворимости:
  - а) карбоната аммония  $NH_4CO_3$  при  $20^\circ C$ ,  $60^\circ C$ ,  $90^\circ C$ ;
  - б) нитрата калия  $KNO_3$  при  $20^\circ C$ ,  $60^\circ C$ ,  $90^\circ C$ .

## ТЕМА КОЛИЧЕСТВЕННАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА СОСТАВА РАСТВОРА

**Концентрации** – это количественная характеристика раствора, которая показывает содержание растворенного вещества в единице массы или объёма.

### Способы выражения концентрации растворов

*1. Массовая доля растворенного вещества определяется отношением массы растворённого вещества к массе раствора.*

Массовую долю выражают в долях единицы или процентах (например, 0,5 или 50%) и обозначают буквой  $\omega$  (омега).

Например, мы имеем раствор сахара в воде. Сахар – растворённое вещество, вода – растворитель. Массу вещества обозначим  $m_{в-ва}$ ; массу растворителя –  $m_{р-ля}$ .

Тогда масса раствора  $m_{р-ра} = m_{в-ва} + m_{р-ля}$ .

Массовая доля вещества:

$$\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

Массовая доля, выраженная в процентах (**процентная концентрация**), показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

Например,  $\omega(\text{NaCl}) = 15\%$ . Это означает, что если  $m_{\text{р-ра}} = 100$  г, то масса вещества в этом растворе  $m_{\text{в-ва}} = 15$  г. Это означает, что в 100 г этого раствора содержится 15 г вещества.

**Концентрация растворённого вещества** показывает количество или массу растворённого вещества, содержащееся в единице массы или единице объёма раствора.

Массу раствора можно рассчитать по формулам

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V, \text{ где } \rho - \text{плотность раствора, г/мл; } V - \text{объём раствора, мл.}$$

**2. Молярная концентрация вещества (С)** в растворе показывает, сколько молей растворённого вещества содержится в одном литре раствора. Её выражают в молях на литр (моль/л) и обозначают  $c(\text{X})$  (X – химическая формула вещества):

$$c(\text{X}) = \frac{n}{V}, \text{ МОЛЬ/Л,}$$

где  $n$  – количество вещества X в растворе, моль;

$V$  – объём раствора, л.

Так как,

$$n = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}}, \text{ МОЛЬ,} \quad \text{то } c(\text{X}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V}, \text{ МОЛЬ/Л}$$

### Решение типовых задач.

**Пример 1.** В воде массой 500 г растворили 40 г вещества NaOH. Плотность полученного раствора  $\rho = 1$  г/см<sup>3</sup>. Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию NaOH в растворе.

**Дано:**

$$m_{\text{р-ля}} = 500 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г}$$

$$\rho = 1 \text{ г/см}^3$$

$$\omega(\text{NaOH}) - ?;$$

$$c(\text{NaOH}) - ?$$

**Решение**

1. Рассчитаем массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}} = 40 + 500 = 540 \text{ (г).}$$

2. Рассчитаем массовую долю NaOH в растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{40}{540} = 0,074 = 7,4\%.$$

3. Рассчитаем молярную концентрацию NaOH.

Объём раствора равен

$$V_{\text{р-р}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{540 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 540 \text{ см}^3 = 0,54 \text{ л}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тогда, } c(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 0,54} = 1,85 \text{ моль/л}$$

**Ответ:**  $\omega(\text{NaOH}) = 0,074 = 7,4\%$ ;

$c(\text{NaOH}) = 1,85 \text{ моль/л.}$

**Пример 2.** Приготовить раствор хлорида натрия NaCl массой 300 г с массовой долей NaCl 5%.

**Дано:**

$m_{p-ра} = 300 \text{ г}$

$\omega(\text{NaCl}) = 0,05$

$m(\text{NaCl}) - ?;$

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

**Решение**

1. Рассчитаем массу вещества из уравнения:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m_{в-ва}}{m_{p-ра}}$$

Отсюда  $m_{в-ва} = \omega \cdot m_{p-ра} = 0,05 \cdot 300 = 15 \text{ г}$ .

2. Тогда  $m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{p-ра} - m_{в-ва} = 300 - 15 = 285 \text{ г}$ .

**Ответ:** Для приготовления данного раствора необходимо взять 15 г NaCl и 285 г воды.

## ТЕМА КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

Не все вещества растворимы друг в друге, то есть образуют гомогенные системы. Например, зубная паста: мелкие частицы твердого вещества распределены в жидкости. Такое состояние веществ получило название дисперсной системы.

Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых *мнш* вещество (дисперсная фаза) в виде очень мелких частиц *ралиом* /то распределено в объеме другого (дисперсионная среда).

В зависимости от размеров частиц распределенного вещества различают *грубодисперсные системы* с размерами частиц более 500 нм и *тонкодисперсные (коллоидные растворы)* с размерами частиц от 1 до 100 нм. Например, коллоидная система образуется при растворении небольшого количества яичного белка в воде.

Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами. В растворах частицы растворенного вещества имеют размеры, обычные для молекул и ионов и не превышают 1 нм.

Коллоидные растворы легко отличаются от истинных растворов при освещении пучком света. Коллоидные растворы *рассеиваю»* подающий свет ш счет частиц дисперсной фазы. При этом коллоидный раствор при осеикнии как бы светится сам. Характерным признаком является *эффект Тиндаля*. Он заключается в появлении в коллоидном растворе светящейся дорожки при пропускании через него луча света.

Важнейшими типами коллоидных систем являются золи и гели.

Золи - это коллоидные системы, в которых дисперсионной средой является жидкость, и дисперсной фазой - твердое вещество. С течением времени частицы золя укрупняются при столкновении друг с другом.

Такое явление называется *коагуляция*

В результате действия силы тяжести эти частицы выпадают и ОСАДОК - происходит их *седиментация*

При длительном хранении гидрофильные золи могут превращаться в гели - особое студнеобразное коллоидное состояние. При этом отдельные частицы золя связываются друг с другом и образуют сплошную пространственную сетку.

Твердая фаза становится непрерывной, а частицы жидкости - изолированными.

Гели широко распространены в нашей жизни. Это не только пищевые (зефир, мармелад), косметические (кремы и медицинские (мази, масти) гели, но и биологические (хрящи, сухожилия, волосы).

Дисперсные системы очень многообразны. Можно сказать, что они составляют основу всего живого мира. Цитоплазма клеток имеет свойства, характерные как для жидких, так и для студнеобразных веществ. С химической точки зрения организм в целом - это сложная совокупность многих коллоидных систем.

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название дисперсной системы	Примеры дисперсных систем
газ	жидкость	аэрозоль	туалет, облака
	твёрдое вещество	аэрозоль	дым, пыль в воздухе
жидкость	газ	пена	газированные напитки, избыток сливок
	жидкость	эмульсия	молоко, жидкие среды организма (гипазма крови, лимфа), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кардиоциты)
	твёрдое вещество	золь, суспензия	речной и морской ил, пасты
твёрдое вещество	газ	твёрдая пена	хлебобулочные изделия, пенопласты, пористый шоколад
	жидкость	гель	желе, желатин, косметические и медицинские средства (мази, тушь)
	твёрдое вещество	твёрдый золь	Горные породы, цветные стекла

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите в тетрадь определение раствора?
2. Какой раствор называют насыщенным и ненасыщенным?
3. Что показывает концентрация растворенного вещества?
4. Какие способы выражения состава раствора вы знаете?

5. Запишите в тетрадь определение массовой доли вещества.
6. Запишите в тетрадь формулу для определения массовой доли вещества и формулы для определения массы раствора.
7. Запишите в тетрадь определение молярной концентрации и соответствующую формулу.
8. Определите массу соли, необходимую для приготовления 1 л 5%-ного раствора, плотность которого  $\rho = 1,1$  г/мл.
9. К раствору массой 200 г с массовой долей вещества 15% добавили 100 г воды. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.
10. Смешали 300 г 10%-ного раствора и 400 г 20%-ного раствора одного и того же вещества. Рассчитайте массовую долю этого вещества в полученном растворе.
11. Рассчитайте молярную концентрацию 5%-ного раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Плотность раствора  $\rho = 1,03$  г/см<sup>3</sup>.
12. Запишите в тетрадь определение коллоидных растворов.
13. К 250 г 10%-го раствора глюкозы добавит 150 мл воды. Какая массовая доля (в процентах) глюкозы в получении после разбавления растворе?
14. Раствор объемом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.
15. Какой объём 90% раствора серной кислоты потребуется для приготовления 10 л раствора концентрацией 3 моль/л?

## ТЕМА ДИФФУЗИЯ. ОСМОС

При растворении веществ происходит диффузия этих веществ. Раствор становится однородным, то есть концентрации растворенного вещества и каждой точке объёма одинаковая.

Если раствор отделен от чистого растворителя полупроницаемой перегородкой (мембраной), то растворенное вещество не может проникнуть в через перегородку в растворитель, возможно шлихи проникновение молекул растворителя через перегородку в раствор. Таким образом, концентрация раствора постепенно будет уменьшаться вследствие разбавления его растворителем.

**Осмозом** называется самопроизвольный процесс проникновения частиц растворителя в раствор через полупроницаемую мембрану.

Осмоз возникает и тогда, когда полупроницаемой перегородкой разделены рост вры разной концентрации.

Явление осмоса можно продемонстрировать на рис. .

Широкий конец трубки, закрытый полупроницаемой мембраной (например, пергамент, целлофан) наполняют рясом сахара и погружают в стакан с водой. Через некоторое время вода переходит сквозь мембрану в раствор сахара. Вследствие увеличения объема раствор будет подниматься вверх по трубке.

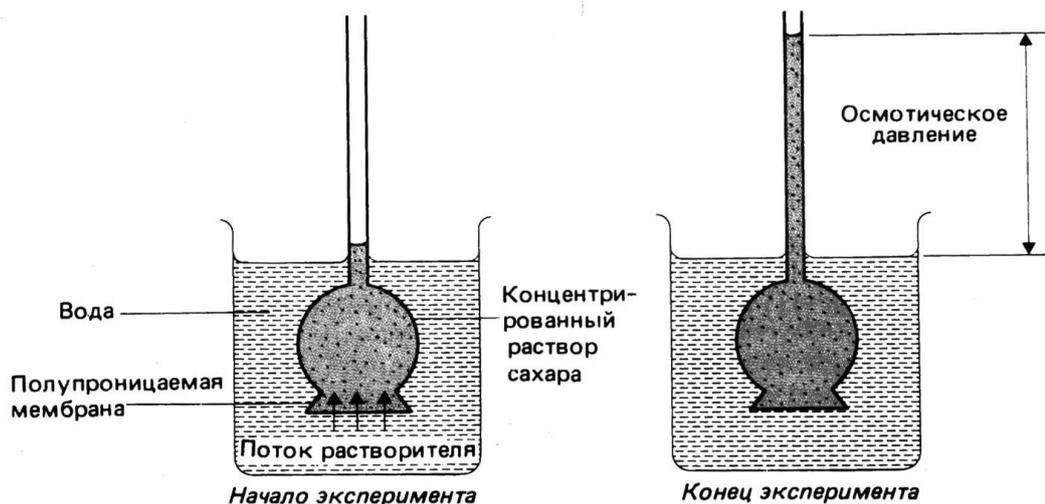


Рис . Эксперимент, который показывает действие осмотического давления

Образующийся столб жидкости будет создавать определенное давление, которое в какой-то момент вызовет прекращение осмоса. Это приводит к установлению разности давлений по обе стороны мембраны.

**Осмотическим давлением** называется давление, которое необходимо приложить к концентрированному раствору, чтобы воспрепятствовать переносу растворителя через мембрану. Его обозначают греческой буквой  $\pi$ .

Соотношение между осмотическим давлением и концентрацией для разбавленных растворов описывает уравнение Вант-Гоффа.

$$\pi = C \cdot R \cdot T,$$

где  $\pi$  - осмотическое давление, Па;  $C$  - молярная концентрация, моль/л;  $R$  - универсальная газовая постоянная, 8,31 Дж/(моль·К);  $T$  - температура, К.

Животные и растительные клетки - это микроскопические осмотические системы, так как у клетки оболочка имеет свойства полупроницаемой мембраны. Постоянно поддерживаемое в них осмотическое давление придаст прочность и упругость тканям живых организмов, так называемый тургор. Если клетка отмирает, то оболочка теряет свойство полупроницаемости и тургор исчезает (растение вянет).

Осмотическое давление - главная причина, которая обеспечивает движение воды в растениях и ее подъем от корней до вершины. Клетки листьев, когда теряют воду, осмотически всасывают ее из клеток стебля, а клетки стебля из клеток корня, которые берут воду из почвы.

*Растворы с одинаковым осмотическим давлением называются изотоническими.* Это растворы с одинаковым количеством растворенного вещества.

*Физиологический раствор - это раствор, который содержит 0,9% NaCl.* Это изотонический раствор по отношению к плазме крови

*Гипертоническими* называются растворы с осмотическим давлением большим, чем у внутриклеточной жидкости.

*Гипотоническими* называются растворы с осмотическим давлением меньшим, чем у внутриклеточной жидкости.

В медицине обычно используют изотонические растворы, но иногда применяют и гипертонические. Например, и хирургии гипертоническими повязками покрывают раны. Гипертоническая повязка оттягивает на себя жидкость и очищает рану от микроорганизмов.

Если поместить клетки в дистиллированную воду, то происходит набухание (увеличение объёма) клеток из-за осмоса воды в клетку, а затем разрыв оболочек (осмотический шок или **гемолиз**).

Если поместить клетки в растворы с высокой концентрацией солей наблюдается падение осмотического давления и сжимание клеток из-за потери воды (**плазмолиз**).

Явление плазмолиза используют, например, при консервировании пищевых продуктов путем добавления больших количеств соли или сахара. Микроорганизмы подвергаются плазмолизу и становятся нежизнеспособными.

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите в тетрадь определение диффузии
2. Запишите в тетрадь определение осмоса
3. Зарисуйте в тетрадь эксперимент, который показывает действие

осмоса.

4. Запишите в тетрадь определение осмотического давления, уравнение Вант-Гоффа.

5. Запишите в тетрадь что такое гемолиз и плазмолиз.

## **ТЕМА ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ**

Растворы одних веществ проводят электрический ток, а растворы других веществ в тех же условиях ток не проводят.

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве все вещества можно разделить на **электролиты и неэлектролиты**.

**Электролиты** – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К ним относятся кислоты, соли, щелочи – соединения с ионной и полярной ковалентной связью.

**Неэлектролиты** – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. В молекулах неэлектролитов (органические вещества, газы, вода) связи ковалентные неполярные или малополярные.

Электрический ток могут переносить только заряженные частицы.

В растворах электролитов такими заряженными частицами являются ионы: катионы (+), например, ион  $H^+$  – катион водорода; ион  $Na^+$  – катион натрия и анионы (-) например, ион  $Cl^-$  – анион хлора. Катионы в электрическом поле перемещаются к отрицательно заряженному электроду (катоде), а анионы – к положительно заряженному электроду (аноду).

Причиной возникновения ионов в растворе является процесс электролитической диссоциации.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов солей, кислот и оснований шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 г. создал *теорию электролитической диссоциации*

### ***Основные положения теории электролитической диссоциации***

1. Электролиты при растворении или расплавлении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы — положительные и отрицательные. Свойства ионов отличаются от свойств атомов, из которых они образованы.

**Электролитическая диссоциация** – это процесс распада электролита на ионы при его растворении в воде или плавлении.

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически (рис. №№№). Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к *отрицательно заряженному электроду (катоде)*, отрицательно заряженные ионы — к *положительно заряженному электроду (аноду)*. Поэтому положительные ионы называются *катионами*, отрицательные ионы – *анионами*.

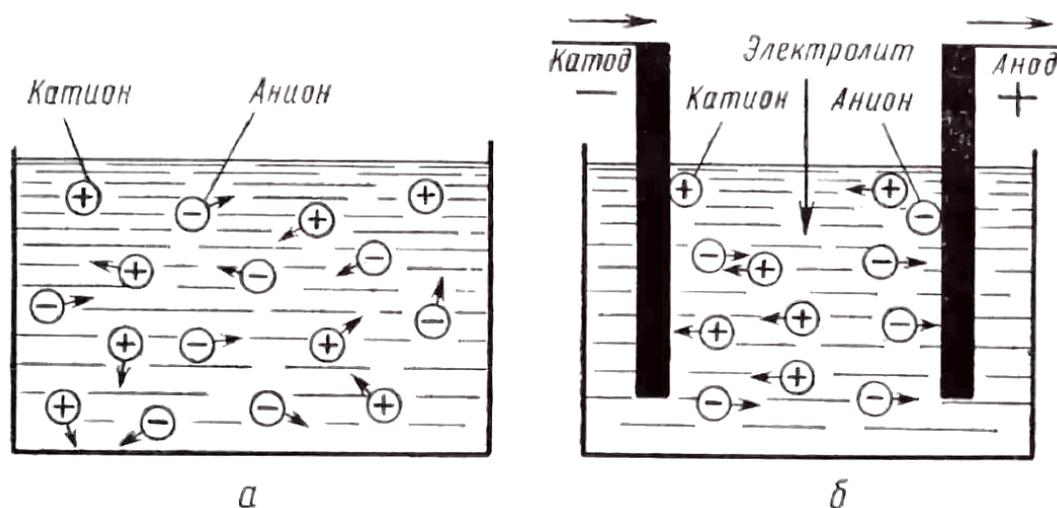


Рис №№№. Движение ионов в растворах: а) без электрического тока; б) при пропускании постоянного тока через электролит.

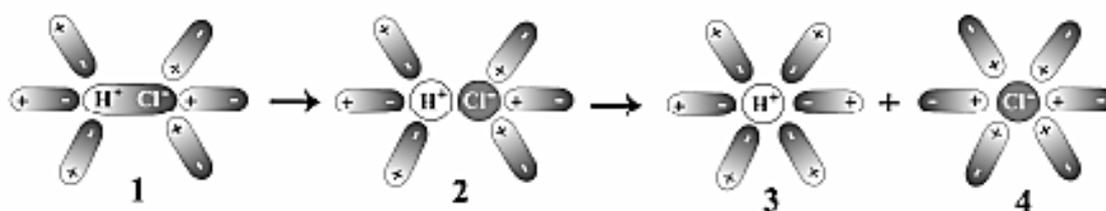
Общий заряд катионов в растворе равен общему заряду анионов, поэтому раствор всегда электронейтральной.

3. Диссоциация — обратимый процесс. Одновременно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация) и молекулы.

*Например, уравнение диссоциации молекулы электролита*



В водных растворах диссоциация происходит под действием полярных молекул растворителя (воды). Рассмотрим схему электролитической диссоциации молекул HCl в водном растворе:

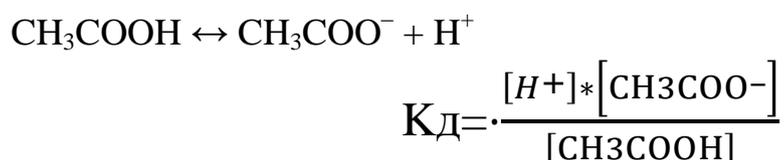


- 1 – полярная молекула HCl;  
 2 – превращение полярной молекулы HCl в ионы H<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>;  
 3 – гидратированный катион (катион, окружённый молекулами воды);  
 4 – гидратированный анион (анион, окружённый молекулами воды);  
 — полярная молекула воды.

Молекулы HCl образованы по типу ковалентной полярной связи. Вокруг каждой полярной молекулы вещества ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными полюсами – к отрицательному полюсу.

В результате этого взаимодействия общая электронная пара полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью (атом Cl), полярная молекула HCl превращается в ионную и затем легко образуются гидратированные ионы H<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>.

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый. Для него можно записать выражение константы равновесия, которая в этом случае называется константой диссоциации:



Одни электролиты диссоциируют полностью (в растворе присутствуют только ионы), другие – частично (в растворе присутствуют и ионы и молекулы).

Количественной мерой процесса диссоциации является **степень диссоциации  $\alpha$  (альфа)**.

**Степень диссоциации  $\alpha$**  показывает долю молекул, которые распались на ионы, и определяется отношением количества молекул, которые продиссоциировали на ионы (n) к общему числу молекул электролита в растворе (N):

$\alpha = \frac{n}{N}$ , при этом  $\alpha$  может принимать значения от 0 до 1 (от 0 до 100%).

*Степень электролитической диссоциации зависит:*

- от природы электролита и растворителя,
- от концентрации растворенного вещества (чем больше концентрация, тем меньше степень диссоциации),
- от температуры (с повышением температуры степень диссоциации увеличивается).

По способности к диссоциации электролиты делят **на сильные и слабые**.

К сильным электролитам относятся вещества степень диссоциации которых близка к 1(100%).

Сильные электролиты в водных растворах полностью распадаются на ионы (в растворах практически есть только ионы):



**К сильным электролитам относят:**

1) неорганические кислоты

– бескислородные HCl, HBr, HI;

– кислородсодержащие, у которых разность между числом атомов кислорода и водорода  $\geq 2$ , например, HClO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и др.

2) гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH, NaOH, KOH, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>);

3) соли (хорошо растворимые).

**К слабым электролитам относятся**

1) почти все органические кислоты (CH<sub>3</sub>COOH и др.)

2) многие нерастворимые гидроксиды металлов (кроме гидроксидов активных металлов), а также NH<sub>4</sub>OH;

3) некоторые неорганические кислоты (HNO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HF и др.);

4) вода (H<sub>2</sub>O).

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Запишите в тетрадь определения: электролит, неэлектролит.

2. Электрический ток проводят:

- а) водный раствор гидроксида натрия;
- б) водный раствор глюкозы;
- в) раствор азота в воде;
- г) водный раствор сульфата натрия;

- д) расплав гидроксида калия.
3. *Запишите в тетрадь основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса.*
  4. *Какие из следующих ионов являются катионами, а какие анионами:  $Al^{3+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $F^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $Rb^+$ ?*
  5. *Запишите в тетрадь определение степени диссоциации*
  6. *Запишите в тетрадь факторы, которые влияют на степень диссоциации.*
  7. *Отмените смысл слов «сильная кислота» и «слабая кислота». Для этого используйте понятие «степень диссоциации».*
  8. *Даны вещества:  $FeCl_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $H_2CO_3$ ,  $HCl$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $CuSO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $NH_4OH$ ,  $KOH$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $AlPO_4$ ,  $NH_4Cl$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $KBr$ ,  $HF$ ,  $H_2SO_4$ ?  
Определите, какие из них являются сильными, а какие слабыми электролитами.*
  9. *Вода - это сильный или слабый электролит?*
  10. *Запишите в тетрадь выражение константы диссоциации уксусной кислоты, которая диссоциирует по схеме*  
 $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$ .

## ТЕМА ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, СОЛЕЙ

### Электролитическая диссоциация кислот

Все кислоты при диссоциации в водных растворах дают одинаковый катион – катион водовода ( $H^+$ ) и разные анионы кислотного остатка.

Общие характерные свойства кислот определяются именно присутствием ионов водорода (кислый вкус, изменение окраски индикатора, реакция нейтрализации).

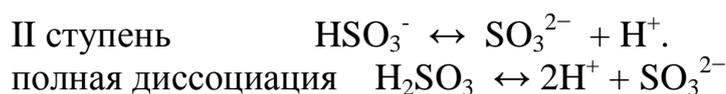
С точки зрения теории электролитической диссоциации, *кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода ( $H^+$ ).*

Например,



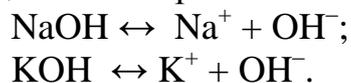
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



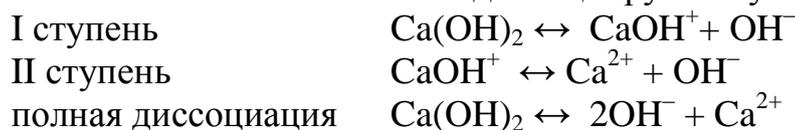


### Электролитическая диссоциация оснований

Растворимые основания (щелочи) в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительные ионы металлов:



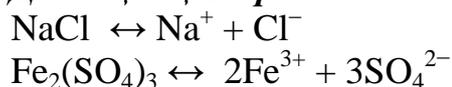
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



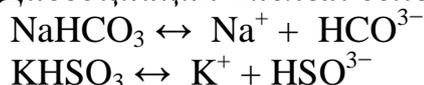
С точки зрения теории электролитической диссоциации, *основания – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы (OH<sup>-</sup>).*

### Электролитическая диссоциация солей

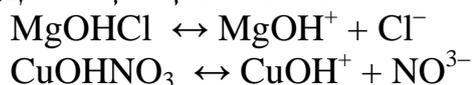
**Диссоциация средних солей:**



**Диссоциация кислых солей:**



**Диссоциация основных солей:**



С точки зрения теории электролитической диссоциации, *соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катион остатка основания и анион кислотного остатка.*

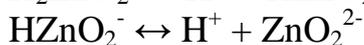
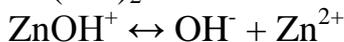
### Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов

**Амфотерные гидроксиды** — это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода  $\text{H}^+$  и гидроксид-анионы, то есть диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.

В амфотерных гидроксидах диссоциация по типу кислот и по типу оснований происходит потому, что прочность химических связей между атомами металла и кислорода (Me—O) и между атомами кислорода и водорода (O—H) почти одинаковая. Поэтому в водном растворе эти связи

разрываются одновременно, и амфотерные гидроксиды при диссоциации образуют катионы  $H^+$  и анионы  $OH^-$ .

Составим уравнение электролитической диссоциации гидроксида цинка  $Zn(OH)_2$ .

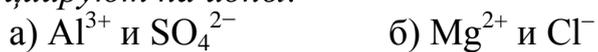


## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации следующих электролитов в растворах:

- а) сульфата натрия; б) нитрата алюминия; в) хлорида гидроксомеди (II); г) бромоводородной кислоты; д) гидрокарбоната кальция.

2. Напишите формулы соединений, которые при растворении в воде диссоциируют на ионы:



3. Запишите в тетрадь определение кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации

4. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих кислот

- а) бромоводородной кислоты  $HBr$ ;  
б) сернистой кислоты  $H_2SO_3$ ;  
в) фосфорной кислоты  $H_3PO_4$ .

5. Запишите в тетрадь определение оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации

6. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих оснований.

- а) гидроксида натрия;  
б) гидроксида свинца (II).

7. Запишите в тетрадь определение амфотерных гидроксидов с точки зрения теории электролитической диссоциации.

8. Составьте уравнения электролитической диссоциации гидроксида алюминия  $Al(OH)_3$  в виде основания.

9. Запишите в тетрадь определение средних солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

10. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих, электролитов:

- а) средних солей  $Ni(NO_3)_2$ ,  $CaCl_2$ ,  $Na_3PO_4$ ;  
б) кислых солей:  $KHCO_3$ ,  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $Na_2HPO_4$ ;

в) основных солей:  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

11. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ

- а) серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- б) угольной кислоты ;
- в) гидроксида бария;
- г) гидроксида цинка
- д) фосфата аммония.

## ТЕМА ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ.

### ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ (PH). ИНДИКАТОРЫ

Вода – очень слабый электролит. Степень диссоциации воды при  $25^\circ\text{C}$   $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ .

Поэтому в водном растворе всегда присутствуют катионы водорода  $\text{H}^+$  и анионы гидроксид-иона  $\text{OH}^-$ , которые образуются в результате обратимой диссоциации:



Для этого равновесного процесса можно записать выражение для константы равновесия (константы диссоциации)

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

где  $K_d(\text{H}_2\text{O})$  – константа диссоциации воды, равная  $1,8 \cdot 10^{-16}$  при  $25^\circ\text{C}$ ;  
 $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  – молярные концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ ;  
 $[\text{H}_2\text{O}]$  – молярная концентрация недиссоциированных молекул воды.

Концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной, так как вода очень слабо диссоциирует на ионы.

Ее можно рассчитать по формуле:

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M \cdot V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/л}$$

Объём воды  $V = 1$  л. Масса 1 л воды  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000$  г.  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль.

$$c(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,56 \text{ моль/л}$$

Тогда получим:

$$1,8 \cdot 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56}$$
$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (при } 25^\circ\text{C)}.$$

Произведение концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  является при данной температуре постоянной величиной и называется **ионным произведением воды ( $K_w$ )**:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Любой водный раствор кислоты, щелочи или соли содержит ионы водорода  $\text{H}^+$  и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

Концентрация ионов  $\text{H}^+$  определяет кислотность раствора (среды), а концентрация ионов  $\text{OH}^-$  определяет щёлочность раствора.

В кислых растворах преобладают ионы  $\text{H}^+$ , в щелочных – ионы  $\text{OH}^-$ , но произведение их концентраций в любых водных растворах остается постоянным.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ если } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-], \text{ то } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}.$$

Растворы, в которых  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л называются нейтральными.

Если к нейтральному раствору (чистая вода) добавить кислоту, то концентрация ионов  $[\text{H}^+]$  увеличится (станет больше, чем  $10^{-7}$  моль/л), а концентрация ионов  $\text{OH}^-$  уменьшится.

Растворы, в которых  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  называют **кислыми** ( $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ ).

Растворы, в которых концентрация  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  ( $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ ) называют **щелочными**.

Для количественной характеристики кислотности среды используют так называемый **водородный показатель рН** ("пэ аш", от латинского "pundus hydrogenium" – "вес водорода").

**Водородный показатель рН** – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

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

Аналогично  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ .

Если  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль/л, то  $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$  – среда нейтральная.

Если  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л ( $10^{-6}$ ,  $10^{-5}$ ,  $10^{-4}$  ...), то  $\text{pH} < 7$  (6, 5, 4 ...) – среда кислая.

Если  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л ( $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$ ,  $10^{-10}$  ...), то  $pH > 7$  (8, 9, 10 ...) – среда щелочная.

Так как  $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ , то

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$$

$$pH + pOH = 14.$$



Кислотность раствора можно определить с помощью индикаторов.

**Индикаторы** – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от pH раствора.

Переход одного цвета индикатора в другой происходит в определенном интервале значений pH. Чаще всего в лабораторной практике используют такие индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
<b>лакмус</b>	красный					[штрихованная область]			синий						
<b>фенолфталеин</b>	бесцветный								[штрихованная область]		розовый				
<b>метиловый оранжевый</b>	красный		[штрихованная область]								желтый				

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Что определяет: а) кислотность раствора; б) щёлочность раствора?
2. Что называется ионным произведением воды и от чего оно зависит?
3. Что такое водородный показатель?
4. Какие значения принимает водородный показатель (pH) в а) нейтральной среде; б) кислой среде; в) щелочной среде.
5. Укажите значение pH и цвет индикаторов фенолфталеина и метилового оранжевого в растворах:
  - а) NaOH, если  $c(\text{NaOH}) = 0,001$  моль/л;
  - б) HCl, если  $c(\text{HCl}) = 0,001$  моль/л;

в) чистая вода.

## ТЕМА ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

В водных растворах электролиты существуют обычно в виде ионов. Поэтому реакции в растворах электролитов – это реакции между ионами.

Их можно изображать молекулярными и ионными уравнениями.

При составлении ионных уравнений нужно помнить, что нерастворимые вещества (осадки), газы и мало диссоциированные вещества изображают в молекулярной форме, а хорошо диссоциированные вещества (сильные электролиты) – в ионной форме.

Образование осадков отмечают знаком "стрелка вниз" ( $\downarrow$ ), образование газов – знаком "стрелка вверх" ( $\uparrow$ ).

Реакции, в результате которых образуются осадки, газы, вода или другие мало диссоциированные вещества протекают до конца, т.е. являются **необратимыми**.

Чтобы записать сокращенное (краткое) ионное уравнение, необходимо исключить ионы, которые не участвуют в реакции.

Например:

1)  $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$  – молекулярное уравнение;

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{AgCl}\downarrow$  – полное ионное уравнение;

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$  – сокращенное ионное уравнение;

2)  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  – молекулярное уравнение;

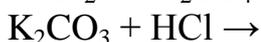
$2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$  – полное ионное уравнение;

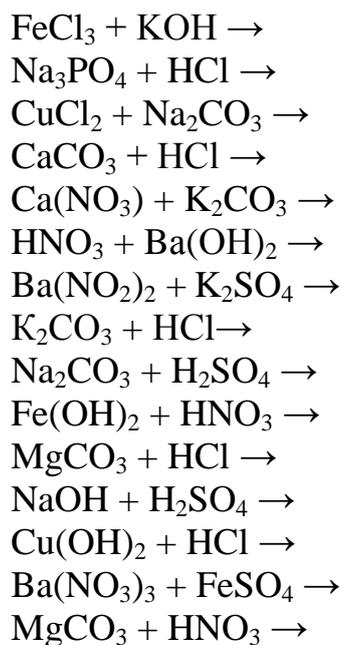
$2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$  – сокращенное ионное уравнение.

Если в реакции не участвуют сильные электролиты, то ионный вид уравнения отсутствует:  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HF} = \text{MgF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .

### ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Составить молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения:





## ТЕМА ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

В чистой воде среда нейтральная ( $\text{pH} = 7$ ), водные растворы кислот имеют кислую реакцию ( $\text{pH} < 7$ ), а водные растворы щелочей – щелочную ( $\text{pH} > 7$ ).

Практика показывает, что не только растворы кислот и оснований, но и растворы солей могут иметь щелочную или кислую реакцию.

Причиной этого является гидролиз солей.

В водных растворах соли полностью диссоциируют на катионы и анионы:



Кроме этих ионов в водном растворе всегда присутствуют ионы водорода и гидроксид-ионы, которые образуются при диссоциации воды:



Если ионы воды  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  при взаимодействии с ионами соли  $\text{K}^+$  и  $\text{A}^-$  образуют малодиссоциированное соединение (слабый электролит), то идет гидролиз соли.

**Гидролиз солей** – это обменная реакция соли с водой, в результате которой образуется слабый электролит.

Все соли в зависимости от природы образующих ее катиона и аниона можно разделить на четыре группы.

**Таблица Типы солей**

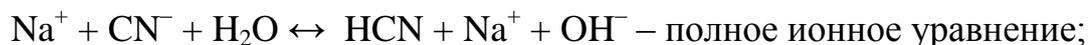
<b>Типы солей</b>	<b>Примеры</b>
Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой	$\text{Na}_2\text{SO}_4$ , $\text{CsCl}$ , $\text{CaBr}$ , $\text{KNO}_3$
Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{K}_2\text{SiO}_3$ , $\text{Na}_2\text{S}$ , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
Соли, образованные слабым основанием и; сильной кислотой	$\text{ZnCl}_2$ , $\text{FeSO}_4$ , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
Соли, образованные слабым основанием и I слабой кислотой	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$ , $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$

**1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону). Реакция среды щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).**

Соль цианид натрия  $\text{NaCN}$  образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и слабой кислотой  $\text{HCN}$ . В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



Образовавшиеся при этом анион соли  $\text{CN}^-$  и катион воды  $\text{H}^+$  образуют слабый электролит  $\text{HCN}$ . Поэтому уравнение гидролиза соли будет иметь вид:

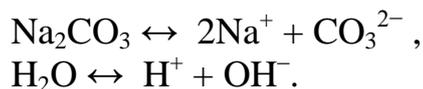


Гидролиз идет по аниону,  $\text{pH} > 7$ .

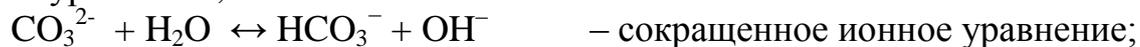


Если соль образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием одной молекулы воды. Например, соль карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и слабой двухосновной кислотой  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Гидролиз может протекать по двум ступеням.

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



I ступень.  $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$  – полное ионное уравнение;



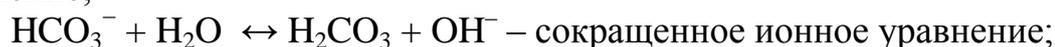
Гидролиз идет по аниону,  $\text{pH} > 7$ .

Образовавшаяся по I ступени кислая соль гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$  диссоциирует по схеме:



Поэтому II ступень гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  будет представлена следующими уравнениями:

II ступень.  $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$  – полное ионное уравнение;



Гидролиз идет по аниону,  $\text{pH} > 7$ .

Для усиления гидролиза повышают температуру или разбавляют раствор (чем меньше концентрация соли, тем полнее протекает гидролиз).

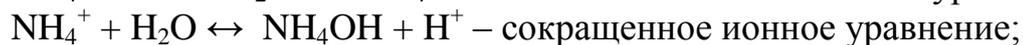
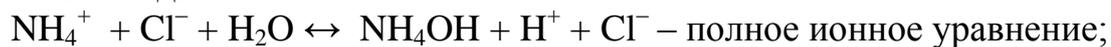
## **2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону). Реакция среды кислая ( $\text{pH} < 7$ ).**

Соль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  (гидроксид аммония) и сильной кислотой  $\text{HCl}$ .

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



Образовавшиеся при этом катион соли  $\text{NH}_4^+$  и анион воды  $\text{OH}^-$  образуют слабый электролит  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Поэтому уравнение гидролиза соли будет иметь вид:



Гидролиз идет по катиону,  $\text{pH} < 7$ .

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием **одной** молекулы воды.

Соль хлорид железа (III) образована слабым трехкислотным основанием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ . Можно записать три ступени гидролиза.

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



I ступень

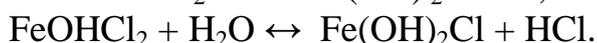
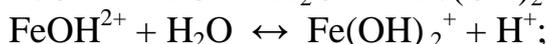
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{FeOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$  – полное ионное уравнение;



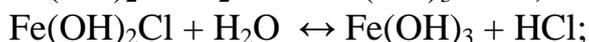
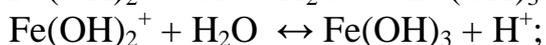
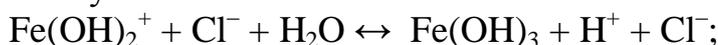
Образовавшаяся основная соль  $\text{FeOHCl}_2$  диссоциирует в водном растворе:



II ступень



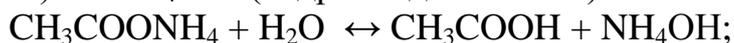
III ступень



Гидролиз идет по катиону,  $\text{pH} < 7$ .

### **3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз по катиону и аниону).**

Соль ацетат аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабой уксусной кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Ионы  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  и  $\text{NH}_4^+$ , образовавшиеся при диссоциации соли ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$ ) с ионами воды  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют слабые электролиты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (уксусная кислота) и  $\text{NH}_4\text{OH}$  (гидроксид аммония). Соль подвергается гидролизу:



Гидролиз идет по катиону и аниону. Значение  $\text{pH}$  среды в этом случае зависит от относительной силы образующихся кислоты и основания. Так как  $\text{K}_\text{D}(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx \text{K}_\text{D}(\text{NH}_4\text{OH})$ , то раствор ацетата аммония имеет нейтральную реакцию.

#### 4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, рН среды не изменяется.

Соль хлорид натрия NaCl образована сильным основанием NaOH и сильной кислотой HCl. Образовавшиеся при диссоциации ионы Na<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup> не образуют с ионами воды слабого электролита. Гидролиз не идет.

#### Правила гидролиза:

1. Если в составе соли присутствует хотя бы один ион, который соответствует слабому электролиту (кислоте или основанию), то соль гидролизуется. При этом с водой взаимодействует именно этот ион.

2. Многозарядные ионы гидролизуются ступенчато. Число ступеней равно величине заряда иона. Как правило, гидролиз протекает только по первой ступени, так как по второй или третьей ступени его подавляют катионы водорода или гидроксид-анионы.

3. Реакция среды в водном растворе соли, которая гидролизуется, соответствует иону сильного электролита в ее составе (« что сильнее, то и побеждает »).

#### Алгоритм составления уравнения гидролиза соли

Действие	Пример
Определить, каким основанием и какой кислотой образована соль	NH <sub>4</sub> Cl NH <sub>4</sub> OH слабое основание HCl сильная кислота
Написать уравнение диссоциации соли и воды	NH <sub>4</sub> Cl ↔ NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> , H <sub>2</sub> O ↔ H <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Определить, какие ионы соли и воды соединяются, образуя молекулы слабого электролита	NH <sub>4</sub> Cl ↔ Cl <sup>-</sup> + NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> H <sub>2</sub> O ↔ H <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Написать полное ионное уравнение гидролиза соли	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O ↔ NH <sub>4</sub> OH + H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup>
Написать сокращенное ионное уравнение гидролиза, определить реакцию среды	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> O ↔ NH <sub>4</sub> OH + H <sup>+</sup> Гидролиз идет по катиону рН < 7
Написать молекулярное уравнение гидролиза соли	NH <sub>4</sub> Cl + H <sub>2</sub> O ↔ NH <sub>4</sub> OH + HCl

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Какой процесс называют гидролизом?

2. Какие соли подвергаются гидролизу?

3. Определите тип солей.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COORb}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Ответ запишите в виде таблицы.

Тип соли	Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой	Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой	Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой	Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой

4. Составьте уравнения гидролиза следующих солей, укажите pH среды:

- а) сульфида натрия; б) хлорида меди (II); в) нитрата алюминия;  
г) фосфата натрия; д) карбоната калия; е) хлорида цинка.

5. Запишите уравнения гидролиза солей и определите среду водных растворов (pH) и тип гидролиза:



6. Составьте уравнения гидролиза солей, определите тип гидролиза и среду раствора:



7. Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ:

Сульфид Калия -  $\text{K}_2\text{S}$ , Бромид алюминия -  $\text{AlBr}_3$ , Хлорид лития –  $\text{LiCl}$ , Фосфат натрия -  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , Сульфат калия -  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , Хлорид цинка -  $\text{ZnCl}_2$ , Сульфит натрия -  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , Сульфат аммония -  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , Бромид бария -  $\text{BaBr}_2$ .

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Габриелян, О.С. Химия: пособие для школьников и поступающих в ВУЗы / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Дрофа, 2006. – 703 с.
2. Кузьменко, Н.Е. 2400 задач по химии для школьников и поступающих в ВУЗы / Н.Е. Кузьменко. – М. : Химия, 2001. – 546 с.
3. Кузьменко, Н.Е. Химия. Теория и задачи / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. – М. : Мир и Образование, 2003. – 544 с.
4. Хомченко, Г.П. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы / И.Г. Хомченко. – М. : Новая волна, 2006. – 480 с.
5. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы / по ред. А.С. Егорова // Ростов п/Д: «Феникс», 2003. – 768 с.
6. Панаева Т. Д. Химия: учеб. пособие для иностранных студентов подготовительного отделения / Т. Д. Панаева, И. С. Зайцева, О. А. Мураева; Харьк. нац. ун-т гор. хоз-ва им. А. Н. Бекетова. – Х. : ХНУГХ им. А. Н. Бекетова, 2014. – 149 с.