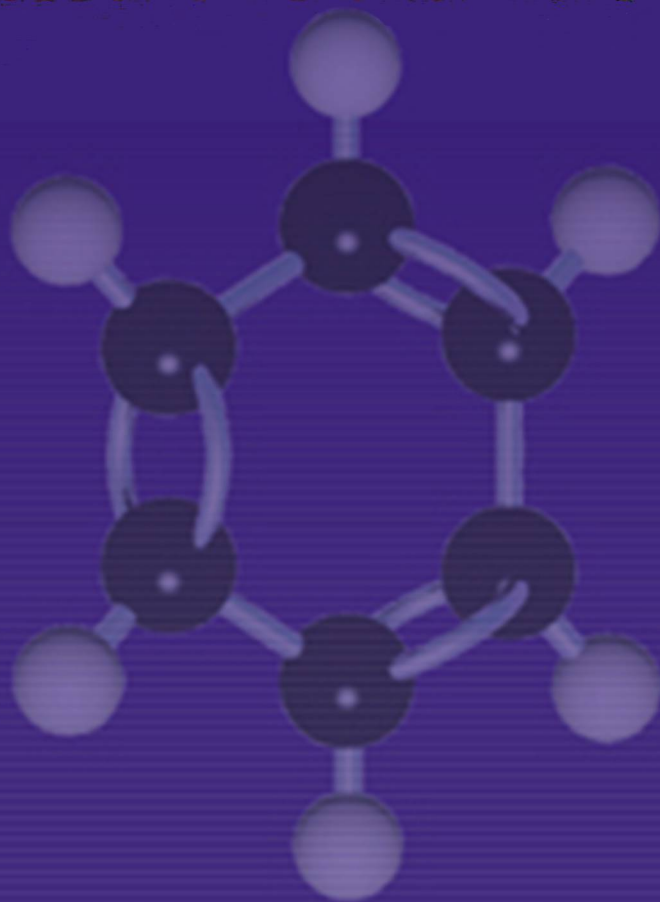


# ГОТОВИ ЗА МАТУРА

ПОДГОТОВКА ЗА ДЪРЖАВЕН ЗРЕЛОСТЕН ИЗПИТ

# ХИМИЯ

и опазване на околната среда



ИЗДАТЕЛСТВО  БУЛВЕСТ 2000











# 1.

## ХИМИЧНИ ЕЛЕМЕНТИ

### Строеж на атома на елементи от IA, IIA, IIIA, VIA и VIIA група

Елементите от IA и IIA група са **s-елементи**, защото при тях се изгражда **s-електронният подслој** на последен слой. Например електронната конфигурация на натрия е  ${}_{11}\text{Na}(1s^22s^22p^63s^1)$ , а на калция е  ${}_{20}\text{Ca}(1s^22s^22p^63s^23p^64s^2)$ .

Елементите от IIIA, VIA и VIIA група са **p-елементи**, защото при тях се изгражда **p-електронен подслој** на последен слой. Например електронната конфигурация на алуминия е  ${}_{13}\text{Al}(1s^22s^22p^63s^23p^1)$ , на сярата е  ${}_{16}\text{S}(1s^22s^22p^63s^23p^4)$ , на хлора –  ${}_{17}\text{Cl}(1s^22s^22p^63s^23p^5)$ .

Основните характеристики на елементите от IA, IIA група и алуминий са отразени в табл. 1.

Таблица 1. Основни характеристики на елементите от IA, IIA група и алуминий.

Елементи	Химичен характер	Валентност	Просто вещество
Елементи от IA група <b>Li, Na, K, Rb, Cs</b>	Метален.	първа	метали
Елементи от IIA група <b>Be, Mg, Ca, Sr, Ba</b>	Метален, но по-слабо изразен от този на елементите от IA група. <b>Be</b> прави изключение, защото е неметал.	втора	метали
<b>Al</b>	Метален, но по-слабо изразен от този на елементите от IIA група.	трета	метал

Основните характеристики на елементите от VIA и VIIA група са отразени в табл. 2.

Таблица 2. Основни характеристики на елементите от VIA и VIIA група.

Елементи	Химичен характер	Валентност	Просто вещество
Елементи от VIA група <b>O, S, Se, Te, Po</b>	Неметален.	Променлива 2, 4, 6	неметали
Елементи от VIIA група <b>F, Cl, Br, I, At</b>	Неметален, но по-силно изразен от този на елементите от VIA група.	Променлива 1–7	неметали

Основните химични взаимодействия на металите от IA, IIA и IIIA група са представени в табл. 3.

Таблица 3. Химични свойства на металите от IA, IIA група и алуминий.

Взаимодействие със:	Химични елементи		
	Алкални метали (IA група) Li, Na, K, Rb, Cs	Алкалоземни метали от IIA група Ca, Sr, Ba	Алуминий (IIIA група)
кислород	$4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ <i>основен оксиг</i> $2\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2$ <i>пероксиг</i>	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ <i>основен оксиг</i>	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ <i>амфотерен оксиг</i>
водород	$2\text{K} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{KH}$ <i>йонен хидрид</i>	$\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$ <i>хидрид</i>	–

Продължение на таблица 3.

Взаимодействие със:	Химични елементи		
	Алкални метали (IA група) Li, Na, K, Rb, Cs	Алкалоземни метали от IIA група Ca, Sr, Ba	Алуминий (IIIA група)
групи неметали	$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$ <i>сол</i>	$Ba + Cl_2 \rightarrow BaCl_2$ <i>сол</i>	$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ <i>сол</i>
вода	$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$ <i>основа и водород</i>	$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$ <i>основен хидроксид и водород</i>	-
оксиди на тежките метали	-	-	$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe + Q$ <i>алуминотермия</i>
киселини	$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$ <i>сол и водород</i>	$Ba + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2\uparrow$ <i>сол и водород</i>	$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$ <i>сол и водород</i>
основи	-	-	$2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow$ <i>сол и водород</i>

Основните химични взаимодействия на неметалите от VIA и VIIA група са представени в табл. 4.

Таблица 4. Химични свойства на неметалите от VIA и VIIA група.

Взаимодействие със:	Химични елементи	
	Неметали от VIA O, S, Se, Te	Неметали от VIIA F, Cl, Br, I
кислород	$S + O_2 \rightarrow SO_2$ <i>киселинен оксид</i>	Не реагират пряко, но са известни оксиди, които се получават индиректно.
водород	$S + H_2 \rightleftharpoons H_2S$ <i>сероводород</i>	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ <i>хлороводород</i>
метали	$Fe + S \xrightarrow{нагр.} FeS$ <i>железен сулфид</i>	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$ <i>железен трихлорид</i>

Основните химични взаимодействия на съединенията на елементите от IA до VIIA група са представени съответно в таблиците 5, 6 и 7.

Таблица 5. Химични свойства на някои киселини на елементите от VIA и VIIA група.

Взаимодействие със:	Киселини	
	Киселини VIA група $H_2SO_3, H_2SO_4$	Киселини VIIA група $HCl, HClO_4$
основен оксид	$H_2SO_4 + CaO \rightarrow CaSO_4 + H_2O$ <i>калциев сулфат</i>	$2HCl + CaO \rightarrow CaCl_2 + H_2O$ <i>калциев дихлорид</i>
основа	$H_2SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + 2H_2O$ <i>динатриев сулфит</i>	$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ <i>натриев хлорид</i>
сол	$H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$ <i>бариев сулфат</i>	$HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$ <i>сребърен хлорид</i>
Електролитна дисоциация	$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{2-}$ $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$



Таблица 6. Химични свойства на някои оксиди на елементите от IA, IIA, IIIA, VIA и VIIA група.

ОКСИДИ				
IA група $Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O$	IIA група $CaO, SrO, BaO$	IIIA група $Al_2O_3$	VIA група $SO_2, SeO_2, TeO_2$	VIIA група $Cl_2O, Cl_2O_7$
<b>ХИМИЧЕН ХАРАКТЕР</b>				
основен	основен	амфотерен	киселинен	киселинен
<b>ХИМИЧНИ СВОЙСТВА</b>				
<b>Взаимодействие с вода:</b>				
$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$ <i>натриева основа</i>	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ <i>калциев дихидроксид</i>	-	$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ <i>сериста киселина</i>	$Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HClO_4$ <i>перхлорна киселина</i>
<b>Взаимодействие с киселинен оксид:</b>				
$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$ <i>натриев карбонат</i>	$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ <i>калциев карбонат</i>	-	-	-
<b>Взаимодействие с киселина:</b>				
$K_2O + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2O$ <i>калиев хлорид и вода</i>	$BaO + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2O$ <i>бариев дихлорид</i>	$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$ <i>алуминиев трихлорид</i>	-	-
<b>Взаимодействие с основен оксид:</b>				
-	-	$Na_2O + Al_2O_3 \rightarrow 2NaAlO_2$ <i>натриев металалуминат</i>	$SO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_3$ <i>натриев сулфит</i>	-
<b>Взаимодействие с основа:</b>				
-	-	$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$ <i>натриев металалуминат</i>	$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ <i>динатриев сулфат</i>	-

Таблица 7. Химични свойства на някои хидроксиди на елементите от IA, IIA и IIIA група.

Взаимодействие със:	Хидроксиди			Амфотерни хидроксиди IIIA група $Al(OH)_3$
	Основни хидроксиди (основни) IA група $LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH$	Основни хидроксиди IIA група $Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$	Основни хидроксиди IIIA група $Al(OH)_3$	
киселинен оксид	$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ <i>динатриев карбонат</i>	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ <i>калциев карбонат</i>	–	–
киселина	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ <i>натриев хлорид</i>	$Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$ <i>бариев дихлорид</i>	$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$ <i>алуминиев трихлорид</i>	$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$ <i>алуминиев трихлорид</i>
основа	–	–	–	$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$ <i>натриев металуминат</i>
сол	$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2 \downarrow$ <i>динатриев сулфат</i>	–	–	–
Електролитна дисоциация	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$	–	–

## СТРОЕЖ НА АТОМА

### Съвременни представи за строежа на атома

Идеята на Ръдърфорд от началото на XX век, че атомът се състои от атомно ядро и електронна обвивка, се е запазила и до днес, но тя е претърпяла значително развитие.

#### ■ Атомно ядро

Размерите на атомното ядро са 100 000 пъти по-малки от размерите на атома.

Независимо от това в атомните ядра се съдържа по-голямата част от масата на атома (около 99,90 %).

#### ● Градивни частици на атомното ядро

Опитно е доказано (Мозли и Чадуиг), че **атомното ядро** е изградено от два вида частици – протони и неутрони.

**Протоните** са частици с един относителен положителен заряд и маса 1,00784 *u* (приблизително 1) и спин  $\frac{1}{2}$ . Те се означават със символи  ${}^1_1\text{p}$ . Техният брой в ядрото се нарича **протонно число**, което се означава със **Z** и е равно на поредния номер на елемента в периодичната система.

**Неутроните** са частици без заряд, с маса 1,0086 *u* (приблизително 1) и спин  $\frac{1}{2}$ . Броят на неутроните в атомното ядро се нарича **неутронно число N**.

Протоните и неутроните се наричат общо **нуклони – ядрени частици**.

Сумата от броя на протоните (**Z**) и броя на неутроните (**N**) в атомното ядро се нарича масово число (**A**).

$$A = Z + N$$

#### ● Ядрени сили

В атомното ядро нуклоните (протоните и неутроните) са свързани с особен вид сили, наречени ядрени сили. Характерна особеност на тези сили е, че те действат само в границите на атомни-

те ядра. Ядрата на атомите на химичните елементи се означават така:  ${}^A_Z\text{E}$ , където **E** е химичният знак на елемента, **Z** – протонното число, а **A** – масовото число.

#### ■ Изотопи и изобари

**Изотопите** са атоми с еднакъв брой протони (**Z**) в атомните ядра, но с различни масови числа (**A**). Изотопите имат различен брой неутрони (**N**) в ядрата.

Водородът има три изотопа, като само двата се срещат в природата  ${}^1_1\text{H}$  (99,9 %) и деутерий  ${}^2_1\text{D}$ . Третиият  ${}^3_1\text{T}$  не се среща в природата.

Повечето от химичните елементи в природата са смес от изотопи. Цинкът е смес от пет изотопа. Природните бор, флуор и натрий се състоят само от един изотоп  ${}^9_4\text{B}$ ,  ${}^{19}_9\text{Fe}$ ,  ${}^{23}_{11}\text{Na}$ .

Относителната атомна маса на елемента е процентно пропорционална на масата на изотопите на елемента в природата. Природният хлор е смес от изотопите  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  (75,53 %) и  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  (24,47 %). Затова природният хлор има относителна атомна маса 35,45.

**Изобарите** са атоми с еднакви масови числа (**A**), но с различен брой протони (**Z**) в атомните ядра. Атомите  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{40}_{19}\text{K}$ ,  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$  са изобари. Изобарите са атоми на различни химични елементи. Те имат различни физични и химични свойства.

#### ■ Строеж на електронната обвивка на атома

Електронната обвивка на атома е изградена от електрони ( $e^-$ ), които се движат непрекъснато около атомното ядро.

**Основни характеристики на електрона.** Електронът има много по-малка маса от протона и неутрона – около  $1/1836$  от тяхната маса. Електронът има един относителен отрицателен заряд, т.е. по абсолютна стойност електронът и протонът имат равни, но различни по знак заряди.

● **Електронът се характеризира и с величината спин**

**Спинът** е свързан със собствения механичен и магнитен момент на електрона.

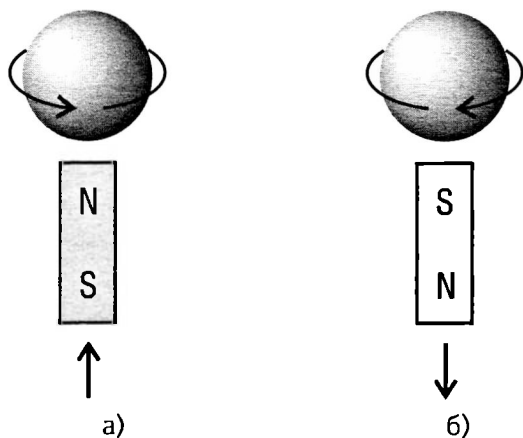
Опитно е доказано, че електроните се проявяват като малки магнити (фиг. 1). В нехомогенно магнитно поле те се ориентират по два начина, на които съответстват две стойности на проекцията на магнитния момент, характеризирани се с числата  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$ .

Това схематично се означава с две стрелки  $\uparrow$  или  $\downarrow$ . Два електрона могат да притежават еднакви (паралелни  $\downarrow\downarrow$  или  $\uparrow\uparrow$ ) спинове или противоположни (антипаралелни)  $\uparrow\downarrow$  спинове.

● **Енергия на електроните в атома. Енергетични нива. Слоест строеж на електронната обвивка на атома**

Енергията на електроните в атома се определя от:

- 1) Движението на електроните около атомното ядро;
- 2) От привличането между електроните и ядрото;
- 3) От отблъскването между електроните.



Фиг. 1. Два възможни случая на ориентация на спина на електрона – а)  $\uparrow$  б)  $\downarrow$

Съгласно квантовата механика електроните в атома заемат само състояния с точно определена енергия, наречени **квантови състояния**. Едно квантово състояние се означава с квадратче и електроните в него със стрелки.

Квантовите състояния са групирани в **слоеве** и **подслоеве** (*нива* и *поднива*). Затова електронната обвивка на атомите има **слоест строеж**. До този извод е достигнал датският учен Нилс Бор. Той е показал, че в зависимост от енергията си електроните се движат на различно разстояние от атомното ядро и са групирани в електронни слоеве.

**Електронен слой** образуват електрони, които имат равна или близка енергия. Те се движат на приблизително еднакво разстояние от ядрото.

Номерацията на електронните слоеве ( $n$ ) започва от слоя, който е най-близо до атомното ядро. Освен с числа електронните слоеве се означават и с латински букви **K, L, M, N** и т.н. За **K-слоя**  $n = 1$ , за **L-слоя**  $n = 2$ , и т.н. (фиг. 2).

**Максималният брой** електрони във всеки слой е равен на  $2n^2$ , където  $n$  е номерът на слоя (табл. 1).

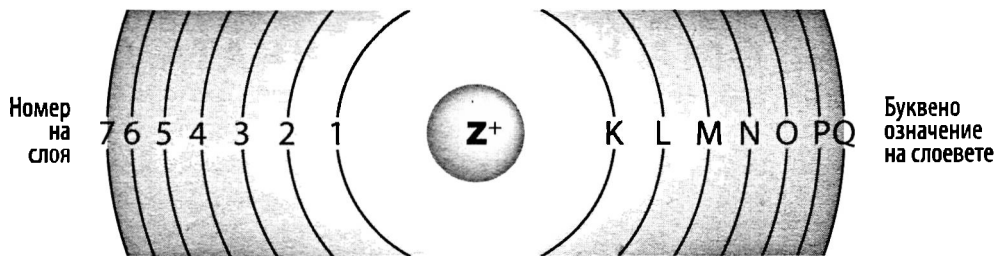
Таблица 1. Електронни слоеве и максимален брой електрони в тях.

Слой	K	L	M	N	O	P	Q	...
Номер на слоя $n$	1	2	3	4	5	6	7	...
Максимален брой електрони ( $2n^2$ )	2	8	18	32	50	72	98	...

Електронните слоеве се състоят от един или повече **подслоеве** (поднива). Те се означават с **s, p, d, f**. Броят на подслоеве в един слой е равен на номера на слоя ( $n$ ).

Подслоеве се означават по следния начин: първо се записва номерът ( $n$ ) на слоя, след това видът на слоя (**s, p, d, f**). Например  $1s, 2s, 2p$  и т.н.

Максималният брой електрони в даден вид подслой (подниво) зависи от вида (**s, p, d, f**) на подслоя. В **s**-подслоя на всеки слой може да има най-много два електрона, в **p**-подслоя – шест, в **d**-подслоя – десет, в **f**-подслоя – четиринадесет. Това се означава по следния начин  $s^2, p^6, d^{10}, f^{14}$ .



Фиг. 2. Означаване на електронните слоеве с букви или числа

Електроните, които заемат един и същ подслой, притежават еднаква енергия.

Редът на енергията на електроните по подслоеве е следният:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$$

Енергията на подслоеве нараства

## ■ Електронна конфигурация на атомите

Разпределението на електроните по подслоеве и слоеве се нарича електронна конфигурация на атома.

Състояние на атома, което има минимум енергия, се нарича основно състояние и електронната конфигурация в този случай се нарича електронна конфигурация на основното състояние на атома.

За да има атомът минимум енергия, електроните трябва да заемат тези свободни състояния, които имат възможно най-ниска енергия. Затова електроните заемат последователно подслоеве според тяхната енергия. Означаването на електронната конфигурация се извършва, като се спазва следният алгоритъм:

1) Записва се химичният знак и поредният номер на елемента, който показва броя на протоните в ядрото и броя на електроните в електронната обвивка на атома.

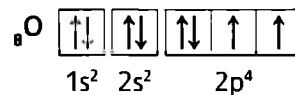
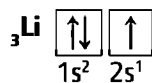
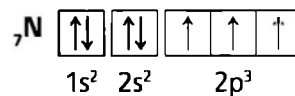
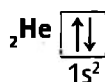
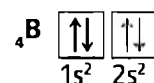
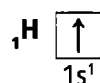
2) Разпределят се електроните по подслоеве, като се има предвид, че във всяко квантово състояние може да има най-много два електрона с противоположни спинове.

Броят на квантовите състояния зависи от вида на подслоя – s-подслоеве имат само едно състояние, което се означава с квадратче □, p-подслоеве се състоят от три състояния, означавани с три квадратчета □□□, d-подслоят има пет състояния □□□□□, а f-подслоят – седем □□□□□□□.

3) Електроните в състоянията се означават със стрелки.

4) В едно квантово състояние, схематично показано с едно квадратче, може да има най-много два електрона с противоположни спинове (↑↓).

Например електронната конфигурация на основното състояние на атомите на **H**, **He**, **Li**, **B**, **N** и **O** се изразява по следния начин:



Когато едно състояние е заето само с един електрон, той се нарича **единичен електрон**. Ако в състоянието има два електрона с **антипаралелни спинове** (↑↓), те образуват електронна двойка.

# СТРОЕЖ НА АТОМА И ПЕРИОДИЧНАТА СИСТЕМА

## Периодичен закон

Едно от гениалните открития на XIX век е периодичният закон, формулиран през 1869 г. от руския химик Д. И. Менделеев. По това време учените не са познавали строежа на атома. Затова класическата формулировка на периодичния закон, дадена от Менделеев, е следната:

**Свойствата на химичните елементи и на техните съединения са в периодична зависимост от относителната атомна маса на елементите.**

Най-важната характеристика на атомите на даден химичен елемент не е атомната маса, а броят на протоните в ядрата им. Затова съвременната формулировка на периодичния закон гласи:

**Свойствата на химичните елементи и на техните съединения са в периодична зависимост от броя на протоните в атомните им ядра.**

Причината за **периодичното изменение на свойствата на елементите** и на образуваните от тях съединения е **слоестият строеж на електронната обвивка на атомите и нейното периодично изграждане** (вж. при тема „Строеж на атома“).

Сходството в свойствата на елементите се дължи главно на аналогичния строеж на последните два електронни слоя на атомите, от които зависят главно свойствата на химичните елементи.

Елементите литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb** и цезий **Cs** проявяват сходство в свойствата си, защото електронната конфигурация на последния слой е съответно  $2s^1$  за литий,  $3s^1$  за натрий,  $4s^1$  за калий при сходно запълнен предпоследен слой – два електрона при литий и осем при останалите алкални елементи.

## Строеж на електронната обвивка на атомите и периодичната система

**В периодичната система (таблица) химичните елементи са подредени според броя на протоните в атомните ядра и според периодичния закон.**

Има различни варианти на периодичната система. Най-често се използват класическият (вж. втора корица) и дългопериодният вариант (вж. трета корица). Всеки елемент има определено място в периодичната система, което се дължи на броя на протоните в атомните му ядра. Те определят поредния номер на елемента в периодичната система. Всеки елемент в периодичната система заема една клетка, в която са записани името му, химичният знак, относителната му атомна маса, броят на протоните в ядрата на атомите на елемента (поредният му номер) и електронната конфигурация на основното състояние на атомите

и подслоеве, в които има единични електрони (фиг. 1).



Фиг. 1.

Периодичната система независимо от различните графични варианти структурно се състои от **седем периода** и **осем групи**. Всяка група се разделя на главна (А) и вторична (Б). Например в **IA** група са елементите **Li, Na, K, Rb, Cs** и **Fr**, а в **IB** група са елементите **Cu, Ag, Au**.

По препоръка на IUPAC (Международен съюз по чиста и приложна химия) в дългопериодния вариант на периодичната система групите се означават с арабски числа от 1 до 18.

### ■ Периоди

Първият период съдържа два елемента. Той започва с водорода  ${}_1\text{H}$  и завършва с хелия  ${}_2\text{He}$ . При хелия първият К-слои е напълно изграден. От следващия елемент литий  ${}_3\text{Li}$  започва изграждането на втория L-слои и втория период на периодичната система, в който се съдържат осем елемента. Той завършва с инертния газ неон  ${}_{10}\text{Ne}$  и т.н.

Последователното запълване на слоевете и подслоеве с електрони е показано на фиг. 2.

**Всеки период след първия започва с алкален метал (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, при които елементи започва изграждането на s-състоянията на нов електронен слои) и завършва с инертен газ (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).**

### ■ Групи

В периодичната система елементите са групирани в осем групи. Всяка група се състои от две подгрупи: главни (А), номерирани от **IA** до **VIIIA**, и вторични (Б), номерирани от **IB** до **VIIIB**. Осма Б-група се състои от 9 елемента – по три във всеки голям период (4, 5, 6).

**Химичните елементи от дадена група (А или Б) имат сходни химични свойства.**

**Атоми, които имат в последния електронен слои равен брой електрони в еднакви по вид подслоеве при сходно запълване на предпоследния слои, проявяват сходни химични свойства и се наричат електронни аналози.**

Номер на периода	Изграждане на подслоеве	Брой на елементите
1	$s^1$ $s^2$	2
2	$s^1 s^2 p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6$	8
3	$s^1 s^2 p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6$	8
	„Включване“ на 3d-електроните	
4	$s^1 s^2 d^1 \dots d^{10} p^1 \dots p^6$	18
	4d-електроните	
5	$s^1 s^2 d^1 \dots d^{10} p^1 \dots p^6$	18
	„Включване“ на 4f-електроните	
6	$s^1 s^2 d^1 f^1 \dots f^{14} d^2 \dots d^{10} p^1 \dots p^6$	32
	5f-електроните	
7	$s^1 s^2 d^1 f^1 \dots f^{14} d^2$	18+...
Всичко елементи в системата		107+...

Фиг. 2. Последователно запълване на подслоеве с електрони по периоди

Според електронната конфигурация на последния слой на атомите химичните елементи са:

**s-елементи** – елементите от IA и IIA група, както и водородът **H** и хелият **He**;

**p-елементи** – всички елементи от останалите главни групи (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA и VIIIA);

**d-елементи** – елементите от всички вторични (B) групи (от IB до VIIIB включително). При тях се изгражда d-подслой на предпоследен слой.

**f-елементи** – лантаноидите и актиноидите.

При тях се изграждат f-състоянията на предпоследен слой.

Следователно елементите от главните (A) групи са s- или p-елементи. Броят на електроните в последния (валентен) слой на елементите от главните групи е равен на номера на главната група. Това се отнася за случая, когато се използва приетата по-рано номерация на групите, а не тази на IUPAC.

**Вторичните (B) групи** включват елементи само от големите периоди. Те са d- или f-елементи.

## Връзка между строежа на електронната обвивка на атомите, мястото на химичните елементи в периодичната система и техните свойства

Свойствата на елементите се определят от строежа на техните атоми.

**Монотонно** се променят броят на протоните и неутроните в атомното ядро, атомните маси като цяло и броят на електроните в електронната обвивка на атомите.

**Повечето от величините и свойствата**, които

зависят директно от строежа на електронната обвивка на атомите, **се променят периодично** при увеличаване броя на протоните в атомните ядра. Такива величини и свойства са: атомният радиус (**R**), йонизационната енергия (**I**), електронното сродство (**A**), електроотрицателността (**X**) и химичните свойства на елементите и техните съединения.

## Изменение на свойствата на елементите по периодичната система

В даден период свойствата на химичните елементи не се променят рязко, а постепенно при увеличаване броя на протоните в атомните ядра (поредния номер на елемента **Z**).

**При преход от даден период към следващ свойствата на химичните елементи рязко се променят.**

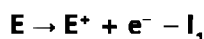
Например вторият период завършва с инертния газ неон  ${}_{10}\text{Ne}$ , а следващият трети период започва с алкалния метал натрий  ${}_{11}\text{Na}$ . Изменението на някои величини, характеризиращи атомите, по периоди е следното:

### ■ Атомен радиус (R)

В даден период като правило той намалява при нарастване броя на протоните в атомното ядро (поредния номер на елемента **Z**) (фиг. 3). Причината за намаляване на атомния радиус при нарастване на броя на протоните в ядрото (**Z**) е, че се увеличава силата на привличане между ядрото и електроните от електронната обвивка на атома.

### ■ Йонизационна енергия (I)

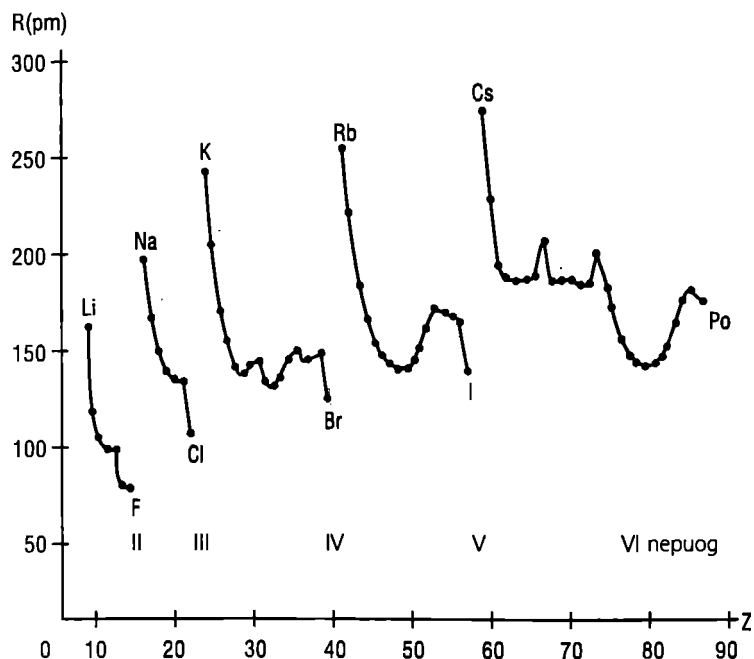
Минималната енергия, която е необходима за отделяне на един електрон от изолиран атом в основно състояние, за да се образува положителен йон, се нарича първа йонизационна енергия ( $I_1$ ). Първо се отделя най-слабо свързаният електрон.



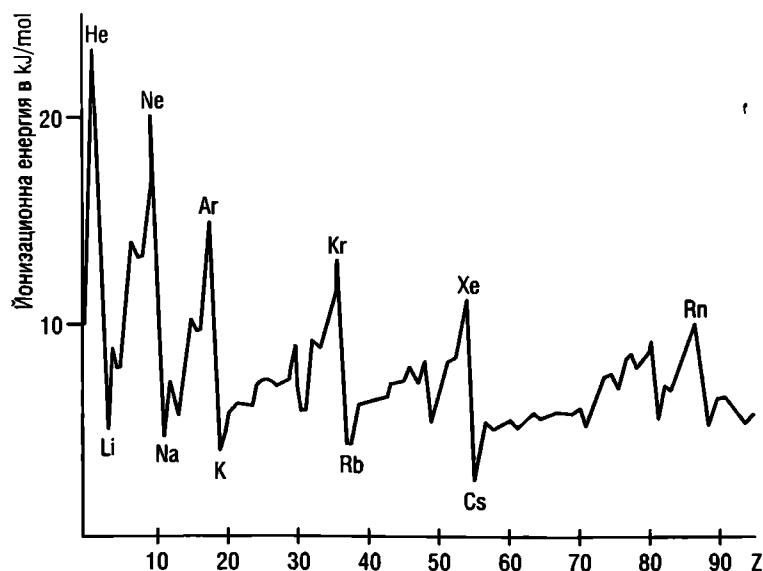
Йонизационната енергия се измерва в килоджаула за мол (kJ/mol) или в електронволта (eV). В последния случай вместо йонизационна енергия се използва понятието **йонизационен потенциал**.

**При преход от един период към следващ период йонизационната енергия рязко намалява** (фиг. 4). Причината за това е отслабване на силата на привличане между атомното ядро и най-слабо свързаните електрони от последния слой при увеличаване на броя на слоевете, заети електрони.





**Фиг. 3.** Изменение на атомния радиус ( $R$ ) при увеличаване броя на протоните в ядрото ( $Z$ )



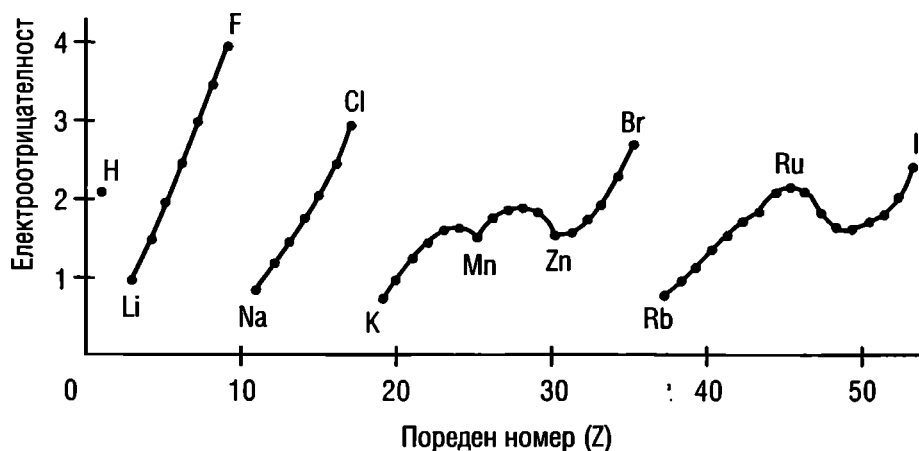
**Фиг. 4.** Изменение на йонизационната енергия ( $I_1$ ) при увеличаване на поредния номер ( $Z$ )

### ■ Електронно сродство (електронен афинитет) ( $A$ )

Енергията, която се отделя или поглъща, когато електрон се присъединява към основното състояние на изолиран неутрален атом, при което се образува отрицателен йон, се нарича електронно сродство или електронен афинитет.

Електронното сродство се измерва също в  $\text{kJ/mol}$  или  $\text{eV}$ .

Електронното сродство е характерна величина за елементите с неметален характер и в даден период достига максималната си стойност при елементите от VIIA група.



Фиг. 5. Изменение на електроотрицателността ( $\chi$ ) при нарастване на поредния номер ( $Z$ )

### ■ Електроотрицателност ( $\chi$ )

Електроотрицателността е величина, която характеризира свойството на свързаните атоми да привличат валентните електрони.

Електроотрицателността се променя също периодично при нарастване броя на протоните в атомните ядра ( $Z$ ). В даден период при нарастване на  $Z$  електроотрицателността също нараства и достига максимална абсолютна стойност при съответния елемент от VIIA група (фиг. 5).

Както се вижда от фиг. 5, **при преход от един период към друг период електроотрицателността рязко намалява.**

### ■ Химичен характер на елементите

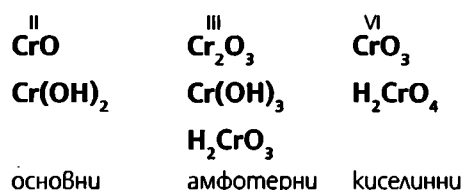
Съгласно препоръките на IUPAC химичните елементи се разделят на **метали** и **неметали**.

**Химичният характер** на елементите също се **изменя периодично**, защото зависи главно от електронния строеж на последния слой.

Като правило в дадена главна група (**A**) при увеличаване броя на протоните в атомните ядра (поредния номер  $Z$ ) металните свойства се засилват, а неметалните отслабват.

При елементите от вторичните (**B**) групи общо взето се запазват зависимостите от главните групи, но съответните величини (**R**, **I**, **A**,  $\chi$ ) и химичният характер се променят по-

сложно. Причината за това е запълването на **d**- и **f**-подслоевите на по-вътрешни слоеве електрони. Елементите от вторичните групи са метали. Характерът на техните оксиди и хидроксиди зависи и от валентността на **d**- или **f**-елемента, която при повечето от тях е променлива. В най-ниското валентно състояние оксидите и хидроксидите на тези елементи са с преобладаващ основен характер, а във висшата валентност на елемента оксидите и хидроксидите са с преобладаващ киселинен характер. Като пример ще посочим оксидите и хидроксидите на хрома **Cr**.



**Периодичният закон и периодичната система са основа за научни открития и за по-лесното и по-задълбочено изучаване на свойствата на химичните елементи и на техните прости вещества и химични съединения.**

Затова делото на Д. И. Менделеев се сравнява с научен подвиг, довел до нови постижения в областта на химията, физиката и другите природни науки.

# ХИМИЧНА ВРЪЗКА И СТРОЕЖ НА ВЕЩЕСТВОТО

## Теории за природата на химичните връзки

През 1852 г. английският химик Франкланд Вежда понятието **валентност** и го дефинира като **свойство на атомите да се свързват и заместват в определени количествени отношения**. Valentia е дума от латински произход и означава сила.

Механизмът на образуване на тези сили, наречени по-късно **химични**, и природата на валентността са обяснени след създаване на теорията за строежа на атома. Първите теории за обяснение природата на химичните връзки, в които се използват представите за строежа на електронната обвивка на атомите, са предложени през 1916 г. Теорията за **йонната връзка** е предложена от В. Косел, а теорията за образуване на **ковалентната връзка** – от Дж. Люис.

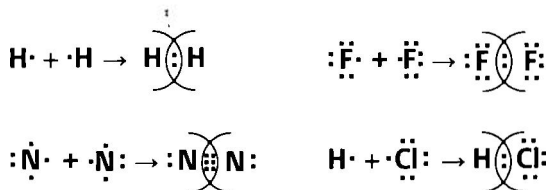
### ■ Ковалентна връзка

Теорията за образуване на ковалентната връзка обяснява свързването на еднакви атоми или атоми с близка електроотрицателност ( $\Delta\chi < 1,6$ ).

**Според теорията на Люис между два свързващи се атома се образуват една или повече общи електронни двойки.**

Тези електронни двойки се образуват от единичните валентни електрони на атомите, които се свързват. Предполага се, че при образуване на химични връзки чрез общи електронни двойки се достига до по-устойчивата електронна конфигурация на последния слой, сходна с тази на съответния инертен газ и **системата от свързани атоми има по-ниска енергия от сумата на енергията на несвързаните атоми**.

Ако валентните електрони се означат с точки (Люисови формули), образуването на молекулите на водорода  $\text{H}_2$ , азота  $\text{N}_2$ , флуора  $\text{F}_2$  и хлороводорода  $\text{HCl}$  се означава така:



**Необходимо условие за образуване на обща електронна двойка е двата електрона да имат различни спинове.**

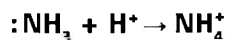
*Свързването на атомите с химични връзки довежда до система (молекулна) с по-ниска енергия и до по-стабилно състояние в сравнение със системата от несвързани атоми.*

### ● Донорно-акцепторен механизъм за образуване на ковалентна връзка

При образуване на една ковалентна връзка, както вече беше показано, всеки атом участва с един единичен валентен електрон.

При донорно-акцепторния механизъм електронната двойка се дава от единия атом (или йон). Той се нарича **донор**, а другият атом (или йон) участва със свободно валентно състояние и се нарича **акцептор**.

При образуване на амониевия катион  $[\text{NH}_4^+]$  от амонячна молекула  $\text{NH}_3$  и водороден катион  $\text{H}^+$



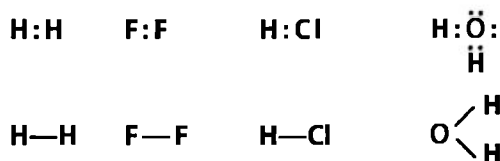
азотът от амонячната молекула, при който има свободна двойка електрони, е донор, а водородният катион  $\text{H}^+$  е акцептор.

Много често така образуваната връзка се нарича още **координативна връзка**.

## ● Характеристики на ковалентната връзка

### 1. Кратност на ковалентната връзка

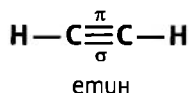
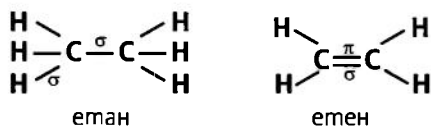
Кратността на ковалентната връзка се определя от броя на общите електронни двойки, които са формирани между два атома. Когато е формирана само една обща електронна двойка, връзката е проста. Връзките в молекулите на водорода  $H_2$ , флуора  $F_2$ , хлороводорода  $HCl$ , водата  $H_2O$  и други са прости (единични) връзки.



Когато атомите са свързани с повече от една електронна двойка, **връзката е кратна – двойна или тройна**. Например в молекулата на  $CO_2$  връзките са двойни, а в ацетилен  $C_2H_2$  връзката между въглеродните атоми е тройна.



Простите връзки се наричат още  $\sigma$ - (сигма) връзки. Двойната връзка се състои от една  $\sigma$ - и една  $\pi$ -връзка, а тройната връзка – от една  $\sigma$ - и две  $\pi$ -връзки.



Връзката между водородните и въглеродните атоми са прости  $\sigma$ -връзки. Двойната връзка между въглеродните атоми в молекулите на етена се състои от една  $\sigma$ - и една  $\pi$ -връзка, а тройната в молекулата на ацетилен от една  $\sigma$ - и две  $\pi$ -връзки.

### 2. Енергия на ковалентната връзка

Енергията на химичната връзка се измерва в джаули (J) или килоджаули (kJ) на мол. Тя е мярка за нейната стабилност. По абсолютна стойност енергията на образуване на химичната връзка е

равна на енергията, която е необходима за нейното разкъсване, но е с противоположен знак.

**Прието е енергията на връзката да се дава с положителен знак.**

### 3. Дължина на връзката

Под дължина на връзката ( $R_0$ ) се разбира разстоянието между атомните ядра на свързани атоми. Дължината на ковалентната връзка се определя с помощта на физични методи и се измерва в нанометри ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ).

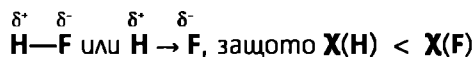
### 4. Полярност на ковалентната връзка

В зависимост от електроотрицателността на атомите, които се свързват, ковалентните връзки са **неполярни** и **полярни**.

Ковалентни връзки, образувани между еднакви атоми или атоми с еднаква електроотрицателност, са **неполярни ковалентни връзки**.

Молекули, в които всички връзки са неполярни, са **неполярни молекули**. Такива са молекулите на водорода  $H_2$ , хлора  $Cl_2$ , флуора  $F_2$ , брома  $Br_2$  и др.

Когато ковалентната връзка е образувана между атоми с различна електроотрицателност, **тя е полярна връзка**. В този случай общата електронна двойка (или двойки) е изтеглена към атома с по-голямата електроотрицателност и той придобива **частичен отрицателен заряд ( $\delta^-$ )**, а другият атом придобива **частичен положителен заряд ( $\delta^+$ )**.



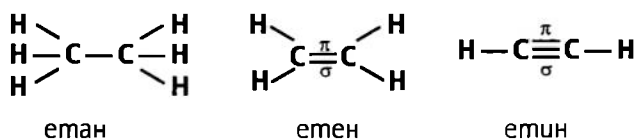
Двуатомните молекули с ковалентни полярни връзки са полярни молекули (диполи)



Полиатомните молекули са полярни (диполи) или неполярни в зависимост от геометрията си. Например  $H_2O$  е дипол, а  $CO_2$  – неполярна молекула.

### 5. Поляризуемост на ковалентната връзка

Величината поляризуемост ( $\alpha$ ) се определя от подвижността на електроните, които я образуват. Например поляризуемостта на етана, етена и етина се променя в следния ред:

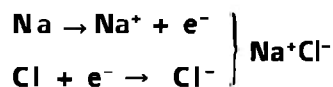


Поляризуемостта ( $\alpha$ ) нараства

## ■ Йонна химична връзка

**Йонна връзка** се образува между атомите с голяма разлика в тяхната електроотрицателност ( $\chi$ ). Това са атомите на елементите с типични метални и неметални свойства.

Йонната връзка може да се разглежда като граница на поляризацията на ковалентната връзка, когато валентните електрони на атомите с малка електроотрицателност напълно (или почти напълно) са преминали към атомите с по-голяма електроотрицателност. Образуват се йони с положителен и отрицателен заряд. Например



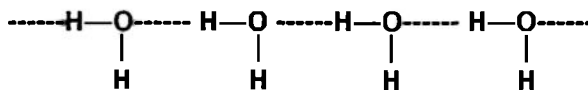
## ■ Водородна връзка. Междумолекулни взаимодействия

### ● Водородна връзка

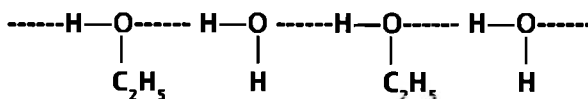
Представата за водородната връзка е въведена през 1920 г., за да се обяснят свойствата на някои течности. Тя се образува между водородни атоми, свързани със силно електроотрицателни атоми на флуора **F**, кислорода **O**, азота **N** и хлора **Cl** и неподелена (свободна) валентна двойка електрони при атом от друга молекула или група в същата молекула.

Когато водородният атом е свързан с **F**, **O**, **N** или **Cl**, електронната двойка е силно изтеглена към тези атоми, които са с голяма електроотрицателност. При водорода възниква частичен положителен заряд ( $\delta^+$ ) и взаимодействие с неподелена (свободна) двойка електрони от друга молекула или функционална група от същата молекула.

Водородните връзки могат да се образуват между еднакви или между различни молекули.



Водородни връзки между молекулите на водата. Отбелязват се с прекъснати чертички.



Водородни връзки между молекулите на водата и етанола.

### ● Междумолекулни взаимодействия

Те възникват между молекулите и в зависимост от техния вид (неполярни или полярни) са три вида:

#### 1. Ориентационни междумолекулни взаимодействия (ориентационни сили).

Тези взаимодействия възникват между еднакви или различни полярни молекули (диполи). Диполите се стремят да се ориентират с противоположните си полюси.

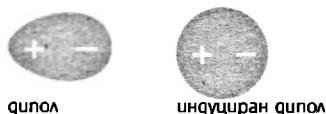


най-благоприятно ориентиране на диполите

Енергията на ориентационното взаимодействие между диполите е пропорционална на полярността на молекулите и обратнопропорционална на разстоянието между диполите и на температурата.

#### 2. Индукционни междумолекулни взаимодействия

Това са взаимодействия между диполи и неполярни молекули.



Под действие на дипола разпределението на зарядите в неполярната молекула се променя и те се превръщат в полярни – **индуциран дипол**.

### 3. Дисперсионни межумолекулни взаимодействия

Това са взаимодействия между еднакви или различни неполярни молекули. Тези взаимодействия се дължат на временно разместване на електричните заряди при взаимодействие на неполярни-

те молекули. В резултат възникват **временни диполи**.

Това взаимодействие е по-слабо в сравнение с първите две межумолекулни взаимодействия. Затова неполярните молекули имат значително по-ниска температура на топене и кипене. Такива са **He, Ne, Ar, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>** и др.

## Степен на окисление

За изравняване на химични уравнения, изразяващи окислително-редукционни процеси, вместо понятието валентност се използва понятието **степен на окисление**.

*Степента на окисление е условна величина. Количествено тя е равна на заряда на атомите в дадено съединение, ако се приеме, че всички връзки между различните атоми са йонни.*

От определението следва, че степенята на окисление може да бъде положително число, нула или отрицателно число.

Величината степен на окисление не може да бъде измерена. Тя е формална величина, която се определя чрез няколко правила:

**1. В простите вещества** степенята на окисление на атомите е нула –  $\overset{0}{\text{H}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{F}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{N}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{C}}_{\text{зр.}}$ ,  $\overset{0}{\text{C}}_{\text{гуам.}}$ ,  $\overset{0}{\text{Fe}}_{(\text{кр.})}$ ,  $\overset{0}{\text{S}}_8$  и т.н.

**2. Елементите с метален характер** в съединенията си имат винаги положителна степен на окисление –  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{S}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$ ,  $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Br}}$  и т.н.

За простите метални йони степенята на окисление е равна на заряда на йона –  $\overset{+1}{\text{Na}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Al}}$  и т.н.

Някои елементи с метален характер имат постоянна степен на окисление –  $\overset{+1}{\text{K}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ba}}$  и т.н., а други променлива –  $\overset{+2}{\text{Fe}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Fe}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ni}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Ni}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Cr}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Cr}}$ ,  $\overset{+6}{\text{Cr}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Mn}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Mn}}$ ,  $\overset{+4}{\text{Mn}}$ ,  $\overset{+6}{\text{Mn}}$ ,  $\overset{+7}{\text{Mn}}$  и др.

**3. Водородът** има степен на окисление +1, но в състава на металните хидриди  $\overset{-1}{\text{NaH}}$ ,  $\overset{-1}{\text{CaH}}_2$ ,  $\overset{-1}{\text{LiH}}$  неговата степен на окисление е –1.

**4. Елементите с неметален характер** като правило имат променлива степен на окисление  $\overset{-3}{\text{N}}$ ,  $\overset{0}{\text{N}}_2$ ,  $\overset{+1}{\text{N}}$ ,  $\overset{+2}{\text{N}}$ ,  $\overset{+3}{\text{N}}$ ,  $\overset{+5}{\text{N}}$ ,  $\overset{0}{\text{P}}$ ,  $\overset{+3}{\text{P}}$ ,  $\overset{+5}{\text{P}}$  и т.н.

**5. Кислородът** има степен на окисление 0, –2 ( $\overset{-2}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}$ ,  $\overset{-2}{\text{CO}}_2$  и т.н.) с изключение на случаите, когато е свързан с флуора, в което съединение е от  $+2$   $\overset{+2}{\text{OF}}_2$ , и във водородния пероксид  $\overset{-1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$ , където е от –1.

**6. Флуорът** е от нулева степен на окисление в простото си вещество и винаги от –1 във всички свои съединения  $\overset{-1}{\text{HF}}$ ,  $\overset{-1}{\text{OF}}_2$ ,  $\overset{-1}{\text{NaF}}$ ,  $\overset{-1}{\text{CaF}}_2$  и т.н.

**7. В съединенията с ковалентни полярни връзки** положителна и отрицателна степен на окисление означава, че даден атом по-слабо или по-силно привлича общите електронни двойки. Това се определя от електроотрицателността ( $\chi$ ) на елементите. Например сярата в  $\overset{-2}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{S}}$  е от –2 степен на окисление, а в  $\overset{+4}{\text{SO}}_2$  и  $\overset{+6}{\text{SO}}_3$  е съответно от +4 и +6, защото  $\chi(\text{H}) < \chi(\text{S}) < \chi(\text{O})$ .

**8. Сумата от положителните и отрицателните степени на окисление** в дадено съединение със сумарен електричен заряд нула е **равна на нула**. Ако това е сложен йон, сумата е равна на заряда на йона.

Последното правило позволява да се определя степенята на окисление на даден елемент, ако са известни степените на окисление на всички други елементи.

## ФИЗИЧНИ СЪСТОЯНИЯ НА ВЕЩЕСТВАТА

В зависимост от силата на взаимодействие между градивните частици (атоми, молекули или йони) и външните условия – температура ( $T$ ) и налягане ( $p$ ), веществата съществуват в три състояния – **твърдо**, **течно** и **газообразно**. При специални условия (висока температура или електрически разряди при високо напрежение) някои вещества

могат да се намират и в **четвърто** – **плазмено състояние**. На физ. 1 са представени преходите между различните състояния на веществата.

Преходите на дадено вещество от едно в друго състояние са обратими и се извършват под влияние на външните условия. Настъпилите промени се дължат на физични, а не на химични процеси.

### Аморфно и кристално състояние на твърдите вещества

Твърдото състояние на веществата се характеризира с най-големите сили на привличане и на най-малките разстояния между частиците, които извършват само трептливо движение. Затова твърдите вещества имат собствен обем, който слабо се изменя от външните условия – налягане и температура. Според подреждането на частиците (атоми, молекули и йони) в пространството твърдите вещества са **аморфни** и **кристални**.

#### ■ Аморфно състояние

Смята се за разновидност на твърдото състояние, макар че то е по-близко до течността. При аморфните вещества няма далечен порядък между частиците, а само близък порядък, характерен за течността.

Далечен порядък означава, че:

- 1) В което и направление да се изучава веществото, винаги се срещат едни и същи структури и
- 2) разстоянията между градивните частици са точно определени. При аморфните вещества

тези условия не са изпълнени. Стапянето на аморфните вещества протича в широк температурен интервал. При нагряване те омекват и постепенно се стапят. Аморфни вещества са стъклото, каучукът, восъците и др.

Аморфното състояние на веществата е неустойчиво. Макар и много бавно, аморфните вещества преминават в по-стабилно – **кристално състояние**.

#### ■ Кристално състояние

Характеризира се със закономерно подреждане на градивните частици (атоми, молекули, йони) в пространството.

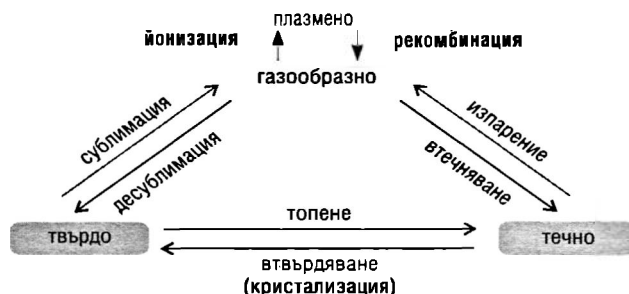
Монокристалите имат правилна геометрична форма с определен брой стени, ръбове и върхове. Големината на стените може да се променя, но **ъглите между тях са винаги постоянни**.

Между частиците на кристалните вещества има далечен порядък. Те са разположени в точно определен ред и образуват пространствена **кристална решетка**.

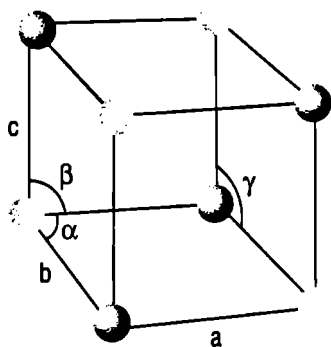
Най-малката част от кристалната решетка, изградена от минимален брой частици и запазваща характерните геометрични особености на кристала, се нарича **елементарна клетка** на кристалната решетка.

#### ● Видове кристални решетки

Една кристална решетка е определена, ако се познаят големината на ръбовете ( $a$ ,  $b$ ,  $c$ ) и на ъглите ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ) на нейната **елементарна клетка**.



Фиг. 1. Преходи между различните състояния на веществата.



Фиг. 2. Схема на елементарна кубична клетка, за която  $a = b = c$  и  $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ .

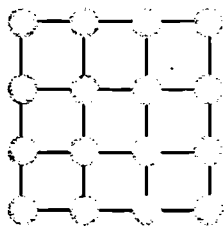
Най-простата кристална решетка е кубичната. Характеристиките на нейната елементарна клетка са представени на фиг. 2.

При повишаване на температурата внесена енергия увеличава амплитудата на трептене на частиците и в даден момент те преодоляват взаимното си притегляне и се откъсват от кристалната решетка. Така строгата подреденост на градивните частици в кристала се нарушава и веществото се стапя. *Кристалните вещества се характеризират с точно определена, постоянна и специфична температура на топене за всяко вещество.*

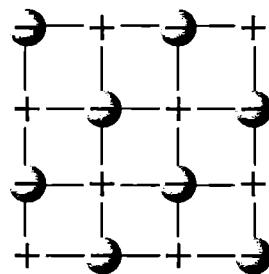
В зависимост от вида на частиците и силите, които действат между тях, **кристалните решетки са четири вида – йонна, атомна, молекулна и метална.**

- **Йонна кристална решетка** имат всички вещества с йонна химична връзка. Градивните частици са положителни и отрицателни йони, свързани с електростатични сили (фиг. 3). Всеки йон в кристалната решетка е заобиколен от всички страни с противоположни йони. Затова йонният кристал може да се разглежда като една огромна молекула.

Веществата с йонна кристална решетка имат висока температура на топене (от  $300^\circ\text{C}$  до над  $1000^\circ\text{C}$ ), значителна твърдост, но са крехки. Йонните кристали не са електропроводими.



Фиг. 4. Схема на слой от атомна кристална решетка. Атомите са свързани с ковалентни връзки.



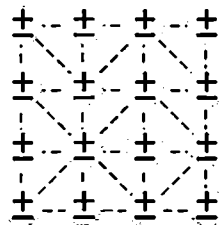
Фиг. 3. Схема на един слой от йонна кристална решетка.

Йонните кристали се разтварят предимно в полярни разтворители.

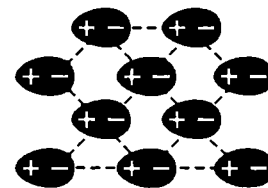
- **Атомната кристална решетка** е изградена от еднакви или различни атоми, свързани помежду си със здрави ковалентни връзки (фиг. 4). В тази решетка всеки атом е свързан със съседните атоми и целият кристал също може да се разглежда като една огромна молекула. Атомна кристална решетка имат някои прости вещества – диамант, кристален бор **B** и силиций **Si**, както и някои химични съединения – силициев диоксид **SiO<sub>2</sub>**, силициев карбид **SiC** и др.

Веществата с атомна кристална решетка имат много висока температура на топене, голяма твърдост, но са крехки. Те са диелектрици (не провеждат електричния ток), а някои от тях – полупроводници. Неразтворими са в повечето разтворители.

- **Молекулната кристална решетка** е изградена от полярни или неполярни молекули, свързани със слаби межумолекулни сили (фиг. 5). Те имат сравнително ниска температура на топене – обикновено под  $300^\circ\text{C}$ , малка твърдост и в повечето случаи са крехки. Не провеждат електричния ток. Кристалите, изградени от неполярни молекули, се разтварят по-добре в неполярни разтворители. Обратно, кристали, изградени от полярни молекули, се разтварят по-добре в полярни разтворители.



а)



б)

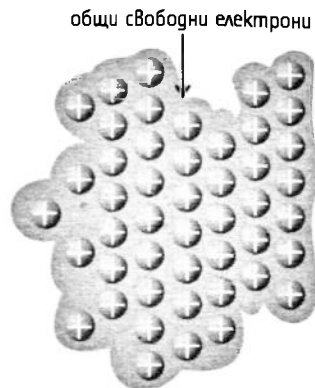
Фиг. 5. Схема на молекулна кристална решетка: а) от неполярни молекули, б) от полярни молекули.



- **Металната кристална решетка** има особен строеж. Почти 4/5 от химичните елементи са с метален характер и техните прости вещества имат метална кристална решетка. Металите имат малък брой валентни електрони и ниска йонизационна енергия. Валентните електрони се намират в непрекъснато движение около всички атомни ядра (фиг. 6).

Достига се до представата, че в металната решетка валентните електрони се движат свободно, като образуват „електронен газ“.

Възможността на валентните електрони да се движат свободно в целия кристал е причина за общите свойства на металите – топлопроводност, електропроводност, метален блясък и др.



Фиг. 6. Схема на метална кристална решетка, в която валентните електрони се движат свободно.

## Течно състояние на веществата

Течностите имат обем, но нямат определена форма и приемат формата на съда, в който се намират. Течностите променят малко обема си при промяна на налягането и температурата.

Частичките на течностите (атоми, молекули или йони) се движат сравнително свободно в обема на течността. Те взаимодействат помежду си, но тези сили не могат да попречат на свободното хаотично топлинно движение. Върху свойствата на течностите съществено влияе видът на частиците. Ако те са неполярни молеку-

ли, между тях действат само дисперсионни сили на взаимодействие. Когато молекулите са диполи, между тях взаимодействията са по-сложни. В този случай молекулите се асоциират в групи, които са стабилни за по-кратко или по-продължително време. Разкъсването на връзките между диполните молекули се дължи на топлинното движение на молекулите.

Основни характеристики на една течност са: температура на кипене, температура на втвърдяване, повърхностно напрежение и др.

## Газообразно състояние на веществата

Веществата в газообразно състояние нямат собствена повърхност, форма и обем, а заемат обема, който им е предоставен.

Движението на гравитните частици на газовете (атоми и молекули) е безпорядъчно. Разстоянията между частиците на един газ са много по-големи от

разстоянията при течните и твърди вещества.

Когато един газ се намира в затворен съд, той упражнява определено налягане, което се дължи на ударите на неговите частици върху стените на съда. Външното налягане и температурата влияят силно върху обема на газовете.

## Плазмено състояние

Плазмата е частично или напълно йонизиран газ. Тя се състои от атоми, положително заредени йони, атомни ядра и електрони.

Частичките на плазмата се движат хаотично и с голяма скорост.

- **Термичната плазма** се получава при нагряване на газ до много високи температури от порядъка на милиони градуси. При тези условия настъпва термична йонизация, степента на ко-

ято постепенно се увеличава при повишаване на температурата.

- **Газозарядната плазма** се получава при електрически разряд в газова среда, като се използва постоянен ток с високо напрежение. Газозарядната плазма се получава сравнително лесно. Тя се използва в различни технически прибори и при синтез на някои вещества.

## АЗОТНА И ВЪГЛЕРОДНА ГРУПА

**Четвърта главна група** на периодичната система включва химичните елементи: въглерод **C**, силиций **Si**, германий **Ge**, калай **Sn** и олово **Pb**. Атомите на химичните елементи от IVA група имат 4 валентни електрона в последния си електронен слой. Те са *p*-елементи с конфигурация на последния слой  $ns^2np^2$ . Степената на окисление е от  $-4$  до  $+4$ . С увеличаване на поредния номер на елементите в групата химичният характер преминава от неметален към метален. Характерът на оксидите им се изменя от киселинен към основен.

**Пета главна група** на периодичната система включва елементите: азот **N**, фосфор **P**, арсен **As**, антимон **Sb** и бисмут **Bi**. Всички са *p*-елементи с конфигурация на последния слой  $ns^2np^3$ . Степената на окисление е от  $-3$  до  $+5$ . С увеличаване на поредния номер неметалният характер отслабва, но се засилва металният. Химичният характер на оксидите се изменя от киселинен през амфотерен към основен. По-важни свойства на елементите въглерод и азот са показани в табл. 1.

Таблица 1. Характеристика на азота и въглерода

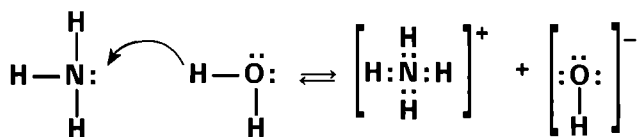
Азот $N_2$	Въглерод $C$
<b>Строеж на атомите</b>	
Азотът се намира във втори период на периодичната система, VA група. Той е <i>p</i> -елемент. Трите единични електрона заемат $2p$ -подслой на втория L-слой в електронната обвивка. : $\dot{N}$ ·	Въглеродът се намира във втори период на периодичната система и IVA група. Той е <i>p</i> -елемент с типичен неметален характер. Валентният L-електронен слой съдържа 4 електрона : $\dot{C}$ ·, два от които са единични.
<b>Прости вещества. Алотропни видове</b>	
Образува двуатомна молекула с тройна връзка между азотните атоми. : $\dot{N}$ · + · $\dot{N}$ : → : $\text{N} \equiv \text{N}$ :	В природата въглеродът се среща в следните алотропни форми: <i>диамант</i> , <i>графит</i> , <i>фулерен</i> , <i>карбин</i> . Те се различават по кристалния си строеж и оттам по физичните си свойства.
<b>Физични свойства</b>	
Газ без цвят, без миризма, без вкус, малкоразтворим във вода.	Твърди вещества. Диамантът е безцветен, графитът – сиво-черен. Диамантът е твърд, не провежда електричния ток и топлината. Графитът е с по-малка твърдост и провежда топлината и електричния ток.
<b>Химични свойства</b>	
Химичните свойства се определят от строежа на атома. Азотната молекула е много устойчива. Ето защо азотът е слабо реактивоспособно вещество.	Химичните свойства на въглерода се определят от строежа на атомите му. Простите вещества на въглерода при обикновена температура са слабо реактивоспособни.
<b>Взаимодействие с водород</b>	
$N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons{Fe} 2NH_3$ при температура 400–500 °C	$C + 2H_2 \xrightarrow{1200\text{ }^\circ C} CH_4$
<b>Взаимодействие с кислород</b>	
$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ при температура на волтовата дъга	$C + O_2 \xrightarrow{нагр} CO_2$ $2C + O_2 \xrightarrow{нагр} 2CO$

Азот N <sub>2</sub>	Възлерог С
<i>Взаимодействие с метали</i>	<i>Редукиционно действие</i>
$N_2 + 3Mg \rightarrow Mg_3N_2$ <i>тримагнезиев динитрид</i>	При висока температура редуцира някои метални оксиди. $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$ $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$
<b>Употреба</b>	
Използва се като инертен газ в промишлеността и за получаване на амоняк.	Възлерогът е биогенен елемент. Диамантът се използва за рязане на стъкло, шлифоване; графитът – за електролизни ванни, електроди, моливи, бои, в ядрената енергетика; саждите – за автомобилни гуми; активният възлен – в медицината.

## Съединения на азота

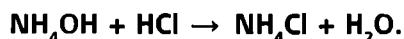
### ■ Амоняк – NH<sub>3</sub>

Безцветен газ с остра гразнеща миризма, по-лек от въздуха. Има гразнещо действие върху кожата и очите. Разтваря се във вода, което се дължи на образуване на водородни връзки между молекулите на амоняка и молекулите на водата. Реагира обратимо с вода.



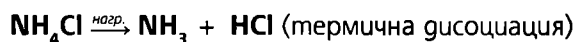
OH<sup>-</sup> йони предават основния характер на водния разтвор на амоняка.

Амонякът взаимодейства с киселини, при което се получават амониеви соли:

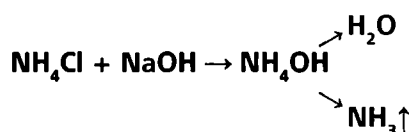


### ■ Амониеви соли

Безцветни кристални вещества, разтворими във вода, които при загряване се разлагат.



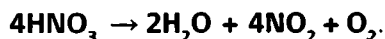
Амониевите соли взаимодействат с концентрирани разтвори на алкални основи, както и със суха калциева основа:



Това е качествена реакция за откриване на амониеви соли.

### ■ Азотна киселина HNO<sub>3</sub>;

Безцветна течност с остра миризма. Смесва се с вода във всяко отношение. Концентрираната HNO<sub>3</sub> е неутрална. Тя се разлага по уравнението:



Има силно окислително действие.



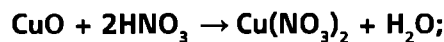
Електролитна дисоциация:



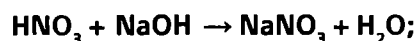
Азотната киселина взаимодейства със:

- **метали**, включително и някои, които се намират след водорода в реда на относителната активност на металите

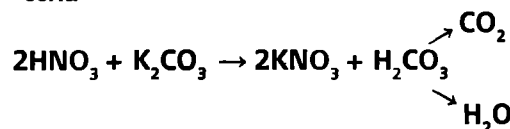
- **метални оксиди**



- **основи**



- **соли**



## Съединения на Въглерода

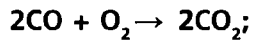
### ■ Въглеродни оксиди

#### ● Въглероден оксид CO

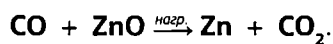
Горлив газ без цвят, Вкус и миризма, малко по-лек от въздуха, силна кръвна отрова.

По-важни взаимодействия със:

- кислород

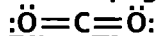


- метални оксиди – редукиционно действие



Не взаимодейства с  $\text{H}_2\text{O}$ , не му съответстват киселини и хидроксиди. Той е неутрален оксид.

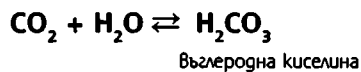
#### ● Въглероден диоксид $\text{CO}_2$ с Люисова формула



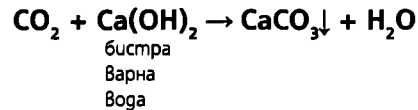
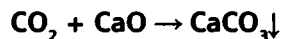
Газ без цвят и миризма с кисел вкус, по-тежък от въздуха, не поддържа дишането, разтворим във вода.

По-важни взаимодействия със:

- вода



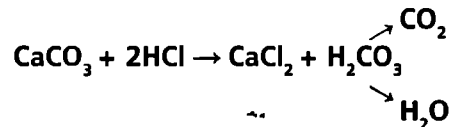
- основни оксиди



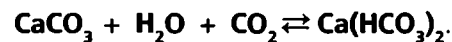
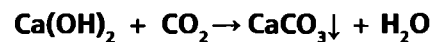
Последното взаимодействие е качествена реакция за доказване на  $\text{CO}_2$ .

### ■ Въглеродна киселина и солите ѝ

Въглеродната киселина е неутрална слаба двуосновна киселина. Образова два вида соли: карбонати  $\text{CaCO}_3$  и хидрогенкарбонати  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ . Повечето карбонати са неразтворими във вода. Всички те взаимодействат с киселини, по-силни от  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .



При пропускане на въглеродния диоксид през бистра варна вода отначало се получава утайка от  $\text{CaCO}_3$ , която постепенно се разтваря поради образуване на разтворимия  $\text{Ca(HCO}_3)_2$  във вода.



Твърдата варовита вода съдържа разтворими калциеви и магнезиеви соли  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ ,  $\text{MgCl}_2$  и други.

Таблица 2. Употреба на съединенията на азота и въглерода

Съединения на азота	Съединения на Въглерода
<b>Амоняк</b> – за производство на азотна киселина, торове и пластмаси; в медицината и хладилната техника.	<b>Въглероден оксид</b> – като газообразно гориво и като редукиатор при получаване на метали в металургията.
<b>Азотна киселина</b> – за производство на торове, багрила и взривни вещества.	<b>Въглероден диоксид</b> – за производство на газирани напитки и при пожарогасенето.
<b>Амониеви соли</b> – за запояване и калайдисване, за електрохимични покрития и минерални торове; в сладкарството.	<b>Карбонати</b> – за производство на облицовки, цимент и вар, на стъкло, сапуни и прахове за пране.

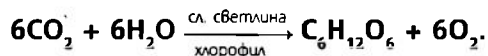
# КРЪГОВРАТ НА ВЪГЛЕРОДА, АЗОТА И КИСЛОРОДА В ПРИРОДАТА

## Кръговрат на въглерода

Кръговратът на въглерода обикновено се описва като кръговрат на въглеродния диоксид.

### ■ На сушата

• *фотосинтеза* – зелените растения преработват въглеродния диоксид от въздуха и водата (от въздуха и почвата) в органични съединения (глюкоза), при което се отделя кислород:



• растенията изразходват органичните съединения за свои енергийни нужди, за растеж и размножаване. С растения се хранят тревопасните животни, с които пък се хранят хищниците, и т.н. Всички те заедно с отпадъците си стават храна на микроорганизми, насекоми и др. При това органичните съединения се разграждат до въглероден диоксид, амоняк, карбамид, вода и др.

• при изгаряне на въглища, нефтопродукти и природен газ в атмосферата се отделят милиарди тонове въглероден диоксид. За свързването му чрез фотосинтеза трябва да се засадят нови гори.

Действащите вулкани отделят също въглероден диоксид в атмосферата.

### ■ Във водните басейни

• Фотосинтезата се осъществява до дълбочина 200 метра. Полученият кислород насища водните маси;

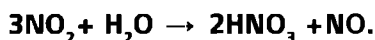
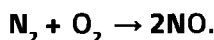
• образуване на *бентос* – гънна утайка във водоемите от отпадъци от животни и измрели растения и животни, заедно с организмите, които се хранят с тях;

• образуване на въглища, нефтени и газови слоеве в резултат на безкислородното (анаеробното) разграждане на натрупаната органична материя (фиг. 1).

## Кръговрат на азота

Азотът е основна съставна част на въздуха (4/5 от обема на въздуха).

Под действие на **мълнии** той се свързва с кислорода от въздуха

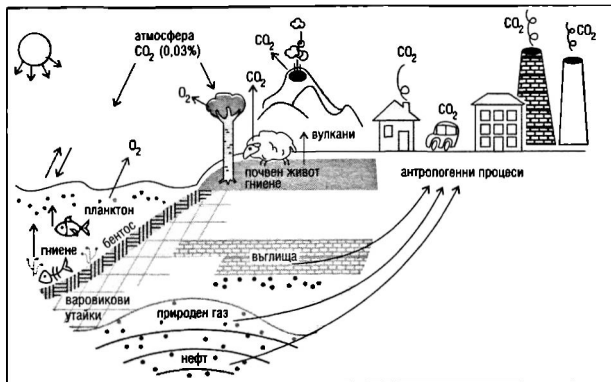


Получената азотна киселина  $\text{HNO}_3$  пада на земята като съставна част на киселинните дъждове.

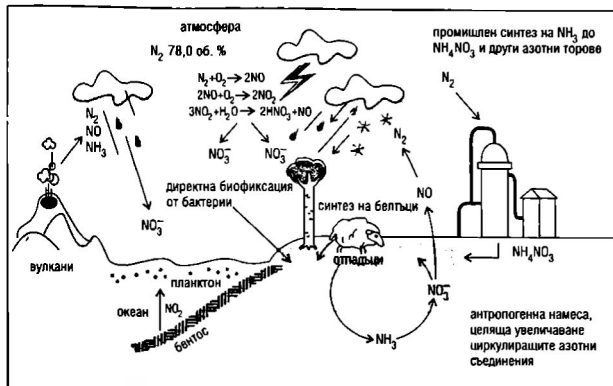
• Във вулканичните газове се съдържат азотни съединения ( $\text{NH}_3$  и  $\text{NO}$ ) като  $\text{NO}$  участва в образуване на киселинните дъждове.

• растителните и животински остатъци и екскременти, които съдържат азот, отиват в почвата или бентоса. С тях се хранят бактерии, гъби и микроводорасли. При наличие на кислород се получават азотни съединения – нитрати, нитрити, азотен оксид, а също и амоняк. Тези съединения се усвояват от растенията и така продължава образуването на нови градивни съединения.

• за промишлен синтез на амоняк, а оттука и на азотни торове, се използва атмосферният азот. Така антропогенната намеса на човека участва в кръговрата на азота (фиг. 2).



Фиг. 1. Кръговрат на въглерода в природата



Фиг. 2. Кръговрат на азота в природата

## Кръговрат на кислорода

**Кръговратът на кислорода** е тясно свързан както с кръговрата на въглерода, така и с кръговрата на азота.

Кислородът заема 1/5 част от обема на атмосферата и почти половината от масата на земната кора. Във водата и в скалите той е в съединено състояние, а във въздуха – предимно в свободно състояние. С помощта на хлорофила от растенията и слънчевата светлина въглеродният диоксид и водата се свързват в органичното вещество глюкоза и се отделя кислород. Този процес, наречен фотосинтеза, обогатява атмосферата с кислород, който се изразходва за:

- жизнената дейност на организмите;
- дейността на човека, свързана с различни видове горене;
- произвеждане на енергия чрез изгаряне на въглища, нефт или природен газ;

- рязане и топене на метали;
- превръщане на рудата в метали и др.

При облъчване на кислородни молекули  $O_2$  с ултравиолетова светлина връзките в тях се разкъсват и се получава атомен кислород  $O$ . Тези атоми кислород се присъединяват към неразпаднали се молекули кислород, при което се получават нови молекули, състоящи се от три атома кислород  $O_3$ , т.е. получава се **озон**.

Във високите части на атмосферата под въздействие на ултравиолетовата светлина от кислород се образува озон, а в по-долните части той се разлага. Следователно в атмосферата протичат едновременно два процеса – образуване и разпадане на озон. Между тези процеси съществува равновесие, което позволява озоновият слой на Земята да е постоянен и да предпазва Земята от ултравиолетовото лъчение.

## СТРУКТУРНА ТЕОРИЯ

Структурната теория е създадена през 1861 г. от руския учен Ал. М. Бутлеров. Той пръв въвежда

термина *структура* (от латински *structura*), който в превод означава строеж, устройство.

### Основни положения на структурната теория

**1.** Молекулите на химичните съединения са изградени от атоми, свързани по определен ред и начин в зависимост от валентността си. Всяко съединение има строго определена структура, която се изразява със структурна формула.

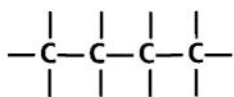
**2.** Свойствата на органичните съединения зависят не само от качествения и количествения състав (вид и брой на атомите в молекулите), но и от техния молекулен строеж.

**3.** От строежа на дадено съединение може да се съди за свойствата му и обратно – чрез изучаване на свойствата на дадено съединение може да се установи неговият строеж.

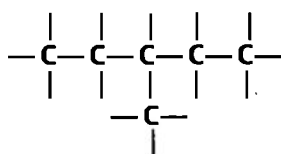
В основата на структурната теория лежат теоретичните постановки:

- в органичните съединения въглеродът винаги е от четвърта валентност;
- четирите валентности на въглеродния атом са равностойни;
- въглеродните атоми се свързват помежду си и образуват вериги;
- въглеродните вериги биват: отворени (ациклични) и затворени (циклични).

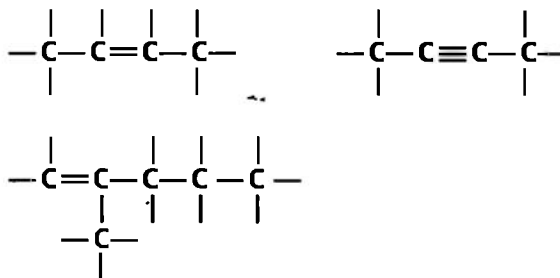
**Отворените** въглеродни вериги се делят на: **прави (неразклонени)**



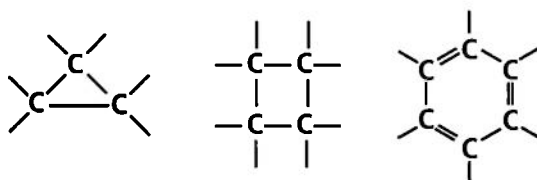
и **разклонени**



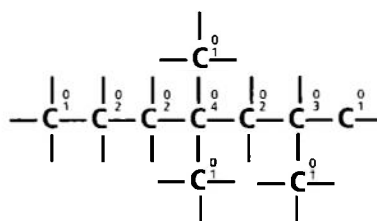
Между въглеродните атоми връзките могат да бъдат прости, двойни и тройни.

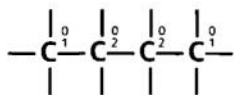


**Затворените** въглеродни вериги се наричат още **циклични**. Най-малката циклична верига е от три въглеродни атома.



Въглеродните атоми във верига с прости връзки биват: първични (1) – свързани само с един въглероден атом, вторични (2), третични (3) и четвъртични (4), свързани съответно с два, три и четири въглеродни атома.

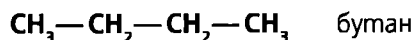




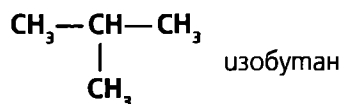
Правите вериги с прости връзки съдържат само първични и вторични въглеродни атоми, а разклонените вериги съдържат още третични и четвъртични въглеродни атоми.

На основата на структурната теория Бутлеров изяснява различните свойства на съединенията с еднаква молекулна формула. Така се дефини-

рат **структурните изомери** като съединения с еднаква молекулна формула, но с различна структура. Например:



темп. на кипене е равна на  $-0,5\text{ }^\circ\text{C}$



темп. на кипене е равна на  $-11\text{ }^\circ\text{C}$

## Развитие на структурната теория на Бутлеров

Това развитие е насочено в две направления:

- разположението на атомите в пространството (стереохимия, от гръцки stereo – пространство);

- изясняване природата на химичната връзка на основата на теориите за строежа на атома.

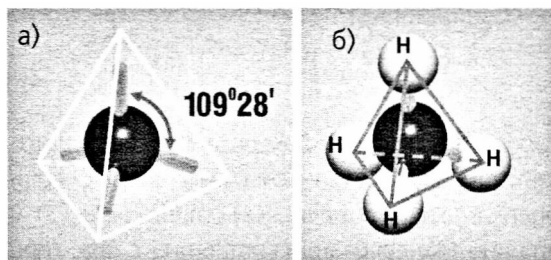
Учените Ван'т Хоф и Льо Бел създават *стереохимичната хипотеза за строежа на органичните съединения*. Според нея в органичните съединения:

- въглеродният атом се намира в центъра на правилен **тетраедър** (четиристен), а четирите му валентности са насочени към неговите върхове (фиг. 1. а).

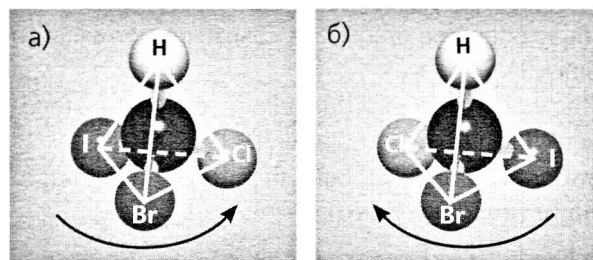
- когато на тези върхове се поставят четири водородни атома, получава се тетраедрична структура на молекулата на метана (фиг. 1. б);

- когато по върховете на тетраедъра се поставят четири различни атома, то в зависимост от различното им подреждане възникват два **пространствени изомера (стереоизомера)**. Самият въглероден атом в изомерите се нарича **асиметричен въглероден атом** (фиг. 2).

Пространствените изомери имат еднаква молекулна формула, еднакви физични и химични свойства, но различни оптични свойства. Такива изомери се наричат **оптични**, а явлението – **оптична изомерия**.



**Фиг. 1.** Тетраедрични модели:  
а) на Въглеродния атом;  
б) на молекулата на метана.



**Фиг. 2.** Подреждане на заместителите I, Br и Cl: в а) то е в пространствено противоположна посока на подреждането в б).



# 9.

## ВЪГЛЕВОДОРОДИ

Органични съединения, чиито молекули се състоят само от водородни и въглеродни атоми, се наричат въглеводороди.

### Класификация

■ Според вида на въглеродната верига:

– ациклени (мастни) и циклени (пръстенни)

■ Според връзките между въглеродните атоми:

– наситени (алкани) и ненаситени (алкени, алкини, алкадиени).

### Алкани, алкени и алкини – хомоложни редове и наименование

**Хомоложен ред** – ред от съединения, в който всеки член се различава от съседните си с една метиленова група  $\text{—CH}_2\text{—}$ , съединенията в реда имат сходен строеж и свойства. Членовете на реда се наричат **хомолози** (табл. 1).

Таблица 1. Хомолози на ациклени въглеводороди

алкани		алкени		алкини	
Въглеводороди	Наименование	Въглеводороди	Наименование	Въглеводороди	Наименование
$\text{CH}_4$	метан	–	–	–	–
$\text{C}_2\text{H}_6$	етан	$\text{C}_2\text{H}_4$	етен	$\text{C}_2\text{H}_2$	етин
$\text{C}_3\text{H}_8$	пропан	$\text{C}_3\text{H}_6$	пропен	$\text{C}_3\text{H}_4$	пропин
$\text{C}_4\text{H}_{10}$	бутани	$\text{C}_4\text{H}_8$	бутени	$\text{C}_4\text{H}_6$	бутини
$\text{C}_5\text{H}_{12}$	пентани	$\text{C}_5\text{H}_{10}$	пентени	$\text{C}_5\text{H}_8$	пентини
•					
•					
•					
•					
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	алкани	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	алкени	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	алкини

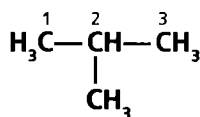
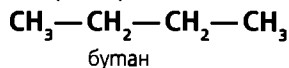
Наименованията на въглеводородите, от които са възможни изомери, са дадени в множествено число.

## Изомерия при алкани, алкени и алкини

Изомерията е явление, при което съединения с еднакъв състав (еднаква молекулна формула) имат различни свойства.

Изомерията при алканите е **структурна (верижна)**, а при ненаситените въглеводороди – **структурна** и **позиционна**.

Например:

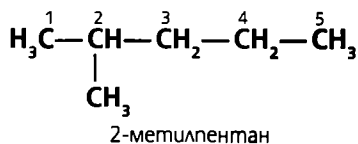


изобутан (2-метилпропан)

Съединения с еднаква молекулна формула, но с различен ред на свързване на въглеродните атоми в молекулата се наричат **верижни изомери**.

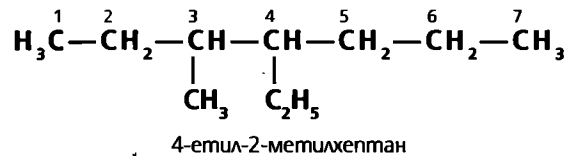
Наименованията им се образуват по определени **правила**:

- определя се най-дългата въглеродна верига и се наименува според броя на въглеродните атоми;
- номерират се въглеродните атоми така, че разклоненията или сложната връзка да имат най-малък номер:

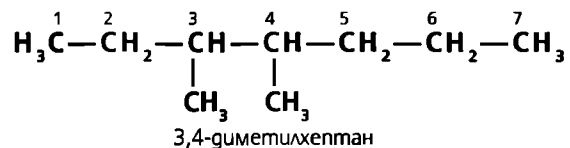


Цифрата отпред показва мястото на заместителя във веригата.

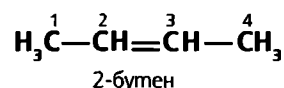
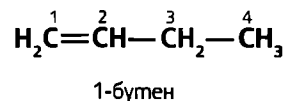
- при два или повече заместителя, те се подреждат по азбучния ред на названията си:



- при повтаряне или потретване на едни и същи заместители, използва се представките **ди-**, **три-** и т.н.



**Позиционните изомери** при ненаситените въглеводороди се различават по мястото на сложната връзка във въглеродните вериги на молекулите им.



## Свойства на алкани, алкени и алкини

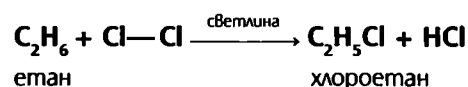
### ■ Физични свойства

При обикновени условия нисшите членове на хомоложните редове на ациклените въглеводороди са газове, средните – течности, а висшите – твърди вещества. Температурите на топене, температурите на кипене и плътността им в повечето случаи нарастват с увеличаване на молекулната им маса, но зависи и от строежа на въглеродната верига.

### ■ Химични свойства

Те се определят главно от вида на връзките в молекулите на въглеводородите, т.е. от строежа им.

При **алканите** връзките в молекулите им са неполярни или слабополярни прости  $\sigma$ -връзки и затова те са със сравнително малка реактивност. Участват предимно в **заместителни реакции** с халогенните елементи, като последователно се заместват един, два или повече водородни атома в молекулата им.



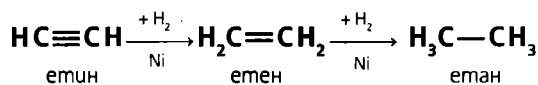
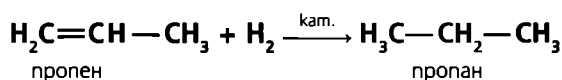
При **алкените** и **алкините** връзките между въглеродните атоми са сложни (съответно двойна



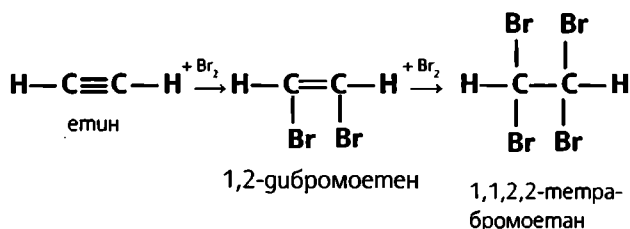
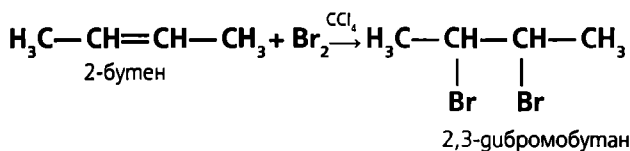
Освен  $\sigma$ -връзки, в алкените и алкините има и  $\pi$ -връзки, чиито електрони са подвижни и затова те по-лесно се поляризират и разкъсват.

Ето защо тези въглеводороди встъпват главно в **присъединителни реакции** със:

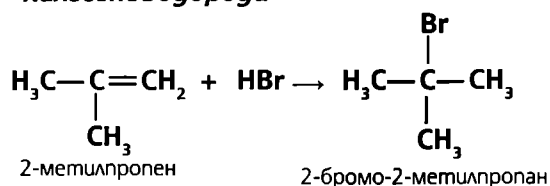
• **Водород**



• **халогени**

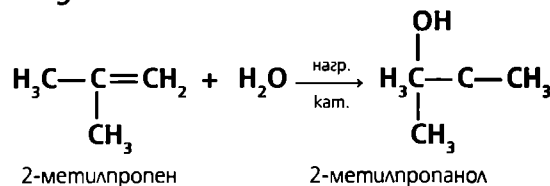


• **халогеноводороди**

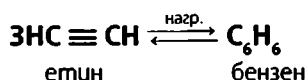
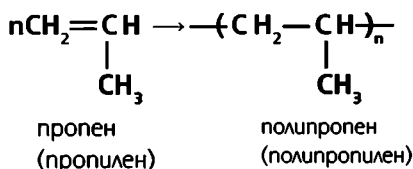


Тук се спазва правилото на Марковников, според което водородният атом от халогеноводорода се свързва с въглероден атом на двойната връзка, при който има повече водородни атома.

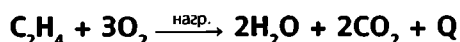
• **Вода**



Тук отново се спазва правилото на Марковников. За нисшите алкени и алкини е характерна **полимеризацията**.



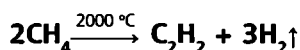
Общата реакция за всички въглеводороди е горенето, при което се образува вода и се отделя въглероден диоксид. Процесът е екзотермичен.



## Получаване на алкани, алкени и алкини

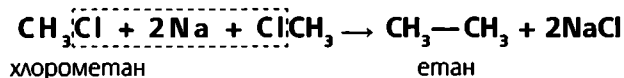
Суровини за промишлено получаване на маслните въглеводороди са нефтът и природният газ.

Перспективен промишлен метод за получаване на етин е от метан при висока температура.

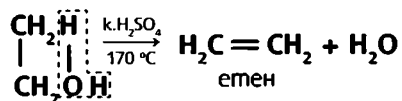


В лабораторията най-простите въглеводороди се получават по следните начини:

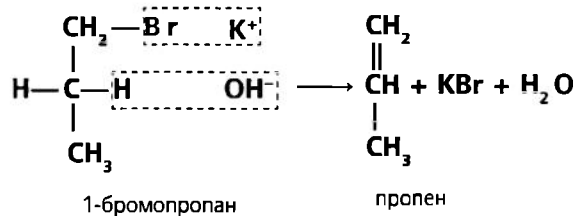
• синтеза на Вюри



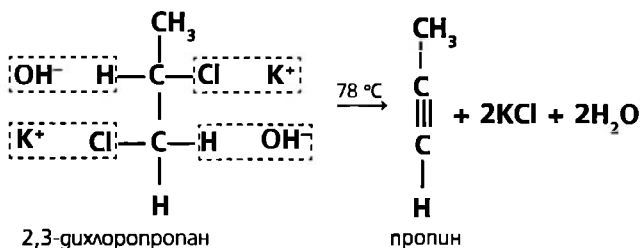
• дехидрация на етилов алкохол



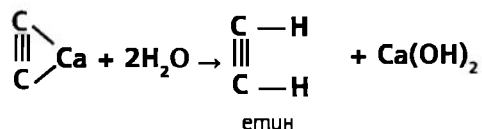
• от монохалогенопроизводни на алкани и алколен разтвор на основа се получава алкен



• от дихалогенопроизводни на алкани и алколен разтвор на основа се получава алкин



• от калциев карбид и вода



## Употреба на алкани, алкени и алкини

Обуславя се от свойствата на въглеродородите (табл. 2).

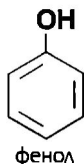
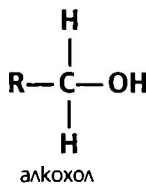
Таблица 2. Употреба на по-важните въглеродороди

Въглеродороди	Употребява се за:
<b>Метан</b>	– получаване на сажди за каучуковата промишленост – получаване на водород за производството на амоняк
<b>Алкани</b>	– горива (пропан-бутан) – суровини за органичния синтез
<b>Етен</b>	– получаване на халогенопроизводни, които са добри разтворители – получаване на етилов алкохол – ускорява зреенето на плодовете
<b>Алкени</b>	– суровини за органичния синтез
<b>Етин</b>	– ацетиленова горелка – суровина за производство на етанол, оцетна киселина, синтетичен каучук, синтетични влакна и др.
<b>Алкини</b>	– суровини за органичния синтез

# ХИДРОКСИЛНИ ПРОИЗВОДНИ НА ВЪГЛЕВОДОРОДИТЕ

## Определение и видове

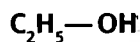
Хидроксилните производни на въглеродородите могат да се разглеждат като получени от въглеродородите, в молекулите на които един или повече водородни атома са заместени с хидроксилна група ( $-\text{O}-\text{H}$ ). Хидроксилните производни биват **алкохоли** – когато хидроксилната група е свързана с въглероден атом от неароматна група и **феноли**, когато хидроксилната група е свързана с въглероден атом от ароматно ядро. Например с бензеново ядро.



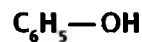
**Хидроксилната група е функционална група на алкохолите и фенолите.**

Алкохолите и фенолите според броя на хидроксилните групи са:

а) едновалентни алкохоли и феноли – съдържат една хидроксилна група;



етанол  
едновалентен алкохол

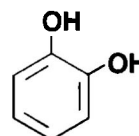


фенол  
едновалентен фенол

б) двувалентни алкохоли и феноли – с две хидроксилни групи;

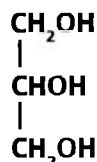


1,2-етандиол  
двувалентен алкохол

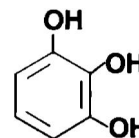


1,2-дихидроксибензен  
двувалентен фенол

в) тривалентни алкохоли и феноли – с три хидроксилни групи, и т.н.



глицерол  
тривалентен алкохол

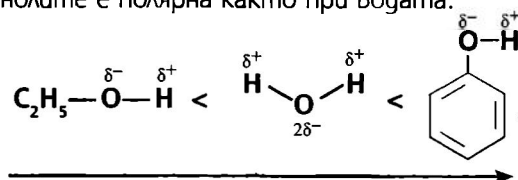


1,2,3-трихидроксибензен  
тривалентен фенол

## Строеж на алкохолите и фенолите

Алкохолите и фенолите имат сходна структура и свойства, но между тях съществуват и съществени различия, които се дължат на влиянието на въглеродородната група (алкилова или фенилова), с която е свързана хидроксилната група.

Връзката  $\text{O}-\text{H}$  в молекулата на алкохолите и на фенолите е полярна както при водата.



Полярността на връзката  $\text{O}-\text{H}$  нараства.

Кислородният атом е по-силно електроотрицателен и привлича по-силно общата електронна двойка от връзката  $\text{O}-\text{H}$ . При кислорода възниква частичен отрицателен заряд ( $\delta^-$ ), а при водорода – частичен положителен ( $\delta^+$ ). Под действието на алкиловата и фениловата група тези заряди се различават, което води до различна полярност на връзката  $\text{O}-\text{H}$ . Алкиловите групи намаляват полярността на връзката  $\text{O}-\text{H}$ , а ароматните (фениловите) – обратно, повишават нейната полярност. Това се отразява на някои свойства на алкохолите и фенолите, например на тяхната киселинност спрямо водата.

## Хомоложен ред и наименование на алканоли

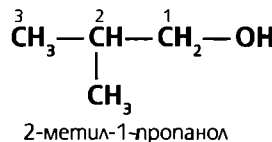
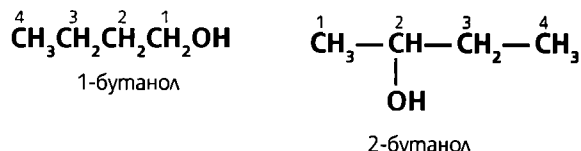
Общата формула на едновалентните алканоли е  $C_nH_{2n+1}OH$ . Те образуват следния хомоложен ред.

$CH_3OH$	метанол
$C_2H_5OH$	етанол
$C_3H_7OH$	пропаноли
$C_4H_9OH$	бутаноли
:	
$C_nH_{2n+1}OH$	алканоли

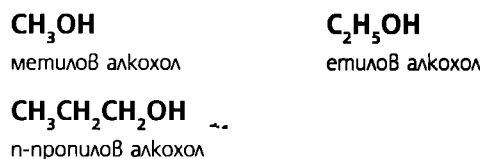
След етанола наименованията на алкохолите са в множествоно число, тъй като от пропанола и следващите алканоли са възможни изомери.

Съгласно правилата на IUPAC наименованията се образуват по два начина:

а) *От наименованието на съответния въглеводород и окончанието „ол“*. Мястото на —O—H група се означава с число. Номерирането на въглеродните атоми започва от тази част на верижата, така че въглеродният атом, с който е свързана —O—H група да получи по-малък номер.

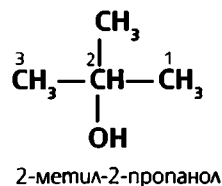
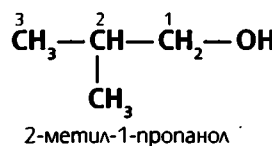
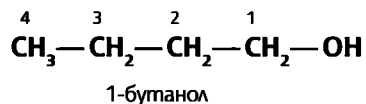
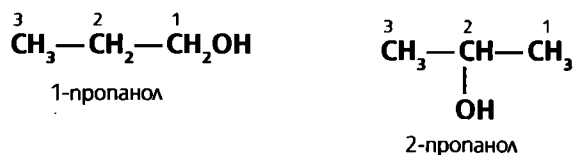


б) Според втория начин (радикално-функционалната номенклатура) наименованията се образуват *от наименованието на съответните въглеводородни групи и думата алкохол*.



## Изомерия при алкохолите и фенолите

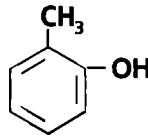
При алкохолите са възможни два вида **конституционна изомерия** – *връжва*, която се дължи на различния вид на въглеродната верига и *позиционна* – дължаща се на различното място на —O—H група във въглеродната верига. Позиционната изомерия започва от пропанола, а от бутанола и следващите алканоли е възможна и връжна изомерия.



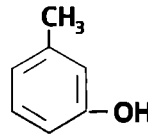
Според вида на въглеродния атом (първичен, вторичен или третичен), с който е свързана хидроксилната група, алкохолите са *първични*, *вторични* и *третични*. От горните алкохоли *първични* са: 1-пропанол, 1-бутанол, 2-метил-1-пропанол; *вторични* са 2-пропанол, 2-бутанол, а *третичен* е 2-метил-2-пропанол.

Фенолът няма изомери, тъй като всички въглеродни атоми в бензеновото ядро са равноценни.

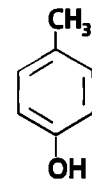
Ако бензеновото ядро е свързано с два или повече заместителя (алкилова и хидроксилна група или две хидроксилни групи), са възможни три позиционни изомера, наречени **орто (о)**, **мета (т)** и **пара (р)**.



о-хидрокси-метилбензен



т-хидрокси-метилбензен



р-хидрокси-метилбензен

## Свойства на алкохоли и феноли

### ■ Физични свойства

Първите три алканола (метанол, етанол и пропанолите) са безцветни течности с характерна миризма, смесват се с вода във всяко отношение (неограничена разтворимост). Това се дължи на водородните връзки между алканола и водата.

Средните хомолози са маслообразни течности, а висшите (след  $C_{12}H_{23}-OH$ ) – твърди вещества без миризма. Разтворимостта им във вода е ограничена и силно намалява при нарастване на дължината на въглеродната верига в алкиловата група ( $R-$ ). Температурата на кипене и топене на алканолите е значително по-висока от тази на съответните алкани с близка молекулна маса. Това се дължи на свързването (асоциацията) на молекулите на алканолите с водородни връзки.

Фенолите са твърди вещества при обикновени условия. Чистият фенол е безцветно кристално вещество с  $T_f = 41$  °С. На въздуха лесно се окислява и се оцветява в светло – до тъмнорозово. Има специфична миризма. При обикновена температура е ограничено разтворим във вода, но над 66 °С се смесва с водата неограничено (при всякакви отношения вода–фенол).

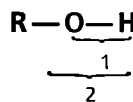
### ■ Химични свойства

#### ● Реакции на едновалентни алкохоли и феноли

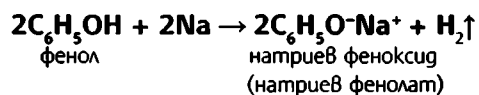
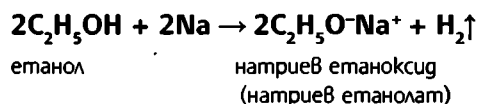
Алкохолите и фенолите проявяват сходство в химичните свойства, но съществуват и някои различия, дължащи се на влиянието на въглеродородната група върху  $-O-H$  група и обратно.

Възможни са химични реакции, които засягат функционалната хидроксилна група, въглеродородната група или молекулата като цяло.

Реакциите, при които се засяга функционалната хидроксилна група  $-O-H$ , протичат с разкъсване на връзката между водородния и кислородния атом (1) или връзката между кислородния и въглеродния атом от въглеродородната група (2).

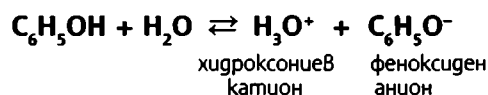
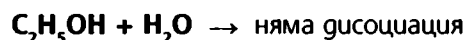


#### • Взаимодействие с активни метали



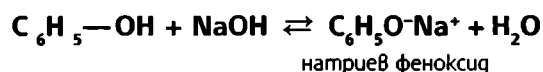
#### • Киселинни свойства спрямо водата

Алкохолите не се дисоциират във воден разтвор. Фенолите във воден разтвор се дисоциират като слаба киселина



#### • Взаимодействие с алкални основи

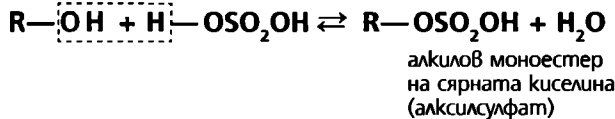
За алкохолите тази реакция не е характерна, тъй като процесът е силно изтеглен към алкохола и алкалната основа. Фенолите реагират с алкални основи, но процесът е обратим, тъй като фенолът е слаба киселина (по-слаба и от въглеродната  $H_2CO_3$ ).



• **Естерификация. Взаимодействие на алкохоли с киселини**

– **Взаимодействие със сярна киселина**

Алкохолите образуват моноестери на сярната киселина.



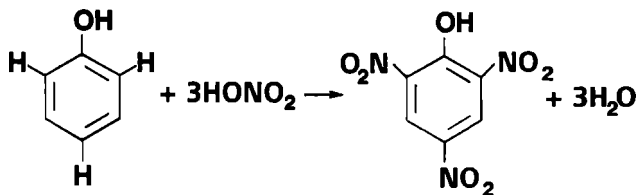
– **Взаимодействие с азотна киселина**

Алкохолите реагират с азотна киселина по уравнението  $\text{R}-\text{OH} + \text{H}-\text{ONO}_2 \rightleftharpoons \text{R}-\text{ONO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

алкилов естер на  
азотната киселина  
(алкилнитрат)

Последните две реакции със  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$  при фенолите протичат, като се замества водороден атом (или водородни атоми) от бензеновото ядро.

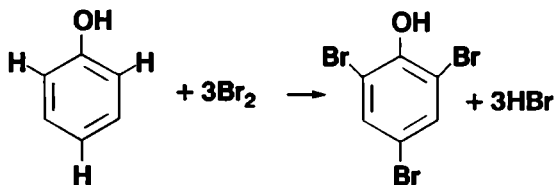
Хидроксилната група при фенолите улеснява нитрирането и сулфонирането, като следващите заместители се ориентират на второ, четвърто и шесто място.



2,4,6-тринитрофенол

• **Взаимодействие с халогенни елементи**

По подобен начин протича и бромирането на фенола. Процесът протича много лесно в присъствие на катализатор ( $\text{FeBr}_3$ ), но и без катализатор реакцията протича лесно.



2,4,6-трибромфенол

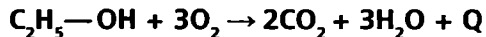
Както и при нитрирането, хидроксилната група улеснява заместването в бензеновото ядро и ориентира бромирането на двете орто- и на пара- място (2,4,6).

• **Цветна реакция на фенолите с  $\text{FeCl}_3$**

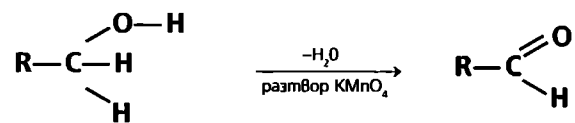
С железен трихлорид фенолът дава характерно виолетово оцветяване. Тази реакция е чувствителна и се използва за качествено доказване на фенол. За алкохолите тази реакция не е характерна.

• **Окисляване на алкохоли и феноли**

При горене във въздушна среда всички алкохоли и феноли образуват  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  и се отделя топлина (екзотермичен процес).

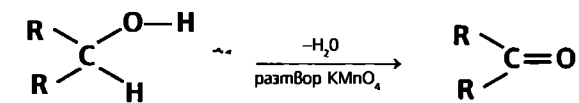


Първичните, вторичните и третичните алкохоли при умерено окисляване се отнасят различно.



първичен алкохол

алдехид



вторичен алкохол

кетон



Третичните алкохоли

не се окисляват при тези условия.

Фенолът, както вече бе отбелязано, се окислява дори от атмосферния кислород, като се образуват цветни съединения.

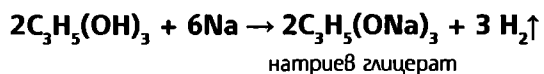
• **Реакции на многовалентни алкохоли**

Характерна реакция на многовалентните алкохоли например на глицерола  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$  е с меден дихидроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Образува се тъмносиньо комплексно съединение, разтворимо във вода. Тази реакция се използва за доказване на многовалентни алкохоли.

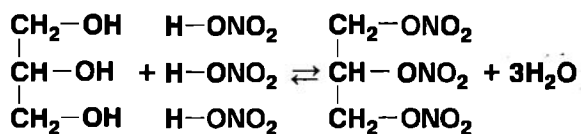
Глицеролът взаимодейства още със:

• **активни метали**



• **концентрирана азотна киселина** в присъствие на концентрирана сярна киселина, при което се образува триестер:



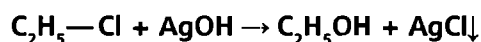


глицеролов тринитрат  
(нитроглицерин)

Глицероловият тринитрат е жълта маслообразна течност, която при удар или загряване експлодира. В техниката се използва като експлозив под наименованието нитроглицерин.

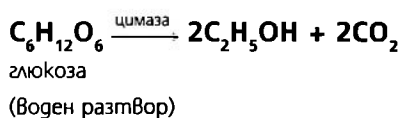
## Получаване на алкохоли и феноли

Общо хидроксилните производни се получават от халогенопроизводни и сребърен хидроксид:



Повечето от алкохолите и фенолите, използвани в практиката, се получават по специфични

методи. Етанолът (етиловият алкохол) се получава при алкохолна ферментация от разтвор на глюкоза или фруктоза:



## Употреба

Таблица 1. Употреба на по-важни алкохоли и феноли

Алкохоли и феноли	Употребява се за:
Метанол $\text{CH}_3\text{OH}$	– суровина за получаване на метанал $\text{HCHO}$ , от който се получава фенолформалдехид
Етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	– гориво – получаване на етанал $\text{CH}_3\text{CHO}$ – получаване на оцетна киселина $\text{CH}_3\text{COOH}$ – разтворител – дезинфектант – фармацевтични и козметични продукти – алкохолни напитки
Глицерол $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	– кремове, сапуни и други козметични продукти – лекарствени препарати – взривни материали – текстилната и кожено-галантерийната промишленост – хранително-вкусовата промишленост
Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	– дезинфекционно средство под името <i>карбол</i> – суровина за производство на фенолформалдехид – основна компонента на пластмасата <i>бакелит</i> – суровина за производство на багрила – суровина за производство на синтетични влакна и лекарствени средства

## КАРБОНИЛНИ ПРОИЗВОДНИ НА ВЪГЛЕВОДОРОДИТЕ

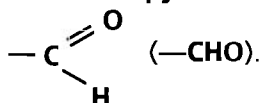
### Определение и видове карбонилни производни на въглеродородите

Органични съединения, които съдържат в молекулите си карбонилна група  $\text{>C=O}$ , се наричат

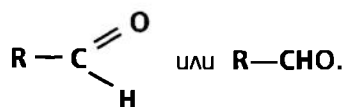
карбонилни производни на въглеродородите (карбонилни съединения).

В зависимост от това, с какво са свързани двете валентни връзки на карбонилната група, карбонилните съединения са две големи групи: алдехиди и кетони.

Алдехидите са карбонилни съединения, при които една от валентните връзки на карбонилната група е свързана с водороден атом –



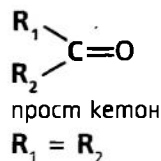
Тази група се нарича *алдехидна* и е функционална група на този вид органични съединения



Изключение от горните общи формули на алдехидите прави метанальт  $\text{H—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—H} \end{array}$ , при който

и двете валентни връзки са свързани с водородни атоми.

Кетоните са карбонилни съединения, при които и двете валентни връзки на карбонилната група са свързани с еднакви или с различни въглеродородни групи.

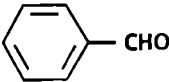


Групата  $\text{>C=O}$ ,  $\text{>CO}$  се нарича *кетонна* (кратко – кетогрупа) и е функционалната група на кетоните.

Видовете алдехиди и кетони се определят от вида на въглеродородните групи и от броя на алдехидните, съответно на кетогрупите в молекулите (табл. 1.).

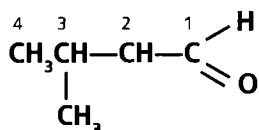
Таблица 1. По-важни видове алдехиди и кетони

Алдехиди	Кетони
<p><i>I. Моноалдехиди</i> (с една <math>\text{—CHO}</math> група)</p> <p>1. Алканоли (маслни наситени)</p> <p><math>\text{HCHO}</math> метанал</p> <p><math>\text{CH}_3\text{CHO}</math> етанал</p> <p><math>\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}</math> пропанал</p> <p><math>\text{C}_3\text{H}_7\text{—CHO}</math> бутаноли</p> <p><math>\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—CHO}</math> алканоли</p>	<p><i>I. Монокетони</i> (с една група <math>\text{&gt;C=O}</math>)</p> <p>1. Алканоли (маслни наситени)</p> <p><math>\text{CH}_3\text{COCH}_3</math> пропанон</p> <p><math>\text{CH}_3\text{COC}_2\text{H}_5</math> бутанон (етилметилкетон)</p> <p>...</p> <p><math>\text{R}_1\text{COR}_2</math></p>

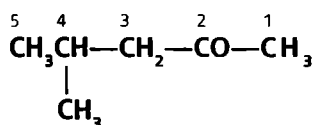
Алдехиди	Кетони
<p>2. Алкенали (мастни ненаситени)</p> $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CHO}$ пропенал <p>3. Алкинали (мастни ненаситени)</p> $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CHO}$ пропинал <p>4. Ароматни</p>  бензалдехид	<p>2. Алкенони и групи (мастни ненаситени)</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CO}-\text{CH}_3$ бутенон (винилметилкетон) <p>3. Ароматни</p> $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO}-\text{C}_6\text{H}_5$ дифенилкетон <p>4. Смесени</p> $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO}-\text{CH}_3$ метилфенилкетон
<p>II. Диалдехиди</p> $\text{OHC}-\text{CH}_2-\text{CHO}$ пропангвал	<p>II. Дикетони</p> $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ бутангдион

## Наименование и изомерия

Съгласно номенклатурата на IUPAC наименованията на карбонилните съединения се образуват от наименованията на съответния въглеродород със същия брой въглеродни атоми във веригата (брои се и карбонилния въглероден атом) и наставката „ал“ за алдехидите и „он“ за кетоните.



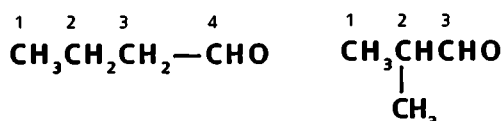
3-метилбутанал



4-метил-2-пентанон

Алдехидната група е винаги в главната верига и номерацията започва от нея. При кетоните номерацията се прави така, че кетонната група да получи възможно по-малък номер.

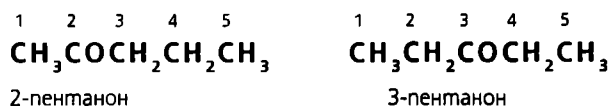
Изомерията при алканалите с една алдехидна група е **верижна**, тъй като алдехидната група е винаги номер едно в главната верига. Тя започва от бутанала



бутанал

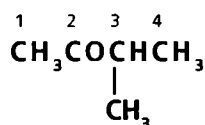
2-метилпропанал

При кетоните е възможна верижна и позиционна изомерия. Последната се определя от мястото на кетонната група във веригата. Затова мястото на кетогрупата се означава с число.



2-пентанон

3-пентанон



3-метил-2-бутанон

## Свойства

### ■ Физични свойства

В даден хомоложен ред физичните свойства (температура на топене и кипене, плътност и др.) на алдехидите и кетоните с права (неразклонена) верига се променят правилно при нарастване на молекулната маса.

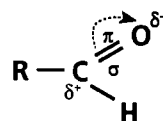
В хомоложния ред на алканалите първият член – метаналът, е газ, етаналът и следващите са безцветни течности, а висшите – твърди вещества. Алдехидите и кетоните кипят при по-ниска температура от съответните алкохоли, защото между техните молекули не се образуват водородни връзки. Разтворимостта им във вода е по-голяма от тази на съответните въглеводороди с подобни вериги, но са значително по-малкоразтворими от алкохолите. Разтворимостта на алдехидите и кетоните във вода намалява при увеличаване на молекулната им маса. Формалинът е 40 % разтвор на метанал (мравчен алдехид) във вода.

Ацетонът е безцветна леснолетлива течност ( $T_k = 56,1\text{ }^\circ\text{C}$ ) с приятна миризма. Разтворим е във вода и е добър разтворител на органични съединения.

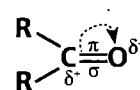
### ■ Химични свойства

Химичните свойства на алдехидите и кетоните зависят от функционалната група – алдехидната  $\text{—CHO}$  и кетонната  $\text{>C=O}$ , от въглеводородните групи и тяхното взаимно влияние.

Въглеродният атом в карбонилната група е свързан с двойна връзка със силно електроотрицателния кислороден атом. Двойката електрони, образуваща  $\pi$ -връзката, е по-подвижна и е изтеглена към кислородния атом. Той придобива частичен отрицателен заряд, а въглеродният атом – частичен положителен.



алдехид



кетон

Върху полярността на връзките в карбонилната група оказват влияние въглеводородните групи, които са свързани с нея. При алканалите и алканоните алкиловите групи намаляват полярността на връзките в алдехидната, съответно в кетонната група. Затова при нарастване на дължината на въглеродната верига в тези групи активността на алдехидите и кетоните намалява. При еднакъв брой въглеродни атоми във веригата кетоните са по-слабоактивни от алдехидите, защото при тях карбонилната група е свързана с две въглеводородни групи (фиг. 1).

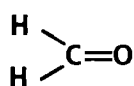
Като се има прѣглед строежа на карбонилната група, следва да се очаква, че алдехидите и кетоните участват в **присъединителни реакции**. Те протичат с разкъсване на  $\pi$ -връзката на  $\text{>C=O}$  група. Поради полярния характер на тази връзка предпочетено ще се присъединяват полярни молекули. Такива са полярните молекули на водата, алкохолите, амоняка, циановодорода и други. Те присъединяват и водород в присъствие на катализатор.

### ● Присъединителни реакции

• **Присъединяване на водород (хидрогениране) към алдехиди и кетони**

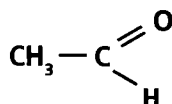
Присъединяването на водород в присъствието на катализатор Ni довежда до получаване на **първичен алкохол от алдехидите** и **вторичен алкохол от кетоните**.

Фиг. 1.



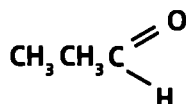
метанал

>



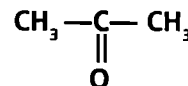
етанал

>



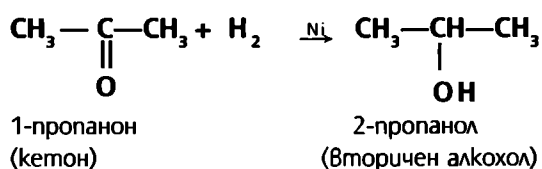
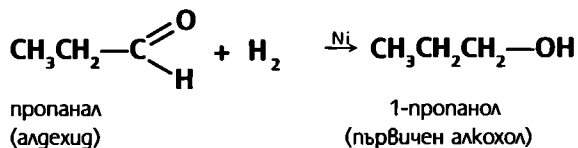
пропанал

>



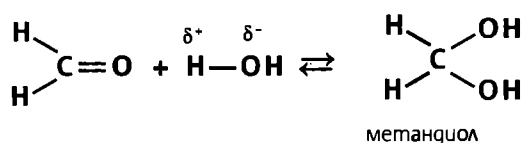
пропанон

реактивоспособността намалява

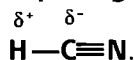


### • Присъединяване на вода

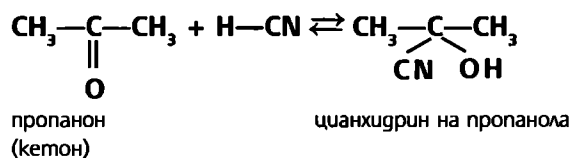
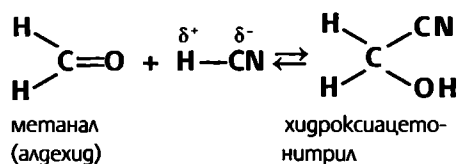
Като полярен реагент водата се присъединява към алдехиди и кетони поради полярността на връзките в  $\text{C}=\text{O}$  група. Активността на тази група при присъединителните реакции е толкова по-голяма, колкото по-малка е въглеродородната група. Затова присъединяването на вода е по-характерно за нисшите алдехиди.



### • Присъединяване на циановодород



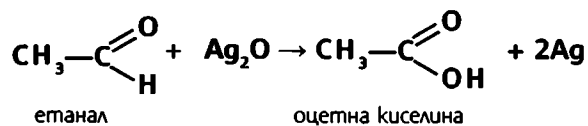
Присъединяването се извършва по-лесно при алдехидите, а при кетоните – по-трудно.



### ● Окисление

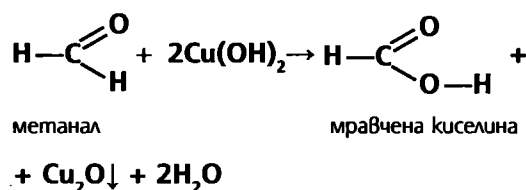
**Алдехидите** се окисляват сравнително лесно дори от слаби окислителни като  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Процесът протича, като кислороден атом се внедрява между въглерода и водорода на алдехидната група. Получава се нова функционална група –

карбоксилна  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$  и алдехидът се окислява до карбоксилна киселина.



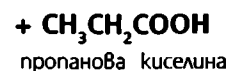
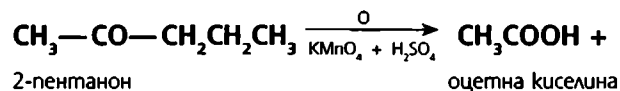
Ако опитът се проведе правилно, среброто, което се отделя, образува **сребърно огледало**.

Когато окислител е  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , също се получава киселина и се отделя червено-кафявият  $\text{Cu}_2\text{O}$ , който е неразтворим във вода.



Горните реакции се използват за доказване на алдехидна група.

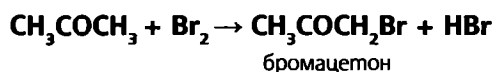
**Кетоните** не се окисляват от  $\text{Ag}_2\text{O}$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , тъй като нямат водороден атом, свързан с  $\text{C}=\text{O}$  група. Те се окисляват от по-силни окислителни ( $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), като се разкъсва  $\text{C}-\text{C}$  връзка и се получават продукти на окислението, съдържащи също карбоксилна група.



Запалени на въздуха, алдехидите и кетоните изгарят до  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  и се отделя топлина.

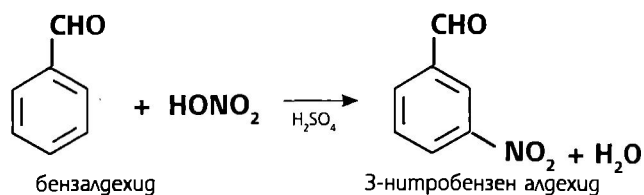
### ● Реакции, засягащи въглеродородните групи

Реакциите, които засягат въглеродородните групи, се определят от видовете връзки и техния строеж. За алканалите и алканоните, както и за ароматните карбонилни съединения, са характерни заместителни химични реакции.



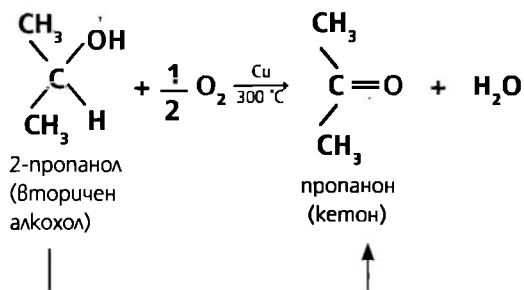
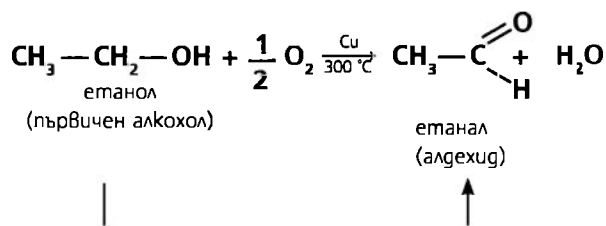
При ароматните алдехиди и кетони заместителните реакции в ароматното ядро протичат по-трудно, тъй като алдехидната и кетонната

група намаляват реактивоспособността на ароматното ядро. Бензалдехидът се нитрира и сулфонира по-трудно от бензена. Алдехидната група ориентира следващия заместител на мета-място.



## Получаване на алдехиди и кетони

Карбонилните производни се получават при умерено окисление на алкохоли. От първичните алкохоли се получават алдехиди, а от вторичните – кетони. Катализатори на умереното окисление на алкохолите са мед **Cu**, сребро **Ag** и др.



## Употреба

Алдехидите се използват главно за производство на пластмаси, лекарства и различни багрила.

Кетоните са добри органични разтворители и изходни вещества за получаване на пластмаси, синтетичен каучук и др.

Някои алдехиди и кетони намират приложение в парфюмерийната промишленост.

По-важните области на приложение на алдехидите и кетоните са представени на табл. 2.

Таблица 2. Употреба на алдехиди и кетони

Карбонилни производни	Употребяват се:
<b>Алдехиди</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>– за производство на пластмаси</li> <li>– за производство на лекарства</li> <li>– за производство на багрила</li> <li>– в парфюмерийната промишленост</li> </ul>
<b>Кетони</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>– като разтворители</li> <li>– за производство на пластмаси</li> <li>– за производство на синтетичен каучук</li> <li>– в парфюмерийната промишленост</li> </ul>

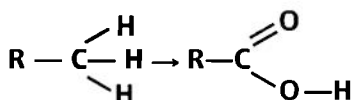
## КАРБОКСИЛНИ ПРОИЗВОДНИ НА ВЪГЛЕВОДОРОДИТЕ

### Определение и видове

Карбоксилните производни на въгледородите (карбоксилните киселини) могат да се разглеждат като съединения, в молекулите на които се съдържа карбоксилна група:



Тази група е функционална за карбоксилните киселини.



Въгледород      карбоксилна киселина

Формално карбоксилната група —COOH може да се разглежда като съставена от двете познати вече функционални групи — карбонилна  $\text{C=O}$  и хидроксилна —OH, или общо карбоксилна  $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ . Не трябва обаче да се счита, че свойствата на карбоксилните киселини са смес от тези на алкохолите и карбонилните съединения. Карбоксилните киселини имат различни свойства от алкохолите и карбонилните производни, защото **карбоксилната група е качествено нова функционална група.**

Видовете карбоксилни киселини се определят от:

а) вида на въгледородната група —R и б) броя на карбоксилните групи. По-важни карбоксилни киселини са:

#### ■ Алканови монокарбоксилни киселини

Те образуват хомоложен ред с обща формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—COOH}$  ( $n = 0, 1, 2, \dots$ ):

$\text{H—COOH}$  — метанова (мравчена) киселина

$\text{CH}_3\text{—COOH}$  — етанова (оцетна) киселина

$\text{C}_2\text{H}_5\text{—COOH}$  — пропанова киселина

:

$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{—COOH}$  — палмитинова киселина

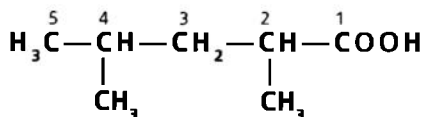
:

$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{—COOH}$  — стеаринова киселина

:

$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—COOH}$  — алканови киселини

От този хомоложен ред се вижда, че наименованията според правилата на IUPAC се образуват от наименованието на въгледорода (брои се и карбоксилният въглероден атом), окончанието „-ова“ и думата киселина. Карбоксилната група винаги е в главната верига и нейният въглероден атом е номер едно.

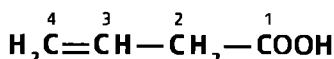


2,4-диметилпентанова киселина

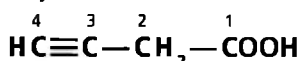
Някои киселини имат и тривиални наименования — мравчена, оцетна, палмитинова, стеаринова и др.

#### ■ Алкенови и алкинови киселини

Съдържат във въгледородната група двойна или тройна връзка. Те също образуват хомоложни редове.

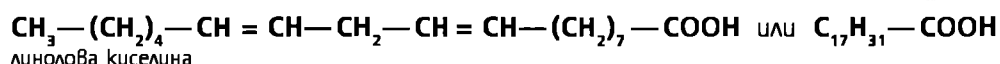
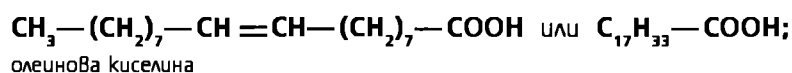
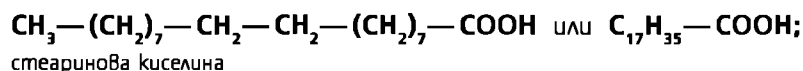
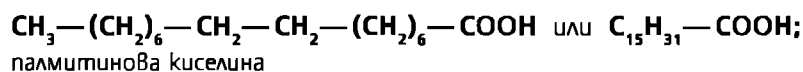


3-бутенова киселина



3-бутинова киселина

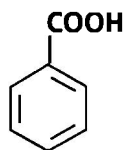
Важни природни карбоксилни киселини с отворена верига, влизащи в състава на мазнините, са:



Първите две (палмитиновата и стеариновата киселина) са наситени висши мастни киселини. Вторите две са ненаситени висши мастни киселини – олеиновата е с една двойна връзка, а линоловата – с две двойни връзки във въглеводородните групи.

### ■ Ароматни карбоксилни киселини

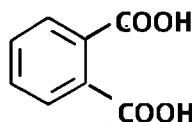
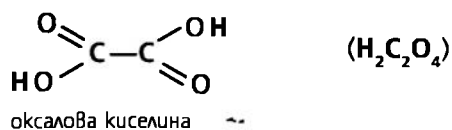
Карбоксилната група е свързана директно с ароматно ядро.



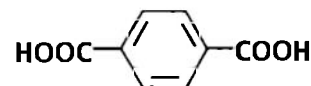
бензенова (бензоена) киселина

### ■ Карбоксилни киселини с две или повече карбоксилни групи

Те могат да бъдат алканови, алкенови, ароматни и др.



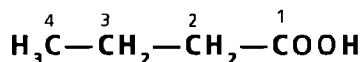
о-фталова киселина



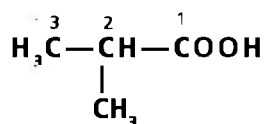
терефталова киселина

## Изомерия

При алкановите монокарбоксилни киселини е възможна **верижна изомерия**, която започва от хомолога със състав  $\text{C}_3\text{H}_7-\text{COOH}$ .



бутанова киселина



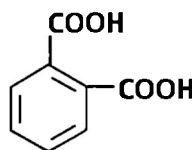
2-метилпропанова киселина

Позиционна изомерия, която се дължи на  $-\text{COOH}$  група не е възможна, тъй като тази група е винаги в началото на веригата.

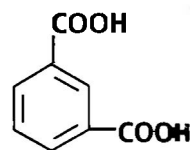
При алкеновите и алкиновите киселини са възможни както **верижни**, така и **позиционни** изомери, но те се дължат на мястото на сложната

връзка във веригата на въглеводородната група както при алкените и алкините.

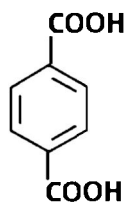
Бензоената киселина няма изомери. Ако бензеностто ядро е свързано с две карбоксилни групи или карбоксилна и някаква друга група са възможни три изомера, наречени орто (1,2), мета (1,3) и пара (1,4).



1,2-бензен дикарбоксилова киселина (о-фталова киселина)



1,3-бензен дикарбоксилова киселина (м-фталова киселина)



1,4-бензен дикарбоксилова киселина (терефталова киселина)

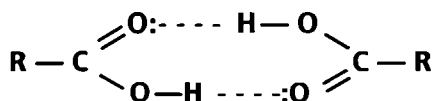


## Свойства

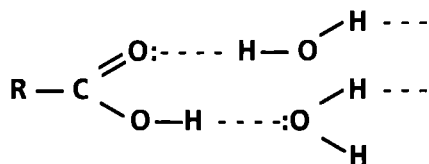
### ■ Физични свойства

Първите три представителя на хомоложния ред на алкановите монокарбоксилни киселини са лесно-подвижни течности с остра и неприятна миризма, а висшите са твърди вещества без миризма. Представителите на ариловите (ароматните) киселини са твърди вещества.

Температурата на топене и кипене на карбоксилните киселини е по-висока от тази на алкохолите с близка молекулна маса. Това се дължи на по-здравата водородна връзка, която се образува между молекулите на киселините.



С образуване на водородна връзка с водните молекули се обяснява и разтворимостта на органичните киселини във вода.

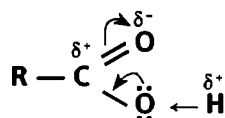


Нисшите членове на алкановите киселини – мравчена и оцетна – се разтварят неограничено във вода. При нарастване на алкиловата група **R—** разтворимостта намалява. Висшите алканови и алкенови киселини (стеаринова, олеинова и други) практически са неразтворими във вода.

### ■ Химични свойства

Химичните свойства на карбоксилните киселини се определят главно от функционалната карбоксилна група —**COOH**, но зависят и от въглеродните групи, и от тяхното взаимно влияние.

Връзките в карбоксилната група са полярни поради по-голямата електроотрицателност на кислородните атоми

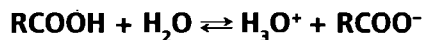


Карбонилният кислороден атом привлича  $\pi$ -електроните на двойната връзка и придобива частичен отрицателен заряд, а въглеродният атом – частичен положителен заряд. Това довежда до изтегляне на свободната двойка електрони при кислородния атом от —**O—H** група, което води до допълнително поляризиране на **O—H** връзка в карбоксилната група и до увеличаване на частичния положителен заряд при водородния атом.

Алкиловите групи намаляват полярността на връзките в карбоксилната група. Това довежда до отслабване на киселинните свойства и реактивоспособността на киселините.

### ● Киселинни свойства

Карбоксилните киселини проявяват киселинни свойства. Нисшите и средните алканови киселини при разтваряне във вода претърпяват електролитна дисоциация.

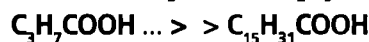


карбоксилен анион

Хидроксониевите йони поддържат  $\text{pH} < 7$  и водният разтвор има киселинен характер (синият лакмус се променя в червен).

Алкановите киселини, с изключение на мравчената **HCOOH**, са много по-слаби киселини в сравнение със силните и средните неорганични киселини (**HCl**, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, **HNO<sub>3</sub>**, **H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>** и други), но са по-силни киселини от алкохолите и фенолите.

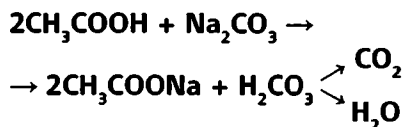
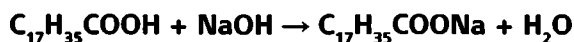
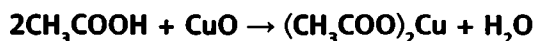
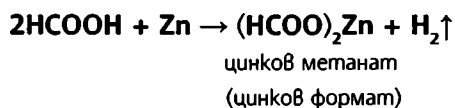
Силата им бързо отслабва с увеличаване на дължината на въглеводородната верига във въглеводородната група.



киселинността намалява

Средните и висшите киселини практически не се дисоциират при разтваряне във вода.

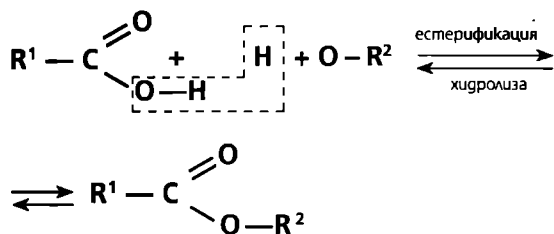
Като киселини те реагират с активните метали, с основни оксиди и хидроксиди и със соли на по-слабите и по-летливи киселини. Скоростта на тези взаимодействия зависи както от киселинните свойства на киселините, така и от активността на групите реагенти.



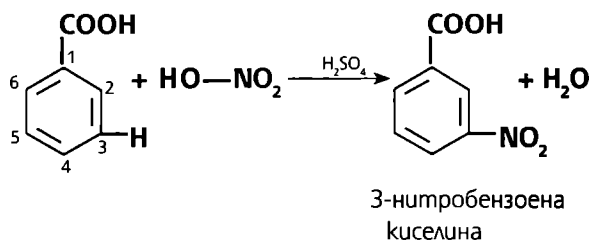
Както се вижда от предпоследното химично уравнение, висшите мастни киселини реагират със силните основи, като образуват сол и се отделя вода, подобно на киселините, които реагират с основи.

### ● Естерификация

Карбоксилните киселини реагират с алкохолите в присъствие на катализатор киселина. Получените съединения се наричат **естери**, а реакцията – естерификация.

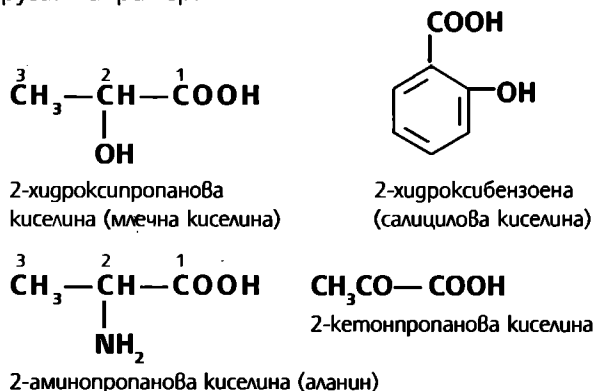


За **ароматните киселини** са характерни всички реакции, описани дотук. Ароматното (бензеновото) ядро определя ароматните им свойства. Например бензоената киселина встъпва в заместителни реакции, но по-трудно от бензена, като следващият заместител се ориентира на метамясто – положение 3 спрямо мястото на карбоксилната група.

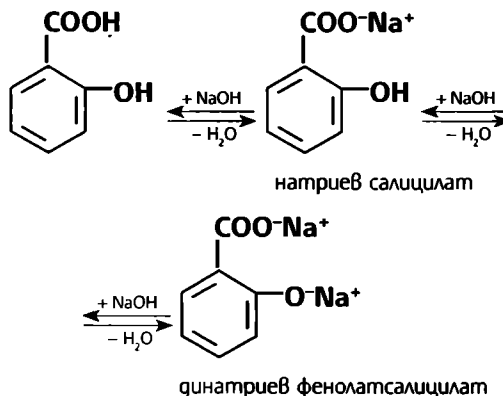


### ● Реакции на другите функционални групи

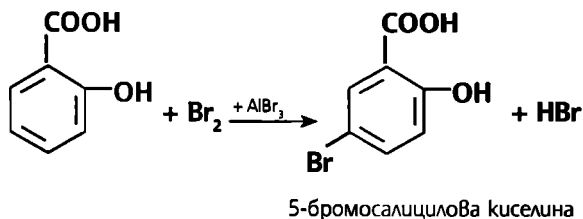
Някои карбоксилни киселини съдържат освен карбоксилна група и други функционални групи – хидроксилна, карбонилна  $\text{C}=\text{O}$ , амино  $-\text{NH}_2$  и други. Например:



За тези киселини са характерни и реакции за другите функционални групи. Салициловата (2-хидроксibenзоената) киселина реагира с два мола **NaOH**, защото нейната хидроксилна група е фенолна (свързана е с бензеновото ядро).



При халогениране халогеният атом замества водороден атом от бензеновото ядро, което е на **m**-място спрямо  $-\text{COOH}$  група и на **p**-място спрямо фенолната група.

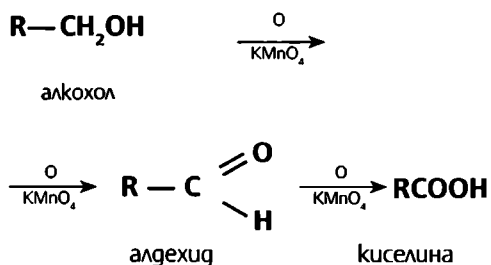


## Получаване

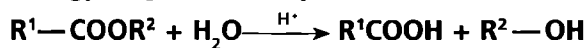
По-важни общи методи за получаване на карбоксилните киселини:

- умерено окисление на алдехиди

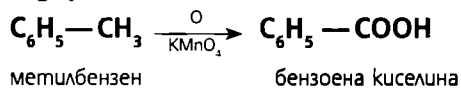
Алдехидите могат да бъдат получени от алкохоли. Окислителите са най-често  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{CrO}_3$ .



- хидролиза на естери

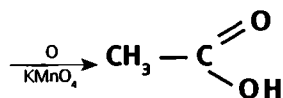
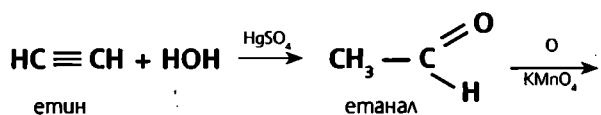


- директно окисление на въглеродороди



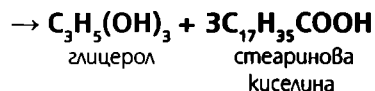
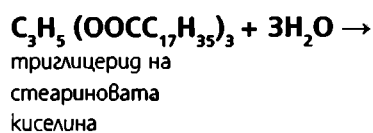
- специфични методи

Оцетната киселина се получава при оцетнокисела ферментация на разтвор на етанол или чрез реакцията на Кучеров.



етанова киселина

Висшите и средни мастни киселини се получават при хидролиза на глицеридите от състава на мазнините.



## Употреба

Алкановите киселини намират приложение в козметиката, фармацевта, за приготвяне на лакове, бежири, блажни бои и др. Бензоената киселина и натриевият бензоат се използват главно като

консерванти на хранителни продукти и напитки. Ацетилсалициловата киселина е известна като медикамента аспириин.



## Сапуни

Сапуните представляват метални соли на висшите мастни киселини.

### Класификация

• **Обикновени** – смес от натриеви или калиеви соли на висшите мастни киселини.

#### Натриеви сапуни (твърди)

$C_{15}H_{31}COONa$   
натриев палмитат

$C_{17}H_{35}COONa$   
натриев стеарат

$C_{17}H_{33}COONa$   
натриев олеат

#### Калиеви сапуни (течни)

$C_{15}H_{31}COOK$   
калиев палмитат

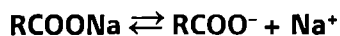
$C_{17}H_{35}COOK$   
калиев стеарат

$C_{17}H_{33}COOK$   
калиев олеат

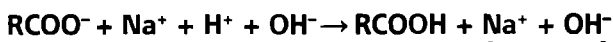
• **Технически** – смес от соли на висши мастни киселини с калций, алуминий, олово, цинк и други метали. Напр. калциев стеарат  $(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$ .

### Свойства

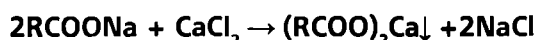
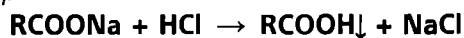
Във воден разтвор сапуните се **дисоциират** на йони:



**Хидролизират** се по уравнението:



В кисела среда и във варовита вода сапуните се **пресичат**.



## Синтетичните миещи вещества (СМВ)

Те представляват:

• алкални соли на моноестерите на сяната киселина с висши алкохоли (алкилсулфати).

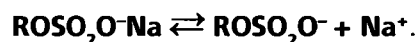
Напр.  $CH_3(CH_2)_{10}CH_2OSO_2O^-Na^+$   
натриев додецилсулфат

• алкални соли на алкансулфоновите киселини (алкансулфонати).

Напр.  $CH_3(CH_2)_{10}CH_2SO_3^-Na^+$   
натриев додецилсулфонат

### Свойства

• Във воден разтвор се **дисоциират** на йони



• **Не се хидролизират.**

• В твърда вода **не се пресичат**, защото калциевите и магнезиевите им соли са по-разтворими във вода.

• **Не се пресичат в кисела среда.**

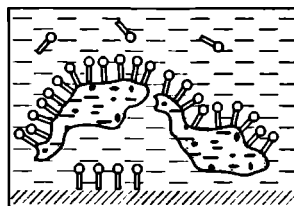
• **Поддържат неутрална среда** (pH ≈ 7).

**Недостатъците** на синтетичните миещи вещества пред сапуните са свързани с тяхната стабилност. Изхвърлени във водоемите, те понижават силно разтворимостта на кислорода във водата. Това води до загиване на флората и фау-

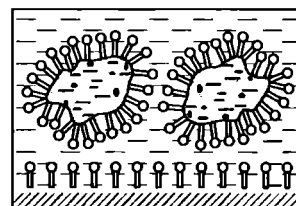
ната във водоемите. Освен това СМВ действат силно обезмазняващо и изсушаващо.

**Измивното действие** на сапуните и СМВ се обяснява със строежа им.

Анионите, които се получават при дисоциацията им във воден разтвор, имат две съставни части – въглеводородна неполярна част, наречена „опашка“, и солева част – „глава“. „Опашките“ се насочват към онечистването (замърсяването) и го обграждат, а „главите“ остават във водния разтвор (фиг. 1 и фиг. 2). При разбъркване в разтвора се образува пяна, която обхваща онечистванията и ги извлича от повърхността на предмета.



Фиг. 1.



Фиг. 2.

## 14.

## ВЪГЛЕХИДРАТИ

Въглеродните (глицеридите) са голям клас органични съединения, които се образуват най-често при хлорофилната фотосинтеза. В състава им влизат химичните елементи въглерод, водород и кислород.

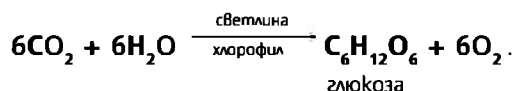
### Класификация

Според състава и строежа:

ВЪГЛЕХИДРАТИ		
монозахариди	олигозахариди	полизахариди
глюкоза	захароза	нишесте
фруктоза	лактоза	целулоза
рибоза	малтоза	грузи

**Монозахаридите** са полихидроксикалдехиди и полихидроксикетони. Те не се хидролизират на по-прости въглеродни съединения.

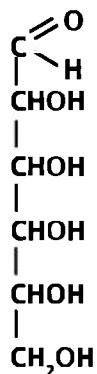
**Глюкозата** се образува при хлорофилната фотосинтеза по уравнението:



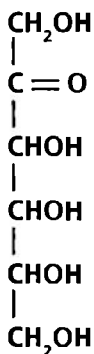
### Строеж и свойства

Структурните формули на глюкозата и фруктозата показват, че:

- шестте въглеродни атома образуват права (неразклонена) въглеродна верига;
- съдържат пет (четири) съседни хидроксилни групи;
- глюкозата съдържа една алдехидна група, а фруктозата – една кетонна група.



глюкоза (алдохексоза)



фруктоза (кетохексоза)

Молекулните формули на глюкозата и фруктозата са еднакви –  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , но тези монозахариди се различават по строеж и по свойства, т.е. те са изомери.

#### ■ Глюкоза

##### ● Физични свойства

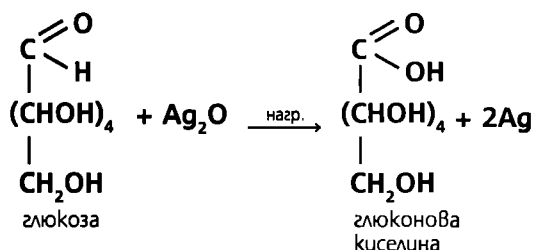
Безцветно кристално вещество със сладък вкус, добре разтворимо във вода.

##### ● Химични свойства

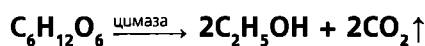
Определят се от строежа на молекулите ѝ.

Като *многовалентен алкохол* глюкозата взаимодейства с пряно утаен меден дихидроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Полученият тъмносин разтвор при нагряване почервява от образуваните се димеден оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

Като *алдехид* глюкозата проявява редукционни свойства.



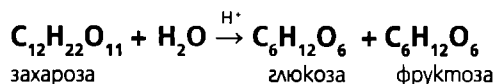
Под действие на ензима цимаза разтвор на глюкоза се превръща в етанол (алкохолна ферментация).



### ■ Олигозахариди

Съдържат в молекулата си от две до десет монозахаридни единици.

**Захарозата (обикновената захар)**, малтозата и лактозата имат една и съща молекулна формула —  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Те са дизахариди, които при нагряване и в присъствие на киселина се хидролизират до монозахариди.



В организма този процес протича под действие на ензими.

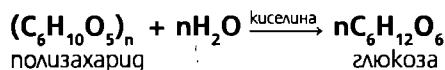
Захарозата, за разлика от глюкозата, няма свободна алдехидна група, а само съседни хидроксилни групи.

### ■ Полизахариди

Съдържат в молекулата си голям брой монозаха-

ридни единици —  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ . Те нямат точно определена молекулна маса. Средната молекулна маса на нишестето варира от 20 000 до 1 000 000, а на целулозата от 500 000 до 20 000 000, т.е. те са природни високомолекулни съединения (природни полимери).

Хидролизират се на степени при продължително нагряване в присъствие на киселина до получаване на монозахарид.



В хранителни продукти нишестето може да се докаже с йодна тинктура. Получава се синьо оцветяване, дължащо се на образуване на комплексно съединение между нишестето и йода.

Нишестето се натрупва в семената и корените (зръдките) на растенията (ориз, пшеница, царевица, картофи и др.).

Нишестето е малкоразтворимо в студена вода (в гореща вода образува нишестен клей), а целулозата не се разтваря нито във вода, нито в органични разтворители. Тя се разтваря в Швайцеров реактив (амонячен разтвор на меден дихидроксид).

Всяка глюкозна единица в молекулата на целулозата съдържа три хидроксилни групи  $[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3]_n$ , т.е. тя се отнася като поливалентен алкохол. Може да взаимодейства с киселини, при което се получават естери – целуозни нитрати и целуозни ацетати.

Значението и употребата на въглехидратите са разнообразни (табл. 1).

Таблица 1. По-важни области на приложение на въглехидратите

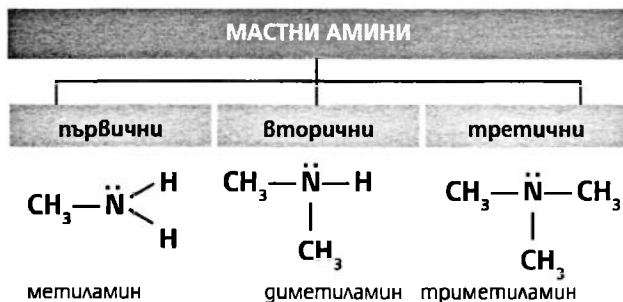
Въглехидрат	Значение и приложение
<b>Глюкоза</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>ценно хранително вещество, което чрез кръвта се разнася до всички клетки в организма</li> <li>в медицината за директно хранене чрез вливане в кръвта със система</li> <li>в хранително-вкусовата промишленост; консервант</li> <li>при производство на огледала (за посребряване)</li> </ul>
<b>Захароза</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>храна, която се хидролизира и бързо се усвоява от организма</li> <li>в хранително-вкусовата промишленост – за сладка, конфитюри, торти, бонбони и др.</li> </ul>
<b>Нишесте</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>главна съставна част на всекидневната храна на хората</li> <li>за получаване на глюкоза, етанол, витамини, антибиотици и др.</li> <li>за производство на декстринови лепила</li> </ul>
<b>Целулоза</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>за производство на ацетатна и вискозна коприна</li> <li>в текстилната и хартиената промишленост</li> <li>за производство на колодиев памук и пироксилин (избухливо вещество)</li> </ul>

# МАСТНИ АМИНИ. АМИНОКИСЕЛИНИ. БЕЛТЪЧНИ ВЕЩЕСТВА (БЕЛТЪЦИ)

## Мастни амини

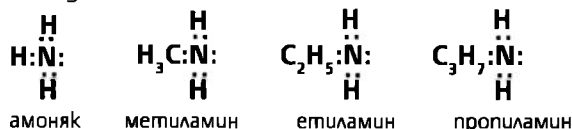
Мастните амини се разглеждат като произлезли от амоняка NH<sub>3</sub>, в молекулата на който един, два или три водородни атома са заместени с мастна възлеводородна група.

### Класификация



### Строеж

Мастните амини, подобно на амоняка, съдържат азотен атом със свободна (неподелена) електронна двойка



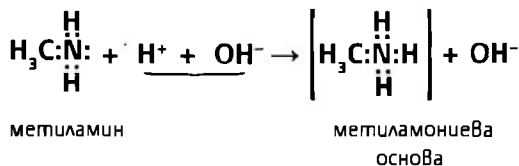
Функционалната група на първичните мастни амини е аминогрупа —NH<sub>2</sub>.

### Свойства

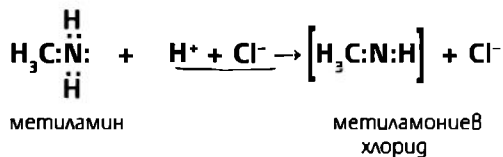
Определят се от свободната електронна двойка, която обуславя основния им характер. Амините се наричат *органични основи*.

Взаимодействат със:

- **вода** до получаване на основа

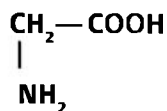


- **киселина** до получаване на съответна сол

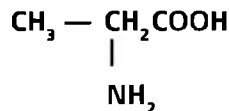


## Аминокиселини

Аминокиселините могат да се разглеждат като произлезли от карбоксилните киселини, в молекулите на които водороден атом от възлеводородната група е заместен с аминогрупа.



2-аминоетанова  
киселина  
α-аминоетанова  
киселина



2-аминопропанова  
киселина (аланин)  
α-аминопропанова  
киселина



Освен с число, мястото на аминокгрупата се отбелязва с гръцки букви ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  и т.н.)  
 Най-голямо значение за живите организми имат някои (около 20)  $\alpha$ -аминокиселини.

## ■ Свойства

Аминокиселините са безцветни кристални вещества, разтворими във вода, със сладък вкус. Химичните им свойства се определят от строежа (две функционални групи и въглеродородна група).

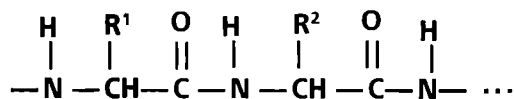
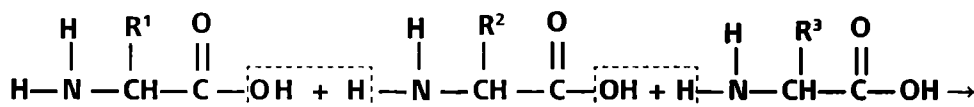
Аминогрупата  $-\text{NH}_2$  е носител на основния химичен характер.

Карбоксилната група  $-\text{COOH}$  е носител на киселинния химичен характер.

Влияние оказва и въглеродородната група.

Аминокиселините имат **амфотерен химичен характер**, т.е. взаимодействат със силни киселини и със силни основи.

Образуват високомолекулни съединения в резултат на *обезводняване (отделяне на вода)* между две и повече еднакви или различни аминокиселини. Образуват се съединения, наречени **пептиди** – дипептиди, трипептиди и т.н.



Този процес се нарича **поликондензация**.

Групировката  $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{H} \\ || \quad | \\ -\text{C}-\text{N}- \end{array}$  се нарича **пептидна група**, а връзката между въглеродния и азотния атом се нарича **пептидна връзка**.

**Полипептиди** се наричат съединения, които съдържат до 50 аминокиселинни единици, а над 50 (100–300) – **протеини**, които са основа на белтъчните вещества.

## Белтъчни вещества (белтъци)

**Белтъците са природни високомолекулни съединения, изградени главно от пептидно свързани  $\alpha$ -аминокиселини.**

### ■ Състав

Белтъците са съставени от химичните елементи въглерод, водород, кислород, азот, сяра, а понякога фосфор, желязо, магнезий и други елементи.

Молекулната им маса е от 5000 до няколко милиона.

### ■ Класификация

Според продуктите на хидролизата белтъчните вещества биват:

- **протеини** – молекулите им са изградени само от  $\alpha$ -аминокиселинни остатъци;
- **протеиуди** – в тях белтъчната част е свързана с небелтъчна част (остатъци от фосфорна киселина, нуклеинови киселини и др.).

## ■ Свойства

Определят се от състава и строежа, който е сложен. Проявяват **амфотерни свойства**, защото съдържат свободни аминогрупи и карбоксилни групи в края на веригите или в страничните разклонения.

**Протеините се хидролизират** до  $\alpha$ -аминокиселини под действие на ензими, а протеидите отделят и други вещества. Част от тези  $\alpha$ -аминокиселини се окисляват, при което се отделя енергия, необходима за организма, а друга част се пренася чрез кръвта до клетките в организма. Там отново се синтезират белтъци, но вече специфични за организма.

**Денатурират се** (коагулират, пресичат се) при високи температури, облъчване с ултравиолетови лъчи, под действие на киселини, основи, алкохол и др.

Коагулацията е обратима – с концентрирани разтвори на  $\text{NaCl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и други, и необратима – със соли на тежки метали – медни, оловни,

живачни и др. При необратимата коагулация утвеният белтък не се разтваря във вода и затова солите на тези метали, попаднали в организма, са особено вредни за него.

**Цветните реакции за доказване на белтъци са:**

- **Биуретова** – към белтък се добавят равни обеми от разтвор на натриева основа  $\text{NaOH}$  и разтвор на меден сулфат  $\text{CuSO}_4$ , при което се получава виолетово оцветяване.

- **Ксантопротеинова** – към белтък се добавя конц. азотна киселина  $\text{HNO}_3$ , нагрява се и се получава жълто оцветяване. От амоняк  $\text{NH}_3$  или натриева основа  $\text{NaOH}$  жълтото оцветяване става оранжево.

## ■ Употреба

Най-често се употребяват за производство на пластмаси и казеинови лепила; в текстилната, кожарската и фармацевтичната промишленост.

## АРОМАТНИ ВЪГЛЕВОДОРОДИ (АРЕНИ)

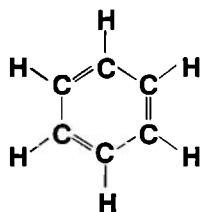
Ароматните съединения се наричат така, защото първите им представители са имали приятна миризма или са се добивали от природни продукти с приятна миризма. Названието „ароматни“ има историческо значение. Съвременното наименование „ароматни съединения“ се основава на по-особените им свойства.

### Представители

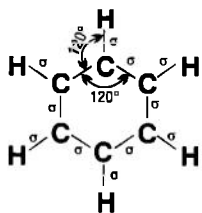
#### ■ Бензен

##### ● Структура

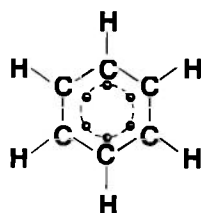
Молекулната формула на бензена е  $C_6H_6$ , а структурната:



Молекулата на бензена е плоска. Всички атоми лежат в една равнина. Въглеродните атоми образуват правилен шестоъгълник. Всеки въглероден атом е свързан с два съседни въглеродни атома със  $\sigma$ -връзки, които са локализирани между съседните въглеродни атоми. При всеки един въглероден атом остава по един единичен валентен  $p$ -електрон. Тези шест  $p$ -електрона образуват делокализирана шестцентрова  $\pi$ -връзка.



Валентни ъгли в молекулата на бензена



делокализирана  $\pi$ -връзка

##### ● Физични свойства

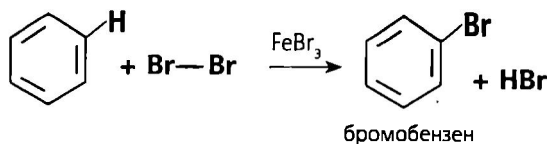
Бензенът е безцветна, леснолетлива течност със специфична миризма. Добър разтворител на каучук и мазнини. Бензенът е отровен и има канцерогенно действие.

##### ● Химични свойства

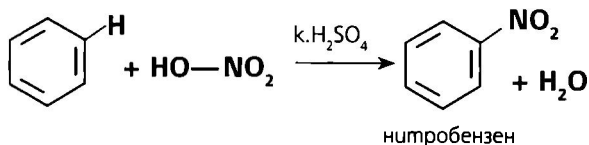
Определят се от наличието на бензеново ядро. Характерни са **заместителните реакции** с халогени, с концентрирана азотна и сярна киселина. В това се изразява **ароматният характер на бензена, който по състав е ненаситен, но за него по-характерни са заместителният тип реакции.**

Взаимодейства със:

##### • халогенни елементи

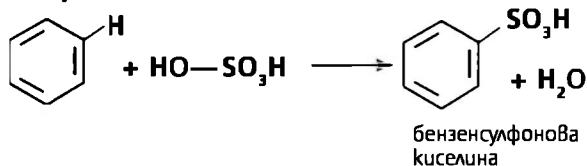


##### • азотна киселина



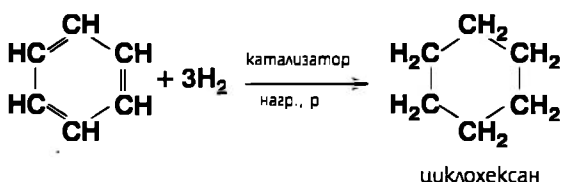
Работи се с нитрирна смес (смес от к.  $HNO_3$  и к.  $H_2SO_4$ ).

• **сярна киселина**



• **Присъединителни реакции**

Не са така характерни за бензена. Той реагира с водород в присъствие на катализатор



Бензенът гори с пушлив пламък.

• **Получаване и употреба**

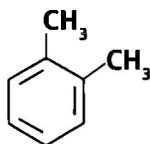
Бензенът се получава при термична преработка на каменни въглища и нефт.

Употребява се като изходна суровина в органичния синтез, за производство на лекарствени препарати, багрила, взривни вещества и др.

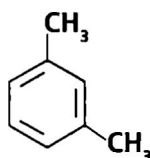
■ **Алкилбензени (едноядрени арени)**

Въглеводороди, които се разглеждат като произлезли от бензена, в молекулата на който един или повече водородни атома са заместени с алкилови групи, се наричат едноядрени арени.

За тях е характерна *позиционната изомерия*



1,2-диметилбензен  
o-диметилбензен



1,3-диметилбензен  
m-диметилбензен



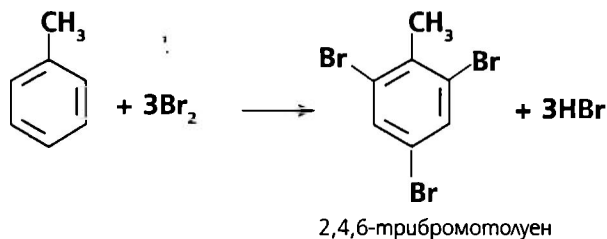
1,4-диметилбензен  
p-диметилбензен

• **Химични свойства**

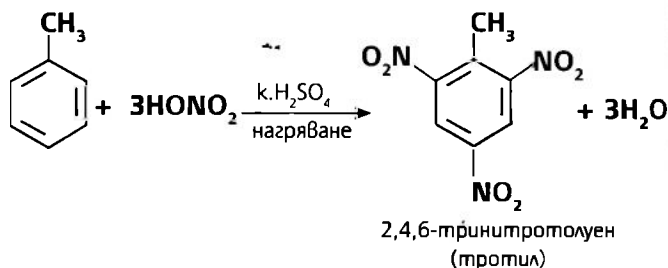
Зависят от наличието на бензеновото ядро и алкиловата група. Едноядрените арени се халогенират, нитрират и сулфонират от бензена. Алкиловите групи ориентират следващия заместител на *o*- и *p*-място и улесняват заместването в бензеновото ядро.

Едноядрените арени взаимодействат със:

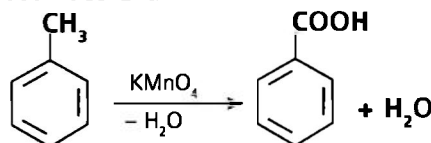
• **бром**



• **азотна киселина**



Арените се окисляват по-лесно в сравнение с бензена. Независимо от дължината на алкиловата група при окислението винаги се получава бензенoва киселина.



Ако разтвор от  $KMnO_4$  се прибави към толуен, той се обезцветява.

• **Употреба**

Като разтворители, при производството на багрила, взривни вещества, лекарства и др.

## НАРКОТИЧНИ ВЕЩЕСТВА

### Характеристика

**Наркотичните вещества** спадат към различни групи органични съединения. Общото, което ги обединява, е въздействието върху организма на човека и на животните.

Приети от човека в **малки дози**, най-общо те предизвикват обратимо потискане на функциите на централната нервна система, което се изразява в загуба на съзнание, изкривено възприемане на околната среда, халюцинации, понижаване на чувствителността, снижаване на рефлекторната дейност, намаляване на мускулния тонус и др. При по-големи дози настъпва смърт в резултат на блокиране на жизненоважни мозъчни центрове, спиране на сърдечната дейност, блокиране на

безусловните рефлекс, което води до спиране на дишането, и т.н.

**Дозата** е количеството от дадено вещество, внесено еднократно в един организъм, и се определя по формулата  $D = M_b / m_{opz}$ , където  $M_b$  е масата на внесеното вещество в грамаве (**g**) или милиграми (**mg**), а  $m_{opz}$  е масата на организма в килограми (**kg**). Например, ако за човек с маса 80 kg са достатъчни 160 mg наркотик, за да настъпи смъртоносно (летално) отравяне, то леталната (смъртоносна) доза е

$$D_L = \frac{160 \text{ mg}}{80 \text{ kg}} = 2 \text{ mg/kg.}$$

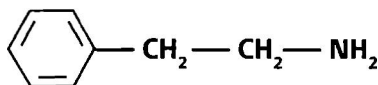
(Да напомним, че 160 mg са равни на 0,16g.)

### Класификация

Наркотиците се класифицират в групи въз основа на някои най-общи признаци независимо от разнородния си състав и строеж.

#### ■ Азотсъдържащи органични наркотични съединения

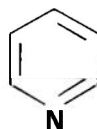
**а)** Производни на 2-фенилетиламина. В малки дози тези съединения имат сравнително слабо наркотично действие.



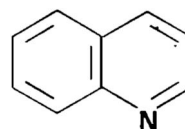
2-фенилетиламин

**б)** Производни на пръстенни азотсъдържащи съединения (азотсъдържащи хетероцикленни съединения). Една сравнително неголяма група азотсъдържащи наркотични вещества са **алкалоидите**.

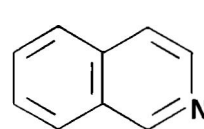
Това са органични съединения, съдържащи един или повече азотни атома, включени в затворена верига. Например във:



пиридин



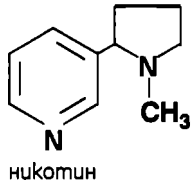
хинолин



изохинолин

Особеностите на азотния атом придават специфични свойства на пръстена. Той определя основните свойства на съединенията, в които се намира.

В *пиридиновата група* са наркотичните вещества, съдържащи пиридинов пръстен. Към тази група спада **никотинът**, който се съдържа в тютюневите растения.



Той съдържа два азотни пръстена – шестатомен и петатомен.

Никотинът действа главно на вегетативната нервна система – отначало има възбуждащо действие, а след това действа парализиращо. Затова пушачите страдат от мигрена (главоболие), безсъние, а при остро отравяне с никотин настъпва смърт. В цигарения дим не само никотинът е вреден. Установено е, че в цигарения дим се съдържат около 2000 съединения. Някои от тях са канцерогенни (предизвикват рак на белия гроб), други действат на нервната система, увреждат сърцето и бъбреците. Към тази група се отнася и **кокаинът**. Той се извлича от кокаиновия храст. Молекулите му имат пръстенна структура, съдържаща азотен атом, свързан с метилова група. Кокаинът предизвиква силна възбуда, еуфория, желание за действие. Употребата му води до силна психична зависимост, чернодробни увреждания, сърдечносъдови увреждания, инфаркт и инсулт. Когато човек е пристрастен към кокаина, липсата му предизвиква раздразнителност, разстройство на съня и депресия.

В **хинолиновата група** са алкалоидът **хинин** и неговите аналози. Той се извлича от кората на хининовото дърво и е най-ефективното средство против малария и някои грипни вируси.

Друг алкалоид от тази група е **морфинът**. Той има сложен строеж с азотсъдържащ цикъл. Съдържа се в опия – изсушен млечен сок, получен от мака. Освен морфин в опия се съдържат над 20 алкалоида. Сред тях най-голямо е количеството на морфина. Някои по-важни алкалоиди на мака са: **кодеин**, **папаверин**, **тебин**, **нарцеин**. Някои от тези алкалоиди се използват в медицината, но под лекарски контрол.

Морфинът съдържа две хидроксилни групи в молекулата си. Когато тези групи се естерифицират с две молекули оцетна киселина (това се извършва най-лесно с оцетен анхидрид  $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ ), получава се наркотичното вещество **хероин**. Той е един от най-опасните наркотици. При поемане от човека създава чувство за спокойствие, наслада и еуфория поради блокиране на рецепторите за болка. Неговата смъртоносна доза е малка и много често поемането му предизвиква летален изход.

**Кофеинът** се съдържа в зърната на кафето. Той е наркотик с умерено действие. В малки дози (0,05–0,1 г) действа възбуждащо на централната нервна система.

При по-високи дози ускорява пулса, причинява сърцебиене, треперене на някои мускули и други признаци на наркотично действие.

### ■ Халогено- и кислородсъдържащи наркотични вещества

Халогеносъдържащ наркотик е **хлороформът**  $\text{CHCl}_3$ . Той е леснолетлива безцветна течност със сладникав вкус. В миналото се е използвал в хирургията, но сега за упойка се използват по-ефикасни и по-безопасни вещества.

Към кислородсъдържащите наркотици могат да се причислят алкохоли, главно етанол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , феноли, етери (диетилов етер  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$ ) и др. **Алкохолизмът** е хронично отравяне с етилов алкохол. Прекомерната употреба на етанол (спиртни напитки – вино, бира, ракия и други) довежда до зависимост, подобна на тази при наркотиците. Освен това се увреждат сърцето, бъбреците, жлезите с вътрешна секреция и др.

**Тетрахидроканабинолът** е наркотик от фенолов тип – съдържа фенолен компонент. Той се съдържа в канабиса и марихуаната, хашиша и други растения. Системната употреба на марихуана, канабис и хашиш довежда до наркомания с описаните вече симптоми.

# ПОЛИМЕРИ, ПЛАСТМАСИ И ХИМИЧНИ ВЛАКНА

## Полимери

Полимерите са високомолекулни съединения (с относителна молекулна маса над 5000 до милиони). Молекулите им са изградени от многократно повтарящи се елементарни звена, свързани с ковалентни връзки. Някои високомолекулни съединения не са полимери (хлорофилът на растенията, хемоглобинът на кръвта и др.).

### Класификация

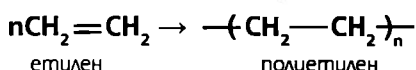
Полимерите биват:

- природни (целулоза, нишесте, естествен каучук);
- изкуствени (Вискозна и ацетатна коприна и др.) – получават се от природни полимери чрез химична преработка;
- синтетични (полиетилен, поливинилхлорид PVC и др.) – получават се чрез синтез на мономери (нискомолекулни съединения).

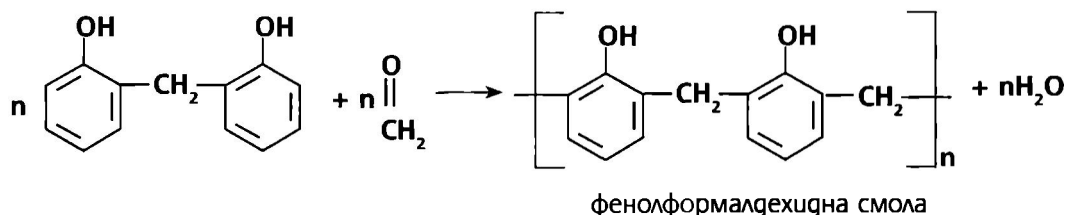
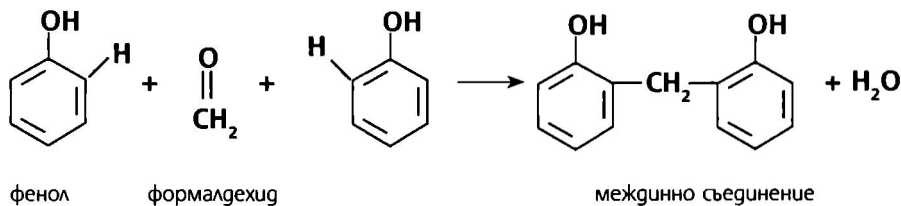
### Получаване

Методите за получаване на синтетични полимери са два:

- Полимеризация – полиприсъединяване на мономерни молекули, съдържащи сложна връзка.



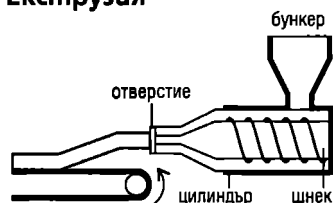
- Поликондензация – свързване на мономери в полимери, съпроводено с отделяне на нискомолекулни вещества (вода, метанол, амоняк и др.).



## Пластмаси

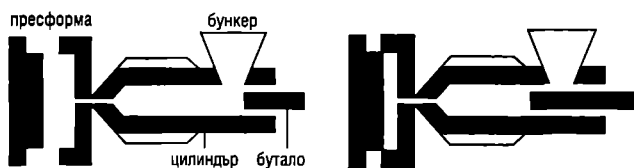
Пластмасите са материали, получени от полимери и различни добавки – пълнители, пластификатори, противостарители, оцветители, омекотители. Преработват се в изделия чрез:

### Екструзия



Фиг. 1. Схема на екструдер

### Леене под налягане



Фиг. 2. Схема на машина за леене под налягане

### Пресуване



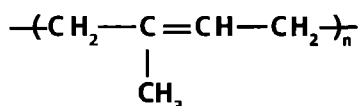
Фиг. 3. Схема на преса за горещо пресуване

И в трите случая смолата се загарява, за да омекне и тогава се формува до изделия – тръби, пръти и др.

Употребата на различните пластмаси се обуславя от специфичните им свойства (табл.1).

**Каучукът** (естествен и синтетичен) е полимер, който се използва за изработване на автомобилни и самолетни гуми, облекла, уплътнители, тръби за кръвопреливане, електроизолации и др.

Естественият каучук е полимер на изопрена:



полиизопрен  $M \approx 350\,000$

От синтетичните каучуци най-разпространени са бутадиенов и бутадиенстиролов

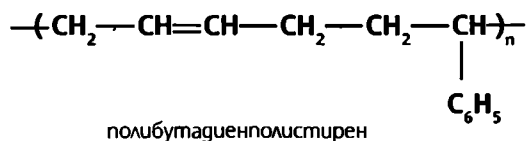
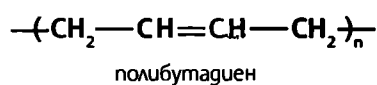


Таблица 1. Употреба и специфични свойства на пластмасите

Употреба	Свойства
<ul style="list-style-type: none"> <li>химически реактори, резервоари за концентрирани киселини и основи</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>устойчиви на вода, киселини и основи</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>телевизионна техника, електротехника, радиотехника</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>лоши проводници на електричния ток</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>модерни транспортни средства, оптика, медицинска апаратура, опаковки</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>прозрачни (не всички)</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>спортен инвентар, покривни панели, гребни и ветроходни плавателни съдове</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>термоустойчиви и с висока механична якост</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>жилищно строителство, хладилна техника</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>лоши проводници на топлината</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>опаковъчни материали, домакински съдове, хранителна промишленост</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>безвредни за човека</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>детски играчки, украшения</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>лесно се оцветяват и формуват</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>самолетостроене, автомобилна промишленост, жилищно строителство</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>имат ниска относителна плътност (леки са)</li> </ul>



## Текстилни влакна

Делят се на природни (вълна, коноп, памук и други) и химични.

### ■ Химични влакна

Те са полимерни материали с линейни макромолекули.

Химичните влакна биват:

- *изкуствени* – получават се от природни високомолекулни съединения (дървесна целулоза) чрез химична обработка. Най-често се получават ацетатна коприна, вискозна коприна (вискоза) и медноамонячна коприна.

- *синтетични* – получават се при овлажняване на синтетични полимери. Най-важните синтетични влакна на българския пазар са полиестерно, полиамидно и полиакрилонитрилно.

Един и същ вид синтетично влакно в различни страни се произвежда под различни търговски наименования.

Синтетичните влакна притежават много цен-

ни свойства, които са причина за широката им употреба.

Благодарение на свойствата си – ниска плътност, немачкаемост, красив външен вид, безвредни за човешкия организъм, трудно се замърсяват и лесно се почистват, лесно се багрят – синтетичните влакна се използват в текстилната промишленост.

От тях се изработват облекла, чорапи, бельо, килими, палатки, парашути, гамаски и др.

Голямата им здравина и еластичност, термо- и светлоустойчивост, устойчивост на основи и окислителни вещества позволява използването им за изработване на рибарски мрежи, корда за автомобилни гуми, корабни въжета и др.

За недостатъци на синтетичните влакна се считат: лесно наелектризиране и задържане на статично електричество и замърсяване на околната среда (не гният).

## СКОРОСТ НА ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ

### Определение и единици за измерване

**Скоростта на всяка химична реакция** е важна нейна количествена характеристика и основна величина в химията.

При протичане на една химична реакция количеството на молекулите реагенти (изходни вещества) с течение на времето намалява, а количеството на молекулите на продуктите нараства. **Скоростта на химичната реакция се измерва с промяната на молекулите в единица обем (V), на който и да е от реагентите или от продуктите на реакцията за единица време (t).**

$$v = \pm \frac{\text{изменения на молекулите}}{\text{обем} \cdot \text{интервала от време}} =$$

$$= \pm \frac{n_2 - n_1}{V(t_2 - t_1)} = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} \text{ mol/l.s}$$

Скоростта на химичната реакция може да се изрази и чрез величината **моларна концентрация (c)**, която се измерва с молекулите на дадено вещество в единица обем.

$$c = \frac{n}{V},$$

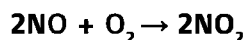
където единицата за измерване на концентрацията е mol.m<sup>-3</sup>, а гробната единица е mol/l.

Математически скоростта на химичната реакция (v), изразена чрез c, е равна на:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \text{ mol/l.s}$$

С този израз се обозначава средната скорост на химична реакция за време  $\Delta t$ .

В SI системата скоростта има измерение mol/m<sup>3</sup>s, но по-често е mol/l.s. Скоростта е положителна величина, ето защо, ако при измерването ÷ се вземе предвид един от реагентите, пред израза се поставя знакът „-“. Например средната скорост на реакцията



може да се изрази с един от следните изрази:

$$v_1(\text{NO}) = - \frac{\Delta c(\text{NO})}{\Delta t}$$

$$v_2(\text{O}_2) = - \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t}$$

$$v_3(\text{NO}_2) = + \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t}$$

Скоростите няма да бъдат числено равни, тъй като веществата реагират и се получават в различни молни съотношения.

## ■ Фактори, от които зависи скоростта на химичната реакция

Тези фактори са: *природа на реагиращите вещества; агрегатно състояние; концентрация на участващите в реакцията вещества; допирна повърхност; температура; катализатор; електрично поле; светлина.*

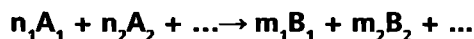
• **Влияние на природата на реагиращите вещества.** Скоростта на химичната реакция зависи от строежа на веществата, вида и здравината на химичните връзки. Йодът например реагира с водород при загряване, а флуорът реагира с водорода с взрив и на тъмно, защото е много по-активен неметал от йода.

• **Влияние на концентрацията на участващите в реакцията вещества.** За да протече една химична реакция между газове или течности, гравитните частици на веществата трябва да се срещнат и ударят. Не при всички удари се получават нови вещества. **Ударите, при които се получават нови вещества, се наричат ефективни.** Колкото е по-голяма концентрацията на веществата, толкова по-голям е общият брой удари, а оттам и броят на ефективните удари се увеличава.

За една хомогенна реакция, която се изразява с общо уравнение:  $A + B \rightarrow C$ , скоростта се изразява с уравнението

$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B).$$

За една хомогенна реакция от най-общ тип



уравнението за скорост е:

$$v = k \cdot c^{n_1}(A_1) \cdot c^{n_2}(A_2) \dots,$$

където **k** е **скоростна константа**. Тя зависи от природата на веществата, температурата и от наличието на катализатор, но не зависи от концентрацията на реагиращите вещества.

Горното уравнение се нарича **кинетично уравнение за скоростта** или **Закон за действие на масите**, открит от К. Гулберг и П. Вааге. Този закон гласи: **Скоростта на химичната реакция е пропорционална на произведението от моларните концентрации на реагиращите вещества.**

Законът за действие на масите е валиден за хомогенните елементарни реакции, чиито химични уравнения отразяват действителния ход на химичните реакции.

Законът не е валиден в случай, когато реакцията не е хомогенна или не протича в един стадий. Тогава в кинетичното уравнение на сумарните реакции **p** не е равно на коефициентите в общото уравнение.

• **Влияние на допирната повърхност между реагиращите вещества.** Реакциите между газове протичат с по-голяма скорост в сравнение със същите реакции, протичащи между разтвор и твърдо вещество или между твърди вещества. Например реакцията между разтвори на  $AgNO_3$  и  $NaCl$  протича мигновено. Същата реакция протича с малка скорост, ако се използват кристали  $AgNO_3$  и  $NaCl$ . Скоростта нараства, ако участващите твърди вещества се раздробяват, сместа от реактанти се разбърква или контактната повърхност между веществата се увеличава.

• **Влияние на температурата.** С повишаване на температурата се увеличава скоростта на химичната реакция. Опитно е установено, че на всеки  $10^\circ C$  скоростта се увеличава от 2 до 4 пъти (емпирично правило на Ван'т Хоф). С повишаване на температурата нараства средната енергия на газовите молекули, участващи в хомогенна, елементарна реакция. Нараства и броят на ефективните удари. За да реагират частиците при удар, е необходимо да притежават енергия, която се нарича **активираща енергия** ( $E_a$ ). Молекулите, които притежават тази енергия, се наричат **активни молекули**.

• **Влияние на катализаторите.** Катализатори са вещества, които изменят скоростта на химичната реакция, но в края на реакцията остават количествено непроменени. Явлението се нарича **катализа**. **Катализаторите не предизвикват химичната реакция, а само променят нейната скорост. Тяхното действие се изразява в намаляване на активиращата енергия на реакциите.**

## ■ Видове катализатори и катализа

Катализаторите биват **положителни**, ако увеличават скоростта на химичната реакция. Например **Pt** (платината) е положителен катализатор при окисляване на амоняк. Катализаторите могат да бъдат и **отрицателни**, например барбитуровата и фосфорната киселина забавят разлагането на водородния пероксид.

Катализатори, които променят скоростта само на един вид химична реакция, се наричат **специфични (избирателни)**. Явлението се нарича избирателна катализа.

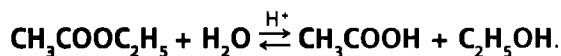
**Избирателни катализатори** са ензимите. Те са биологични катализатори.

**Неспецифични катализатори** са тези, които ускоряват няколко вида реакции. Такива са:  $H^+$ ,  $OH^-$  и други.

**Промотори** са вещества, които прибавени в малки количества към катализатора повишават неговата активност.

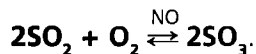
**Каталитични отрови** (инхибитори) са вещества, които понижават активността на катализатора.

Ако химична реакция се катализира от един от продуктите на реакцията, явлението се нарича **автокатализа**. Хидролизата на естерите е автокаталитична реакция:



Автокатализатори са  $H^+$ , образуващи се при дисоциация на  $CH_3COOH$ .

Когато реагиращите вещества и катализаторът образуват хомогенна смес, катализата е **хомогенна**, например:



Скоростта на хомогенните каталитични реакции е **правопропорционална** и на концентрацията на катализатора.

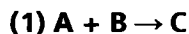
Ако реакционната смес и катализаторът образуват хетерогенна система, катализата се нарича **хетерогенна** или **контактна**. При нея за катализатори се използват твърди вещества, а реакцията се извършва между газове и между течности.

Скоростта на хетерогенните каталитични процеси е **правопропорционална** и на **повърхността на катализатора**.

## ■ Механизмът на каталитичното действие

Обяснява се с понижение на активиращата енергия ( $E_a$ ) на химичната реакция и изменение на реакционния път. **Теорията за междинните съединения** обяснява механизма на хомогенните каталитични процеси.

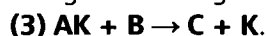
В хомогенната реакция



$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B).$$

Активиращата енергия на тази реакция е  $E_{a1}$ , а енергетичният ѝ ход е представен на фиг. 1. Прибавеният катализатор (**K**) реагира с едно от веществата **(2) A + K → AK**.

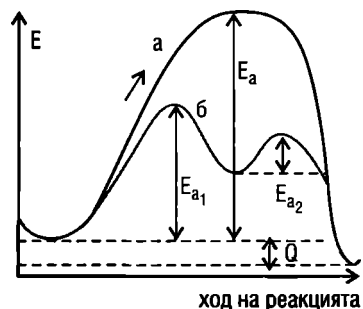
Междинното съединение взаимодейства с **B**:



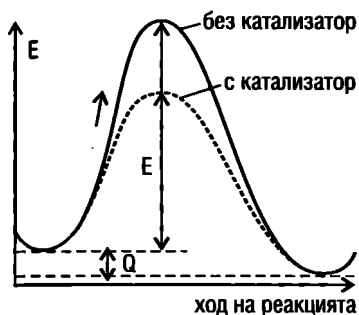
Катализаторът се възстановява.

Реакция (2) протича с по-ниска активираща енергия  $E_{a2} > E_{a1}$  и по-висока скорост  $v_2$ . Активиращата енергия на реакция (3)  $E_{a3}$  е по-ниска и тя протича с голяма скорост  $v_3$ ,  $E_{a3} > E_{a2}$ . **Катализаторът понижава активиращата енергия, като изменя реакционния път на химичната реакция.** По-бавният от горните два процеса определя скоростта на каталитичната реакция.

Понижаването на активиращата енергия при хетерогенните каталитични реакции става затова, защото катализаторът адсорбира молекулите на реактантите и разхлабва връзките между градивните частици. Реагиращите вещества стават по-реактивоспособни. Образуват се междинни комплекси, които се преобразуват в крайни продукти, а катализаторът се възстановява. Енергетичният ход на такава хетерогенна химична реакция е представен на фиг. 2.



**Фиг. 1.** Изменение на енергетичната бариера, когато катализаторът участва в междинни процеси: а) енергетичен ход на реакцията без катализатор; б) енергетичен ход на реакцията с катализатор.

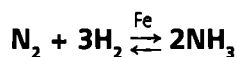


Фиг. 2. Енергетичен ход на реакцията без и с катализатор при хетерогенни каталитични процеси.

## ■ Приложение на каталитичните процеси в промишлеността

Някои по-важни химични производства, при които се използват катализатори, са:

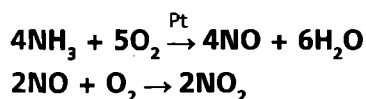
**Синтез на амоняк** от азот и водород в присъствие на катализатор.



Каталитичният процес се извършва на повърхността на желязото. За повишаване на контактната повърхност между катализатора и реагиращите газове желязото е в раздробено състояние.

### Окисление на амоняк до азотни оксиди.

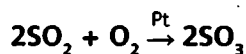
Амонякът се окислява в присъствие на катализатор платина Pt.



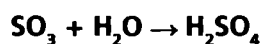
Азотният диоксид е изходно вещество за получаване на азотна киселина  $\text{HNO}_3$ . Амонякът и азотната киселина са изходни суровини за производството на азотни торове, които се използват в селското стопанство.

### Каталитично окисляване на серния диоксид до серен триоксид и производство на сярна киселина.

Серният диоксид  $\text{SO}_2$  се окислява до серен триоксид  $\text{SO}_3$  в присъствие на катализатор платина Pt.



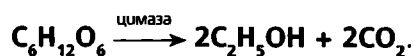
При разтваряне на серен триоксид във вода се получава сярна киселина.



### Производство на важни органични съединения.

Производството на лекарства, багрила, каучук, пластмаси и други е невъзможно без използване на катализатори.

**Биокаталитични процеси.** Те също намират широко промишлено приложение. Например етиловият алкохол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  се получава при алкохолната ферментация на разтвора на глюкоза или фруктоза в присъствие на ензима цимаза:



# ТОПЛИНЕН ЕФЕКТ ПРИ ХИМИЧНИТЕ ПРОЦЕСИ

## Топлинен ефект

Признак за протичане на химичен процес е отделяне или поглъщане на топлина от реакционната система. Топлината е вид енергия и единицата за нейното измерване е тази за енергия – джаул (J), или хиляда пъти по-голямата единица – килоджаул (kJ).

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

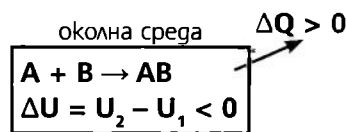
Всяка система се характеризира с вътрешната си енергия  $U$ . Тя включва всички видове енергия на частиците, от които се състои системата, и техните взаимодействия.

Абсолютната стойност  $|U|$  на вътрешната енергия на системата не може да бъде измерена. Измерва се само изменението на вътрешната енергия ( $\Delta U$ ).

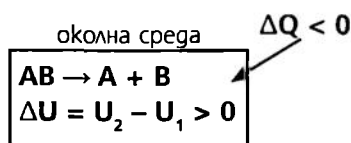
Величината вътрешна енергия има такова свойство, че нейното изменение  $\Delta U = U_2 - U_1$  не зависи от пътя, по който протича процесът, а само от началното ( $U_1$ ) и крайното ( $U_2$ ) състояние на системата. При химичните реакции  $\Delta U$  много често е такова, че системата отделя топлина или поглъща топлина от околната среда. В първия случай реакциите се наричат **екзотермични**, а във втория – **ендотермични**.

**Прието е количеството топлина, което се отделя или поглъща при протичане на една химична реакция, да се нарича топлинен ефект на химичната реакция. Означава се с  $Q$  или по-точно с  $\Delta Q$ .**

Следователно при екзотермичните реакции вътрешната енергия на системата намалява ( $\Delta U < 0$ ) в резултат на отделяне на топлина в околната среда ( $\Delta Q > 0$ ). Обратно, при ендотермичните реакции вътрешната енергия на системата ( $\Delta U > 0$ ) нараства в резултат на поглъщането на топлина от околната среда ( $\Delta Q < 0$ ).



Система, в която протича **екзотермичен процес**.



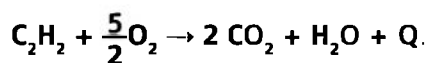
Система, в която протича **ендотермичен процес**.

Реакцията  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + Q$  е екзотермична, защото при протичането ѝ се отделя топлина в околната среда.

Обратната реакция  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$  е ендотермична, защото, за да протече реакцията, е необходимо да се внесе топлина от околната среда.

## Термохимични уравнения

**Химичните уравнения, в които е записан топлинният ефект на процеса, се наричат термохимични уравнения.** Те се съставят за 1 mol от веществото, което се изследва, затова се допускат и дробни коефициенти пред веществата. Например:

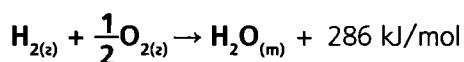
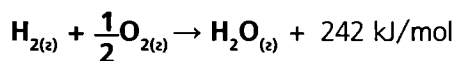


етин  
(ацетилен)

В този случай топлинният ефект се отнася за изгаряне на 1 mol ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Тъй като топлинни-

ят ефект на реакциите зависи и от агрегатното състояние на веществата, и от алотропната им форма, в термохимичните уравнения вещества се отбелязват с индекс **г** – газ, **т** – течност, **тв** – твърдо вещество, **ақ** – воден разтвор, и т.н.

Топлинният ефект на реакцията между водород и кислород, при която се получава вода, е различен в зависимост от това, дали водата е като пара (газ) или като течност.



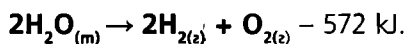
Разликата  $286 \text{ kJ/mol} - 242 \text{ kJ/mol} = 44 \text{ kJ/mol}$  е топлината на втечняване на водните пари до течна вода.

Термохимичните уравнения могат да се записват и с цели коефициенти.

$2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{т})} + 572 \text{ kJ}$ , но топлинният ефект в този случай се отнася за два мола вода.

Ако една реакция е екзо/ендотермична, обратната ѝ реакция е ендо/екзотермична.

Реакцията между водорода и кислорода е екзотермична. Обратната реакция – разлагане на водата до  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$ , е ендо/ендотермична реакция:



Двата процеса на съединяване на  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$  до 2 mol  $\text{H}_2\text{O}$  и разлагането на 2 mol вода до водород и кислород имат еднакви по абсолютна стойност топлинни ефекти, но различни по знак –  $+572 \text{ kJ}$  и  $-572 \text{ kJ}$ .

## Топлина на образуване

**Топлината на образуване е количеството топлина, което се отделя или поглъща при образуване на един mol химично съединение от съответните най-стабилни прости вещества при стандартни условия ( $T = 278 \text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ ) и  $p = 101,3 \text{ kPa}$ ).**

Топлината на образуване е равна по абсолютна стойност и противоположна по знак на топлината на разлагане:

$$|Q(\text{образуване})| = |Q(\text{разлагане})|.$$

Топлината на образуване на 1 mol течна вода е  $284 \text{ kJ}$ , а топлината на разлагане на 1 mol течна вода е  $-284 \text{ kJ}$ .

Топлината на образуване на простите вещества се приема за нула. Ако съществуват няколко алотропни форми от даден химичен елемент, нулева стойност за топлината на образуване се приема тази на най-стабилната алотропна модификация. Например от алотропните форми на кислорода – кислород  $\text{O}_2$  и озон  $\text{O}_3$ , по-стабилната форма е  $\text{O}_2$ . За тази форма топлината на образуване  $Q_{\text{обр.}}(\text{O}_2) = 0$ , а топлината на образуване на озона  $Q_{\text{обр.}}(\text{O}_3) \neq 0$ .

# ХИМИЧНО РАВНОВЕСИЕ

## Обратими реакции

Особеността на химичните реакции да протичат при определени условия едновременно в две посоки се нарича *химична обратимост*, а самите реакции – *обратими*. Реакцията, която протича от изходните вещества към про-

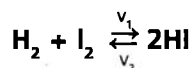
дуктите, се нарича права, а другата – обратна. Обратимите реакции се означават с химични уравнения и знака за обратимост  $\rightleftharpoons$ .

Например реакцията  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  е обратима.

## Химично равновесие

Ако в затворена система се проследи протичането на една обратима реакция, ще се установи, че в даден момент скоростите на правата и обратната реакция се изравняват и настъпва химично равновесие.

Например. При реакцията на образуване и разлагане на йодоводорода в една затворена система



се установява, че:

– правата реакция в началото протича с голяма скорост  $v_1$ , която с течение на времето намалява, защото намалява концентрацията на водорода и йода (фиг. 1);

– обратната реакция в началото протича с

малка скорост  $v_2$ , но с течение на времето тази скорост нараства, защото нараства концентрацията на йодоводорода;

– в даден момент скоростите на правата и обратната реакция се изравняват (т. 3 на фиг. 1) и настъпва химично равновесие.

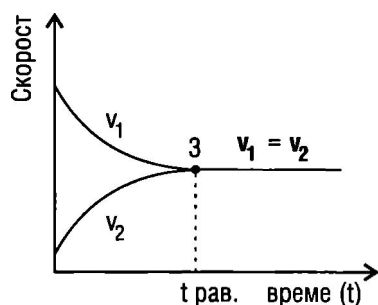
Концентрациите на изходните и на получените в реакционната система вещества остават постоянни за неопределено време при дадените условия.

*Състояние*, при което скоростта на правата и обратната реакция се изравнява, а концентрациите на всички вещества в системата остават постоянни за неопределено време при дадените условия, се нарича **химично равновесие**, а концентрациите на веществата – **равновесни концентрации**.

*Особености на химичното равновесие*

**1.** Химичното равновесие е **динамично**. Концентрациите на веществата в реакционната смес при химичното равновесие са постоянни, но правата и обратната реакция продължават да протичат с еднаква скорост ( $v_1 = v_2$ ).

**2.** Химичното равновесие е **подвижно**. Ако се променят условията, при които е установено химичното равновесие, то се нарушава. Протича правата или обратната реакция и се установява отново химично равновесие, но при новите условия.



Фиг. 1. Графично изразяване на химичното равновесие



3. Химичното равновесие не зависи от пътя, по който се достига до него. То зависи само от условията, при които се установява.

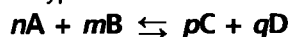
### ■ Равновесна константа

Количествената характеристика на химичното равновесие е величината **равновесна константа** ( $K_c$ ).

Например за реакцията:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$  равновесната константа е равна на:

$$K_c = \frac{c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

За уравнения от най-общ тип:



$$K_c = \frac{c^p(\text{C}) \cdot c^q(\text{D})}{c^n(\text{A}) \cdot c^m(\text{B})}$$

$K_c$  зависи от природата на реагиращите вещества и от температурата. За всяка температура  $K_c$  има постоянни стойности.

$K_c$  е следствие от закона за действие на масите при обратимите реакции в условие на химично равновесие.  $K_c$  не зависи от концентрацията на участващите в химичното равновесие вещества, от налягането и от присъствието на катализатор. Катализаторът ускорява и правата, и обратната реакция в еднаква степен.

Химичното равновесие не е изключение, а често срещано състояние на химични реакции.

Познаването на начините за изместване на химичното равновесие е от голямо значение за химическата промишленост. Ако се определят оптималните условия за протичане на химичната обратима реакция, ще се получи максимален добив от продукти при най-малък разход на енергия.

### ■ Фактори, които влияят върху химичното равновесие

Качествена оценка за влиянието, което оказват факторите върху химичното равновесие, е *Принципът на Льо Шателие – Браун*, който гласи:

**Ако върху една система, когато се намира в състояние на химично равновесие, се упражни външно въздействие, то в нея настъпват предимно такива промени, които компенсират това въздействие.**

#### ● Влияние на концентрациите върху химичното равновесие

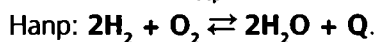
При повишаване на концентрацията на едно от изходните вещества или при извеждане на реакционните продукти от системата равновесието се измества по посока на продуктите на реакцията.

Ако процесите не са свързани с промяна на обема, налягането не променя равновесието и концентрациите на реагиращите вещества остават постоянни.

#### ● Влияние на температурата

При повишаване на температурата равновесието се измества по посока на ендотермичната реакция, а при понижаване на температурата – в посока на екзотермичната реакция.

напр.



При понижаване на температурата равновесието се изтегля по посока на образуване на вода и обратно – при повишаване на температурата равновесието се изтегля към водорода и кислорода.

# РАЗТВОРИ

## Дисперсни системи

**Дисперсни системи се наричат системи, които се състоят от две или повече химични вещества, разпределени помежду си.**

Дисперсните системи биват:

– *грубодисперсни системи*. Дисперзираните частици са с големина над 100 нм.

– *колоидни системи*. Дисперзираните частици са с размери от 1 до 100 нм.

– *разтвори*. Те са хомогенни смеси от молекули, йони или атоми, размерите на които са под 1 нм. Разтворите в затворена система не променят състава и свойствата си.

Според агрегатното състояние **разтворите** биват:

– *газообразни*, например въздухът;

– *течни*. При тях газове, течни и твърди вещества са разтворени в течности;

– *твърди*. Кристални вещества, в чиято кристална решетка има заместени атоми, йони или молекули на основното вещество с частици на други вещества.

### ■ Механизъм на разтварянето

**Разтварянето е сложен физикохимичен процес, протичащ без външна намеса в няколко етапа.** При разтварянето на кристално вещество в течност се извършва взаимодействие между частиците на кристалното вещество и тези на течността.

Механизмът на разтваряне на вещества с йонна кристална решетка във вода е представена на фиг. 1.

Молекулите на водата са полярни и се привличат от йоните, изграждащи кристалната решетка на  $\text{NaCl}$ . Между диполите на водата и йоните възникват сили на привличане. Когато тези сили

на привличане станат по-големи от тези между йоните, йоните се откъсват от кристалната решетка, но остават свързани с определен брой водни молекули. Наричат се **хидратирани йони**.

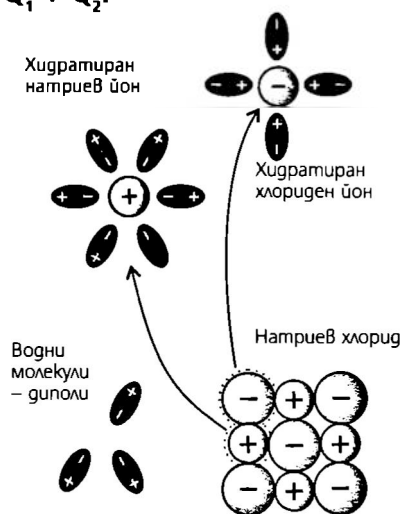
Механизмът на разтваряне в други разтворители има подобен характер. Образувалите се групи от частици на разтвореното вещество и молекулите на разтворителя се наричат *солвати*. Силите, които свързват тези групи с непостоянен състав, са междумолекулни.

### ● Топлинен ефект на разтваряне

*Топлинният ефект* на разтваряне може да бъде положителен или отрицателен.

**Сумата на топлинния ефект на разграждане на кристалната решетка ( $-Q_1$ ) и на топлинния ефект на образуването на солвати (хидрати)  $Q_2$  е топлинният ефект на разтварянето  $Q$ :**

$$Q = -Q_1 + Q_2.$$



**Фиг. 1.** Механизъм на разтваряне на вещества с йонна кристална решетка във вода.  $\ominus \oplus$  – диполи на водата.

## Видове разтвори

**Разтварянето на веществата е равновесен процес.** Разтворимостта на веществата се измерва с количеството разтворено вещество при достигнато равновесие, изразено в грамове, в 100 г разтворител. При настъпване на горното динамично равновесие разтворът не разтваря повече от разтвореното вещество. Съставът на разтвора остава постоянен. Такъв разтвор се нарича **наситен**. Ако разтворът съдържа по-малко вещество, се нарича **ненаситен**, а ако съдържа повече – **преситен**.

Разтворимостта на разтварящото се вещество зависи както от неговата природа и от природата на разтворителя, така и от условията.

Разтворимостта на газовете в течности е право пропорционална на налягането на газа в системата. Ако те не реагират химически, тази зависимост е:  $C = k \cdot P$ , където  $C$  – разтворимост;  $k$  – константа, зависи от природата на газа и течността;  $P$  – налягане на газа. Тази зависимост е известна като *закон на Хенри*. При химично взаимодействие на газа с течността законът на Хенри не е валиден.

### ■ Концентрация на разтворите

**Количествената характеристика на един разтвор е величината концентрация на разтвореното вещество.** Тя е мярка за масата или обема на разтвореното вещество в единица маса или обем разтвор, или разтворител. Концентрацията може да се изрази по няколко начина:

1. Масова част  $W(A)$  на веществото  $A$ :

$$W(A) = \frac{m(A)}{m + m(A)},$$

където  $m(A)$  – масата на веществото  $A$ ;  $m$  – масата на разтворителя.

2. Обемна част  $\varphi(A)$  на веществото  $A$ :

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{V + V(A)},$$

където  $V(A)$  – обем на веществото,  $V$  – обем на разтворителя.

3. Моларна част на веществото  $A$

$$k = \frac{n(A)}{N + n(A)},$$

където  $n(A)$  – молове вещество,  $n$  ( $p-p$ ) – молове разтворител.

4. Моларна концентрация – брой на моловете вещество в един литър разтвор

$$c(A) = \frac{n(A)}{1 \text{ dm}^3 \text{ разтвор}}$$

5. Молална концентрация – брой молове  $n(A)$  в 1000 г разтворител.

### ■ Свойства на разтворите

Свойствата на разтворите биват:

– общи – определят се от концентрациите на разтворите;

– специфични – определят се от природата на разтвореното вещество и на разтворителя.

По-важни общи свойства са:

### ● Парно налягане на разтворите

Всяка течност в една затворена система е в равновесие с парите си над повърхността. Равновесието е динамично и се установява за всяка температура. **Налягането, което имат наситените при  $T = \text{const}$  пари, се нарича парно налягане ( $P$ ).** Разликите в налягането на парите на чистия разтворител  $P_0$  и парното налягане над разтвора ( $P_1$ ) е  $P_0 - P_1 = \Delta P$ . Тази разлика е пропорционална на концентрацията на разтвореното вещество и се нарича понижение на парното налягане.

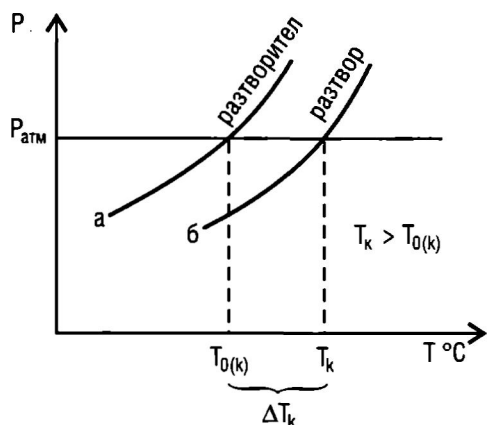
За разрежени разтвори на неелектролити тази зависимост се изразява с равенството:

$\Delta P = P_0 - P_1 = k(A) \cdot c(A)$ , където  $k(A)$  е моларна част на веществото ( $A$ ).

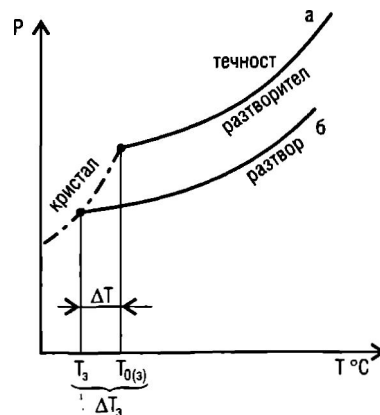
Тази зависимост е известна като *първи закон на Раул*.

### ● Температура на кипене на разтворите

Една течност кипи, когато парното налягане над течността се изравни с атмосферното налягане. При наличие на разтворено вещество ки-



Фиг. 2. Графична зависимост на температурите на кипене на разтворител ( $T_{0(k)}$ ) и на разтвор ( $T_k$ ) – (а) и (б).



Фиг. 3. Графична зависимост на температурите на замръзване на разтворител (а) и на разтвор (б).

пенето на разтвора се извършва при по-висока температура. Повишаването на температурата на кипене на разтвора в сравнение с тази на чистия разтворител е пропорционално на концентрацията на разтвора (фиг. 2).

$\Delta T_k = E \cdot c$  – за разреждени разтвори на електролити, където  $E$  е ебулиоскопска константа, специфична за даден разтворител.

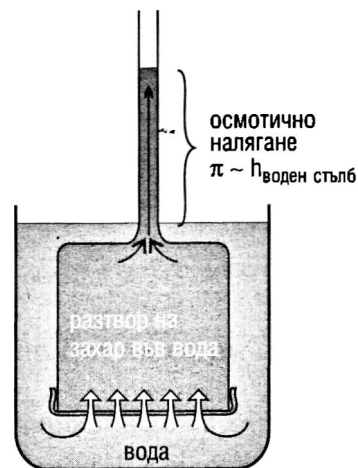
### ● Температура на замръзване

Една течност замръзва, когато парното ѝ налягане стане равно на парното налягане на твърдата фаза. Тази величина е специфична за всяко вещество. Температурата на замръзване на даден разтвор е строго определена. Тя е по-ниска от тази на чистия разтворител. Понижаването на температурата на замръзване на даден разтвор в сравнение с тази на чистия разтворител е право пропорционално на концентрацията на разтвореното вещество (фиг. 3).

$\Delta T_з = K \cdot c$ , където  $K$  е криоскопска константа, специфична за всеки разтворител.

### ● Осмоза. Осмотично налягане

Осмозата е едностранна дифузия, при условие че между двата разтвора има полупропусклива преграда, която пропуска само частиците на разтворителя (фиг. 4).



Фиг. 4. Осмометър

Количествена мярка за осмозата е осмотичното налягане ( $\pi$ )  $\pi = c \cdot R \cdot T$  (Закон на Ван'т Хоф), където  $\pi$  е осмотично налягане,  $c$  – моларна концентрация,  $R$  – газова константа,  $T$  – абсолютна температура в  $K$ . Осмотичното налягане на разтвора е равно на налягането, което би упражнило разтвореното вещество върху стените на съда, ако е газ и заема обема на разтвора при същите условия.

Формулата  $\pi = c \cdot R \cdot T$  е в сила само за разреждени разтвори на неелектролити.

## РАЗТВОРИ НА ЕЛЕКТРОЛИТИ

### Електролити и неелектролити

Английският физик М. Фарадей установява, че разтворите и стопилките на солите, киселините и основите провеждат електричния ток. Разтворите на вещества като спирт и захар не провеждат електричен ток. Въз основа на това свойство веществата се разделят на *електролити* и *неелектролити*.

**Електролитите са вещества с йонна или силнополярна ковалентна връзка, които във воден разтвор или в стопилка се дисоциират на йони.**

Разредените разтвори на електролитите имат:

- по-високо осмотично налягане от теоретично изчисленото по закона на Ван'т Хоф;
- по-ниско парно налягане от теоретично изчисленото по закона на Раул;
- по-висока температура на кипене и по-ниска температура на замръзване от теоретично изчислените.

**Неелектролитите са вещества с ковалентна неполярна или слабополярна връзка.**

### Теория за електролитната дисоциация

За да се обяснят отклоненията на разтворите на електролити от законите за разредените разтвори, Сванте Арениус създава теорията за електролитната дисоциация.

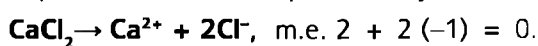
**Електролитната дисоциация е спонтанен процес на взаимодействие между електролита и разтворителя, при което се образуват свободни йони в разтвора. Най-често този процес се извършва във водна среда.**

Под действие на полярните молекули на водата електролитите се разпадат на йони. Механизмът на електролитната дисоциация е изразен на схема 1. Етапите, описани в схемата, протичат едновременно.

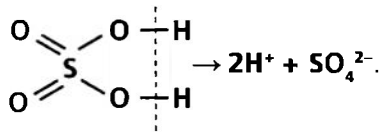
При стапяне някои електролити също се дисоциират на йони. Процесът се нарича *термична дисоциация*.

Процесът електролитна дисоциация се изразява с химичното уравнение:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ .

Алгебричната сума от положителните и отрицателните заряди на получените йони, умножени по броя на моловете, е равна на нула.



При дисоциация се разкъсва йонната или най-силнополярната връзка:



Йоните биват:

- положителни и отрицателни в зависимост от заряда си;
- прости, сложни и комплексни според състава си.

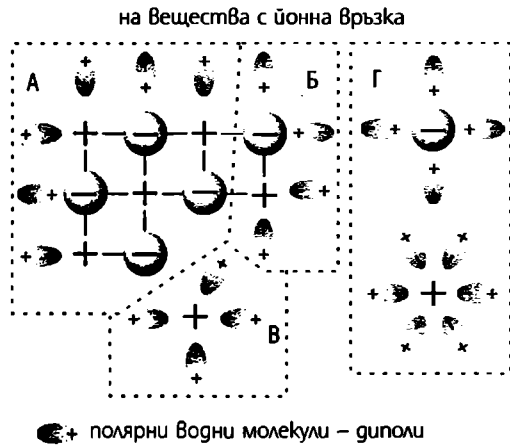
Например положителни йони са  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  и др.; отрицателни йони –  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ; сложни  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ; комплексни  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ .

Простите йони имат различни свойства от атомите. Например натриевите йони не взаимодействат с вода, а натриевите атоми – взаимодействат.

Количествена характеристика за силата на електролита е величината степен на електролитна дисоциация ( $\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{a}{A}; \quad 0 < \alpha < 1;$$

Схема 1. Механизъм на електролитна дисоциация

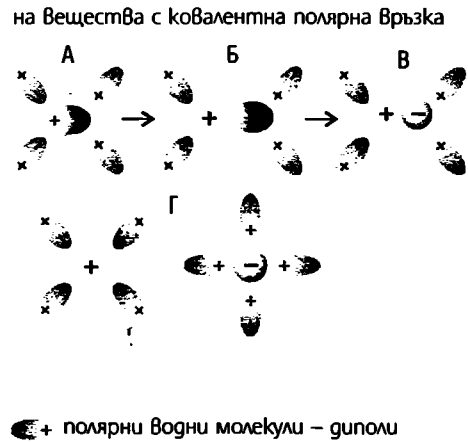


**А.** Ориентиране на диполните молекули на водата към йоните на кристалната решетка на веществата и възникване на електростатични сили на привличане между тях.

**Б.** Отслабване на силите на привличане между йоните в кристалната решетка.

**В.** Разграждане на кристалната решетка до йони (йонната връзка се разкъсва, когато възникналите сили на привличане между диполните водни молекули и йони станат по-големи от силите на привличане между йоните в кристалната решетка) – протича дисоциация.

**Г.** Образуване на хидратирани (ако разтворителят не е вода – солватирани) йони. Процесът се нарича хидратация (солватация).



**А.** Ориентиране на диполните молекули на водата към полярните молекули на веществото.

**Б.** Допълнителна поляризация и деформация на молекулите на електролита под действие на диполните молекули на водата.

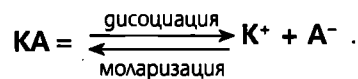
**В.** Разкъсване на силно полярната ковалентна връзка и образуване на йони – дисоциация.

**Г.** Образуване на хидратирани (ако разтворителят не е вода – солватирани) йони. Процесът се нарича хидратация (солватация).

$$\alpha\% = \frac{a}{A} \cdot 100 ; 0\% < \alpha < 100\%$$

$\alpha$  е равна на отношенията между броя на дисоциираните молекули ( $\alpha$ ) към общия брой разтворени молекули ( $A$ ).  $\alpha$  е безмерна величина и зависи от: природата на електролитите, разреждането и температурата. В зависимост от числената стойност на  $\alpha$  електролитите биват: силни ( $0,3 < \alpha \leq 1$ ), средни ( $0,03 < \alpha \leq 0,3$ ), слаби ( $\alpha < 0,03$ ).

Електролитната дисоциация при слаби и средни електролити е обратим процес.



Например



При изравняване на скоростите на процесите на дисоциация и моларизация настъпва химично равновесие, което се характеризира с равновесна константа, наречена **дисоциационна** ( $K_D$ ).

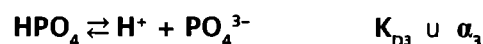


$$K_D = \frac{c(K^+) \cdot c(A^-)}{c(KA)}$$

Например  $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

$$K_D = \frac{c(CH_3COO^-) \cdot c(H^+)}{c(CH_3COOH)}$$

Ако даден електролит се дисоциира на степени, то  $K_D$  е различно за всяка степен на дисоциация:



$$K_{D1} > K_{D2} > K_{D3} \quad \alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$$

### ■ Фактори, които влияят върху дисоциацията

При слабите и средните електролити тези фактори са:

– разреждане на разтвора –  $\alpha$  расте,

а  $K_D = \text{const}$ ;

– прибавяне на общ йон –  $\alpha$  намалява,

а  $K_D = \text{const}$ ;

– повишаване или понижаване на температурата. Електролитната дисоциация на слабите електролити е ендотермичен процес. При повишаване на температурата равновесието се из-

мества по посока на дисоциацията –  $\alpha$  се увеличава,  $K_D$  нараства също.

Електролитната дисоциация на силните електролити е необратим процес. Практически силните електролити се дисоциират изцяло. При силните електролити опитно се определя т. нар. **привигна степен на електролитна дисоциация**.

## Дисоциация на водата. Йонно произведение на водата. Водороден показател (pH)

Експериментално е установено, че при стайна температура от десет милиона литра вода ( $10^7$  kg) се дисоциира само един мол молекули (18 g). Водата е слаб електролит  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

Концентрацията на водородните и хидроксилните йони при нормални условия е равна.

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = \frac{1}{10^7} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$K_D = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})}$$

тъй като водата се дисоциира в много малка степен, то  $c(\text{H}_2\text{O}) = \text{const}$ ,  $K_D \cdot c(\text{H}_2\text{O})$  също е константа.

$$K_W = K_D \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = \text{const}$$

$$K_W = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} =$$

$$= 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$K_W$  – йонно произведение на водата.

$K_W$  е постоянна величина при определена температура за чистата вода и за разрежените водни разтвори на електролити.

### ■ Водороден показател pH

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$$

Чрез водородния показател и йонното произведение на водата се определя химичният характер на разтворите.

Те биват:

– *неутрален разтвор*:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}; \text{pH}=7;$$

– *кисел разтвор*:

$$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-); c(\text{H}^+) > 10^{-7} \text{ mol/l}; \text{pH} < 7;$$

– *основен разтвор*:

$$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-); c(\text{H}^+) < 10^{-7} \text{ mol/l}; \text{pH} > 7.$$

За определяне на pH на разтвори се използват

*индикатори*. Например фенолфталеин, метило-ранж и др. Те са естествени или синтетични вещества, които променят цвета си в зависимост от pH на средата.

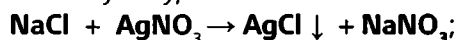
### ■ Йонообменни реакции

Йонообменните реакции в разтвори протичат мигновено, без да се променят степените на окисление на химичните елементи. Те протичат без преход на електрони.

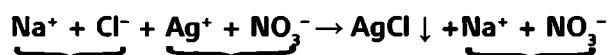
Йонообменните реакции протичат между водните разтвори на електролити, в резултат на което се получават газ, утайка или слаб електролит. Изразяват се с молекулно, пълно йонно уравнение и съкратено йонно уравнение. Например:

**1. Йонообменна реакция с образуване на утайка** може да се изрази със:

– *молекулно уравнение*:



– *пълно йонно уравнение*:



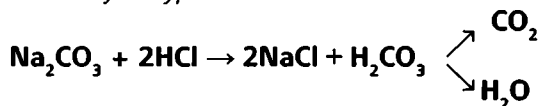
Всички електролити се записват дисоциирани на йони с изключение на получените вещества, които са утайка, газ или слаб електролит;

– *съкратено йонно уравнение*:

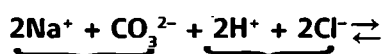
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$  записват се йоните, които образуват газ, утайка или слаб електролит.

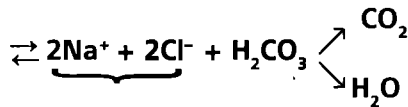
**2. Йонообменна реакция с образуване на газ** се изразява със:

– *молекулно уравнение*:

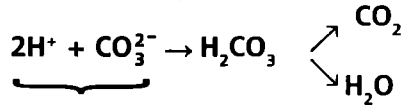


– *пълно йонно уравнение*:



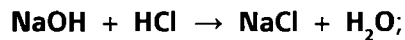


– *съкратено уравнение* – записват се само йоните, които се променят:

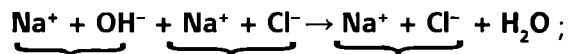


**3. Йонообменна реакция с образуване на слаб електролит** се изразява със:

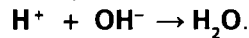
– *молекулно уравнение*:



– *пълно йонно уравнение*:



– *съкратено йонно уравнение*:



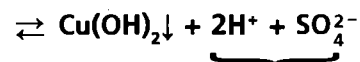
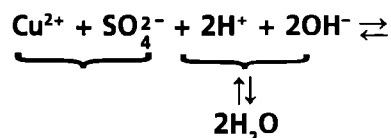
## Хидролиза на соли

**Хидролизата е взаимодействие между йоните на солта и тези на водата, в резултат на което се нарушава съотношението между водородните и хидроксилните йони в разтвора.** Разтворът придобива основен или кисел характер.

Солиите са съединения, които могат да се получат при процеса на неутрализация. Солиите, които се хидролизират, се разделят на три групи:

– **Хидролиза на соли, получени от силна киселина и слаба основа.**

Например хидролиза на  $\text{CuSO}_4$ .



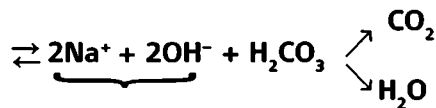
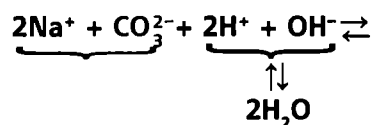
При хидролизата на  $\text{CuSO}_4$  част от  $\text{OH}^-$  йони в разтвора се свързват с част от  $\text{Cu}^{2+}$  и образуват слаб електролит  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – синя утайка. В резултат на това

$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ;  $\text{pH} < 7$ .

Разтворът има кисел характер.

– **Хидролиза на соли, получени от силна основа и слаба киселина.**

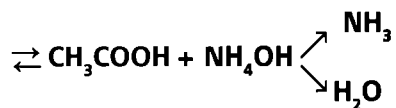
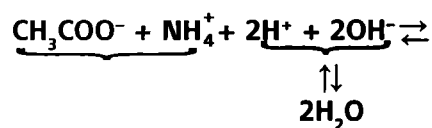
Например хидролиза на  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .



При хидролизата на  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  част от  $\text{H}^+$  взаимодействат с част от  $\text{CO}_3^{2-}$  и се получава слаб електролит  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , който се разлага на  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ . Концентрацията на  $\text{H}^+$  намалява  $c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$ ,  $\text{pH} > 7$ . Разтворът има основен характер.

– **Хидролиза на соли, получени от слаба киселина и слаба основа.**

Например хидролиза на  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ .



При хидролизата на  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$   $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) \approx K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$ , т.е.  $c(\text{H}^+) \approx c(\text{OH}^-)$ . Разтворът има почти неутрален характер.

Водните разтвори на соли, получени от слаба киселина и слаба основа, могат да имат и слабокисел или слабоосновен характер в зависимост от стойността на  $K_b$  на слабата киселина и слабата основа.



## МЕТАЛИ ОТ IV, V, VI ПЕРИОД

**Четвърти, пети и шести период са големи периоди.** Изграждането на електронната обвивка на големите периоди е по-сложно в сравнение с това на малките. Повечето от елементите, които изграждат четвърти, пети и шести период, имат прости вещества **метали**. Някои от

тези метали са известни на хората от дълбока древност и имат голямо практическо приложение. Това са металите мед, сребро, цинк, калай, олово, желязо и други. Всичките изброени метали се намират във вторичните групи (B) на периодичната система.

### Строеж на електронната обвивка

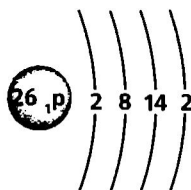
Изграждането на електронната обвивка на атомите от големите периоди е следното: само при първите два елемента валентните електрони се включват в най-външния електронен слой.

При следващите 10 елемента новите електрони заемат предпоследния електронен слой отвътре навън (фиг. 1).

#### IV период

Fe  $Z = 26$

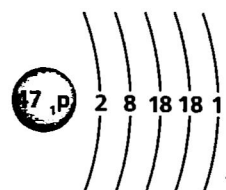
Fe -  $2e^- \rightarrow Fe^{2+}$     Fe -  $3e^- \rightarrow Fe^{3+}$



#### V период

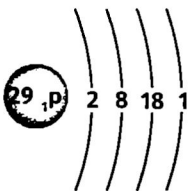
Ag  $Z = 47$

Ag -  $1e^- \rightarrow Ag^+$



Cu  $Z = 29$

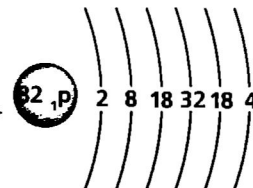
Cu -  $1e^- \rightarrow Cu^+$     Cu -  $2e^- \rightarrow Cu^{2+}$



#### VI период

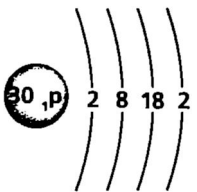
Pb  $Z = 82$

Pb -  $2e^- \rightarrow Pb^{2+}$     Pb -  $4e^- \rightarrow Pb^{4+}$



Zn  $Z = 30$

Zn -  $2e^- \rightarrow Zn^{2+}$



Фиг. 1. Електронна конфигурация на атомите на Fe, Cu, Zn, Ag и Pb в основно състояние и образуване на йоните им.

### Свойства

Ако се проследят химичните свойства на елементите от всяка B група, ще се установи, че химичната им активност намалява с нарастване на поредния

им номер. Повечето от тях имат двойствен характер. Важните характеристики на елементите *мед, сребро* и *цинк* са представени в табл. 1.

Таблица 1. Важни характеристики на елементите мед, сребро и цинк

МЕД – Cu	СРЕБРО – Ag	ЦИНК – Zn
метал	метал	метал
<b>ФИЗИЧНИ СВОЙСТВА</b>		
Розово-червен цвят, метален блясък, топлопроводима, електропроводима, ковка, изтеглива.	Бял цвят, метален блясък, топлопроводимо, електропроводимо, ковко, изтегливо.	Синкавобял цвят, метален блясък, топлопроводим, електропроводим, крехък.
<b>ХИМИЧНИ СВОЙСТВА</b>		
Слабоактивен метал. Намира се след водорода в реда на относителната активност на металите (РОАМ).	Слабоактивен метал. Намира се след водорода в РОАМ.	Активен метал. Намира се преди водорода в РОАМ. Има двойствен характер.
<b>Взаимодействия с кислород</b>		
$2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}} 2\text{CuO}$	$4\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$
<b>Взаимодействия с халогенни елементи</b>		
$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuCl}_2$	$2\text{Ag} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{AgCl}$	$\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$
<b>Взаимодействия с киселини</b>		
$\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2\uparrow$ $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2\uparrow$	$2\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2\uparrow$ $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
<b>Взаимодействия с основи</b>		
—	—	$\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$ динатриев цинкат
<b>Взаимодействия със соли</b>		
—	—	$\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
<b>РАЗПРОСТРАНЕНИЕ</b>		
Самородно състояние $\text{Cu}_2\text{S}$ – халкозин $\text{CuFeS}_2$ – халкопирит $\text{Cu}_2\text{O}$ – куприт	Самородно състояние – розово сребро аргентит $\text{Ag}_2\text{S}$	$\text{ZnS}$ – сфалерит $\text{ZnCO}_3$ – смитсонит $\text{ZnO}$ – цинкит
<b>ПОЛУЧАВАНЕ</b>		
1. Обогащаване на сулфидната руда и след това редукция. 2. Пържене $2\text{Cu}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{SO}_2\uparrow$ $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 6\text{Cu} + \text{SO}_2$ 3. Рафиниране на суровата мед и електролиза.	От самородно сребро. Редукция на $\text{Ag}_2\text{S}$ .	Получава се от сфалерит чрез: 1. Пържене $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ 2. Полученият цинков оксид се разтваря в сярна киселина. 3. Образувалата се сол $\text{ZnSO}_4$ се подлага на електролиза.

МЕД – Cu	СРЕБРО – Ag	ЦИНК – Zn
<b>УПОТРЕБА</b>		
<ul style="list-style-type: none"> <li>• проводници,</li> <li>• електрически инсталации,</li> <li>• трансформатори</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• съдове в домакинството,</li> <li>• медицината</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• автомобилна промишленост,</li> <li>• електроизмервателни уреди,</li> <li>• акумулатори,</li> <li>• бяла боя – ZnO</li> </ul>

Важните характеристики на елементите олово и желязо са представени в табл. 2.

**Таблица 2.** Важни характеристики на елементите олово и желязо

ОЛОВО – Pb	ЖЕЛЯЗО – Fe
метал	метал
<b>ФИЗИЧНИ СВОЙСТВА</b>	
Сиво-син цвят, метален блясък, ковко; има по-малка електропроводност и по-ниска температура на топене от среброто и медта.	Сребристобял цвят, метален блясък, малка твърдост, ковко и изтегливо; топлопроводимо и електропроводимо; има магнитни свойства.
<b>ХИМИЧНИ СВОЙСТВА</b>	
Средноактивен метал, намира се преди водорода в реда на относителната активност на металите (РОАМ). Има двойствен характер.	Средноактивен метал. Намира се преди водорода в РОАМ.
<b>Взаимодействия с кислород</b>	
$2\text{Pb} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{нагр.}} 2\text{PbO}$	$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{нагр.}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Q}$ <p>На въздуха се покрива с рожкава коричка – ръжда (<math>\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}</math>).</p>
<b>Взаимодействия с групи неметали</b>	
$\text{Pb} + \text{S} \xrightarrow{\text{нагр.}} \text{PbS}$ <p>оловен сулфид</p>	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{3e^-} \text{FeCl}_3$
<b>Взаимодействия с киселини</b>	
<p>Най-лесно реагира с концентрирана азотна киселина:</p> $\text{Pb} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2\uparrow$ <p>Не реагира с <math>\text{HCl}</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, защото се пасивира от малкоразтворимите соли <math>\text{PbCl}_2</math> и <math>\text{PbSO}_4</math></p>	$\text{Fe} + 2\text{HCl} \xrightarrow{2e^-} 2\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$
<b>Взаимодействия с основи</b>	
$\text{Pb} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ <p>динатриев плумбат</p>	—
<b>Взаимодействия със соли</b>	
$\text{Pb} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}$

ОЛОВО – Pb	ЖЕЛЯЗО – Fe
<b>РАЗПРОСТРАНЕНИЕ</b>	
Галенит – <b>PbS</b>	Един от най-разпространените метали в земната кора. магнетит – <b>Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub></b> ; пирит – <b>FeS<sub>2</sub></b> ; хематит – <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> ; лимонит – <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·3H<sub>2</sub>O</b> ; сидерит – <b>FeCO<sub>3</sub></b> .
<b>ПОЛУЧАВАНЕ</b>	
<b>1.</b> Пържене на галенит <b>2PbS + 3O<sub>2</sub> → 2PbO + 2SO<sub>2</sub>↑</b> <b>2.</b> Взаимодействие на <b>PbO</b> с оловен концентрат <b>2PbO + PbS → 3Pb + SO<sub>2</sub>↑</b>	Получаването на чугун се извършва в доменни пещи: <b>3Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + CO → 2Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub></b> <b>Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + CO → 3FeO + CO<sub>2</sub></b> <b>FeO + CO → Fe + CO<sub>2</sub></b>
<b>УПОТРЕБА</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• облицовка на кабели;</li> <li>• химическа промишленост;</li> <li>• печатарски сплави;</li> <li>• акумулатори.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• селско стопанство;</li> <li>• медицина; машиностроене;</li> <li>• приборостроене; корабостроене;</li> <li>• транспорт; военно дело.</li> </ul>

## ОБЕЗВРЕЖДАНЕ НА ВРЕДНИ ЗА ЧОВЕКА И ОКОЛНАТА СРЕДА ВЕЩЕСТВА

### Химични замърсители

Химичните замърсители са голяма група разнообразни класове неорганични и органични съединения с различно физиологично действие. Основни източници на емисии от химични замърсители са: производствата, добиващи въглища, нефт, руди, електроенергия; заводите за сода; хартиената промишленост; текстилната промишленост; селското стопанство (наторяване, борба с вредителите); битова дейност, в т.ч. автомобилен транспорт; циментови заводи и др.

#### ■ Фотохимичен смог

В светлите часове на деня в големите градове се появява т.нар. фотохимичен смог. Той се образува от кислорода и съдържащите се в автомобилните газове азотен оксид **NO**, въглеродороди и въглероден оксид. Тази газова смес под действие на слънчевите лъчи се превръща в органични съединения от пероксиден тип.

#### ■ Въглероден оксид **CO**

Той е силно отровен, защото се свързва с хемоглобина на кръвта 300 пъти по-здраво, отколкото кислорода. При едновременно вдишване на кислород и **CO**, последният измества кислорода от оксихемоглобина и го превръща в траен комплекс карбоксихемоглобин. Това води до задушаване. Така се обясняват смъртните случаи в автомобили, които дълго работят на „празен ход“ при затворени прозорци.

#### ■ Въглероден диоксид **CO<sub>2</sub>**

В атмосферата той поглъща топлинните лъчи, които Земята излъчва, и така ѝ пречи да се охлажда. През деня слънцето нагрява Земята, а през нощта Земята изпуска топлинните лъчи. Вместо да се разсеят в космическото пространство, тези лъчи се поглъщат от въглеродния диоксид **CO<sub>2</sub>**, който се съдържа в атмосферата. Така **CO<sub>2</sub>** пре-

чи на Земята да се охлажда. В резултат на това атмосферата се затопля. Този процес се нарича „парников ефект“, защото е подобен на затоплянето на парниците.

Количеството на **CO<sub>2</sub>** се увеличава в резултат на изгарянето на огромни количества въглища, нефтопродукти и природен газ за нуждите на енергетиката и транспорта. Това увеличаване на **CO<sub>2</sub>** в атмосферата би причинило затопляне на атмосферата на Земята, а оттук и катастрофални промени в нейния климат.

#### ■ Серен диоксид **SO<sub>2</sub>** и азотни оксиди

Серният диоксид е не само замърсител на природата, но и един от причинителите на киселинните дъждове. Отделя се при производствени процеси и при горене на въглища и течни горива. При взаимодействие с вода **SO<sub>2</sub>** образува слабата сериста киселина **H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>**. Под действие на слънчевите лъчи и в присъствие на фин прах той се окислява до серен триоксид **SO<sub>3</sub>**, който с вода образува сярна киселина **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**. Азотният диоксид **NO<sub>2</sub>** с вода образува азотиста киселина **HNO<sub>2</sub>** и азотна киселина **HNO<sub>3</sub>**. Тези две киселини заедно със сярната киселина са основни съставки на киселинните дъждове, които засягат водните басейни, почвата, горите, каменните сгради, мраморните статуи и др.

#### ■ Фреони

Озонът поглъща ултравиолетовите лъчи от слънчевото лъчение и се превръща в кислородна молекула и атом кислород.



През втората половина на XX в. хората масово започнаха да използват фреоните – въглеродороди, в които водородни атоми са заместени с флуор и хлор. Тези стабилни съединения достигат до

озоновия слой в атмосферата. Озонът започва да взаимодейства с тях, като ги окислява. Оказва се, че скоростта на окислението е по-голяма, отколкото образуването на нови молекули озон по уравнението:  $O_2 + O \rightarrow O_3$ .

Така озоновият слой е застрашен от изтъняване и образуване на т.нар. **озонове дупки**. При проникване на ултравиолетовите лъчи през озоновите дупки се получават изгаряния и рак на ко-

жата на хората, повреждат се посевите и горите, убива се планктонът в морските басейни.

### ■ Пластмаси и синтетични влакна

Голямата им устойчивост на действието на влага, химически реагенти, слънчеви лъчи и микроорганизми са причина за разнообразната им употреба. В същото време изхвърлени на сметището те имат дълъг „живот“ и при неправилно съхраняване стават замърсители на околната среда.

## Предотвратяване на замърсяването на околната среда

- Преработване на вредните отпадъци от производствата в безопасни продукти, т.е. създаване на т.нар. малко- и безотпадни производства;
- изгаряне на горливите замърсители в специални устройства;
- използване на горива с по-малко съдържание на сяра;
- утаяване и филтриране на отпадъците в пречиствателни станции;
- разработване на технологии за производство на нови пестициди, които бързо се дезактивират в безвредни вещества под действие на светлината, на влагата от въздуха и почвата и др.;
- рециклиране на някои отпадъци (стъкло, пластмаси, хартия), което изисква диференцира-

ното им събиране;

- намаляване производството на дезодоранти и групи спрейове, в които се съдържат фреони;
- разработване на технологии за производство на еднократни пластмасови опаковки, които лесно се разграждат;
- намиране и използване на алтернативни източници на енергия – слънчеви колектори, ветърни електрогенератори и др.

Съвременният бензин е без добавки от оловосъдържащи съединения, което го прави по-безвреден. В добавения към автомобила каталитичен доизгорител на димните газове става окисляване на въглеродородите и въглеродния оксид, а азотните оксиди се превръщат в азот.

## Оказване на първа помощ на пострадали от опасни за здравето вещества

**1.** При попадане върху кожата концентрираната сярна киселина предизвиква силни изгаряния. Необходимо е киселината от пострадалото място бързо да се попи с филтърна хартия или мека кърпа, да се облее обилно с вода и да се промие с 2% разтвор от натриев хидрогенкарбонат  $NaHCO_3$ .

**2.** Важно е да се знае, че сярната киселина не само се разтваря във вода, но и реагира с нея при отделяне на топлина (екзотермичен процес). При разреждане винаги трябва при непрекъснато разбъркване да се налива **киселината във вода**, а не обратно. Ако не се спазва това правило,  $k.H_2SO_4$  може да изпръска.

**3.** При заливане с основи течността се попива с филтърна хартия или мека кърпа, облива се обилно с вода и след това с разрежена оцетна (лимонена киселина).

**4.** При изпръскване на основи в очите се прави бързо промиване с вода, а след това с 3% разтвор на борна киселина или разрежен разтвор на оцетна киселина.

**5.** При отравяне с киселини и разтвори на алкални основи на пострадалия се дава да пие противоположно действащи разреждени разтвори, без да се правят опити за предизвикване на повръщане.

**6.** При отравяне със серен диоксид  $SO_2$  и азотен диоксид  $NO_2$  след изнасяне на чист въздух на пострадалия се дава да пие прясно мляко с натриев хидрогенкарбонат.

**7.** При отравяне с хлор  $Cl_2$  или с бром  $Br_2$  се вдихват пари на смес от равни части етилов алкохол  $C_2H_5OH$  и 25% разтвор на амоняк  $NH_3$ .

## ГЕНЕТИЧНИ ПРЕХОДИ

Думата генезис (genesis) е гръцка и означава произход, зараждане.

Генетични връзки съществуват между всички вещества. Тези връзки (преходи) показват как и при какви условия (нагряване, охлаждане, високо налягане, присъствие на катализатор и др.) от едно изходно вещество чрез редица химични взаимодействия се получава дадено крайно вещество. В началото на всеки генетичен преход обикновено

стои простото вещество (метал или неметал или въглерод (представител на най-простите органични съединения):

*просто вещество* → *химично съединение*;  
*просто вещество (въглерод)* → *въглерод* → *производно на въглерода*;  
*въглерод* → *производни на въглеродите*.

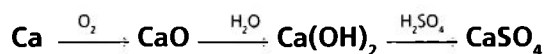
### Най-простите схеми за генетични преходи са:

• **просто вещество (метал)** → **основен оксид**  
 → **основен хидроксид** → **сол**

• **просто вещество (неметал)** → **киселинен оксид** → **киселина** → **сол**

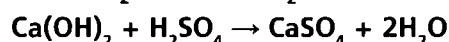
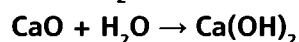
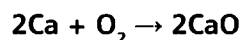
• **въглерод** → **въглерод** → **халогенопроизводно** → **хидроксилно производно** → **карбонилно производно** → **карбоксилно производно** → **сол**

Понякога над стрелките се записват **реактантите**, с които трябва да взаимодействат веществата. Напр.:



След това с химични уравнения се изразяват съответните взаимодействия.

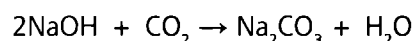
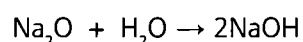
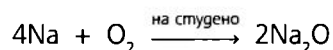
Уравненията задължително се изравняват.



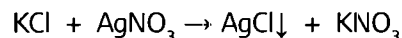
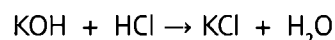
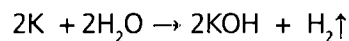
Условията за извършване на взаимодействията се записват над стрелките. Ако веществата взаимодействат при обикновени (нормални) условия, не се записва нищо.

■ **Генетични преходи с участието само на неорганични вещества**

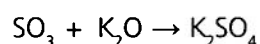
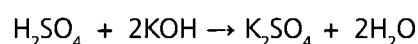
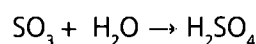
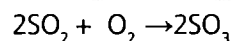
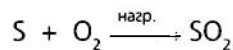
1. **Na** → **Na<sub>2</sub>O** → **NaOH** → **Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**

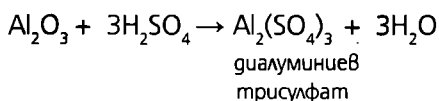
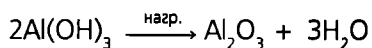
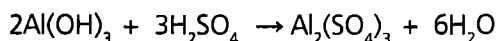
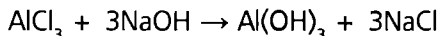
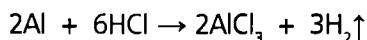
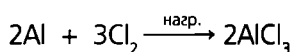
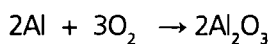
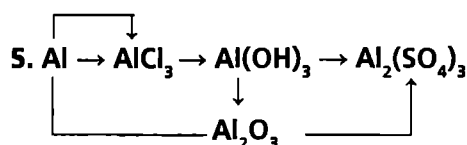
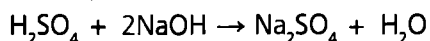
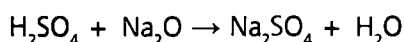
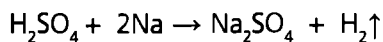
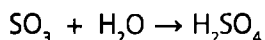
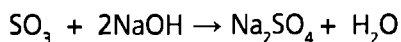
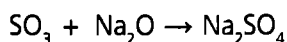
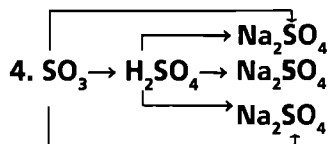


2. **K** → **KOH** → **KCl** → **AgCl**

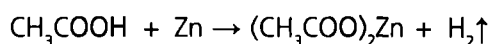
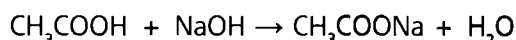
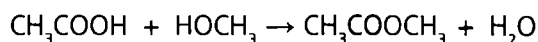
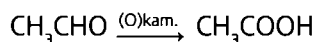
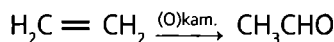
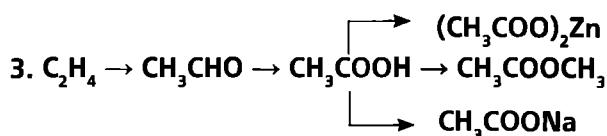
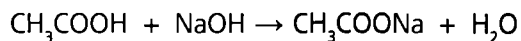
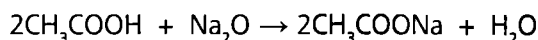
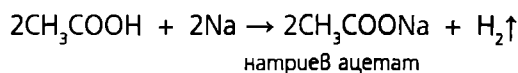
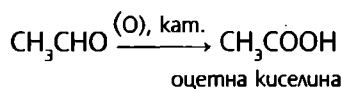
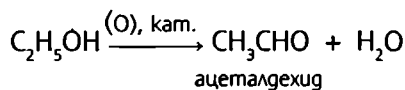
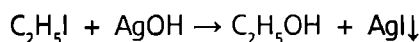
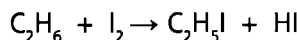
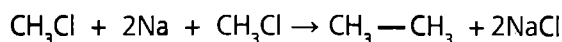
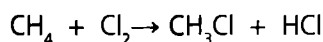
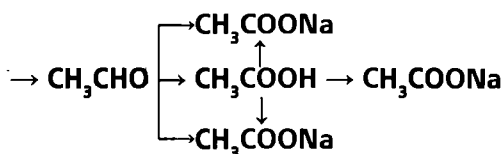
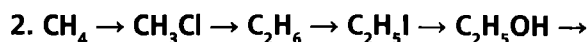
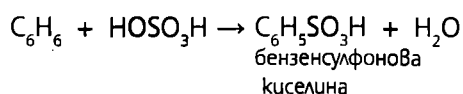
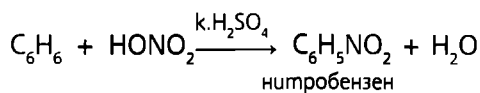
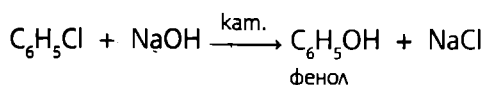
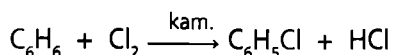
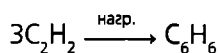
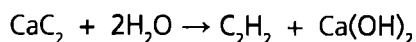
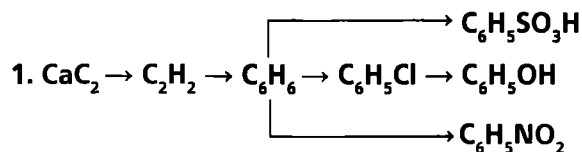


3. **S** → **SO<sub>2</sub>** → **SO<sub>3</sub>** → **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** → **K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**





### ■ Генетични преходи с участието на неорганични и органични вещества





## ЕКСПЕРИМЕНТИ ЗА ОТКРИВАНЕ НА ЙОНИ И ЕЛЕМЕНТИ

Откриването на йони и химични елементи се извършва чрез **оцветяване на пламъка**, чрез **утаечни реакции** и др.

### Оцветяване на пламъка

Някои от металите и техните летливи соли оцветяват пламъка (табл. 1.).

Таблица 1. Оцветяване на пламъка от метали

Метали	Li	Na	K	Rb	Cs	Mg	Ca	Sr	Ba
Цвят на пламъка	червен	жълт	виолетов	розово-виолетов	син	бял	керемиденочервен	карминено-червен	зелен

За опитно доказване оцветяването на пламъка от някои от алкалните и алкалоземните метали се постъпва по следния начин: в четири часовникови стъкла се сипва от солите **NaCl**, **KCl**, **CaCl<sub>2</sub>** и **BaCl<sub>2</sub>**. Накаляват се последователно четири графитови пръчици, които се потапят в съответ-

ните соли, а след това се внасят в пламъка на спиртна лампа.

*Резултатът е:* солта **NaCl** оцветява пламъка в жълто; солта **KCl** – във виолетово; солта **CaCl<sub>2</sub>** – в керемиденочервено; солта **BaCl<sub>2</sub>** – в зелено.

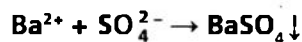
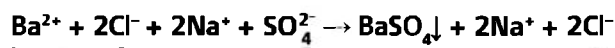
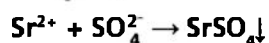
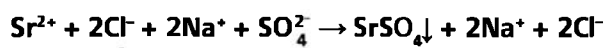
### Утаечни реакции

За алкалоземните метали е характерно, че сулфатите им са малкоразтворими. Тези реакции се използват за откриване на съответните йони **Ca<sup>2+</sup>**, **Ba<sup>2+</sup>**, **Sr<sup>2+</sup>**.

#### ■ Получаване на утайки от сулфати на бария и стронция

В две чаши се наливат по 10 ml от разтвори на **SrCl<sub>2</sub>** и **BaCl<sub>2</sub>**. Към двата разтвора се прибавят по няколко капки разтвор от **Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

*Резултатът е:* образуване на обемисти бели утайки от **SrSO<sub>4</sub>** и **BaSO<sub>4</sub>**:



Взаимодействията са изразени с молекули (нейон-

ни) уравнения, с пълни и съкратени йонни уравнения.

#### ■ Откриване на йоните на металите Cu, Pb и Fe

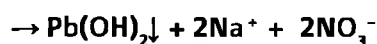
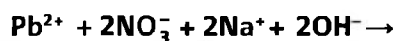
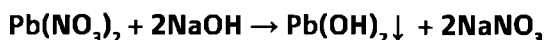
Това става при взаимодействие на техните разтворими соли със силна алкална основа.

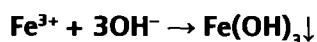
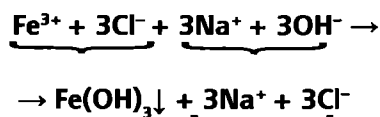
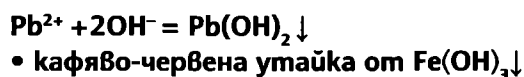
Получаването на **Pb(OH)<sub>2</sub>**, **Fe(OH)<sub>3</sub>** и **Cu(OH)<sub>2</sub>** става, като се използват разтвори от разтворими соли като **Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**, **FeCl<sub>3</sub>** и **CuSO<sub>4</sub>**.

В четири чаши се наливат по 50 ml разтвор съответно от **Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**, **FeCl<sub>3</sub>** и **CuSO<sub>4</sub>**. Към всеки един от разтворите се прибавят по 10 ml разтвор от **NaOH**.

*Резултатът е:*

• бяла утайка от **Pb(OH)<sub>2</sub>**↓





## ■ Откриване на аниони

Анионите на някои соли и киселини също се откриват чрез утаечни реакции (табл. 2).

Таблица 2. Утаечни реакции за някои аниони

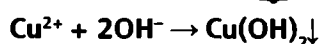
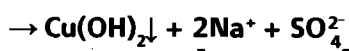
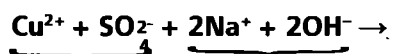
Аниони	Реактиви		
	Разтвор $\text{AgNO}_3$	Разтвор $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Бистра варна вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$
$\text{Cl}^-$	$\text{AgCl} \downarrow$ бяла утайка	—	—
$\text{Br}^-$	$\text{AgBr} \downarrow$ бледожълта утайка	—	—
$\text{I}^-$	$\text{AgI} \downarrow$ жълта утайка	—	—
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$ бяла средно-разтворима сол	$\text{BaSO}_4 \downarrow$ бяла утайка	—
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ жълта утайка	$\text{BaCO}_3 \downarrow$ бяла утайка	$\text{CaCO}_3 \downarrow$ бяла утайка

За опитно доказване наличието на хлоридни, бромидни и йодидни йони се постъпва така:

В три епруветки се наливат по 5 ml съответно разтвор от  $\text{NaCl}$ , разтвор от  $\text{NaBr}$  и разтвор от  $\text{NaI}$ . Към всяка от тях се прибавят по няколко капки разтвор на  $\text{AgNO}_3$ .

Резултатът е: в първата епруветка се получава бяла утайка от  $\text{AgCl}$ , във втората – бледожълта

• синя утайка от  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$



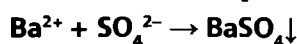
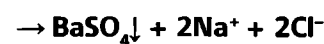
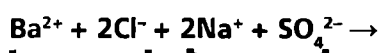
утайка от  $\text{AgBr}$ , а в третата – жълта утайка от  $\text{AgI}$ .

## ■ Доказване наличието на сулфатни и карбонатни йони

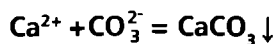
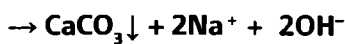
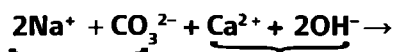
В две епруветки се наливат по 5ml съответно – в едната разтвор от  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , а в другата – разтвор от  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Към първата се прибавят няколко капки от разтвора на  $\text{BaCl}_2$ , а към втората – бистра варна вода  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Резултатът е:

– в първата епруветка се получава бяла утайка от  $\text{BaSO}_4$



– във втората епруветка се получава бяла утайка от  $\text{CaCO}_3$



Помагалото е разработено в съответствие със съдържанието на учебно-изпитната програма за държавен зрелостен изпит по химия и опазване на околната среда, както и с формулираните към нея „Оценявани компоненти“. Предназначено е за провеждане на самостоятелна подготовка на зрелостниците за полагане на писмения зрелостен изпит. То е ценен справочник както в процеса на обучение, така и в периода на окончателното систематизиране на знанията и уменията за решаване на задачи от различен вид и с различна степен на трудност.

#### **Помагалото предлага:**

- разработки на включените в програмата 22 изпитни теми;
- разработки на 5 допълнителни теми, чрез които се покриват знанията и уменията по оценяваните компетентности;
- ясно, точно и достъпно систематизиране на научни факти и важни теоретични постановки по всяка една от темите в програмата;
- рационално синтезиране на учебната информация в таблици, схеми и модели;
- утвърдени алгоритми за изучаване на различни химични елементи и съединения и за структуриране на учебна информация.

#### **Помагалото осигурява възможност на зрелостника за:**

- упражняване, обобщаване и затвърдяване на знанията за химичната символика, терминология и номенклатура;
- осмисляне, разбиране и затвърдяване на знанията по химия и опазване на околната среда;
- бързо и ефективно ориентиране в учебното съдържание на изпита;
- развиване на умения за рационално решаване на тестови задачи;
- самостоятелна систематизирана практическа подготовка за държавния зрелостен изпит.

ISBN 978-954-18-0745-3

**Безплатен  
екземпляр**