

## Типични елементи от IIA група

Алкалоземна група.  
Калиций и магнезий

### 1. Обща характеристика на елементите от IIA група

Be - берилий - двойствени св-ва

Mg - магнезий

Ca - калиций

Sr - стронций

Ba - барий

} алкалоземни елементи

Be	твърдо
Mg	сребро
Ca	сребро-бял

Zn ↓ Ra - радий - радиоактивен, нестабилен, нисък период на полуразпад

### Предположение:

1) Метали (цркви. Be)

2) по-слабо активни от алкалните метали

3) активността нараства с увеличаване на Z

4) постоянна втора валентност

2. Калиций и магнезий

- по-твърди от алк. метали

а) физични св-ва

- по-висока  $t^{\circ}$  и  $t^{\circ}$  от алк. метали

- твърдо агрегатно състояние

- сребристобели

Узбой: По физични св-ва

двата елемента са метали

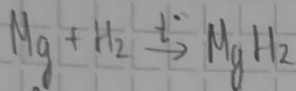
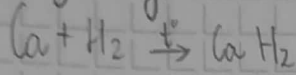
- метален блясък

- топлив и електропроводими

- по-тежки от алкалните метали

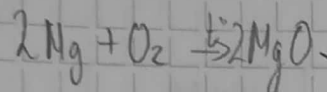
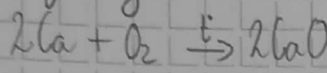
δ) химични св-ва

- взаимодействие с  $H_2$  - трудно, при висока  $t^\circ$



> йонни хидриди

- взаимодействие с  $O_2$  - лесно

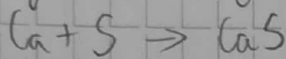
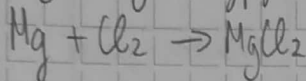


- керемидно твърди тлашк

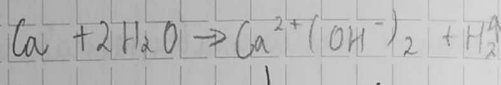
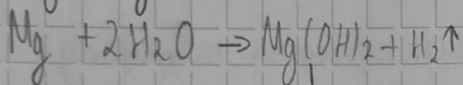
> основни оксиди

- елементарно бели тлашк

- взаимодействие с други неметали



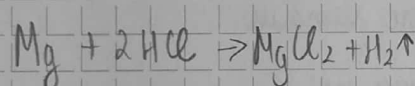
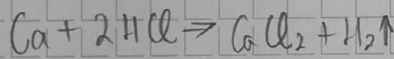
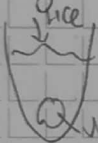
- взаимодействие с  $H_2O$



средна по силна основа

силна основа  $pH > 7$

- взаимодействие с киселини



> доказване на  $H_2$ , отделяно се с пухот

Извод:  $Ca$  и  $Mg$  са активни метали, по-слабо активни от алкалните, активността нараства с  $Z$

в) Биологична роля

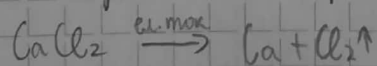
-  $Mg$  → хлорофили, мускули

-  $Ca$  → кости, съдържа се в кръвта

г) разпространение, употреба, получаване

- разпространение само под формата на минерали - магнезит, мит, варовик, шпатель

- получаване - електролиза



## Въведение на калцие

### I Калциев оксид и калциев хидроксид

	$\text{CaO}$	$\text{Ca(OH)}_2$
1. Строение	$\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$ - йонен	$\text{Ca}^{2+} (\text{OH}^-)_2$ - йонен
2. Физични свойства	<ul style="list-style-type: none"> <li>- бело твърдо в-во</li> <li>- висока <math>t^{\circ}\text{T}</math></li> <li>- екстремно действие</li> </ul> <p style="text-align: center;">⇒ неясна вар</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- бело твърдо в-во</li> <li>- висока <math>t^{\circ}\text{T}</math></li> <li>- малко разтворимо във вода</li> </ul> <div style="text-align: center;"> </div>
3. Хим. св-ва		електролитна дисоциация
а) въз. с $\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + Q$ - протича бурно, масене на вар	$\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- \quad \text{pH} > 7$
б) възмож. с кис. оксиди	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ - неразтв. - карбонизиране, потъмнява ⇒ ХР за државане на $\text{CO}_2$	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ - карбонизиране на вистря варна вода
в) възмож. с киселини	$\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Изход	Основен оксид	Основен хидроксид ⇒ Основа
5. Употреба	<ul style="list-style-type: none"> <li>- в строителството</li> <li>- цимент</li> <li>- за пацраване на галена вар</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- в строителството</li> <li>- село стопанство</li> <li>* брзалецов р-р</li> <li>* варуване на покви</li> <li>- дезинфектант</li> <li>- опасни - против изгарене <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></li> </ul>

## II Калциев карбонат

1. Структура -  $\text{Ca}^{2+} \text{CO}_3^{2-}$  - йоннокристален карбонатен йон

2. Употреба и разпространение - широко разпространение в природата като минерали

форми на  $\text{CaCO}_3$  в природата

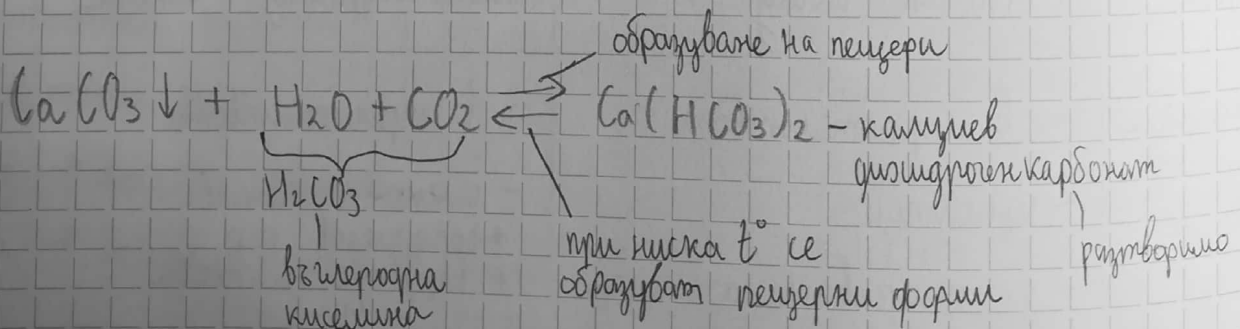
- a) мрамор - строителство
- b) креда - теляци
- b) варовик - строителство, суровина за произв. на гасена и негасена вар, цимент
- c) калцит, шпат

### 3. Физични свойства

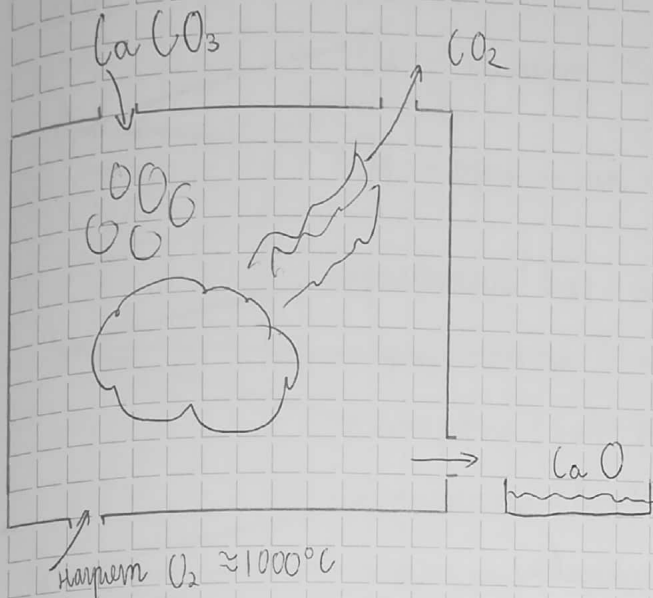
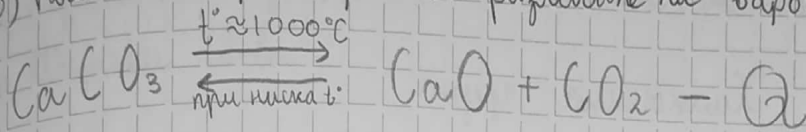
- безцветно
- твърдо
- труднотопящо
- неразтворимо

### 4. Химични свойства

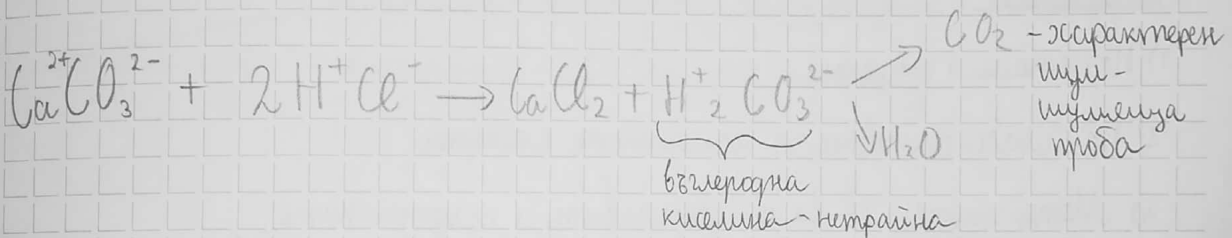
a) пещерни процеси



δ) пелене на вар - термично разлагане на варовик

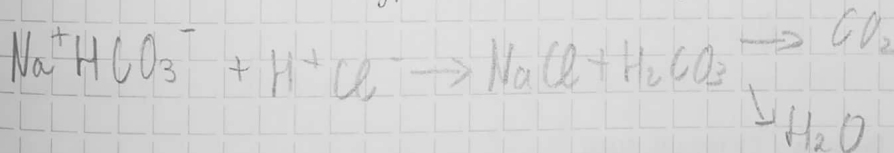


в) доказване на карбонати ( $\text{CaCO}_3$ ) - с помощта на киселина ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )



КХР за доказване на карбонати и хидрокарбонати

$\text{NaHCO}_3$  - натриев хидрокарбонат (сода)



# Химични елементи от VI A група

## Халкогена група

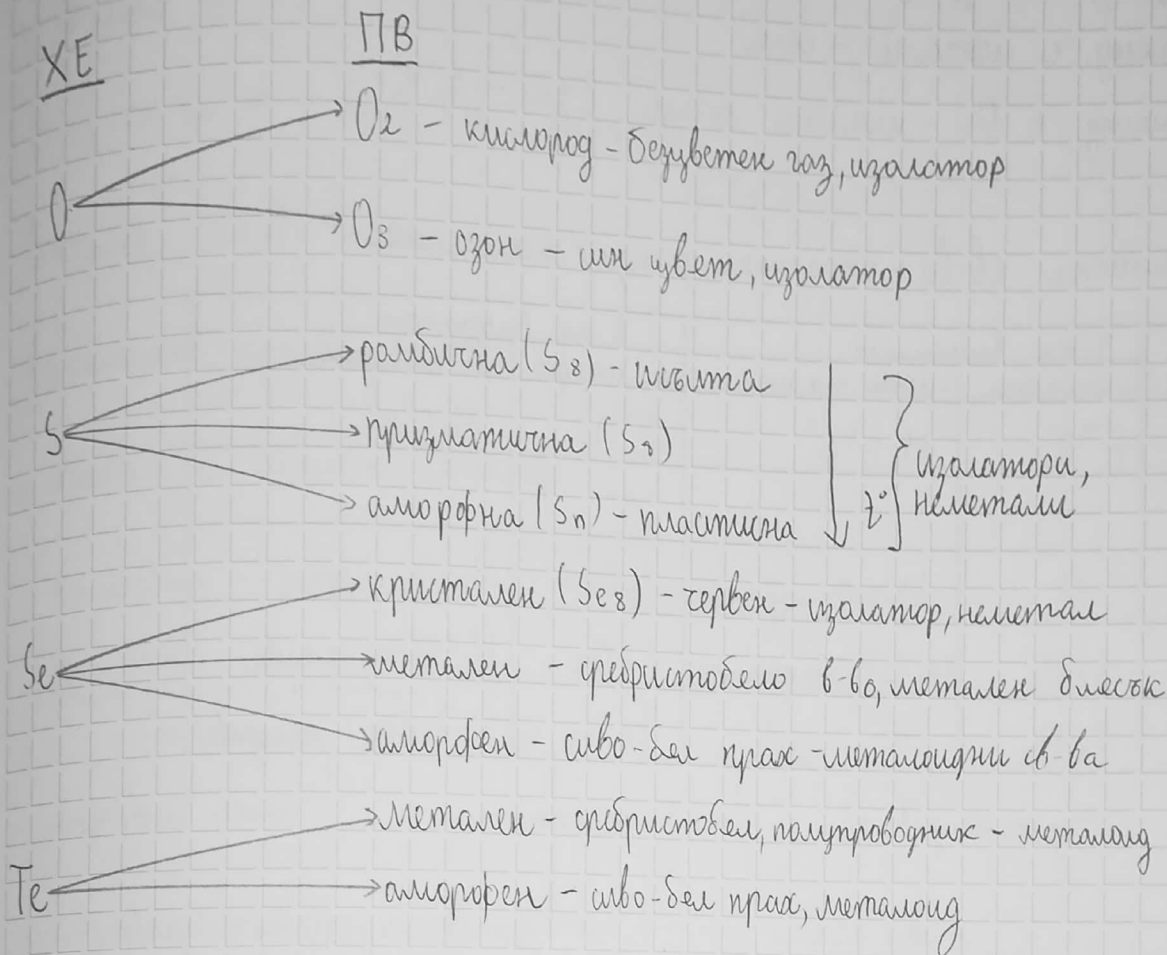
### 1. Общ преглед

Z ↑ ↓	O - кислород	} неметали
	S - сяра	
	Se - селен	} металоид
	Te - телур	
	Po - полоний	метал (радиоактивен)

### Допускане:

- 1) Неметали (повечето)
- 2) По-слабо активни от халогените елементи
- 3) Металните св-ва се увеличават, а неметалните намаляват с увеличаване на  $Z \Rightarrow$  Активността намалява
- 4) Проявява валентност (без  $O_2$ )
  - ниска  $(8-6) \Rightarrow 2 \quad H_2E$
  - висока  $\Rightarrow 6 \quad EO_3$
- 5) Киселищни оксиди/оксокиселини

2. Прости вещества  
 а) Физични св-ва



Високи елементи от VI A група образуват повече от 1 ПВ

алотропие - св-вото на ХЕ да образуват повече от 1 ПВ  
 алотропни форми (сащите ПВ)

политропие - св-вото на ХЕ да одр. повече от 1 ПВ при промяна на t°

д) Химични свойства

- водород - хидриди  $H_2E$

- взаимодействие с металлами - соли

- взаимодействие с  $O_2$  - кислотни оксиди  $E + O_2 \rightarrow E^4O_2$

з) Химични свойства - кислотни оксиди / оксокислини

XE	4-та валентност		6-та валентност	
	оксокислини	-кисли киселини	кис. оксиди	-киселини
E	$E^4O_2$	$H_2E^4O_3$	$E^6O_3$	$H_2E^6O_4$
O	—	—	—	—
S	$SO_2$	$H_2SO_3$ - серниста	$SO_3$	$H_2SO_4$ - серна
Se	$SeO_2$	$H_2SeO_3$ - селенита	$SeO_3$	$H_2SeO_4$ - селенова
Te	$TeO_2$	—	$TeO_3$	$H_2TeO_4$ - телурова

пряко получаване

нестабилни, неутрайни

силни и трайни

нестабилни, непряко получаване

ч) Селен и Телур

а) Селен - постоянен, "изтиски" на Te

- използва се при кероци

- лекарства за мозък и очи

б) Телур - добавка при произв. на метали и сплави

Se и Te са отровни при по-големи количества



# Сера

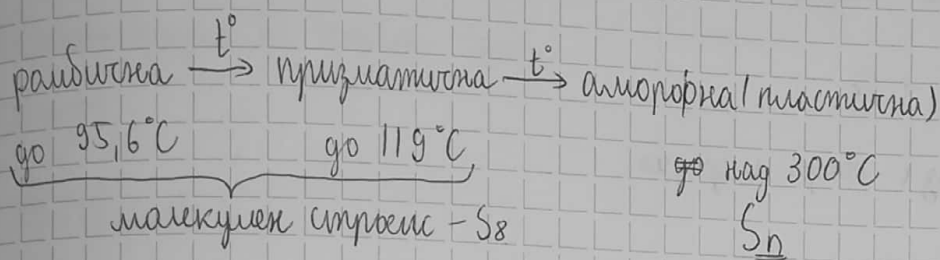
1. Место в ПТ

$$Z=16 \Rightarrow \delta p p^+ = \delta p e^- = 16 \quad A_r(s) = 32$$

3 период, VIA група

валентност - променлива (2, 4, 6)

2. Строение и физические свойства



лимонно жълт цвят  
стабилна

жълт цвят  
имати кристали

кафяв цвят  
нестабилна

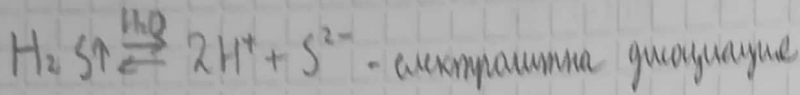
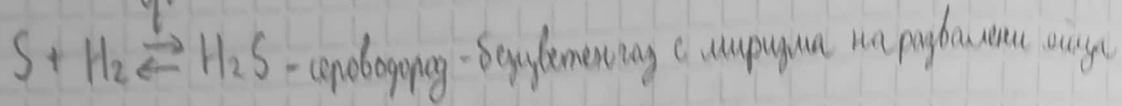
а) физические свойства

- изолатор
- неразтворима
- слаба мурмура

Извод: По физические св-ва S е типичен неметал

### 3. Химични свойства

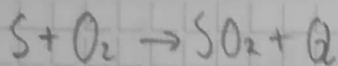
а) Взаимог. с  $H_2$  - трудно



$pH < 7$  - кис. характер

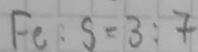
$H_2S$  - слаба киселина  $\rightarrow$  обратна ( $\rightleftharpoons$ ) промигана при слаби киселини и основи

б) Взаимог. с  $O_2$  - лесно

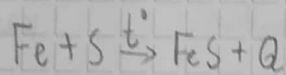


$SO_2$  - безуб. газ с остра миризма

в) Взаимог. с метали

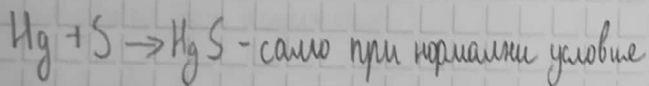


$Fe + S$  на прах



$S$  взаимодей. с всички метали

без диспропорции



Извод: По химични свойства  $S$  е типичен неметал

#### 4. Разпространение

- a) самородна сера - покрай вулканите
- б) в юрива
- в) руди - сулфидни руди

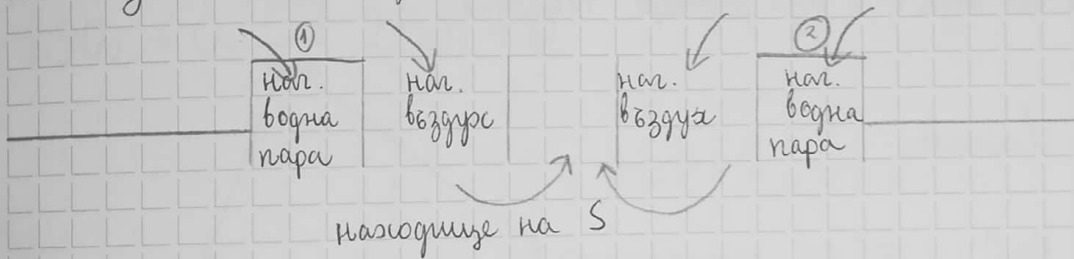
$FeS_2$  - пирит,  $ZnS$  - сфалерит,  $PbS$  - галенит

#### 5. Употреба на серата

- a) серна киселина
- б) лекарства
- в) вулканизация на каучук - гума
- г) барит

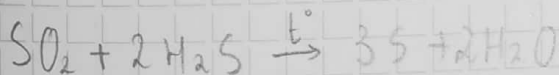
#### 6. Производство

- a) метод на Фраш - добив на сера (извличане)



S се стопява и при пушкането на  $O_2$  твърди ① и ② се затварят

- б) Метод на Клаус

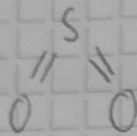


серен диоксид      сероводород

Оксиди на серата.  
Киселинен дъжд

## I Серен диоксид

1. Структура  $S^{+4}O_2^{2-}$  - молекула

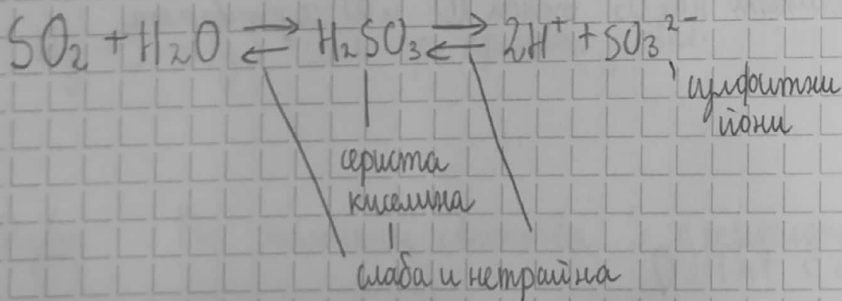


## 2. Физически свойства

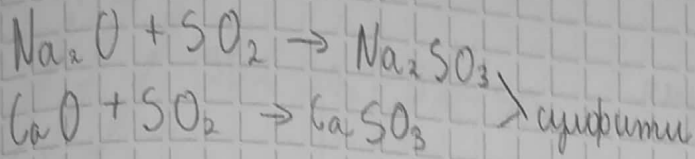
- безцветен газ
- остра задушава миризма
- по-тежък от въздуха
- разтворим във вода (1 l вода разтваря 40 l  $SO_2$ )

## 3. Химически свойства

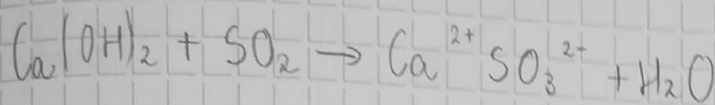
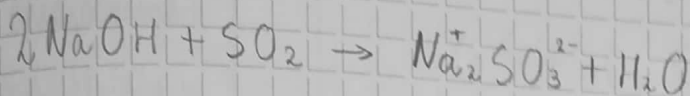
а) взаимодействие с  $H_2O$



8) взаимодействие с основными оксидами



б) взаимодействие с основаниями

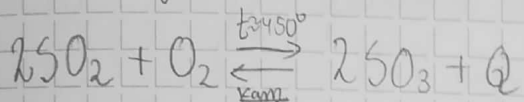


Вывод: По химическим свойствам  $\text{SO}_2$  является кислотным оксидом

в) обезбавляющее действие - обезбавление тканей

г) дезинфекционные свойства - обеззараживание воздуха

е) взаимодействие с  $\text{O}_2$



катализатор  $\text{NO}$

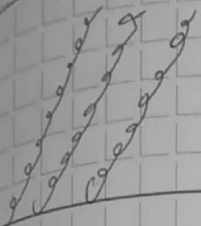
ловнокамерный метод

катализатор  $\text{V}_2\text{O}_5$

контактный метод



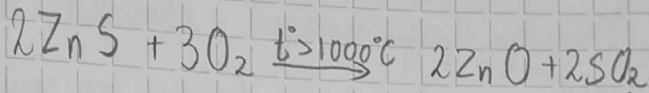
### III Киселинен дъжд



95% - SO<sub>2</sub>    5% - SO<sub>3</sub>

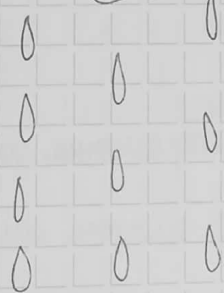
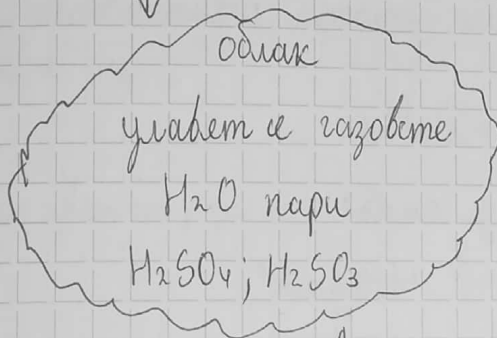
завод за производство на H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и цветни метали

Пържене на сулфидни руди



за производство на метал

за производство на H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



↓ киселинен дъжд

— много разрежено H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

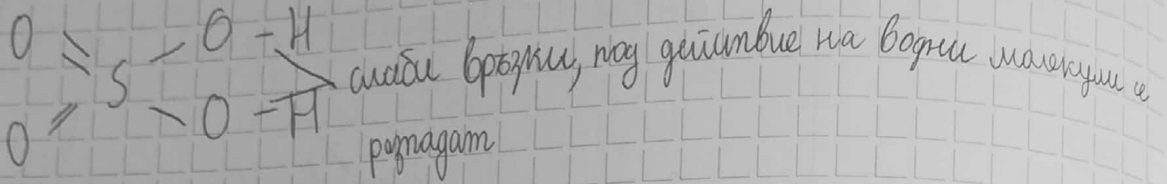
1) Поражават растенията

2) Поражават пампаници на културата

# Серна киселина

## I Концентрирана серна киселина

1. Структурен - молекулен  $H_2SO_4$



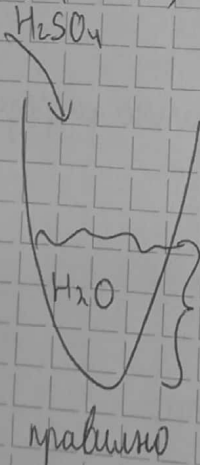
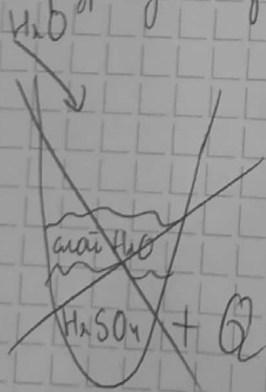
## 2. Физични свойства

98%  $H_2SO_4$  - търговски продукт - концентриран

- безцветна маслообразна течност
- непрозрачно
- ~~теж~~ тежка на въздух
- против замиване -  $NaHCO_3$  (сода за хляб)
- по-тежка плътност от водата  $\rho \sim 1,9 \text{ g/cm}^3$

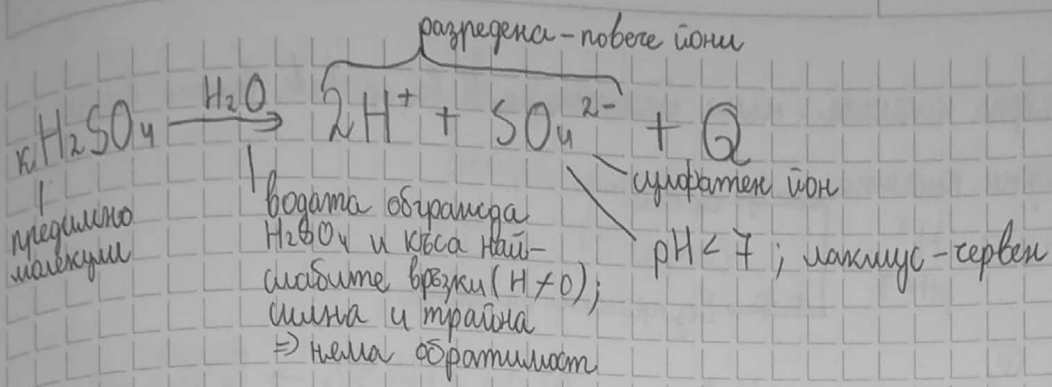
## 3. Термични свойства

а) разреждане - добавя се  $H_2O (+ Q)$  - електралитна дисоциация

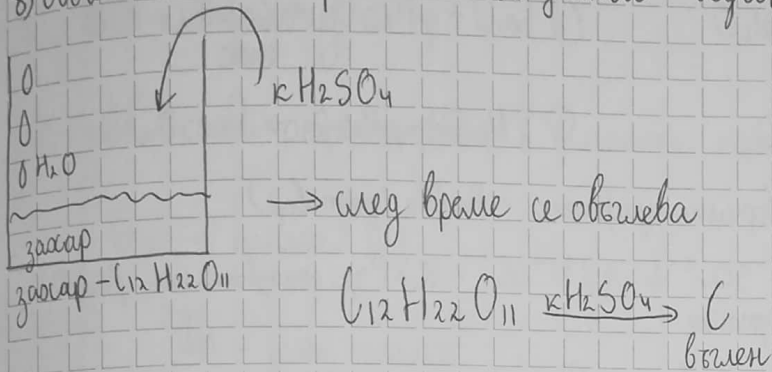


$Q$  се разпределя във всички обеми

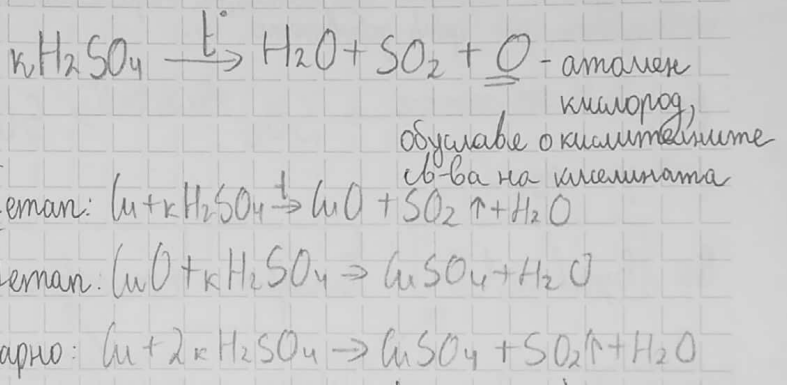
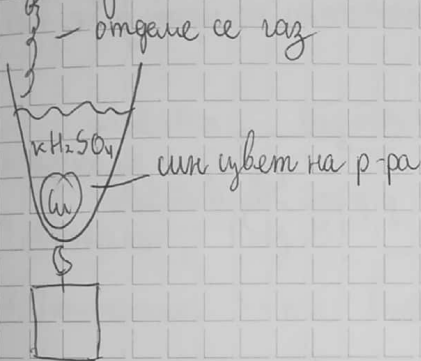




б) овъглениване на органични вещества - водороден износ свойства

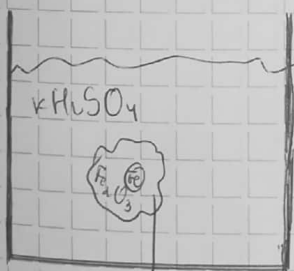


в) възниког. със слабоактивни метали - силни окислителни свойства



г) Пасивираме към някои метали - Fe, Ni, Cr, Al

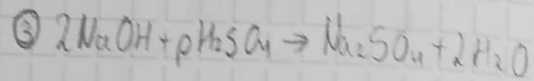
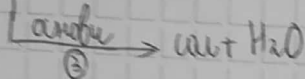
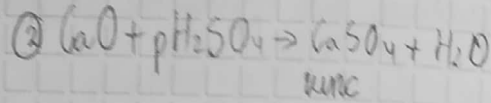
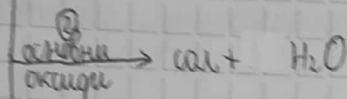
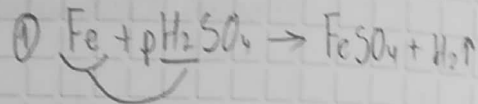
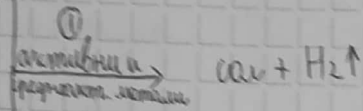
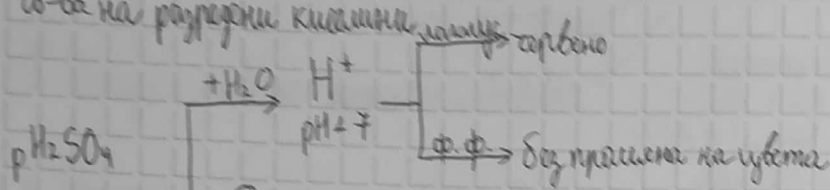
син цвят газ, отделя се



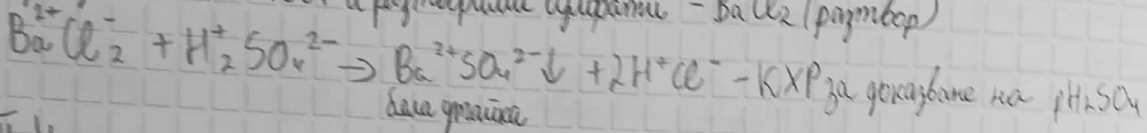
Fe е неразтворим в киселината, преуздава се от медноцветно разтваряне  $\Rightarrow$  пасивира се

образува се окиселен слой ( $Fe_2O_3$ )

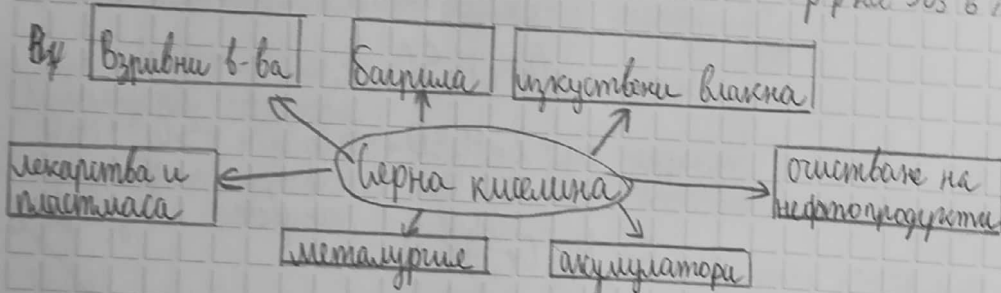
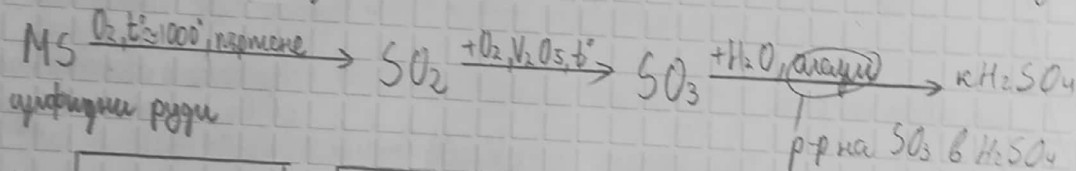
II Разредна серна киселина - няма окислителни св-ва, преведа всички други св-ва на разредни киселини



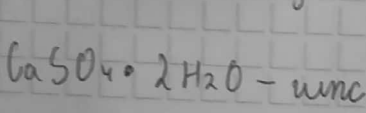
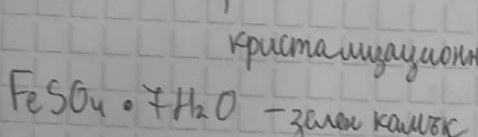
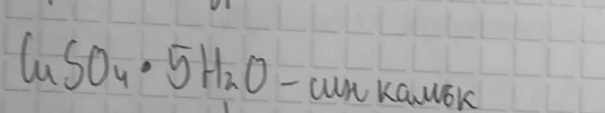
- доказване на  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и разтворими сульфати -  $\text{BaCl}_2$  (разтвор)



III Употреба, разпространение, получаване - Мусуно може да се получи като от химията и зана. Присъщността, в която  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да не намира приложение в природата.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  съществува в свободно състояние, но тези количества практически не могат да се използват за - добиването и.



- Кристалохидрати



Алурини  
Земна група  
(III A ; 13 група)

I Общ преглед

	B - металоид	} метали-двойновалентни св-ва
	Al - най-разпространен в земната кора	
	Ba - ниска $t^{\circ}$	
	In - зелен металък	
Zr, An, Th	Tl	

Допускане:

- 1) Метали, (без B)
- 2) Постални 3-та валентност (без Tl - 1 вал.)
- 3) Активността е по-малка от елементите от IA и IIA
- 4) С  $\uparrow$  Z металните свойства и активността се засилват

## II Алуминий

1. Место в ПТ

$$Z=13 \Rightarrow \text{бр } p^+ = \text{бр } e^- = 13 \quad A_r = 27$$

III A (13 група), 3 период

Валентность - 3 постоянна

2. Физические свойства Al

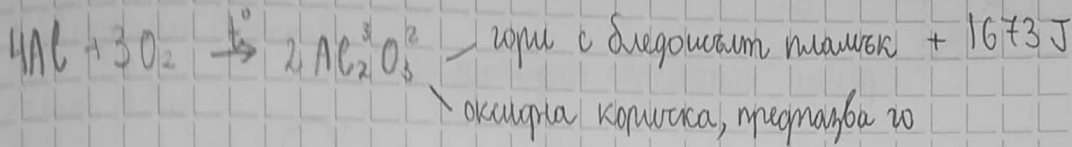
- серебристо-белый металл
- твердое кристаллическое состояние
- металл Шлефли
- электро- и теплопроводен
- легкий металл
- легко обрабатывается - ковкий и прочный  $600^\circ\text{C}$  - превращается в порошок

Вывод По физическим свойствам Al является металлом

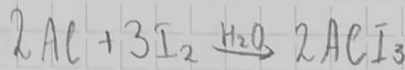
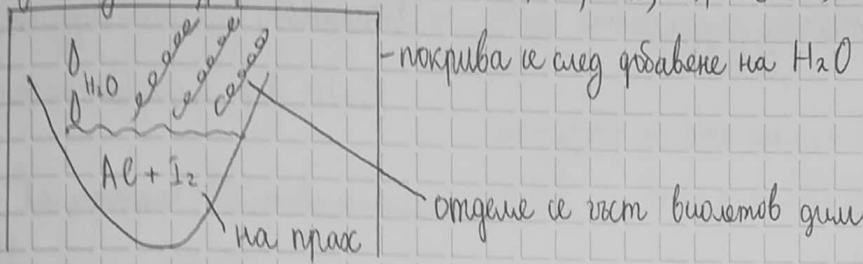
3. Химични свойства

а) взаимодействие с  $H_2$   $Al + H_2 \nrightarrow AlH_3$  - не протича, трудно получаване

б) взаимодействие с  $O_2$  - лесно



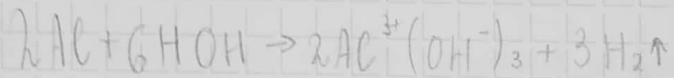
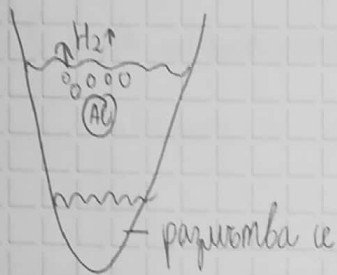
в) взаимодействие с други неметали - S,  $I_2$ ,  $Br_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  ( $\Delta$ )



г) взаимодействие с метали - множество сплави

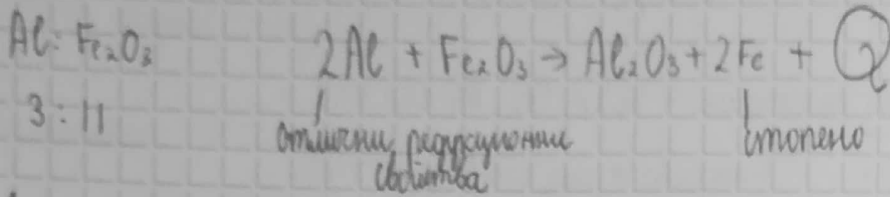
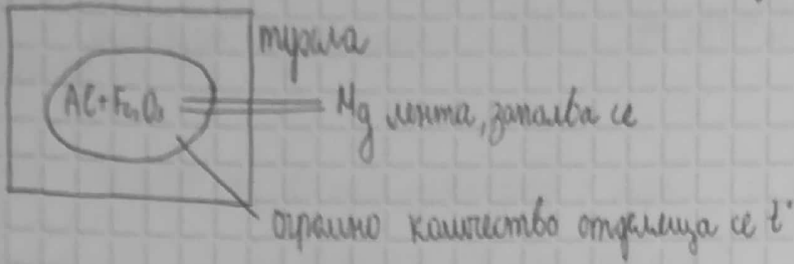
Дурациментий (Al, Si, Mg)

д) взаимодействие с  $H_2O$  - трудно, при пренагряване на коринката на оксида

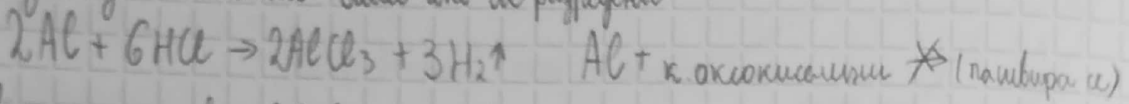


не с основа  $\circ$  \ делил микстеста утайка

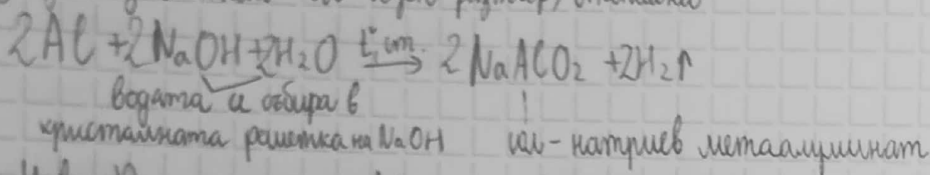
в) възниква с оксиди на високотопливи метали - метод за получаването им



к) възниква с киселини - само ако са разредени



з) възниква с основи - във воден разтвор / отопилка



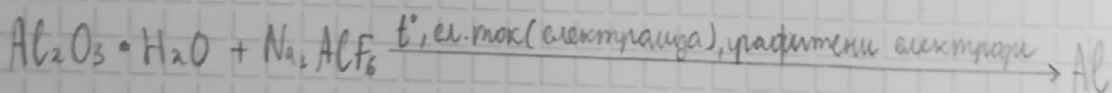
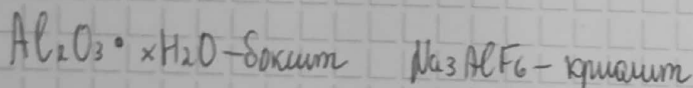
Извод По хим св-ва Al е активен метал с двойствени св-ва (вз. с основи и к-ни)

#### 4. Разпространение, употреба, получаване

а) разпространение - широко - на I-во място - само под формата на  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и минерали

б) употреба - широка - в стопанството (не корозира); в електротехниката, за пров. на диелектрици едрове и фолио; сапун  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  - промиване на водни

в) получаване - трудно и скъпо



## Введение на алюминий

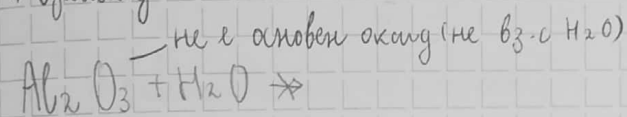
I Диаминный триоксид -  $Al_2O_3$  - полнокристаллен прозрачен, устойчиво

### 1. Физические свойства

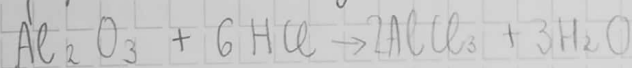
- бело в-во
- твердо
- трудноплавимо (высоки  $t^{\circ}T$  и  $t^{\circ}K$ )
- нерастворимо в  $H_2O$

### 2. Химические свойства

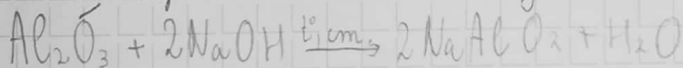
а) взаимодействие с  $H_2O$



б) взаимодействие с кислотами (иными)  
поведение как основного оксид



в) взаимодействие с основаниями - в растворе / в расплаве  
поведение как кислотного оксид



не взаимодействует с  $H_2O$  →  
оксид ⇒ амфотерен (амфотерен оксид)

взаимодействует с основаниями  
взаимодействует с кислотами →

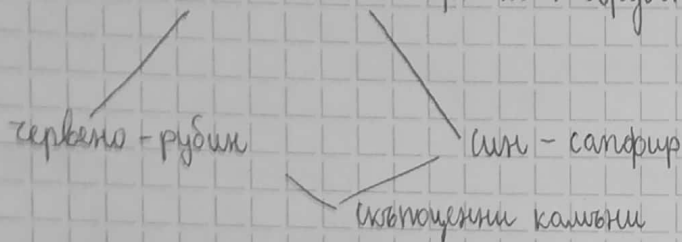
⇒  $Al_2O_3$  - амфотерен оксид

3. Разпространение, употреба, получаване

а) разпространение в природата - боксит

$Al_2O_3 \cdot xH_2O$  - кристалохидрат

КОРУНД ( $Al_2O_3$ ) - 2ро по твърдост (в-во след диамант)



б) употреба

- за произв. на  $Al$  (в Канада - 15% от производената електроенергия)
- в стоматология (зъбни зъбци)
- в диамантите, за шлифоване



## II Алуминиев трихидроксид - $Al(OH)_3$

### 1. Физични свойства

- бели в-во

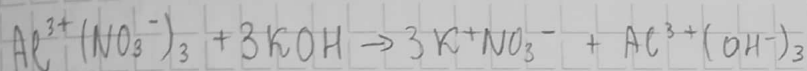
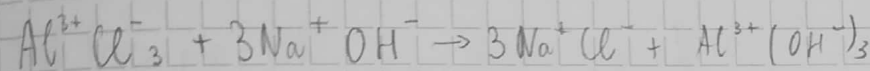
- твърдо

- неразтворимо във вода

- в разтвор - бели и гъстестата утайка

### 2. Получаване

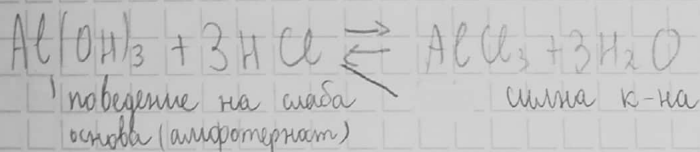
р-р на алуминиева сол + р-р на силна основа  $\rightarrow Al(OH)_3$



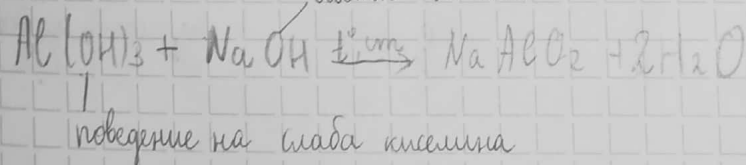
### 3. Химични свойства

а) Отнасяне към вода - не се разтваря;  $pH \approx 7$  (няма дисоциация)

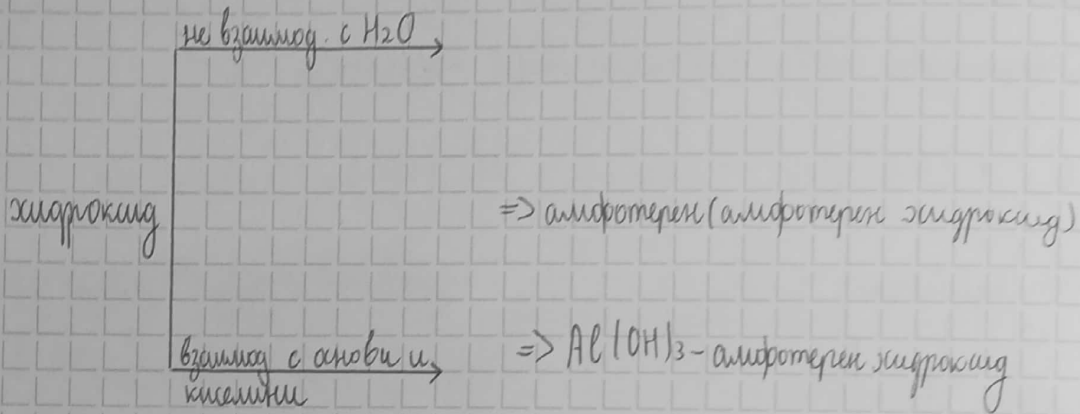
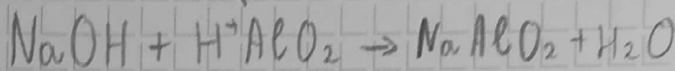
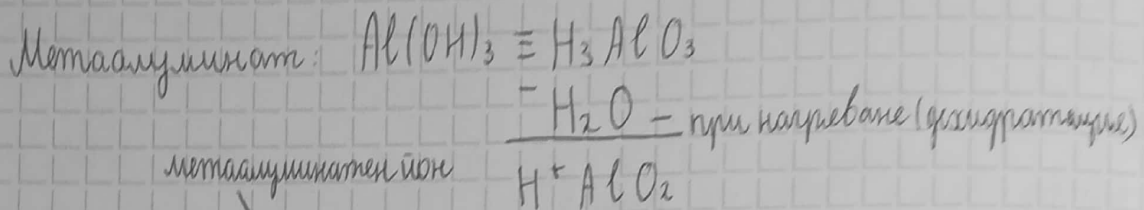
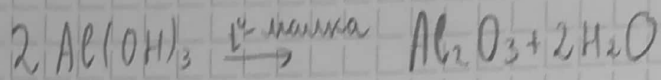
б) Взаимод. с киселини (силни)



в) Взаимод. с основи - в разтвор <sup>обратимо</sup> / в стопилка <sup>необратимо</sup>  
силна основа



в) термично разлагане - всички амфотерни хидроксици са термично нестабилни



Забележка: Метали с двойствени св-ва образуват амфотерни оксиди ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) и амфотерни хидроксици ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ )

Водни разтвори на киселини,  
основи и соли

Водни разтвори на киселини,  
основи и соли

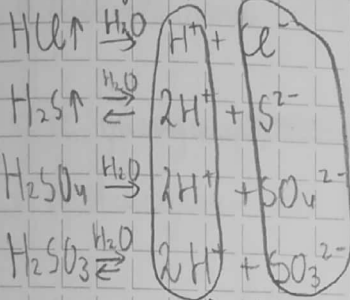
1. Киселини

- безкислородни -  $HCl, H_2S$  <sup>смаба</sup>

- кислородсъдържащи (оксокиселини) -  $H_2SO_4, H_2SO_3$  <sup>смаба</sup>

⇒ Вилки киселини съдържат водород, имат <sup>молекулен</sup> ~~атомни~~ строежи

Във воден р-р -  $\epsilon D$



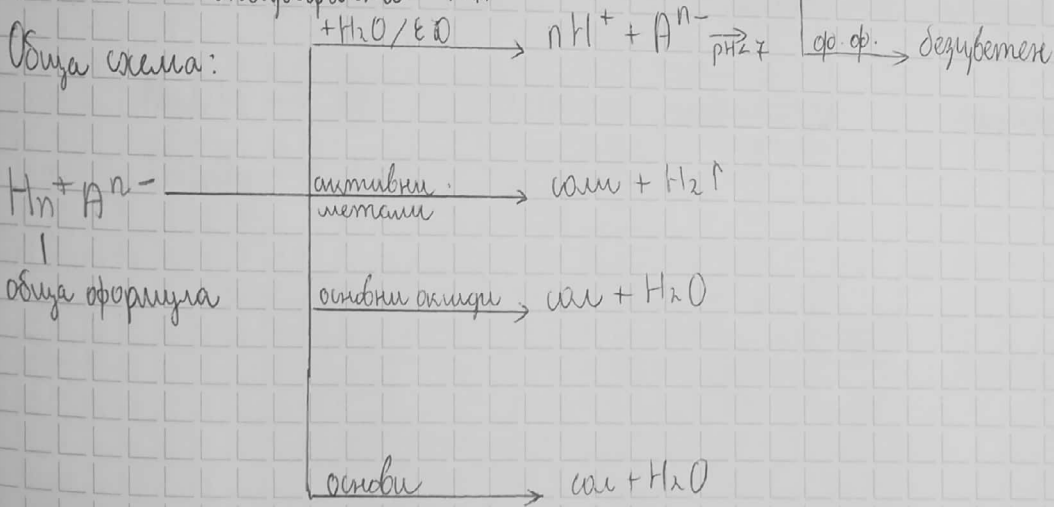
Дефиниция: В-ва, които във воден р-р се дисоциират, отделяйки положителен водороден йон и отриц. киселинен йон, се наричат киселини

киселинни аниони  $A^{n-}$

положителни катиони  $H^+$

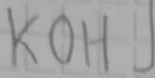
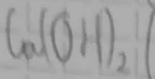
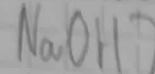
Свойства   
 - общи -  $H^+$    
 - специфични -  $A^{n-}$

Обща схема:



обща формула

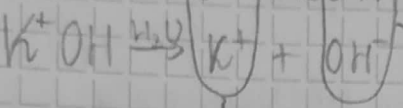
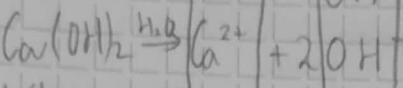
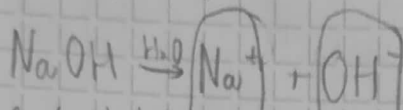
2. Основи



⇒ осформат OH<sup>-</sup>, разтворими във вода, йоннокристален, ионни

във воден р-р - ЕД

Дефиниция: Вещица, която във воден р-р се дисоциира отделни полож. метални и отрицателни хидроксидни йони, се наричат основи.



— хидроксиден анион OH<sup>-</sup>

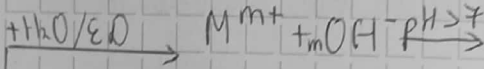
метален катион M<sup>m+</sup>

Свойства

— общи — OH<sup>-</sup>

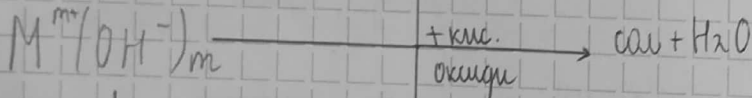
— специфични — M<sup>m+</sup>

Обща схема:

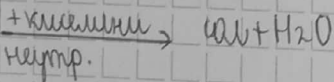


лакмици → син

ф.ф. → мажичко карбено

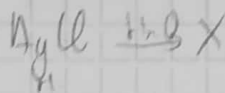
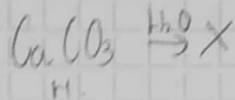
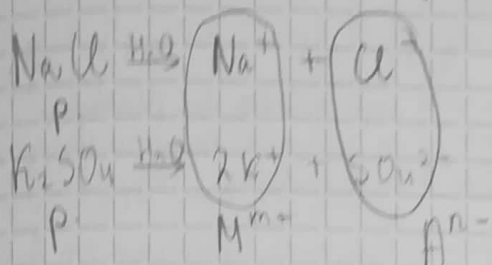


Обща формула



3. Сали - продукти на неутрализиране, съдържат  $M^{m+}$  и  $A^{n-}$  йонизирани

Във воден разтвор - ЕД (условие - да са разтворими)



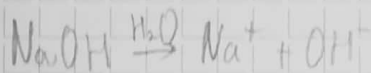
Условие за общи свойства - съдържа едников метален катион или кхешинен анион

4. Електролити - в-ва, които във воден разтвор:

- 1) се дисоциират до йони
  - 2) провеждат ел. ток
- } кхешини, основи и р-рими соли

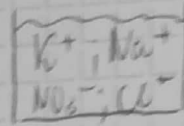
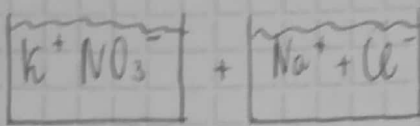
силни електролити  
ЕД - необратим процес

слаби електролити  
ЕД - обратим процес

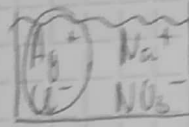
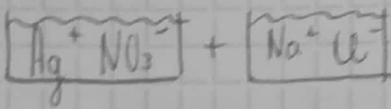


## Реакции между водни р-ри на електролити (ионнообменна реакция)

### 1. Постановка



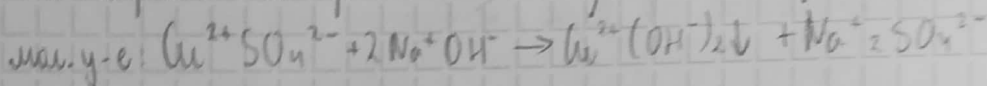
има протича ли реакция?  
не, защото филър не образува  
металата



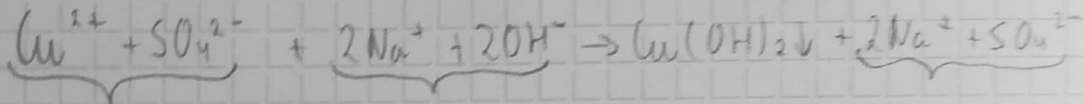
протича-утайка от  $AgCl$   
условието - поне 2 от йоните  
да образуват металата със  
форма на  
1) утайка 2) осад, 3) електролит

### 2. Изразяване на ионнообменна реакция (ИОР)

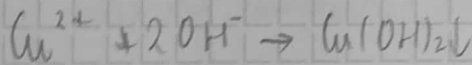
а) с ползваване на утайка, небесноиме утайка



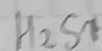
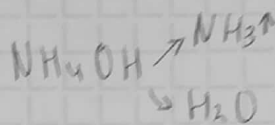
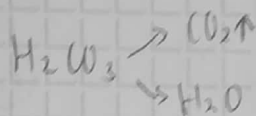
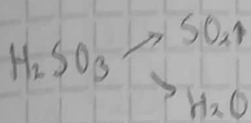
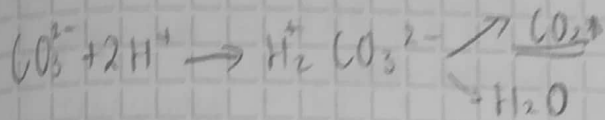
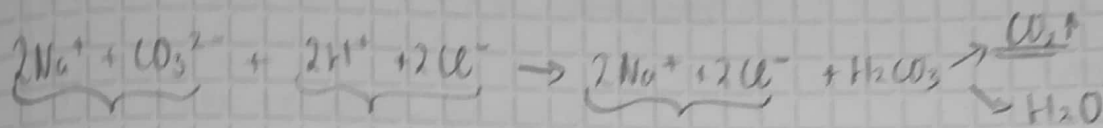
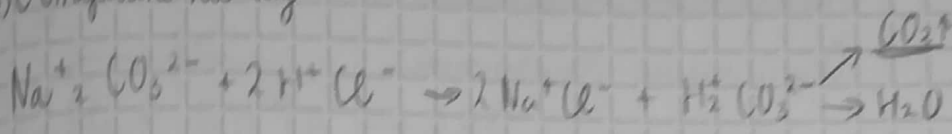
пълно йонно у-е:  
всички р-ри на електролити и зотисват в дисоцииран вид



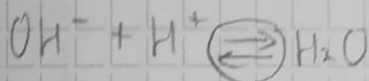
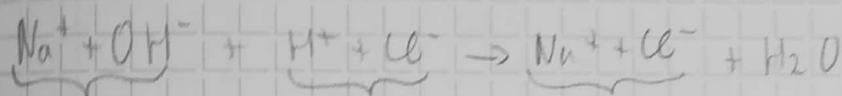
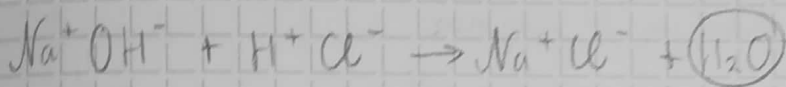
сократено йонно у-е: (за йоните, неписани металата)



б) с отделени на  $\text{CO}_2$



в) с отделени или получаване на слаб електралит - неутрализация



1 от  $10^9$  водни молекули се дисоциира

3. Условия ионнообменна реакция да не протече

а) Двата теоретично възможни продукта са разтворими

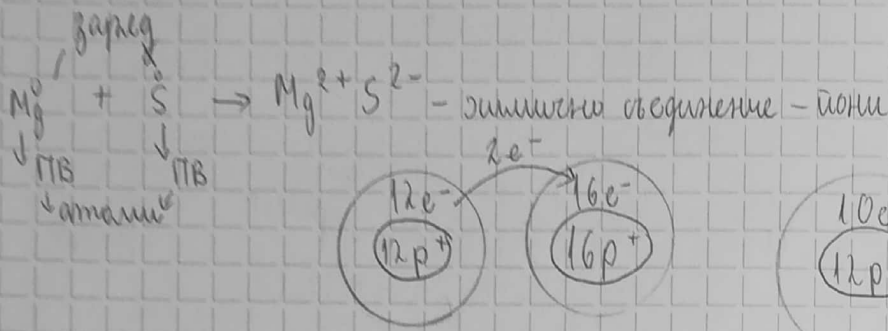
б) Двете изходни в-ва да са неразтворими

в) Двете изходни в-ва да съдържат общ ион

# Активност на металите

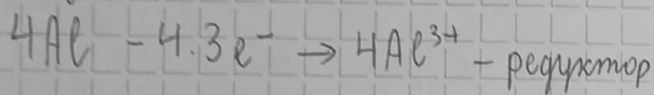
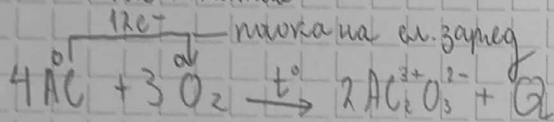
## Окислително-редукционни процеси

### 1. Вещност



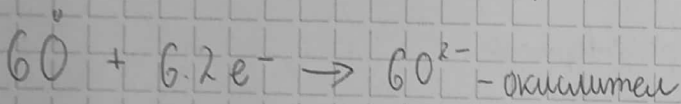
Окислително-редукционни процеси са тези, които протекат с промяна в заряда на сът от частиците вследствие на обмен на  $e^-$  м/у тях

### 2. Основни понятия



редуктор - частица, която:

- 1) отдава  $e^-$
- 2) повишава свое заряд
- 3) участва в процес окисление - отдаване на  $e^-$



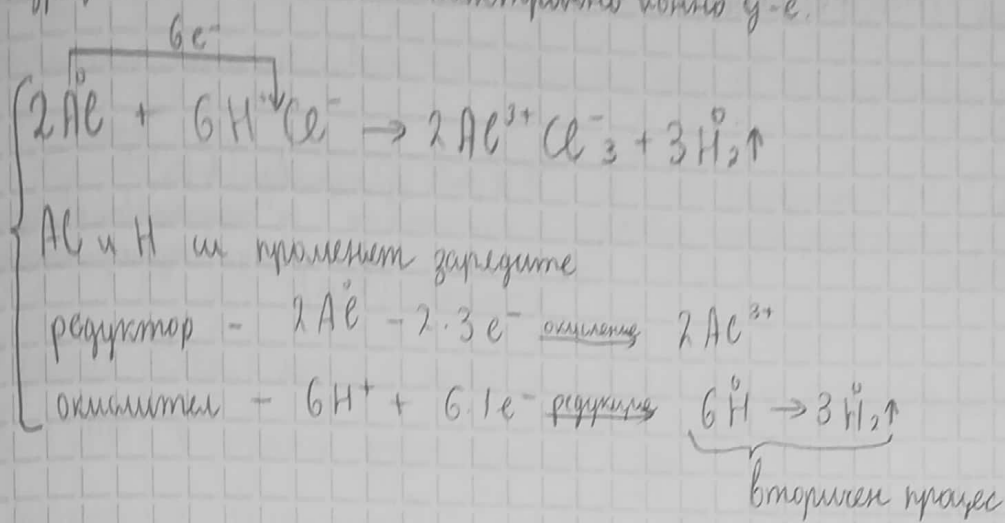
окислител - частица, която:

- 1) приема  $e^-$
- 2) понижава свое заряд
- 3) участва в процес редукция - приемане на  $e^-$

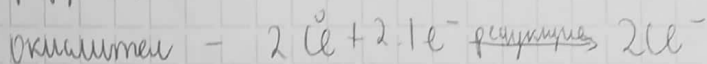
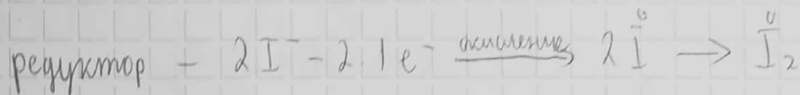
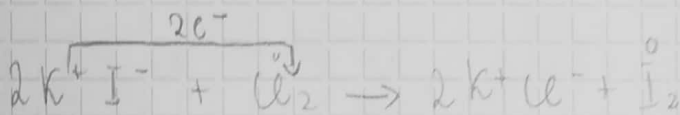
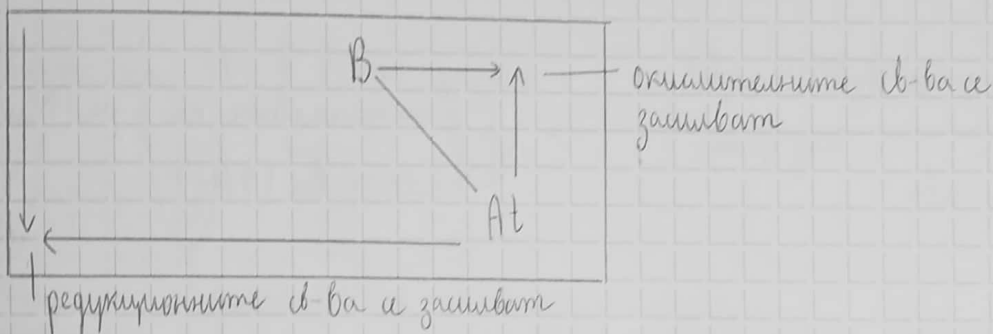
За всеки ОРП броят на отдадените от редуктора  $e^-$  е равен на броя на приетите от окислителя  $e^-$



3. Изразяване на ОРП - електронно йонно у-е.

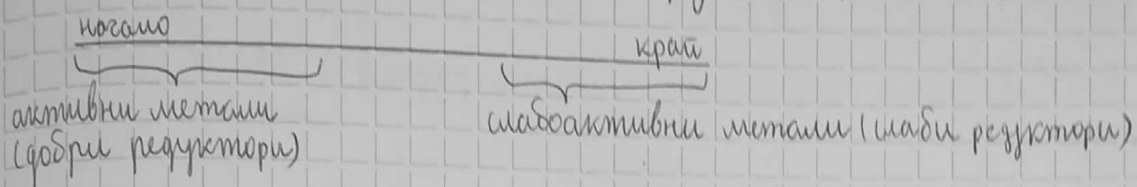


4. Окислително-редукционни св-ва на частиците  
 метали - добри редуктори; неметали - добри окислител



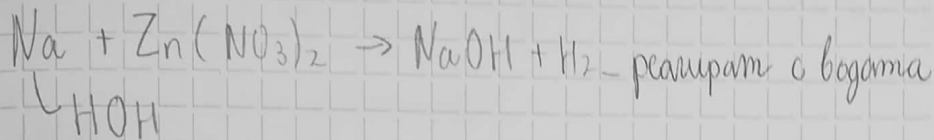


2. Ред на относителна активност на металите (РОАМ) - подредба на металите по намаляване на техните ред. св.ва (активността им)

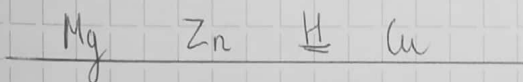
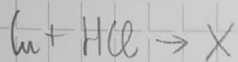
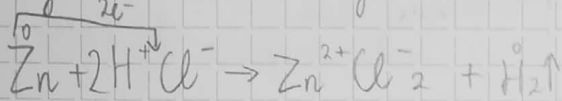
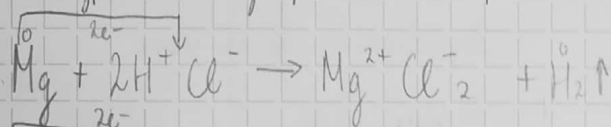
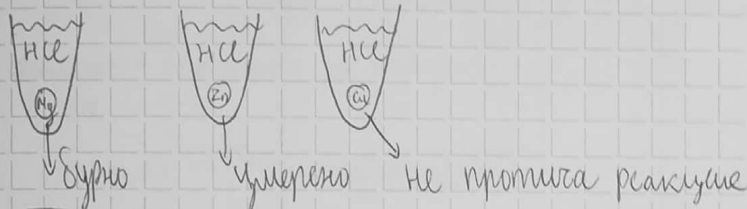


Правило: Всеки метал може да извади металите, стоящи след него в РОАМ в тежки разтворими соли

Изключение: Алкални и алкалоземни метали



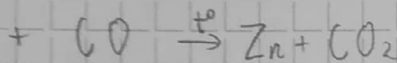
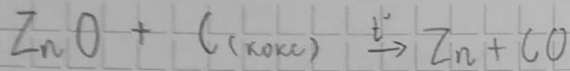
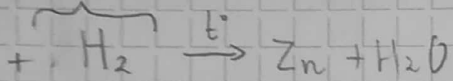
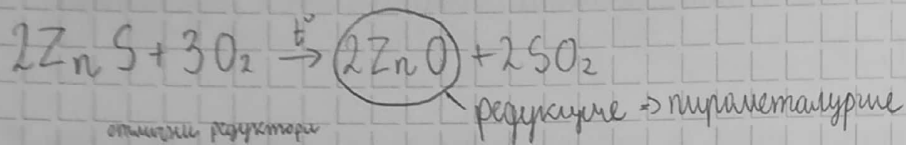
3. Место на H в РОАМ



⇒ Всеки метал, намиращи се преди H в РОАМ, реагира с разредени киселини

## Окислително-редукционни процеси в живота и в практиката

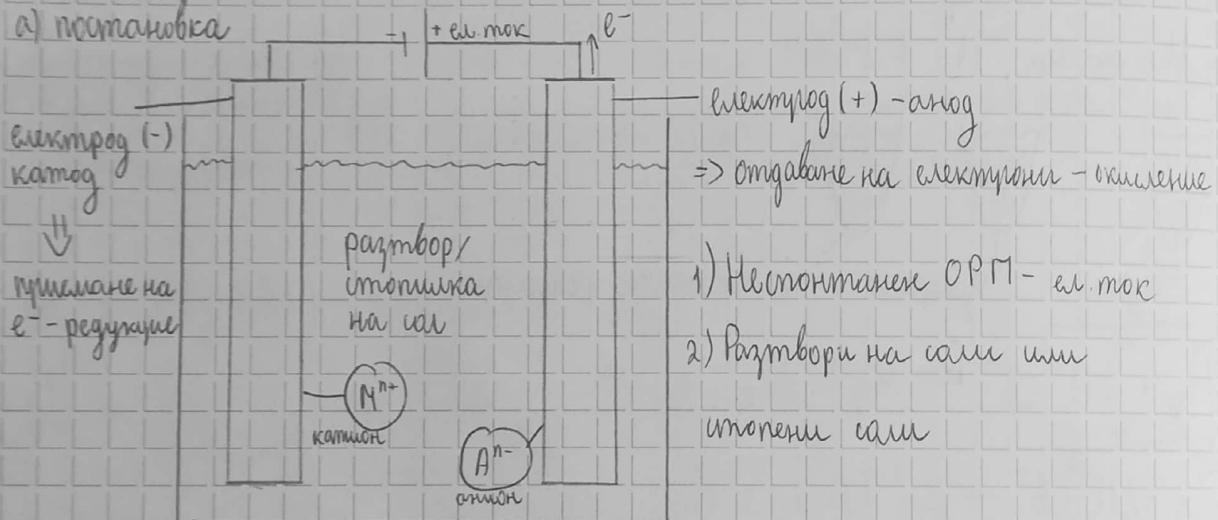
1. В металургията - вършене на сулфидни руди



редукциите  $\Rightarrow$  пирометалургия

## 2. Електролиза

а) постановка



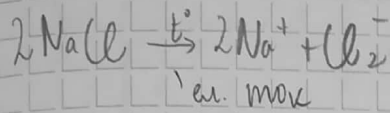
- 1) Нестоптанен ОРП - ел. ток
- 2) Разтвори на соли или стопени соли

1) Нестоптанен ОРП  $\rightarrow$  ел. ток

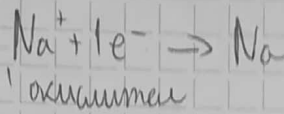
2) Разтвори или стопени соли

Стримери

1) плавяне на ПБ

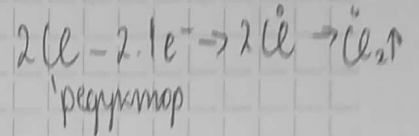


Катод (-)  $Na^{+}$



=> катодна  
редукция

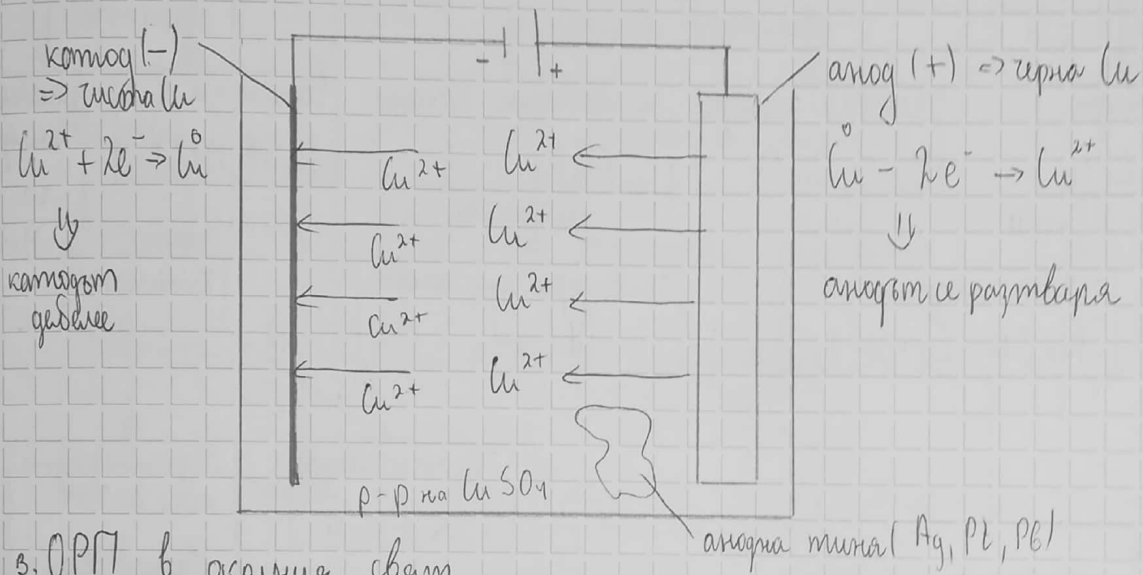
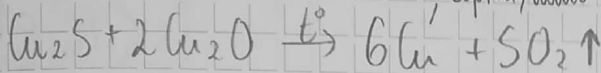
Анод (+)  $Cl^{-}$



=> анодно окисление

Губим: ток ; Потенци,  $Na$ ;  $Cl$

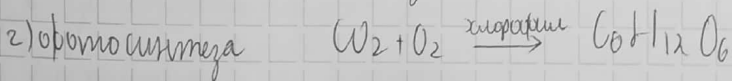
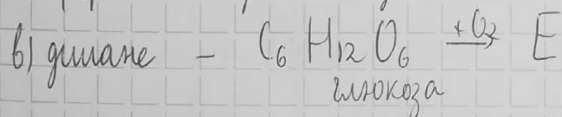
2) приготвяне / рафиниране на метали  
(сребро, злато, никел)



3. ОРП в околния свят

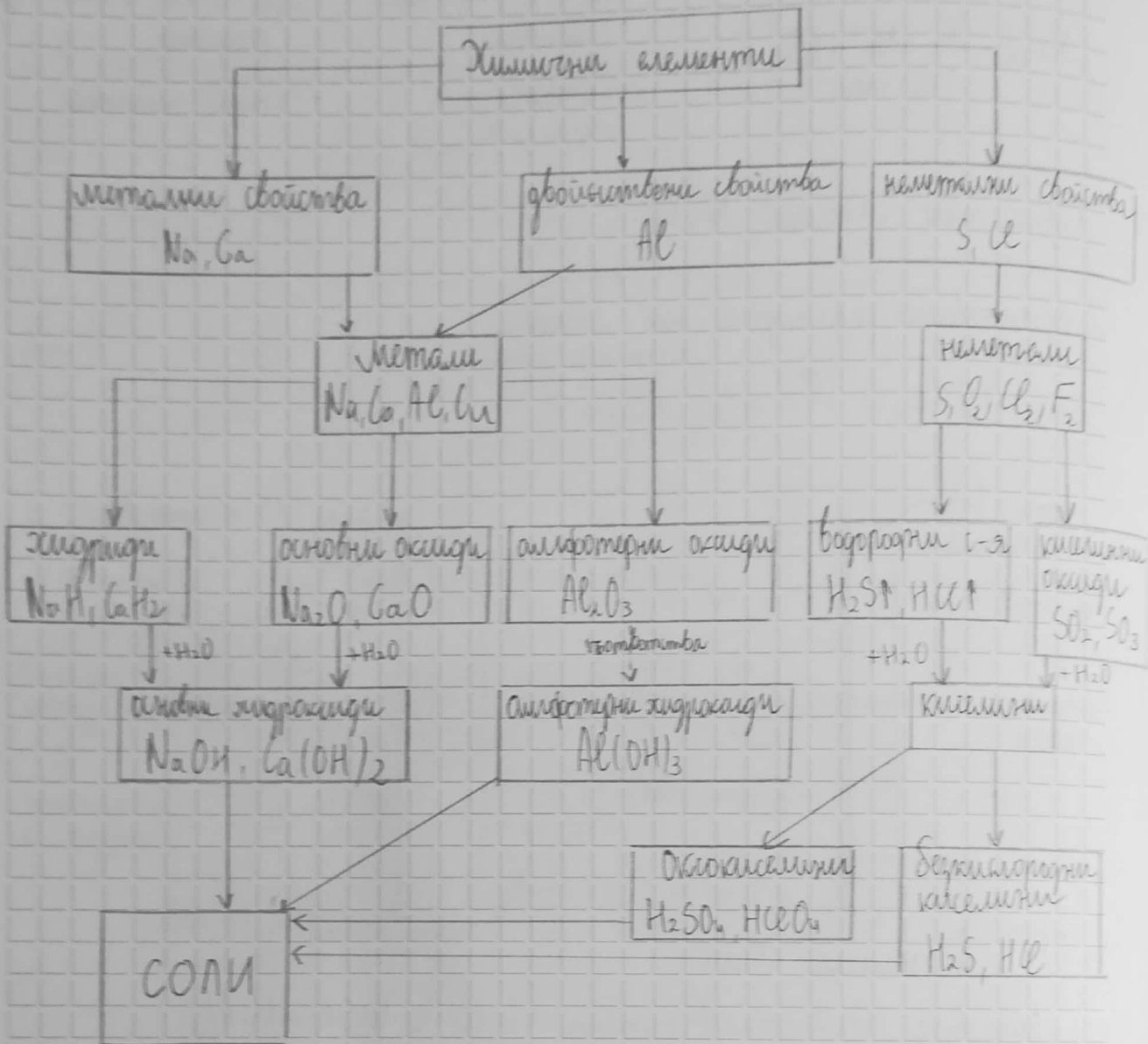
а) рудясване ( $Fe_{2}O_{3} \times H_{2}O$ ), патина ( $Cu(OH)_{2} - CuSO_{3} \times H_{2}O$ )  
Корозия

б) ферментация - ензими



г) Батерии, акумулатори - потенциален ток за сметка на реакцията

# Класификация на неорганичните вещества



## Химични елементи от V A група

Обща характеристика на  
химичните елементи от V A  
група

### 1. Общ преглед

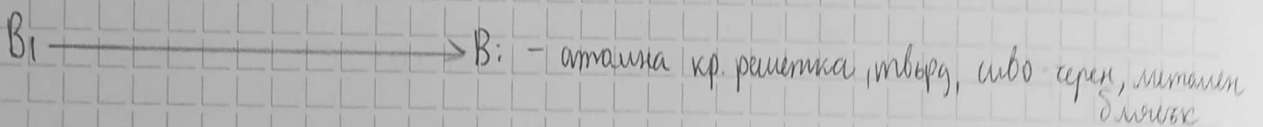
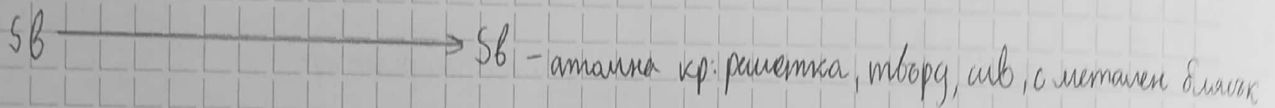
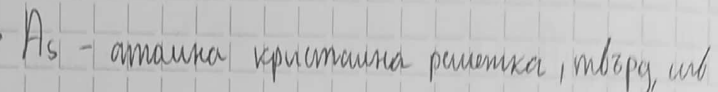
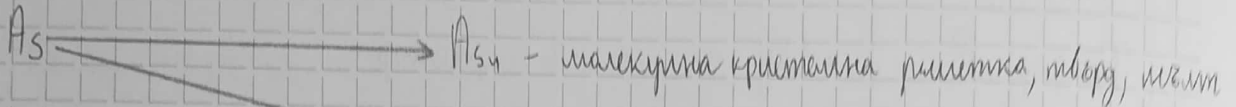
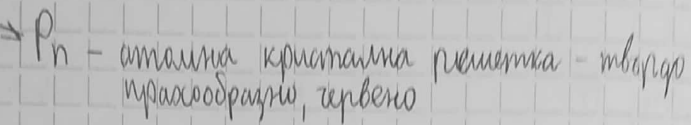
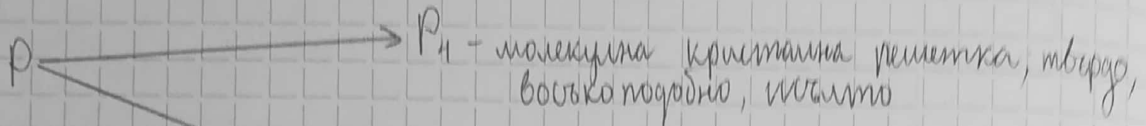
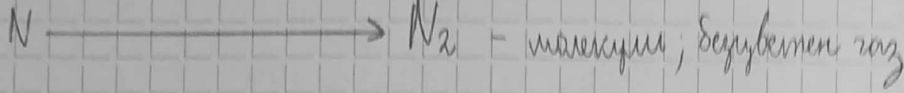
Азот, N	7	неметален характер
Фосфор, P	15	неметален характер
Арсен, As	33	слаб неметален характер
Антимон, Sb	51	слаб неметален характер
Бисмут, Bi	83	метален характер

В V A група на ПС влизат: „безизменят“, но изключително важен за живота елемент азот (N); елементът, шито ПВ е отровно и в общото време без него животните и човекот не могат да съществуват - фосфор (P); елементите, шито свързани са познати и използвани още в древността - арсен (As), антимон (Sb) и бисмут (Bi). V A група проявява позната закономерност - с увеличаване на Z неметалният или  $\alpha$ -р отслабва, а металният се зашива

2. Прости вещества

XE

ГВ



3. Шлименти водородения

Характерни степени на окисление - (-3), (+3), (+5)

Водородисти с-я	Оксиди	Киселишки и хидроксили	Оксиди	Киселишки и хидроксили
$EH_3$	$E_2O_3$		$E_2O_5$	
$NH_3$	$N_2O_3$	$HNO_2$	$N_2O_5$	$HNO_3$
$PH_3$	$P_2O_3$	$H_3PO_3$	$P_2O_5$	$H_3PO_4$
$AsH_3$	$As_2O_3$	$H_3AsO_3$	$As_2O_5$	$H_3AsO_4$
$SbH_3$	$Sb_2O_3$	$Sb(OH)_3$	$Sb_2O_5$	$Sb_2O_5 \times H_2O$
$BiH_3$	$Bi_2O_3$	$Bi(OH)_3$	-	-

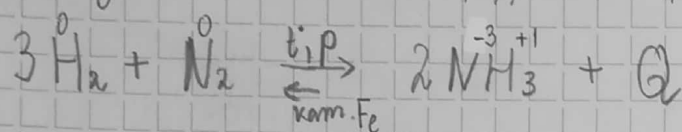




## 2. Химични свойства

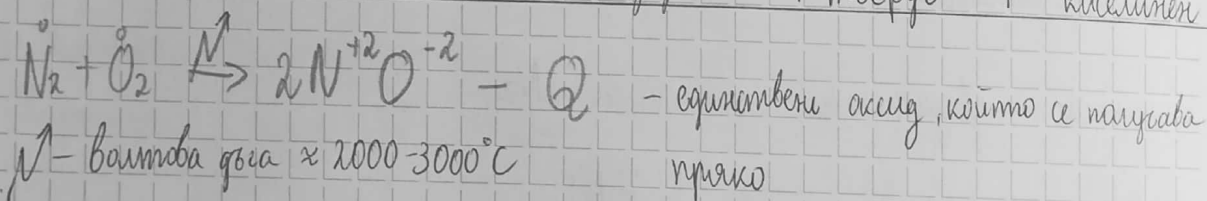
- наличието на здрава, тройна, ковалентна неполярна връзка в молекулата на  $N_2$  определя неловката малка реакционна способност при обикновени условия

а) взаимодействие с  $H_2$  - важен продукт от р.ята - амониак

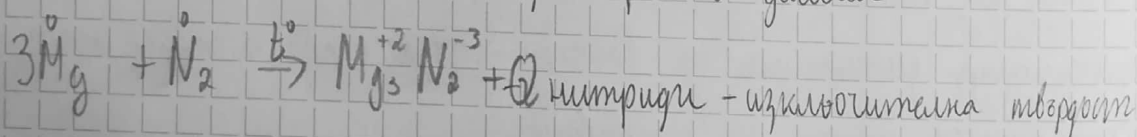
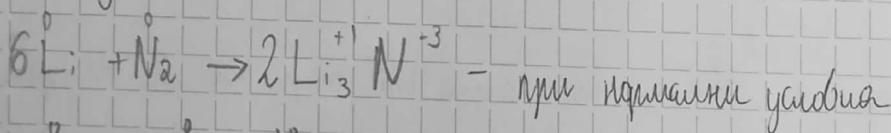


б) взаимодействие с  $O_2$

Оксид	степен на окисление	Цвят	състояние	Хим. характер
$N_2 O$	+1	безцвет.	газ	неутрален
$NO$	+2	безцвет.	газ	неутрален
$N_2 O_3$	+3	шъозелен	тежкост	киселищен
$NO_2$	+4	тъмнокафяв	газ	киселищен
$N_2 O_5$	+5	безцвет.	твърдо	киселищен



в) взаимодействие с метали

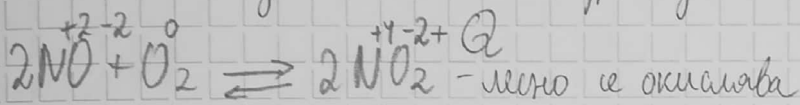


3. Значение и употреба - без азот е невъзможно съществуването на живота на земята. Той е вторият по обем елемент, заедно с  $O_2, H_2, C$  и др. Азотът се използва главно за синтез на амониак, а също и като дотъпен и евтин инертен газ в промишлеността.

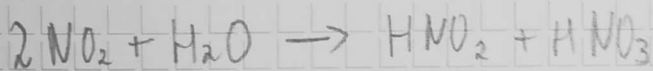
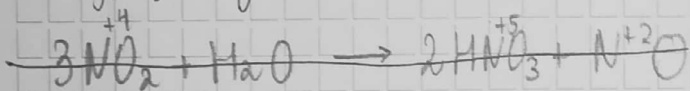
#### 4. Свойства на азотните оксиди

- Азотен оксид  $NO$  - безцветен газ, неразтворим във вода. Не взаимодейства с киселини и основи  $\Rightarrow$  неутрален оксид.

Неутрален оксид - оксид, който не взаимодейства с вода, киселини и основи и не му съответства хидроксид или хлорокиселина.



- Азотен диоксид  $NO_2$  - разтворим във вода, киселинен оксид, взаимодейства с основи и основни оксиди.

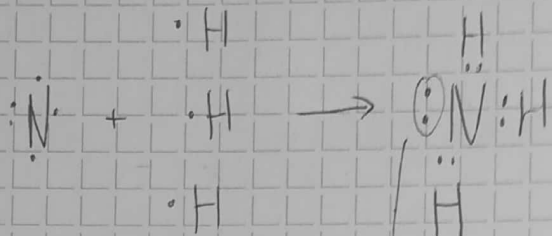


↑ азотна киселина

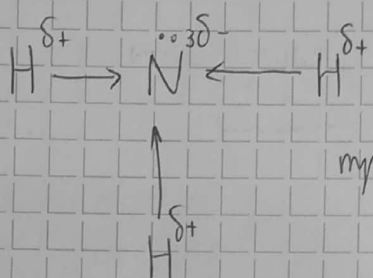
- Азотният диоксид е силно отровен. Високото му съдържание в атмосферата предизвиква екологични проблеми.

# Амоніак. Амонієві сіль

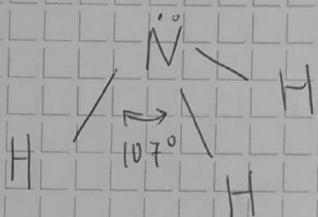
## 1. Структура



неподілена сл. двійка



три прости ковалентні полярні хв

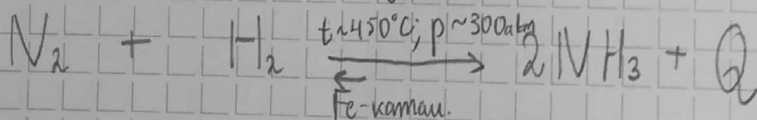


- нешиметрична, полярна молекула

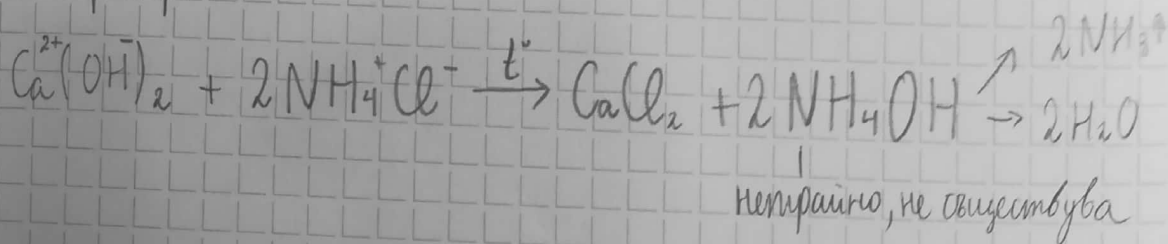


## 2. Приготування

а) промислово - метод на Хабера-Боша



б) лабораторно



### 3. Физични свойства

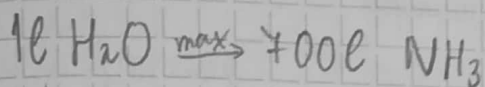
- безв. газ

- остра задржлива миризма

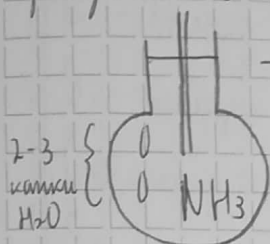
- т-лек от въздуха

- отровен

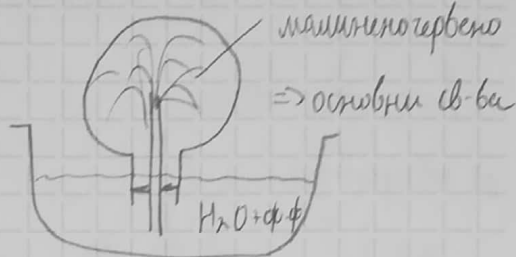
- неограничена разтворимост във вода



показва се с експеримента „фонтан“



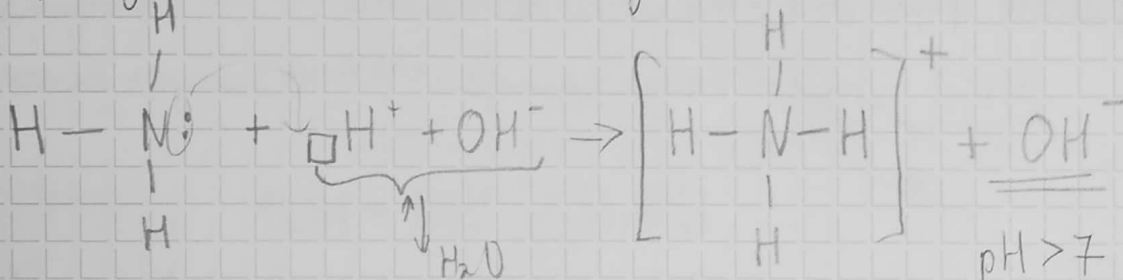
- затваря се  $\Rightarrow$  високо налягане



разлика в налягането „изриване“ на вода

### 4. Химични свойства

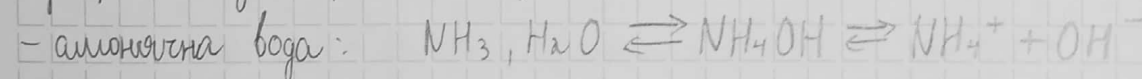
а) взаимодействие с  $\text{H}_2\text{O}$  - амониачна вода (25%  $\text{NH}_3$ )



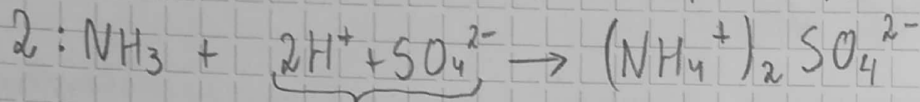
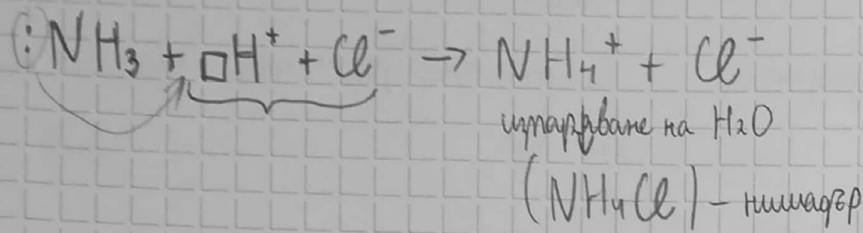
-  $\text{NH}_4^+$  - амониев йон - тетраедрична структура

магмелно сребро  
ф.ф. - магмелно сребро

- донорно-акцепторен механизъм  $\Rightarrow$  кова КХВ

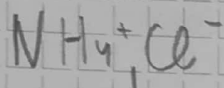
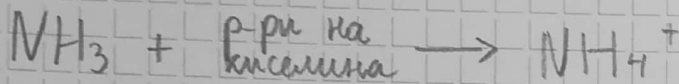


δ) възашод. с киселини → амониеви соли



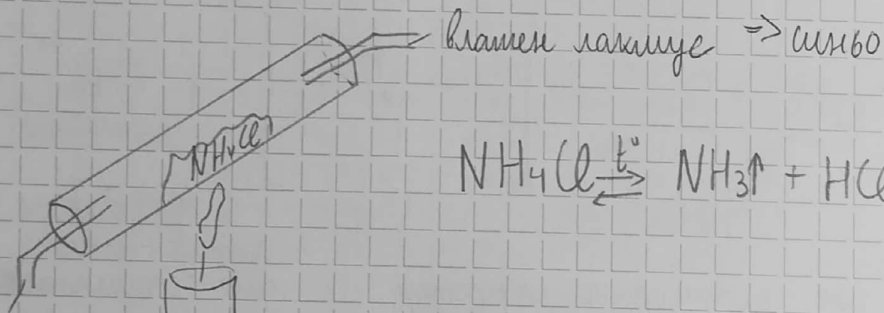
ε) Амониеви соли

а) получаване



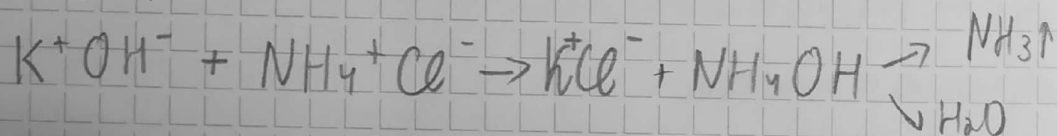
ионна XB в амониевите соли

δ) термично разлагане - термично нестабилни



власен лакмус  
⇓ сервено

в) КХР за доказване на амониеви соли ⇒ алкални основи (OH<sup>-</sup>)

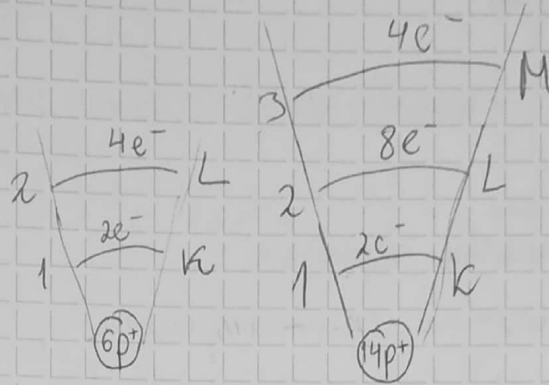


# Химични елементи от IV A група

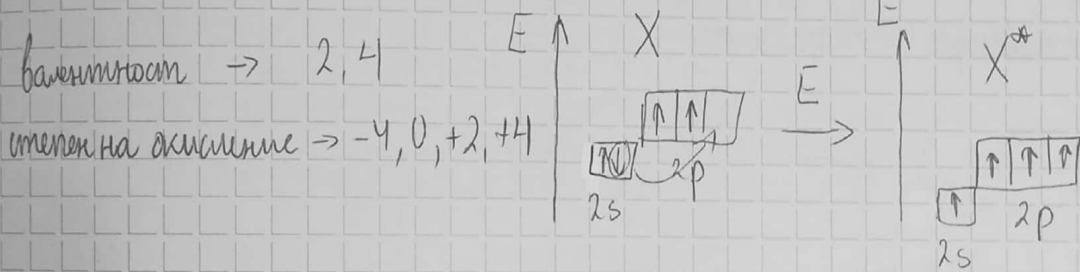
Обща характеристика на елементите от IV A (14) група

## 1. Общи преглед

C - въглерод	→ неметал
Si - силиций	} металоиди
Ge - германий	
Sn - калай	} метали
Pb - олово	



(Fl) - (флеровий) → метал



## 2. Прости вещества

а) C → природен - диамант, графит, аморфен въглерод  
 ↓  
 синтетичен - фулерени, карбени

б) Si → шиб-твърдо в-во, метален блясък, полупроводник  
 ↓  
 кафяв прах

b) Ge → шво-терно твърдо в-во, метален блъзък, полупроводник

2) Sn → α-Sn - шв прах (13°C)

β-Sn - сребристо-бяло твърдо в-во, метален блъзък, шв метал, електропроводник

γ-Sn

g) Pb → шнково-бял цвят, тешък, метален блъзък, електропроводник

### 3. Шимични швдинения

↑ степен на ок. → швдинения ↓

a) (-4) → шидриди - E<sup>-4</sup>H<sub>4</sub><sup>+1</sup>

C<sup>-4</sup>H<sub>4</sub><sup>+1</sup>    SiH<sub>4</sub>    GeH<sub>4</sub>  
метан        шлан

b) (+2) → окиди → шидрокиди

↑ шидрокиди ↓

CO → X

SiO → X

SnO → Sn(OH)<sub>2</sub>

↓ PbO → Pb(OH)<sub>2</sub>

b) (+4) → окиди → оксиди шидиди

↑ шидиди ↓

CO<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - въглеродна шидидна

SiO<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> - шидиди шидидна - на практика шидиди шидидна

### 4. Кръгооборот на C в природата

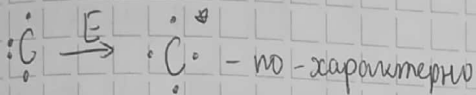
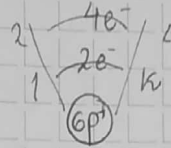


# Въглерод (C)

1. Място в периодичната таблица, строежи на атома

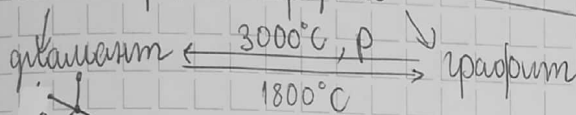
$$Z=6 \Rightarrow \delta p, p^+ = \delta p, e^- = 6$$

2 период, IV A (14) група



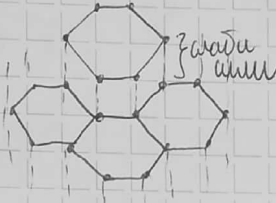
валентност  $\rightarrow 2$  и  $4$ ; степен на окисление  $\rightarrow -4, 0, +2, +4$

## 2. Алотропни форми



- тетраедрична структура
- здрави КХВ
- $sp^3$  хибр.  $\sigma$ -е
- твърдо в-во
- безцветно
- изключителна твърдост
- прозрачна светлината
- електроизолатор
- топлопроводим
- не се разтвара във  $H_2O$

1) Дишперсия 2) релешу интр.



- хексагонална структура
- здрави КНХВ
- $sp^2$  хибр.  $\sigma$ -е
- твърдо в-во
- мек-терек
- мек мажен на питане
- електропроводим
- топлоизолатор
- не се разтвара във  $H_2O$

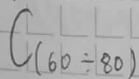
1) електрид 2) релешу интр.

$\rightarrow$  аморфен въглерод  
(видоизменен графит)

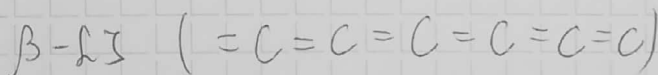
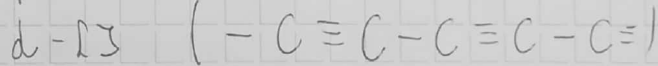
- кокс
- въглища
- сажди

## б) штепелни

фулерени

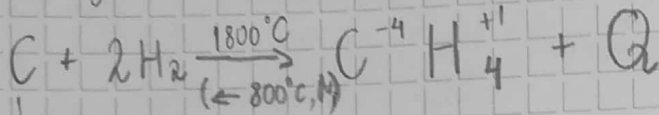


карбини



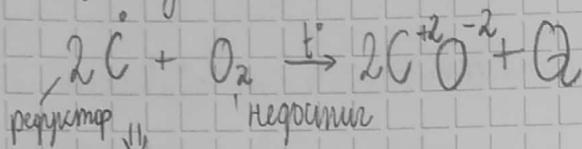
### 3. Химички својства

а) Взаимог. с  $H_2 \rightarrow$  тешко



окисител

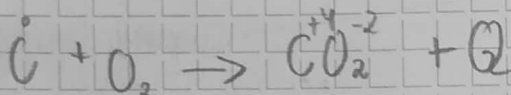
б) Взаимог. с  $O_2 \rightarrow$  лесно



редуктор  $\Downarrow$

недогител

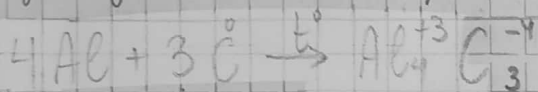
непълно горене



$\Downarrow$

пълно горене

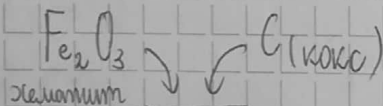
в) Взаимог. с метали  $\rightarrow$  тешко - карбиди



окисител

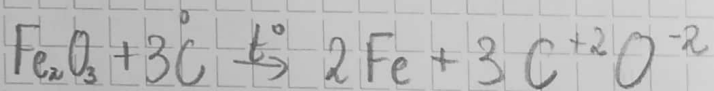
алуминиев карбид

2) Взаимог. с метални оксиди  $\rightarrow$  окиден метод в пирометалургията за производство на метали



хематит

газови  
метал



или редуктор (кокс)

Извод: C е слабосилвен метал (и редуктор)

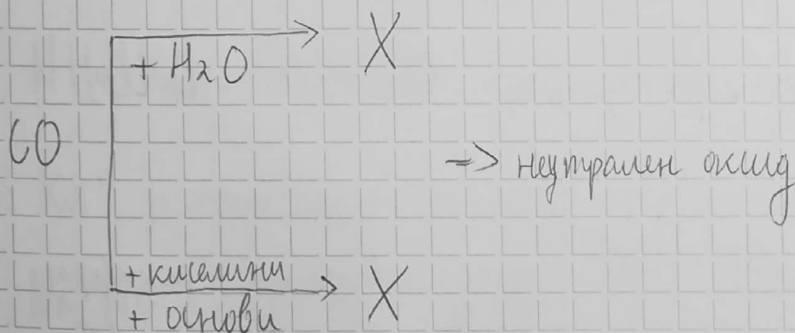
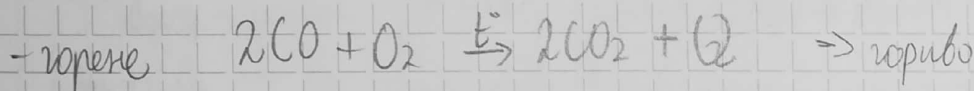
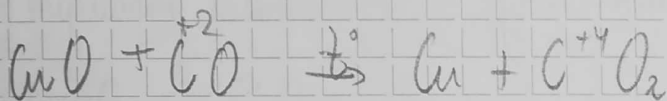
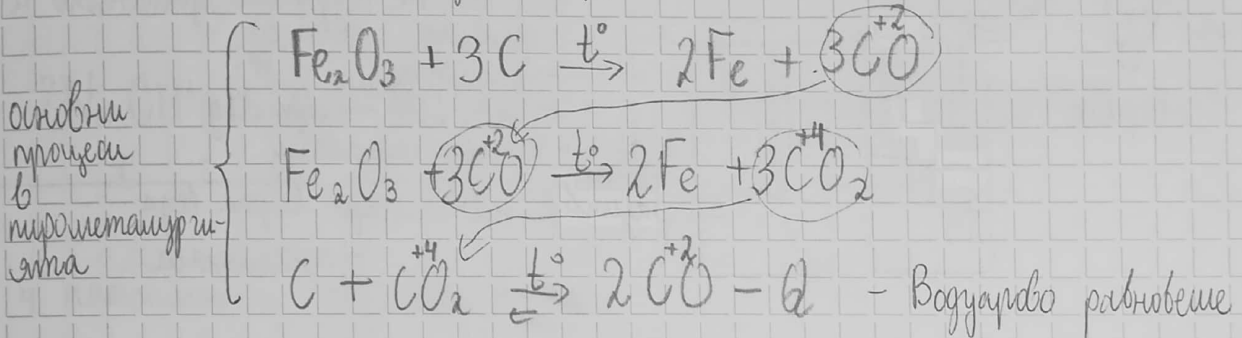
# Неорганични съединения на въглерода

## 1. Въглероден оксид, $\overset{+2}{\text{C}}\text{O}$

а) физични свойства - безцветен газ, без вкус, без миризма, незначителна разтворимост във вода, маса почти колкато на въздуха

- не се разлага външно  
- смесва се с въздуха } лижна кръвна отрова  $\rightarrow$  измества  $\text{O}_2$   
от хемоглобина, карбохемоглобин

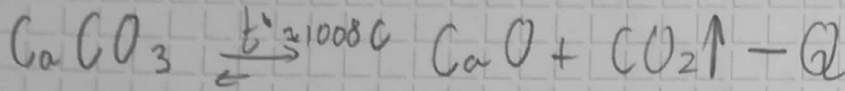
б) химични свойства - добър редуктор



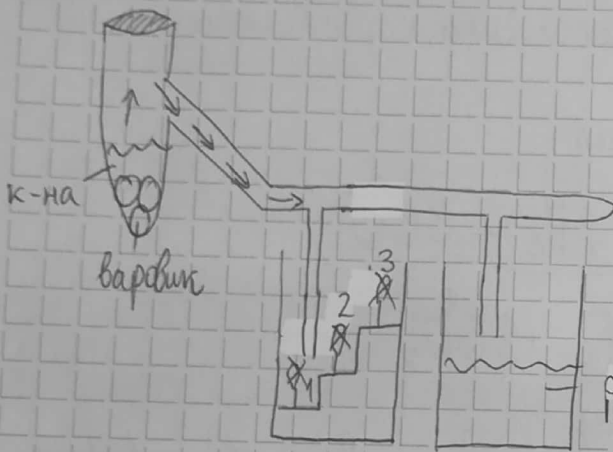
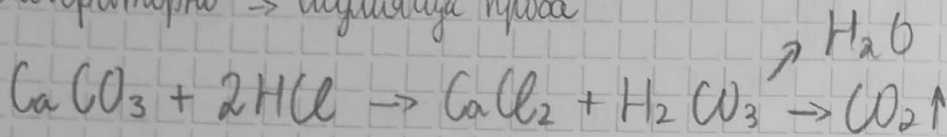
2. Въглероден диоксид,  $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$

а) получаване

- промишлено  $\rightarrow$  печене на вар



- лабораторно  $\rightarrow$  шумяща проба



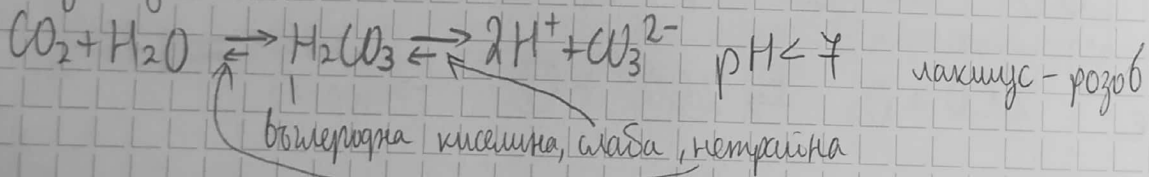
б) физични свойства  $\rightarrow$  безцветен газ, безвкусен мирис и вкус, разтворим във  $\text{H}_2\text{O}$  (газирана вода), по-тежък от въздуха, не е отровен, не поддържа гниенето и горенето

- газирание
- тв.  $\text{CO}_2$  - "сух лед"
- потарогасители

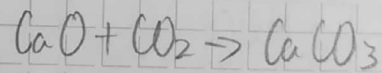
разтвор на бистра варна вода  
- потъмнява

в) химични свойства  $\rightarrow$  киселинен оксид

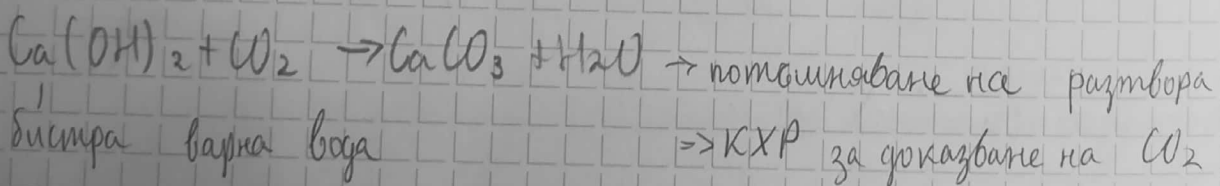
- взаимодействие с  $\text{H}_2\text{O}$



- взаимодействие с основни оксиди - карбонизация

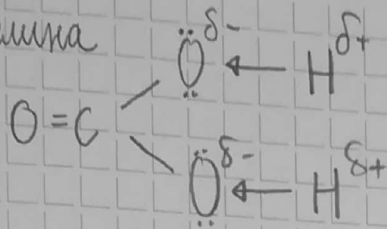


- взаимодействие с основи



### 3. Външерна киселина

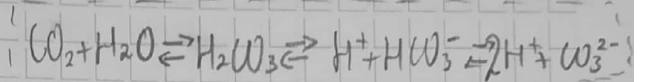
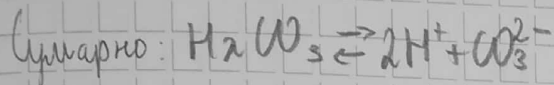
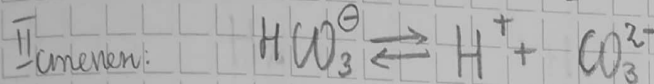
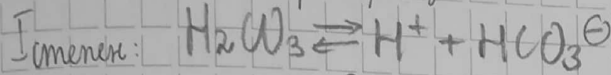
а) структура



- слабо, неутрална, съществува само във  $H_2O$  разтвор  
- дисоциация в две степени  $\rightarrow$  два типа соли

б) химични свойства

- електролитна дисоциация

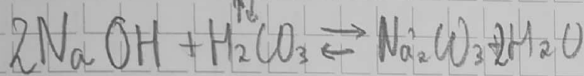
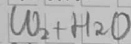


издирана вода

- възмож. с основи  $\rightarrow$  неутрализация

пълна  $\Rightarrow$  соли от основата

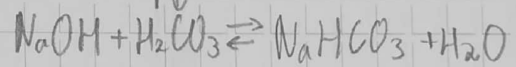
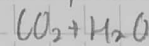
$\downarrow$   
карбонати



2 : 1

непълна  $\rightarrow$  недостиг от основата

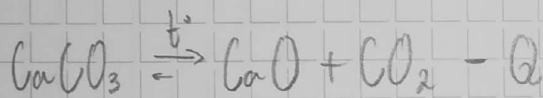
$\downarrow$   
хидрогенкарбонати



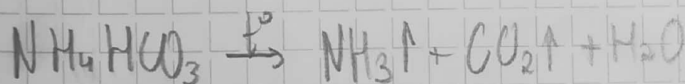
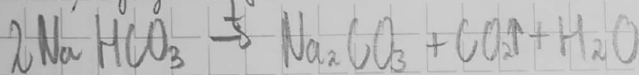
1 : 1

### 4. Карбонати и хидрогенкарбонати

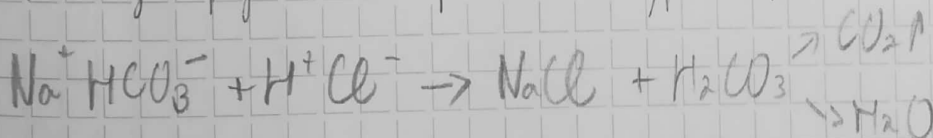
а) термично нестабилни



вода за хидр.



б) КХР за определяне на карбонати и хидрогенкарбонати  $\rightarrow$  шумяща проба



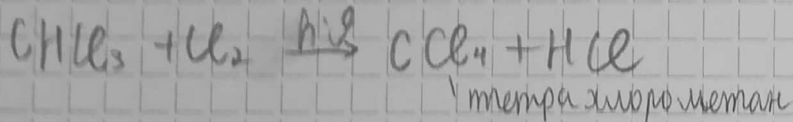
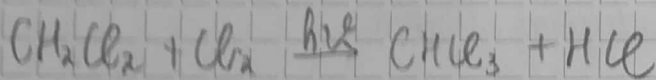
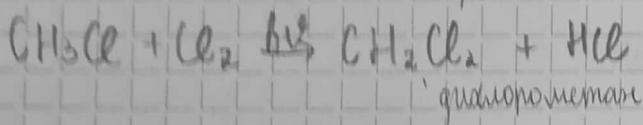
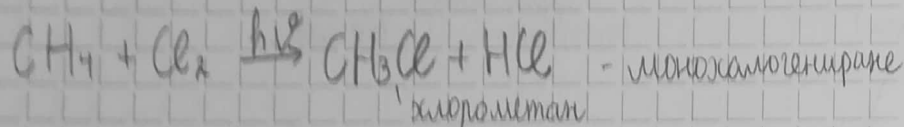


### 3. Физични свойства

- безцветен газ
- газ без вкус и мириса
- по-лек от въздуха
- ниска разтворимост във вода

### 4. Химични свойства - ниска реактивност

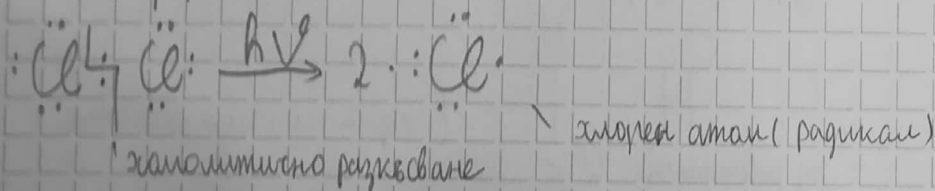
а) халогениране  $\rightarrow + X_2$  -  $F_2, Cl_2, Br_2, I_2$   $\rightarrow$  облъчване със светлина  
взрив ниска реакт.



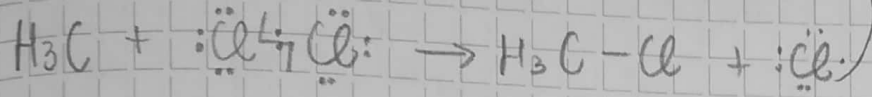
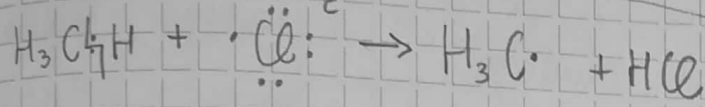
механизъм  $\rightarrow$  вероятно - радикалово заместване

посредстването от етани,  
през които протича  
реакцията

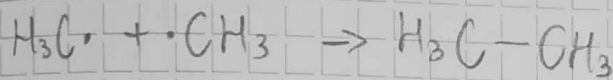
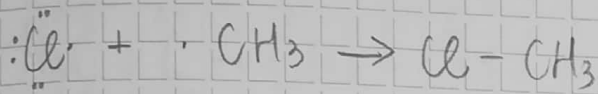
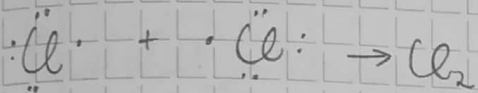
### 1) инициране



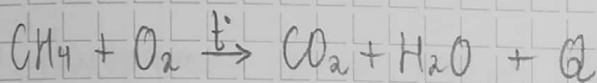
2) окислителен процес - развитие на вертата



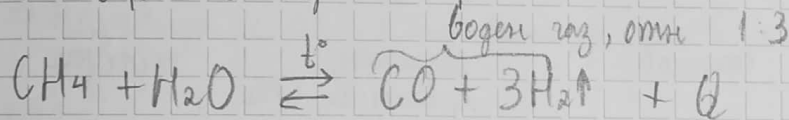
3) стирание на процеса - при среща на два радикала



б) горене



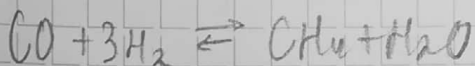
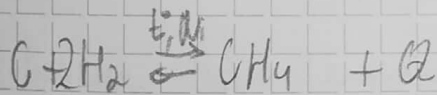
в) конверсия с водна пара



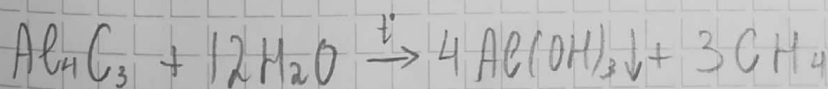
5. Полицикване

а) биологично - бактерии

б) промишлено - никродно



в) лабораторно



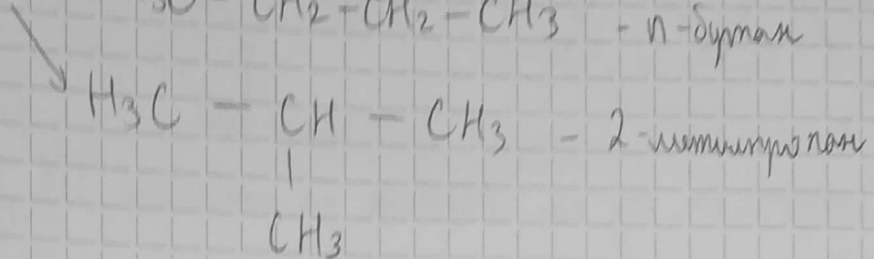
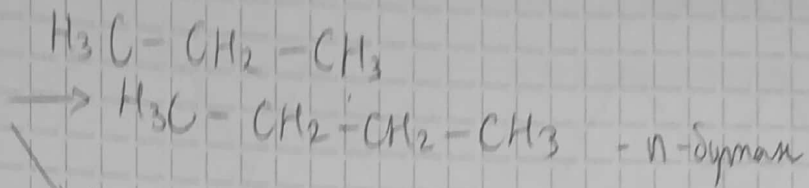
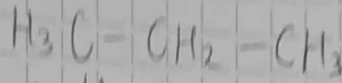




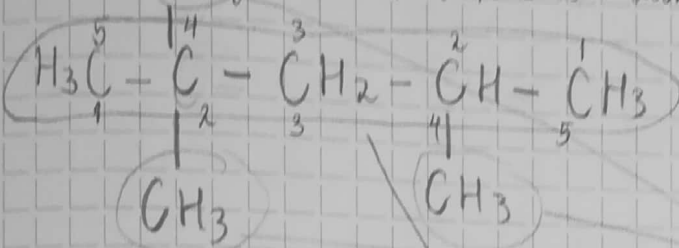
## 2. Наименования

•  $C_3H_8$  - пропан

•  $C_4H_{10}$  - бутан



Правило за наименование на алкани с повече от 3 C атома



1) определя се главната верига + заместители

2) Нумерират се C атоми във главната верига, така се заместителите да получат възм. най-малък номер

⇒ Нумерира се от този край, до който са най-близо ⇒ 1, 2... 5

3) Заместители

3.1) къде са? - 2, 2, 4

3.2) колко са? - три

3.3) какви са? - метил

} ⇒ 2, 2, 4 - триметил

4) Главна верига - на кой алкан отговаря ⇒ пентан

⇒ 2, 2, 4 - триметилпентан