

Специалност: Химия (задочно
обучение)
Аналитична химия I част
Блок 6

**Окислително-редукционни процеси.
Електроден потенциал. Уравнение на Нернст.
Стандартни и реални редокс потенциали.**

Методи за разделяне и концентриране в АХ.

Какво ще разгледаме в тази лекция?

1. Основни понятия при окислително-редукционните процеси

Окисление и редукция

Електрод

Електрохимична клетка и полueleменти

Електролизни и галванични клетки

2. Сила на окислителни и редуктори. Електроден потенциал

Нормален водороден електрод

Стандартни редокс потенциали

Реални редокс потенциали -Уравнение на Нернст

3. Химично равновесие при окислително-редукционни процеси - количествена оценка

Определяне на посоката, в която протичат редокс процесите

4. Концентрационни галванични клетки

5. Влияние на странични взаимодействия върху електродния потенциал

Йонна сила

Утаители

pH

6. Условен редокс потенциал

1. Основни понятия при окислително-редукционните процеси

- Процеси, основани на **обмен на йони**:
- Киселинно-основни
- Комплексообразователни
- Утаечни

Окислително-редукционните процеси се осъществяват с обмен на **електрони**.

✓ **ОКИСЛЕНИЕ** - процес на отдаване на електрони

✓ **ОКИСЛИТЕЛ** – вещество, което **ПРИЕМА** електрони



ОКИСЛИТЕЛЯТ се **РЕДУЦИРА** (намалява степента си на окисление)

✓ **РЕДУКЦИЯ** - процес на приемане на електрони

✓ **РЕДУКТОР** – вещество, което **ОТДАВА** електрони



РЕДУКТОРЪТ се **ОКИСЛЯВА** (увеличава степента си на окисление)

1.1. Количествена оценка на окислително-редукционни процеси

Окислително-редукционните процеси могат да се извършват в разтвор или на фазова граница



и



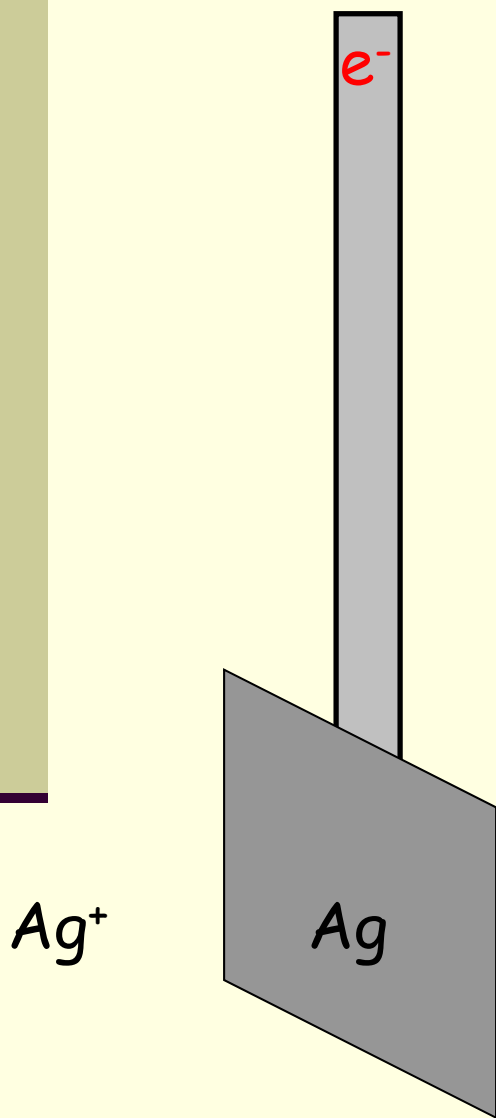
За количествено описване на реакции свързани с пренос на електрони е по-удобно да се използват процеси извършващи се на фазова граница.

Обменената при извършване на реакцията енергия може да бъде измерена

ЕЛЕКТРОД - двуфазна система, състояща се от **проводник на електрони (метал)** и **проводник на йони (разтвор или стопилка)**

Метална пластина, потопена в разтвор или стопилка на електролит.

1.2. Електрод



Сребърна пластина потопена в разтвор,
съдържащ сребърни йони $AgNO_3$.



За редукция на всеки йон от разтвора до
елементарно сребро е необходим по 1 e^- .

Общото количество електрони
за извършване на редукцията
може да бъде измерено чрез
протеклия електрически ток

1.3. Електрохимична клетка

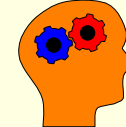
Система, в която се извършва трансформация на **химична енергия в електрическа** и обратно

Състои се от:

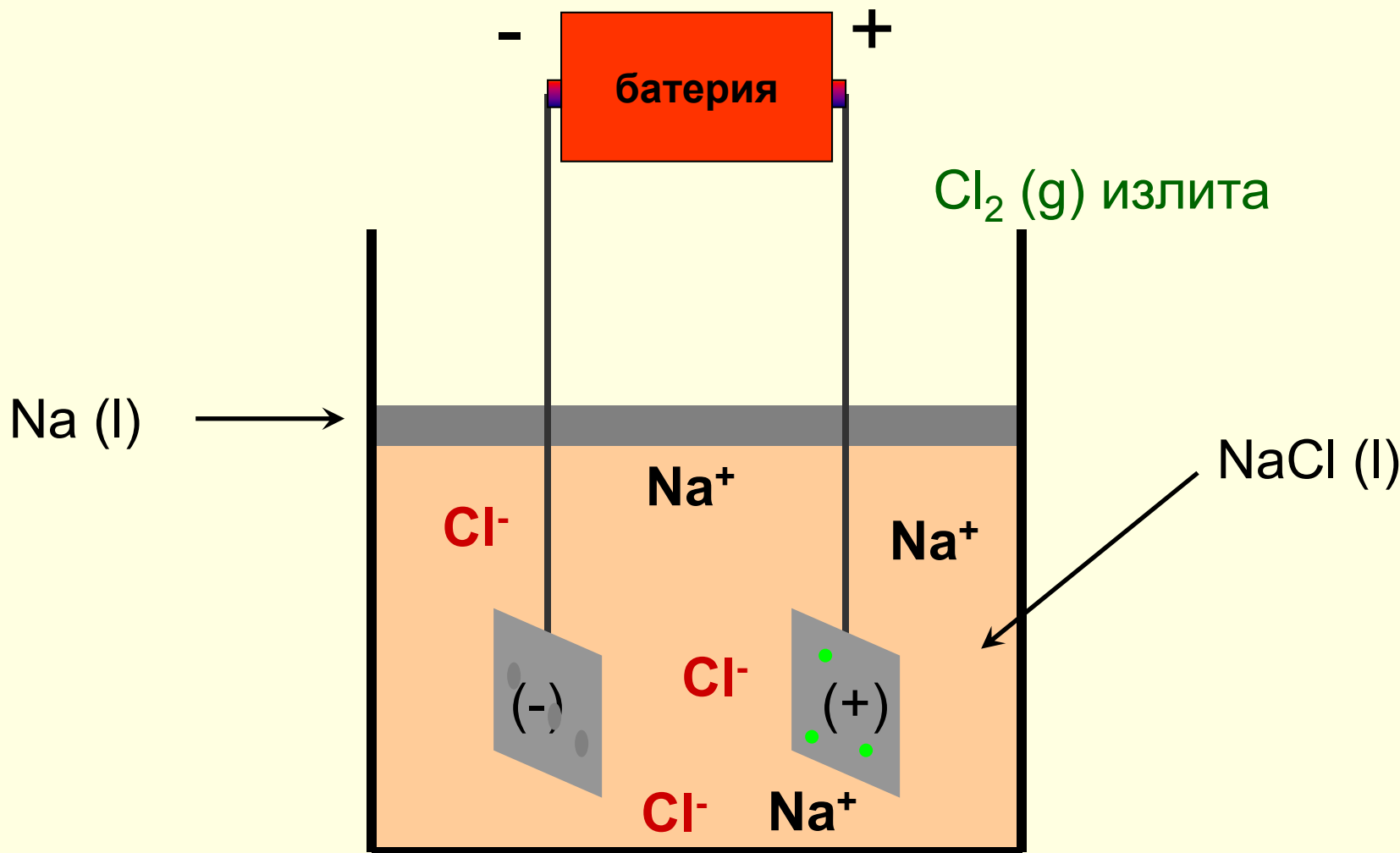
- **Анод; Катод**
- Затворен кръг от **проводници** (за протичане на ток)
- **Солев мост** (обикновено)
- Разтвор на **електролит**, съдържащ химичните форми, участващи в окислително-редукционната р-я.

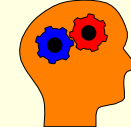
- Основни типове електрохимични клетки:
- **ГАЛВАНИЧНИ** – химични реакции генерират електричен ток.
(*спонтанни реакции*)
- **ЕЛЕКТРОЛИЗНИ** – външно подаван електрически ток предизвиква окислително-редукционна реакция.
(*принудени реакции*)

1.3.1. Електролизна клетка – със стопилка от NaCl



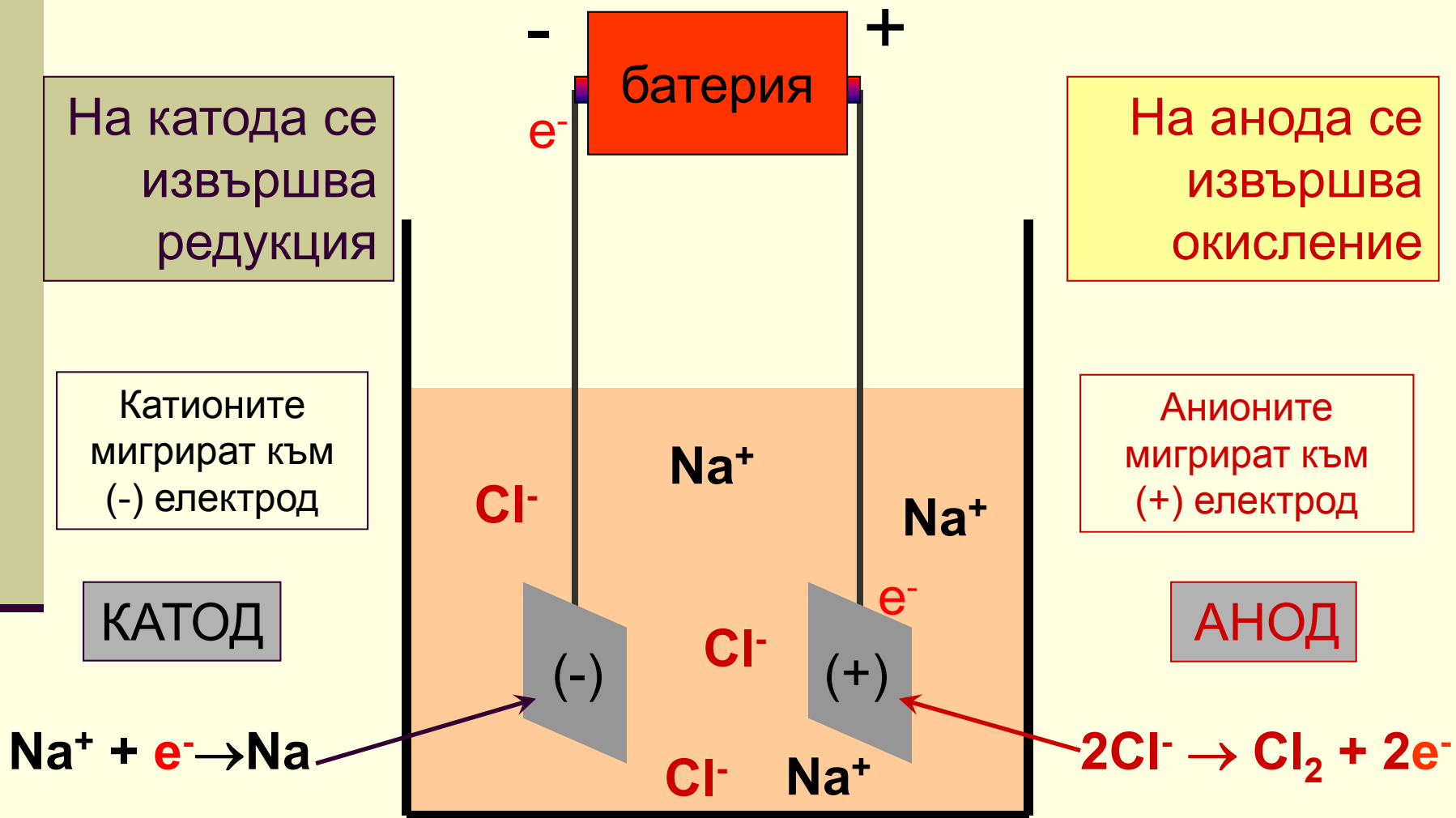
Химични реакции, извършващи се в/у електродите
- макроскопско наблюдение





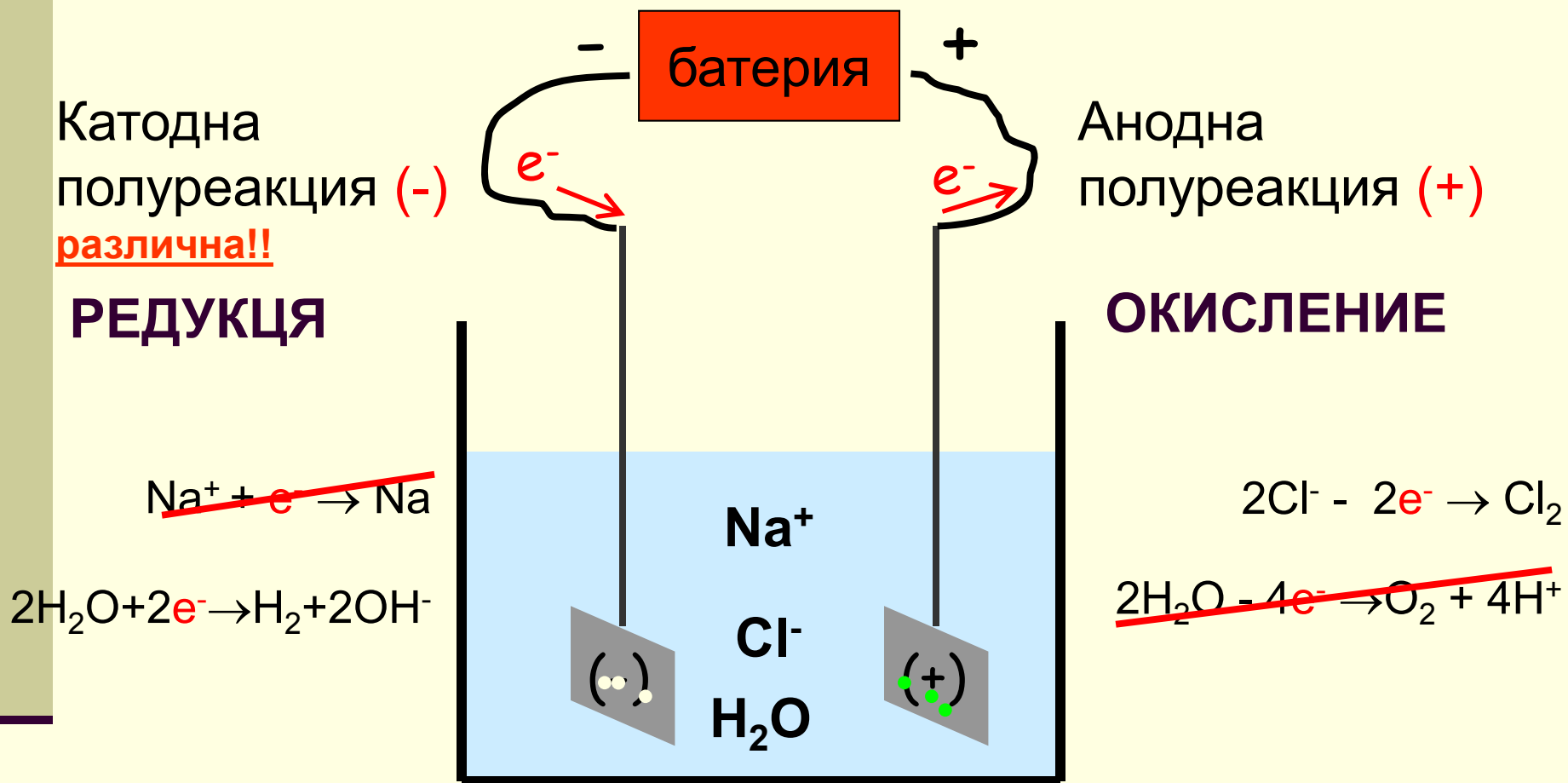
1.3.1. Електролизна клетка – стопилка от NaCl

Процеси на микроскопско ниво



Обща реакция в клетката: $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

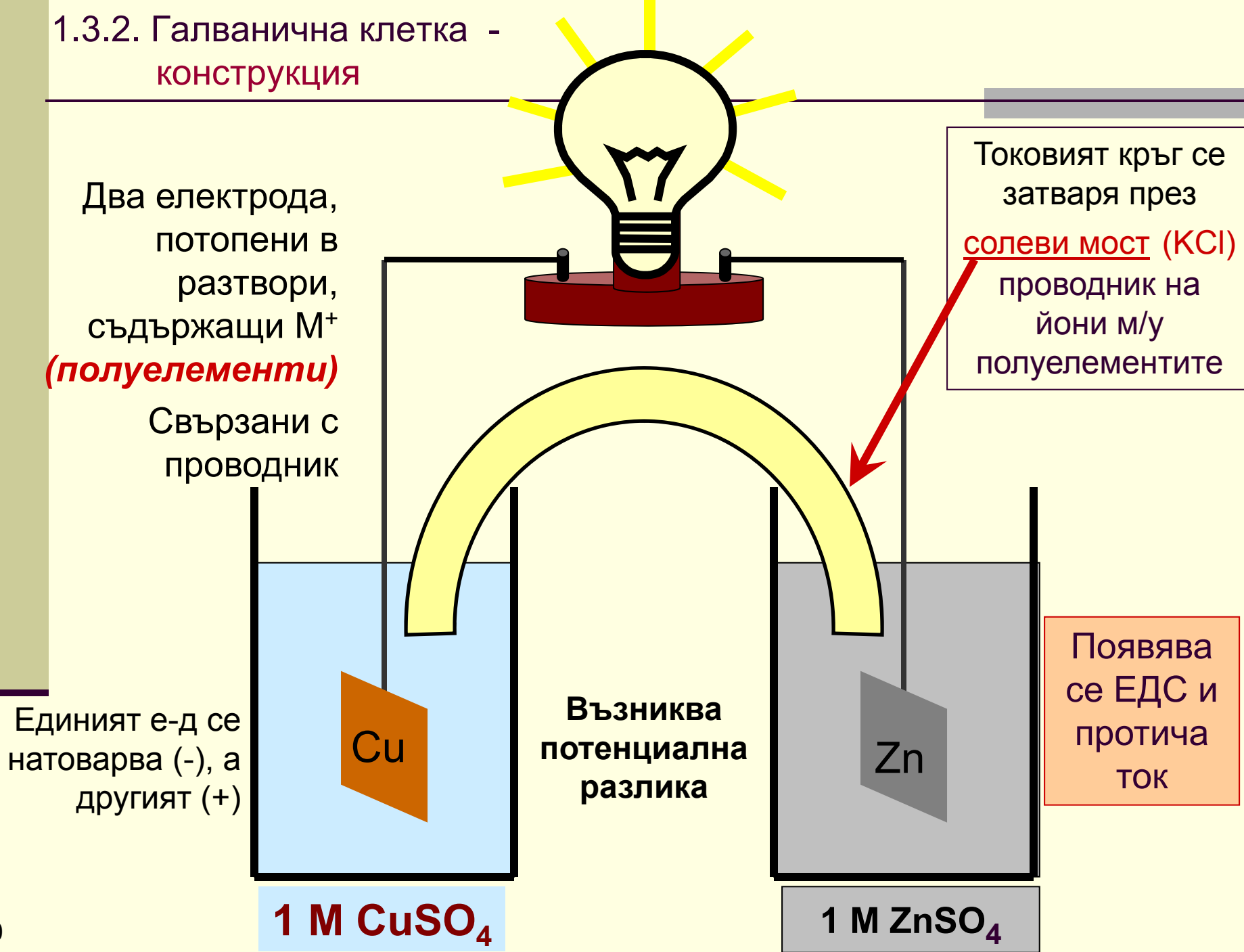
1.3.1. Електролизна клетка - воден разтвор на NaCl



Обща реакция в клетката: $2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{OH}^-$

Реакциите в електролизна клетка са ПРИНУДЕНИ - за протичането им е необходим външен източник на енергия

1.3.2. Галванична клетка - конструкция

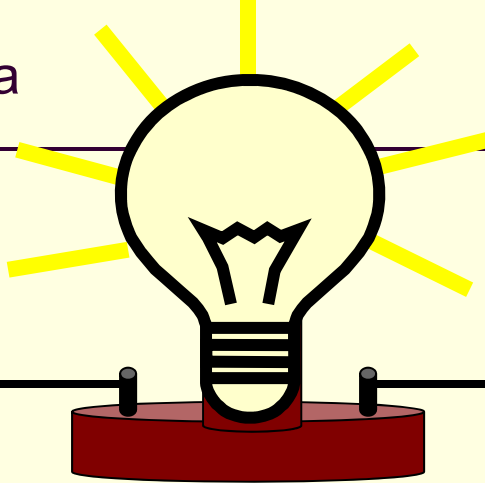


1.3.2. Галванична клетка

Линеен запис на електрохимична клетка



Определете знака на заряда за всеки от електродите?



Защо?



Cu^{2+}
се отлага
върху
електрода

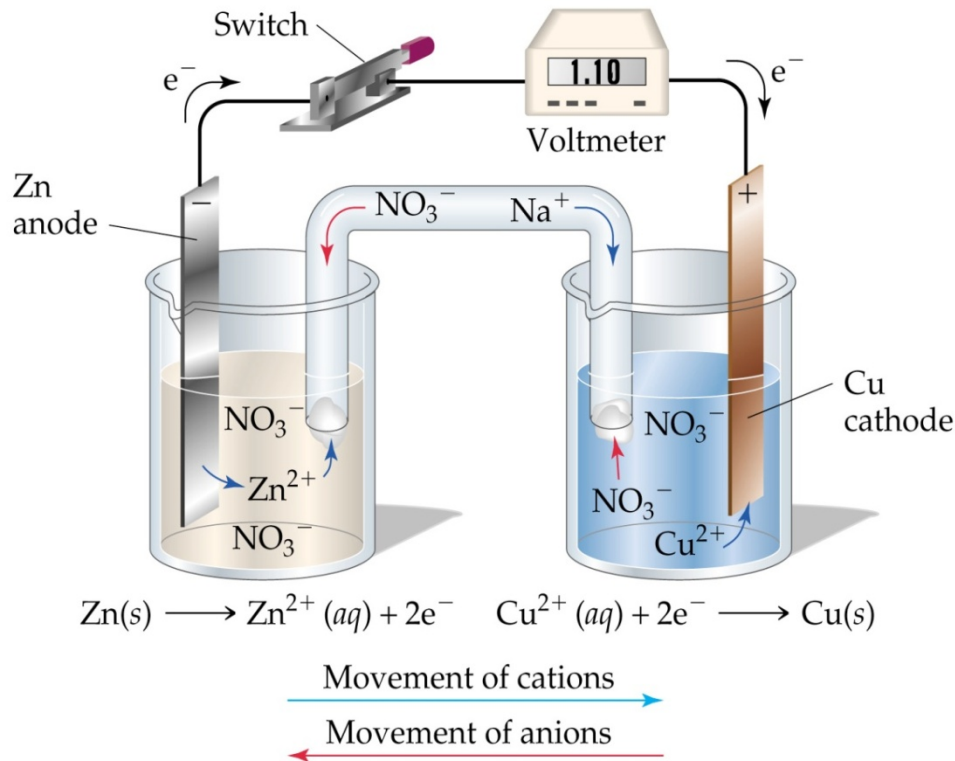
Какво става
на всеки от
електродите
?

Zn
електрод
се
разтваря

1 M CuSO_4

1 M ZnSO_4

1.4. Реакции в галванична клетка (Елемент на Даниел)



- Протичат реакции на окисление (анод), и редукция (катод)
- За да се запази електро-неутралност на разтвора се извършва миграция на йони през солевия мост

- ✓ **Аниони мигрират към анодното пространство**
- ✓ **Катиони мигрират към катодното**

В ГАЛВАНИЧНА КЛЕТКА протичат само **СПОНТАННИ** окислително-редукционни реакции, в резултат се **ПРОИЗВЕЖДА ЕЛЕКТРИЧЕСКА ЕНЕРГИЯ**

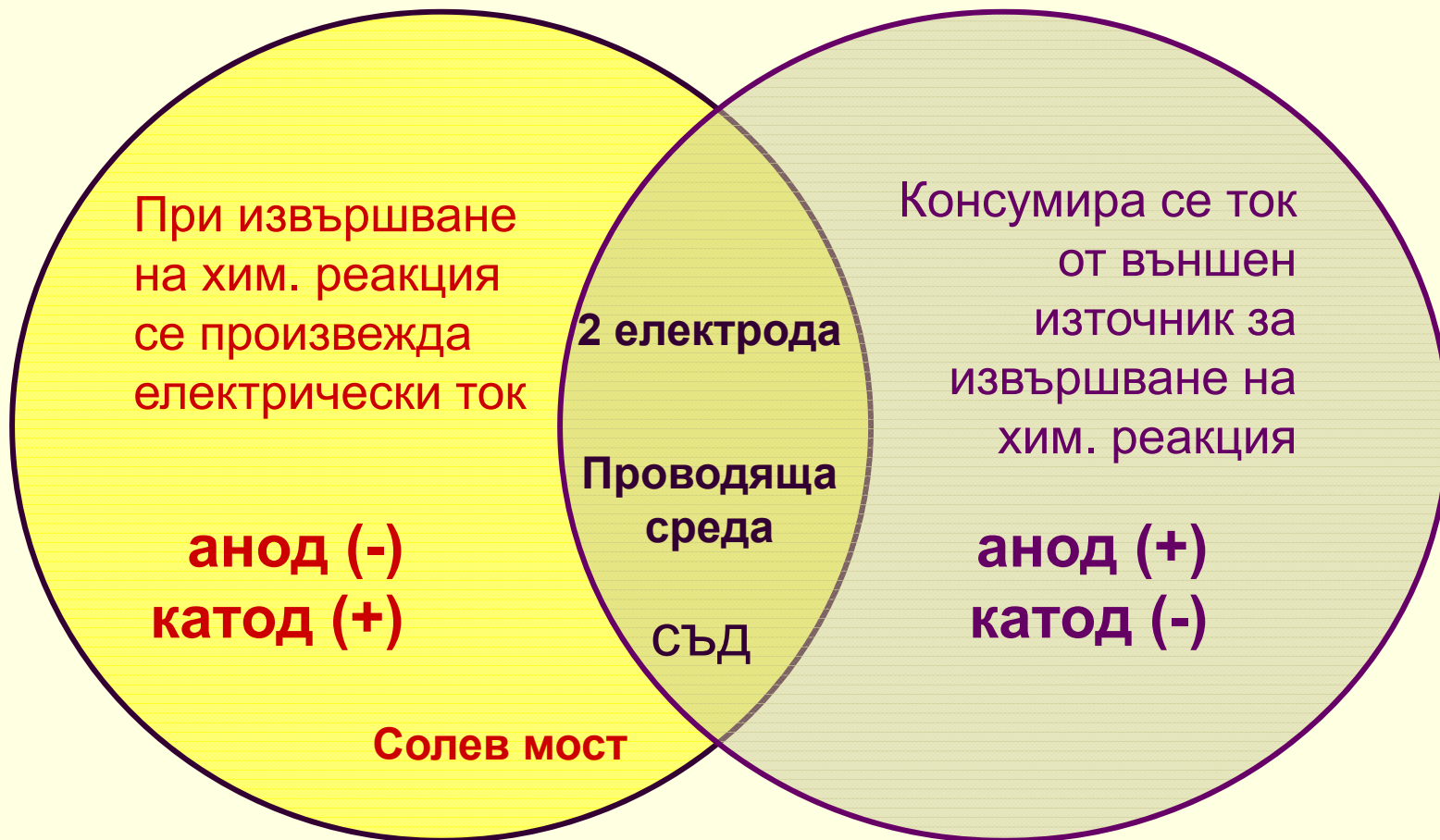
- През галваничната клетка протича ток, до достигане на равновесие

- Потенциалът на клетката намалява и в равновесие е равен на нула ($E_{\text{равновесие}}=0$)

1.5. Сравнение на електрохимични клетки

галванична

електролизна



Електродите сменят знака на заряда си в галванична и електролизна клетка, но на **КАТОДА** винаги се извършва РЕДУКЦИЯ

2. Сила на окислителите и редуктори. Електроден потенциал

За предвиждане на посоката и степента на протичане на окислително-редукционни реакции е необходимо да се оцени СИЛАТА на окислителите и редукторите чрез величината ЕЛЕКТРОДЕН ПОТЕНЦИАЛ на редокс двойката!

- *НО, стойността на потенциала на една полуреакция (окисление или редукция) не може да бъде измерена*
- Възможно е измерване на потенциална разлика между два електрода, свързани в електрохимична клетка

➤ Налага се въвеждане на електрод за сравнение – СТАНДАРТЕН електрод

Тогава измерената ЕДС в галванична клетка на всеки електрод, свързан със стандартния, ще показва относителната сила на редокс двойките.

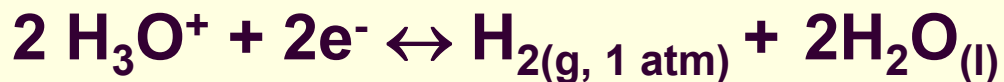
2.1. Нормален водороден електрод (НВЕ)

Електрод от гъбеста платина, обтичан от газ H_2 , потопен в разтвор съдържащ H_3O^+ .

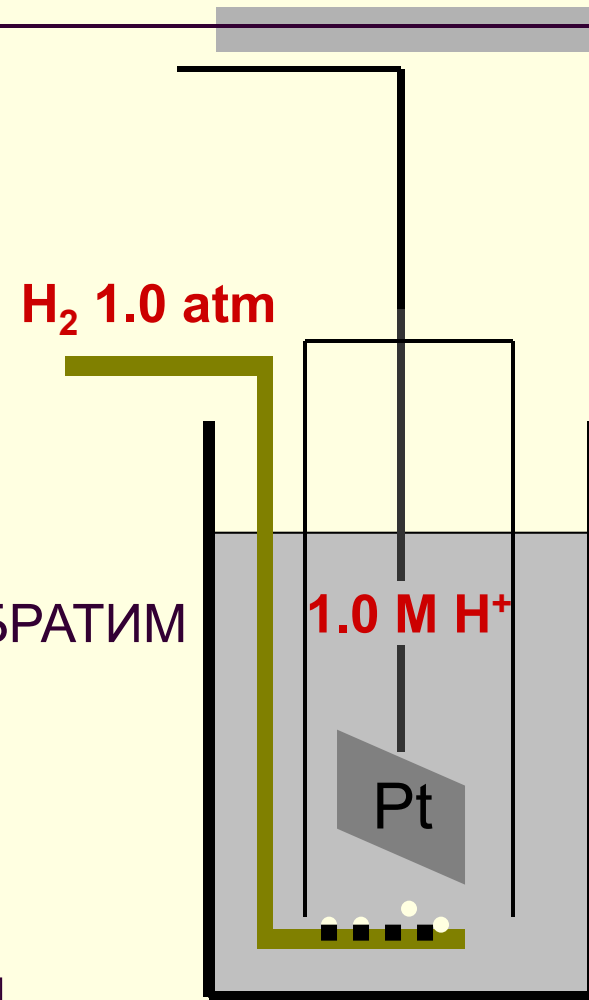
При стандартни условия:

- $a(\text{H}_3\text{O}^+) = 1$ (р-р на HCl 1 mol/l)
- $T = 25^\circ\text{C}$
- $P(\text{H}_2) = 1\text{ atm}$

На повърхността му може да се извършва ОБРАТИМ окислително-редукционен процес:



Условно се приема, че потенциалът на стандартния електрод е равен на нула



$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$$

2.2. Стандартни редокс потенциали - определение

СТАНДАРТЕН ЕЛЕКТРОДЕН ПОТЕНЦИАЛ (E^0) се нарича, потенциалът, измереният потенциал за всяка редокс двойка, свързана в **ГАЛВАНИЧНА КЛЕТКА** с Нормален Водороден Електрод (НВЕ) при следните **СТАНДАРТНИ УСЛОВИЯ**:

$$T = 25^{\circ}\text{C}$$

$$C \text{ (на всички разтвори)} = 1.00 \text{ mol/l}$$

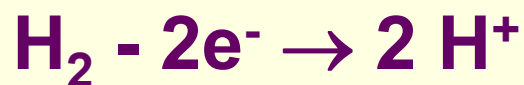
$$P \text{ (на всички газове)} = 1.00 \text{ atm}$$

За определяне на стандартните потенциали се измерва ЕДС на **СПОНТАННА РЕАКЦИЯ В ГАЛВАНИЧНА КЛЕТКА**, която се състои от НВЕ и измерваната редокс двойка (например Cu^{+2}/Cu или Zn^{+2}/Zn)

$$E^0 = \text{ЕДС} = E_+ - E_- = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}$$

2.3. Измерване на стандартни редокс потенциали (E^0)

При стандартни условия се свързват 2 полуелемента:
НВЕ и Cu пластина, потопена в р-р на медна сол:

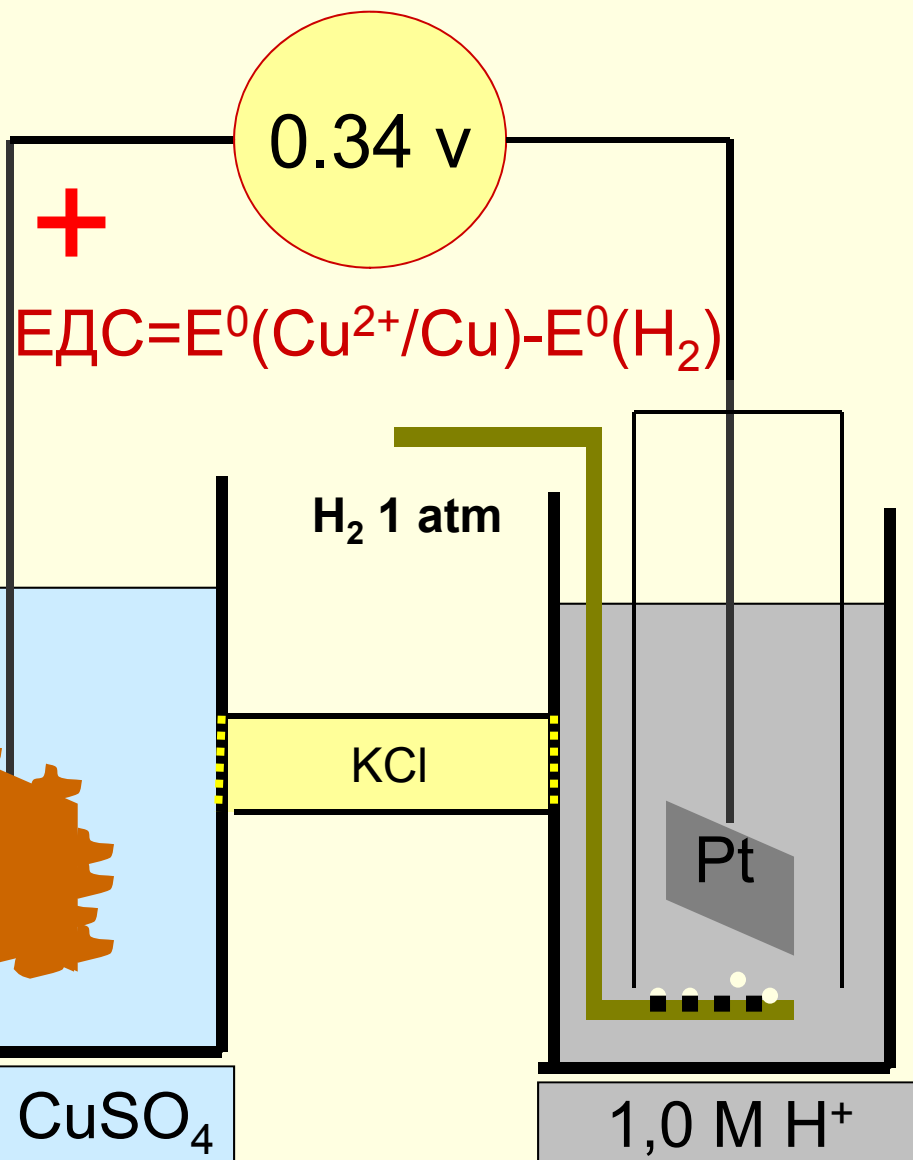


Кой електрод е катод?

$$E_{\text{ДС}} = E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$

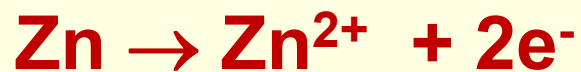
$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > 0$$



2.3. Измерване на стандартни редокс потенциали

При стандартни условия се свързват полуелементи от НВЕ и Zn пластина, потопена в р-р на цинкова сол:

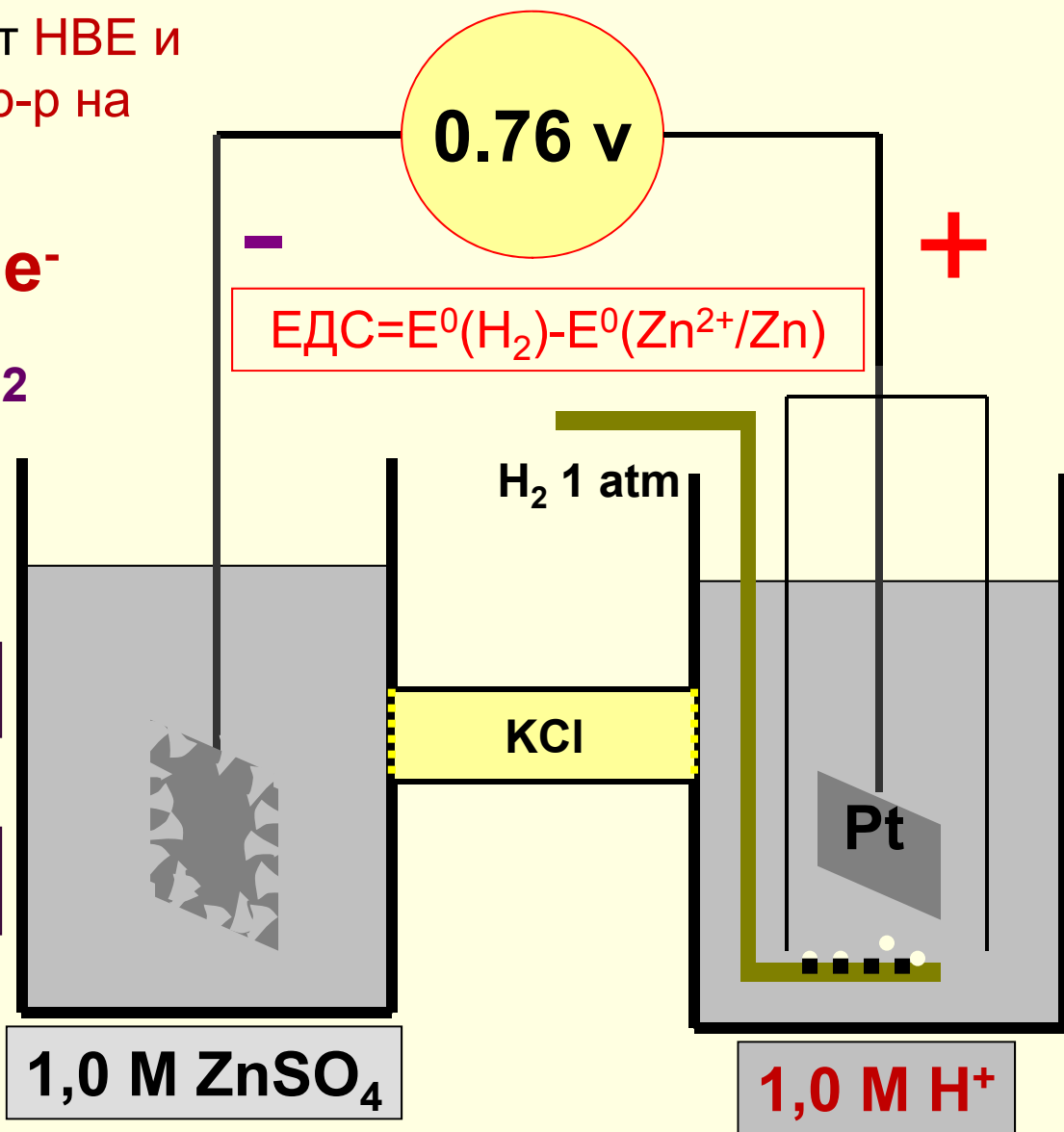


Кой електрод е катод?

$$E_{\text{ДС}} = -E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < 0$$



2.4. Сила на окислителни и редуктори

E^0 се използват за:

1. Сравнение на редокс двойките по сила
2. Изчисляване на потенциална разлика при конкретна реакция

Какъв потенциал ще се измери за елемента на Даниел, ако:

✓ Си електрод е потопен в 1M CuSO_4

✓ Zn електрод е потопен в 1M ZnSO_4

Нараства силата на окислителите

TABLE 19.1 Standard Reduction Potentials in Aqueous Solution at 25 °C*

Reduction half-reaction	E^0 (V)
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2.87
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1.77
$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1.685
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 12 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1.52
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1.50
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1.360
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1.33
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1.229
$\text{Br}_2(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$	+1.08
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+0.96
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.89
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\ell)$	+0.855
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}(\ell)$	+0.789
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.771
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0.535
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.337
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.15
$2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	0.00
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.14
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0.356
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.763
$2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.8277
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.714
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.925
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.045

Нараства силата на редуктори

$$E_{\text{ДС}} = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}} = 0,337 - (-0,765) = 1,102\text{V}$$

2.5. Реален електроден потенциал - Уравнение на Нернст

За количествено описване на състоянието на химично равновесие при окислително-редукционни процеси в реални системи е необходимо да се оцени СИЛАТА на окислителите и редукторите!

Реалният електроден потенциал на една редокс двойка (E), за реакцията на редукция: $ox + ne^- \rightarrow red$

се представя с УРАВНЕНИЕТО на НЕРНСТ

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{(red)}}{a_{(ox)}}$$

където: R - универсалната газова константа;

T - температурата в Келвини

n - броят обменени електрони

F - константа на Фарадей (количество електричество, пренасяно от 1 mol електрони)

E^0 - стандартен електроден потенциал

2.6. Опростен запис на уравнението на Нернст

Ако:

- ✓ се заместят стойностите на константите R и F
- ✓ температурата е стайна $25^{\circ}\text{C} = 298\text{K}$
- ✓ се замени натуралния с десетичен логаритъм

За уравнението на Нернст се получава:

РЕАЛНИЯТ ЕЛЕКТРОДЕН ПОТЕНЦИАЛ

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \lg \frac{a_{(red)}}{a_{(ox)}}$$

Следователно, **РЕАЛНИЯТ ЕЛЕКТРОДЕН ПОТЕНЦИАЛ** на редокс двойка зависи от:

- ✓ стандартния потенциал E^0
- ✓ броя обменени електрони
- ✓ активностите на редуцираната и окислената форми

2.6. Опростен запис на уравнението на Нернст

- Когато системите са близки до идеални, уравнението на Нернст може да се запише чрез **молните концентрации** на двете форми (*окислена и редуцирана*)

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_{(red)}}{C_{(ox)}}$$
$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_{(ox)}}{C_{(red)}}$$

- Когато една от формите е твърдо вещество, тя не участва в уравнението на Нернст:

$$E(Cu^{2+} / Cu) = E^0 + \frac{0.059}{2} \lg C_{Cu^{2+}}$$

- Когато и двете форми са йони в разтвора:

$$E(Pt^{4+} / Pt^{2+}) = E^0 + \frac{0.059}{2} \lg \frac{C_{Pt^{4+}}}{C_{Pt^{2+}}}$$

3. Химично равновесие при окислително-редукционни процеси - количествена оценка

За равновесния окислително-редукционен процес:



Може да се запише
потенциалът на системата

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \lg \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

Потенциалът на редокс
система е свързан с
термодинамичната константа
на реакцията

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \lg K^0$$

Системата достига
равновесие, когато:

$$E^0 = \frac{0.059}{n} \lg K^0$$

Следователно, за
равновесната система:

$$E = 0$$

3.1. Определяне на посоката на редокс процесите

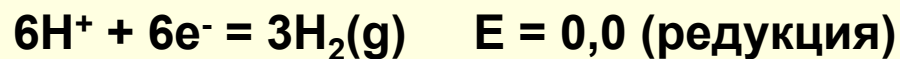


Определяне посоката на окислително-редукционни реакции

- Ако $E > 0$ протича правата реакция
- Ако $E < 0$ се извършва обратната реакция
- Ако $E = 0$ системата е в равновесие

3.1. Пример: Определяне на посоката на извършване на редокс реакции

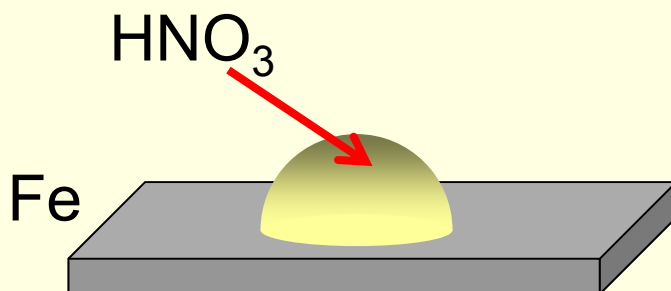
- Може ли да се разтвори злато в азотна киселина?



$$E = 0,0 - 1,5 = -1,5 \text{ V}$$

няма да протече реакция

- Може ли да се разтвори Fe?



$$E = 0,0 - (-0,44) = 0,44 \text{ V}$$

ще протече реакция

3.2. Последователно протичане на редокс процеси при многокомпонентни системи

В разтвор на проба (среда на азотна киселина) присъстват в концентрация 1 mol/l следните йони: MnO_4^- ; Sn^{2+} и Co^{3+}

Ако са известни стандартните редокс потенциали	E^0 :
$\text{Co}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	1,82 V
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,70 V
$\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0,15 V

Определете последователността, в която те ще се редуцират!



В система, съдържаща повече от 1 окислител или редуктори, протича р-я между:

НАЙ-СИЛНИЯТ ОКИСЛИТЕЛ и НАЙ-СИЛНИЯТ РЕДУКТОР

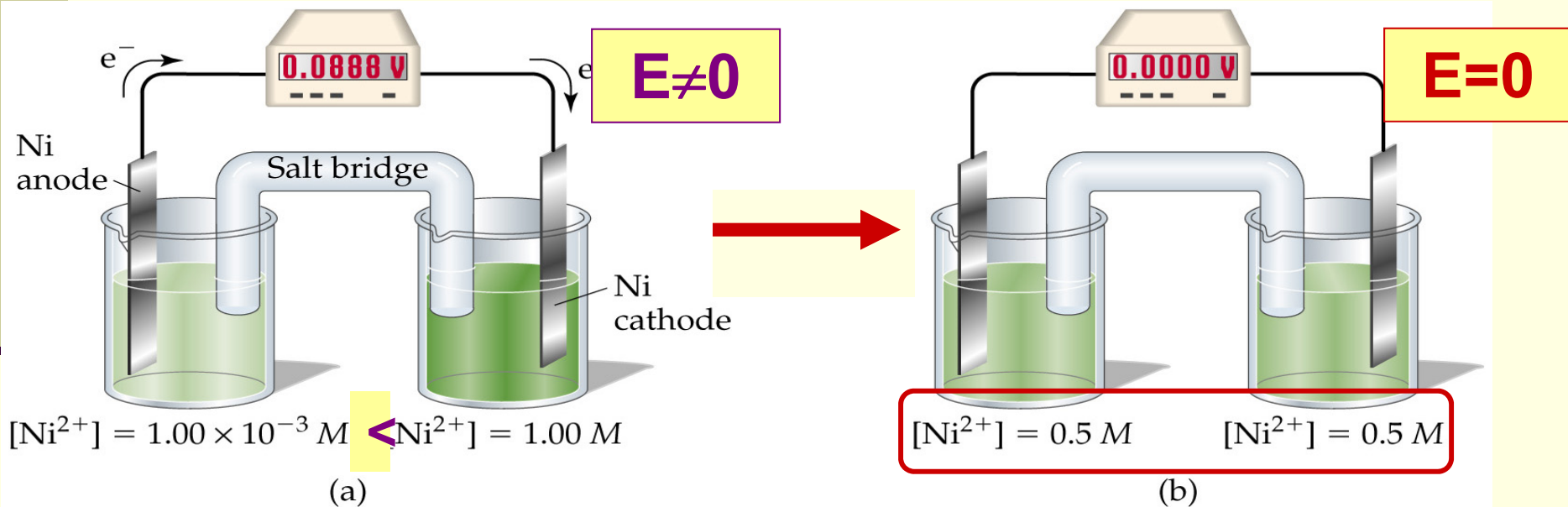
4. Концентрационни галванични клетки

Силата на окислителни и редуктори се оценява с E^0

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{(ox)}}{C_{(red)}}$$

НО, реалният потенциал **зависи** и от отношението на **КОНЦЕНТРАЦИИТЕ**

$$E = E^0 + 0,029 \cdot \lg C[\text{Ni}^{2+}]$$



Възникналият “концентрационен потенциал” ще предизвика редукция на Ni^{2+} в по-концентрирания р-р, докато $C(\text{Ni}^{2+})$ в двата съда се изравнят ($E=0$).

5. Влияние на странични взаимодействия върху стойността на електродния потенциал

➤ Йонна сила

С увеличаване на йонната сила E намалява ($f < 1$; $\lg f < 0$)

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{a_{(ox)}}{a_{(red)}} = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_{(ox)}}{C_{(red)}} + \frac{0.059}{n} \lg \frac{f_{(ox)}}{f_{(red)}}$$

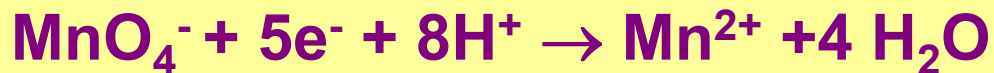
➤ Утаители



$$E(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = E^0 + 0.059 \cdot \lg K_s - 0.059 \cdot \lg [\text{Cl}^-]$$

Утаителите сменят вида на потенциал определящата частица

➤ pH



$$E = E^0 + \frac{0.059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

За всички **ОКСО-**аниони pH силно влияе върху потенциала

6. Условен редокс потенциал

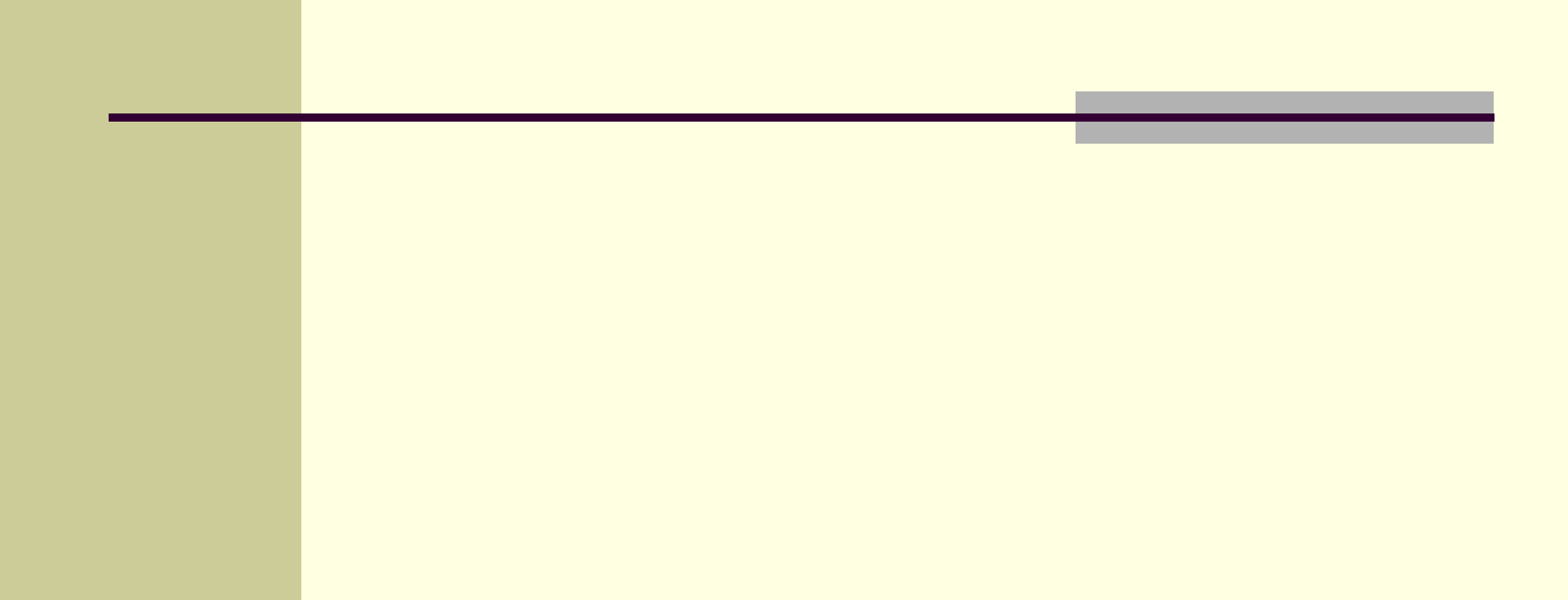
- Влиянието на странични реакции се отчита с АЛФА коефициенти.
- При конкретни условия силата на редокс двойката се изразява с **УСЛОВЕН ЕЛЕКТРОДЕН ПОТЕНЦИАЛ (E')**

$$E' = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_{(ox)'}}{C_{(red)'}} = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_{(ox)} \cdot \alpha_{(ox)}}{C_{(red)} \cdot \alpha_{(red)}}$$

$$E' = E(\text{реален}) + \frac{0.059}{n} \lg \frac{\alpha_{(ox)}}{\alpha_{(red)}}$$

Какво трябва да научите от тази лекция?

- Основните понятия при окислително-редукционните процеси
- Кои са компонентите на електрохимичните клетки (електролизна и галванична) и какъв вид процеси – спонтанни или принудени протичат в тях
- Двата вида електродни потенциали с които се оценява силата на окислителни и редуктори
 - Стандартни редокс потенциали – как се определят и какво представлява нормалният водороден електрод
 - Реални редокс потенциали -Уравнение на Нернст
- Химично равновесие при окислително-редукционни процеси -
- Как се определя посоката, в която протичат редокс процесите
- Концентрационни галванични клетки
- Как влияят странични взаимодействия върху електродния потенциал -
 - Йонна сила
 - Утаители
 - pH
- Какво представлява условният редокс потенциал



**МЕТОДИ ЗА РАЗДЕЛЯНЕ,
КОНЦЕНТРИРАНЕ И МАСКИРАНЕ В
АНАЛИТИЧНАТА ХИМИЯ**

Какво ще разгледаме в тази лекция?

1. Проблеми при извършване на анализа
 - пречещи влияния
 - измерване на сигнал
2. Разделяне и маскиране в аналитичната химия
3. Класификация на методите за разделяне
4. Количествено охарактеризиране на методите за разделяне
 - аналитичен добив
 - фактор на разделяне
5. Дестилационни методи за разделяне
6. Утаяване и съутаяване
7. Екстракция
8. Въведение в хроматографските методи
9. Електрофореза
10. Маскиране

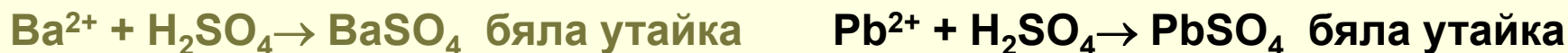
1. Проблеми при извършване на анализа- пречещи влияния

I. Компоненти от матрицата пречат на основното взаимодействие с анализа

1. Друг компонент от матрицата участва в подобно взаимодействие

Пример: За доказване на Ba^{2+} във воден разтвор, внасяме реагент H_2SO_4 :

Ако във водната проба има Pb^{2+} , то също ще реагира:



СЛЕДОВАТЕЛНО: НЕ МОЖЕМ да кажем дали в пробата ИМА Ba^{2+} или да определим КОЛКО Е ТОЙ (по масата на утайката)!

Присъствието на олово пречи за КАЧЕСТВЕНИЯ И КОЛИЧЕСТВЕН анализ на барий, чрез получаване на сулфатна утайка!

Аналитичният метод за доказване на Ba, основан на реакция със H_2SO_4 НЕ Е СЕЛЕКТИВЕН!

1. Проблеми при извършване на анализа- пречещи влияния

СЕЛЕКТИВНОСТ на метода!

Възможността на метода да се използва за определяне на конкретни аналити в разнообразни матрици, без да се наблюдава пречене от други компоненти с подобни свойства

ПЪЛНА СЕЛЕКТИВНОСТ = СПЕЦИФИЧНОСТ

2. Компонент от матрицата блокира анализа и не му позволява да участва в желаното взаимодействие

Пример: За определяне на съдържанието на Ag в пиротехнически смеси за ракети против градушка, пробата трябва да се разтвори, но $K_s(AgI)=10^{-17}$ много малко разтворим и блокира Ag в стабилна утайка

Повечето аналитични методи не са селективни. Присъствието на пречещи компоненти може да доведе до съществени грешки при анализ!

За да се осигури точност и адекватност на получената информация при качествен и количествен анализ се прилагат методи за **РАЗДЕЛЯНЕ** на анализа от пречещите компоненти!

1. Проблеми при извършване на анализа - измерване на сигнал

II. Резултатът от взаимодействието не може да бъде сигурно регистриран (измерен)

Когато концентрацията на анализа е по-ниска от границата на определяне на метода, се налага предварително концентриране!

Подходите за концентриране са 2 типа:

1. Абсолютно концентриране - прилага процедури, при които се увеличават концентрациите **I** на анализа **I** на матрицата

Пример: Изпаряване на разтворителя - намалява се общия обем и се увеличават концентрациите на всички разтворени компоненти

2. Относително концентриране - повишава концентрацията на анализа, спрямо пречещия компонент чрез методи за разделяне

Пример: При определяне на платинови метали във въздушен прах с ICP-MS - Sr - пречи на сигналите за Pd и Rh. С разредена HNO₃ се разтваря селективно SrCO₃. Предварителното извличане на Sr намалява концентрацията му в анализирания разтвор и отношенията Pd/Sr и Rh/Sr са по-високи.

2. Разделяне и маскиране в аналитичната химия

Пречещото влияние на съдържащите се в пробата вещества може да се отстрани по 2 начина:

1. Разделяне (отлъчване): превръщане на хомогенната еднофазна система в двуфазна и преразпределяне на компонентите на пробата между двете фази

Пример: Преченето от Pb при доказване на Ba²⁺ във воден разтвор със H₂SO₄, може да се отстрани чрез екстракция в хлороформ - като Pb-дитизонатен комплекс. Ba²⁺ ще остане във водния разтвор.

Анализът и пречещите компоненти са в различни фази!

2. Маскиране (блокиране): превръщане на пречещите компоненти в друга форма, която има различни свойства и не участва в основното взаимодействие.

Пример: При тегловно определяне на Fe чрез утаяване като Fe(OH)₃ пречи Cr³⁺, който също се утаява като Cr(OH)₃. Преченето се отстранява чрез окисление на Cr³⁺ до CrO₄²⁻

Маскираният пречещ компонент остава в същата фаза!

3. Класификация на методите за разделяне

Обикновено, пробата за анализ е сложна смес от химически форми:

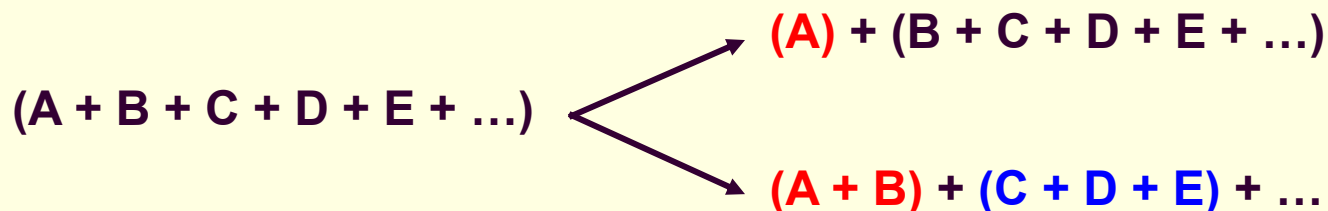
3.1. Пълно разделяне:

Всеки компонент в отделна фаза



3.2. Частично разделяне:

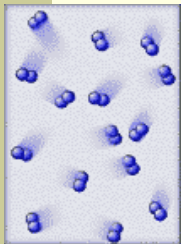
Малки групи компоненти в отделна фаза



3.3. Класификация на методите според начините за превръщане на еднофазната проба в двуфазна система

- Създаване на **НОВА ФАЗА** посредством:
 - ✓ вещество (реагент) **химично разделяне**
 - ✓ енергия (загряване или охлаждане) **физично разделяне**
- Използване на **ВЪНШНА ВТОРА ФАЗА** и осигуряване на контакт на пробата с нея, за преразпределяне на компонентите

3.4. Класификация според движещата сила на процеса на разделяне

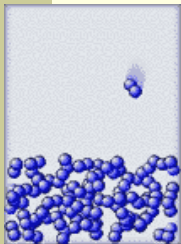


- **Възможен ли е спонтанен процес на пренос (колко енергия се печели при преход на компоненти между фазите)?**

- ✓ Спонтанни
- ✓ Принудени

- **Каква е равновесната константа на разпределителния процес?**

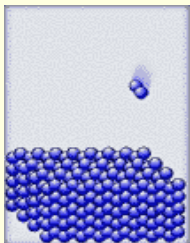
- ✓ Пълно разделяне
- ✓ Непълно (частично)



- **Според механизма на процеса**

- ✓ Дестилация
- ✓ Утаяване
- ✓ Електрофореза
- ✓ Екстракция
- ✓ Хроматография

Ограничения:



- ✓ Физични – възможно ли е поддържане и контролиране на температура и налягане в разумни граници?
- ✓ Химични - в каква посока и степен може да се изтегли равновесието?

4. Количествено охарактеризиране на методите за разделяне

Ефективността на метод за разделяне може да се оцени с две величини:

4.1. Аналитичен добив:

$$R_A(\%) = \frac{Q_A}{Q_A^0} \cdot 100$$

Изразява се с процентното отношение на количеството аналит, получено след процедурата на разделяне (Q_A), спрямо изходното количество аналит в пробата (Q_A^0)

4.2. Фактор на разделяне:

$$S_{B/A} = \frac{R_B}{R_A} = \frac{Q_B}{Q_B^0} \cdot \frac{Q_A^0}{Q_A}$$

Факторът на разделяне на **аналит (A)** от пречещ **компонент (B)**:

- се изразява с отношението на добивите за пречещ компонент и аналит, след процеса на разделяне

Ако аналитът е количествено извлечен (R_A клони към 100%), тогава :

$$S_{B/A} \sim R_B$$

Изисквания към R_A и $S_{B/A}$ зпри анализ:

➤ за основни (макро-) компоненти :

$$R_A > 99\%$$

$$S_{B/A} < 10^{-3}$$

➤ за следови (микро-) компоненти:

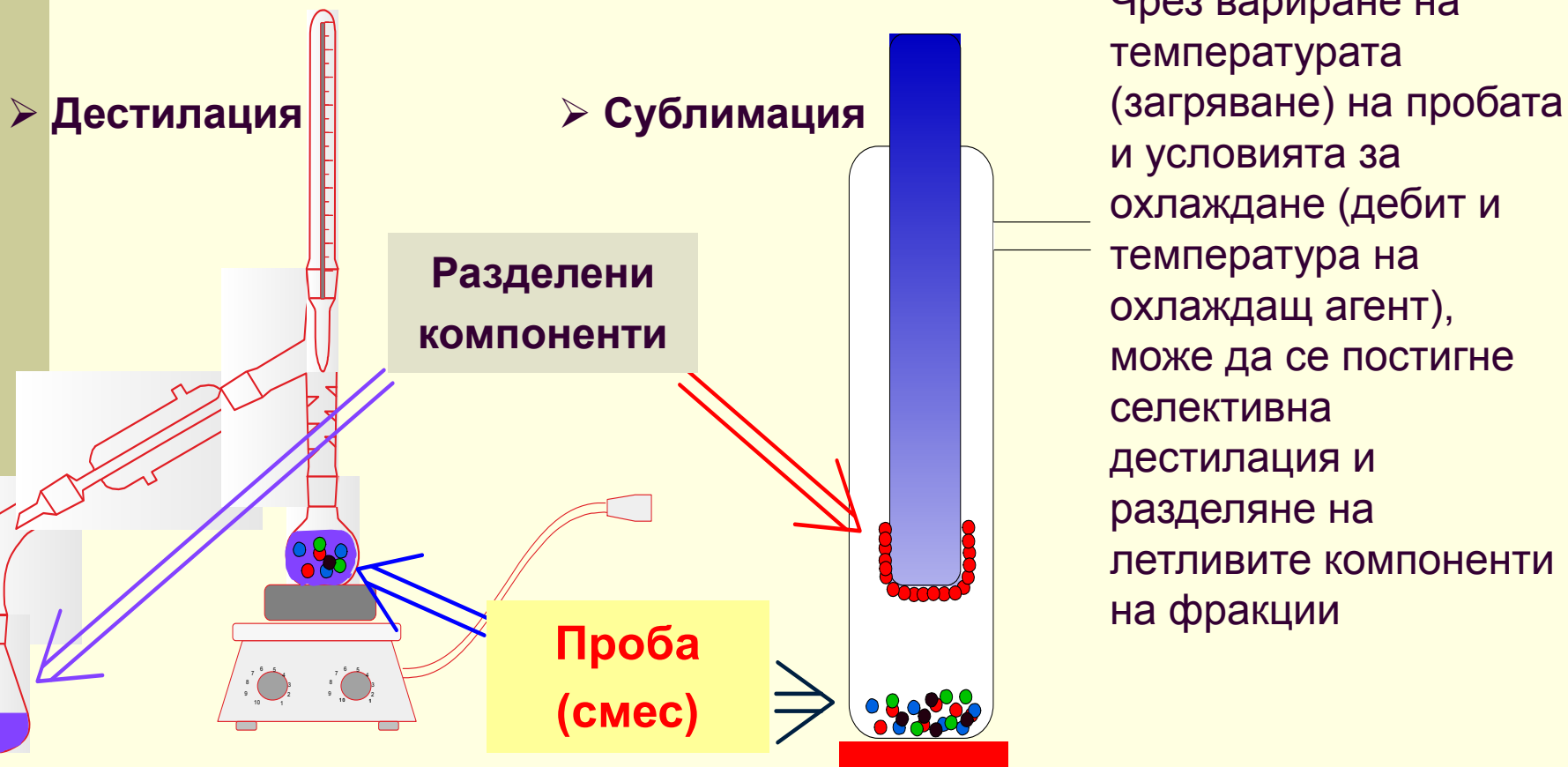
$$R_A > 95\%$$

$$S_{B/A} < 10^{-6}$$

5. Дестилационни методи за разделяне

Същност: Основават се на разлики в температурите на кипене (летливостта) на анализа и пречестите компоненти от матрицата

Блок схема на дестилационните методи



5.1. Дестилационни методи - класификация

I. Дестилация с химическа реакция - възможни са 2 подхода:

- Превръщане на по-трудно летливи компоненти в лесно летливи с цел отделяне в газова фаза при изпаряване

Пример: Дестилация на: - SiF_4 ; BF_3 ; AsH_3 SbH_3 (хидридообразуване)

- Превръщане на лесно летливи компоненти в по-трудно летливи, за да се запазят в разтвора след изпаряване на пречещите компоненти

Пример: При разтваряне на проби с HCl , летливите AsCl_3 и CdCl_2 могат да се задържат в разтвора чрез добавяне на трудно летлива H_2SO_4 .

II. Дестилация без химическа реакция

- Отделяне на анализа в газова фаза

Пример: При анализ на метилов алкохол в напитки се използва предварително дестилиране на метанола от водно-етанолната матрица

- Отделяне на пречещия компонент чрез изпаряване

Пример: При определяне на токсични елементи във вина, етиловият алкохол се отделя чрез дестилация. На анализ се подлага останалия воден разтвор.

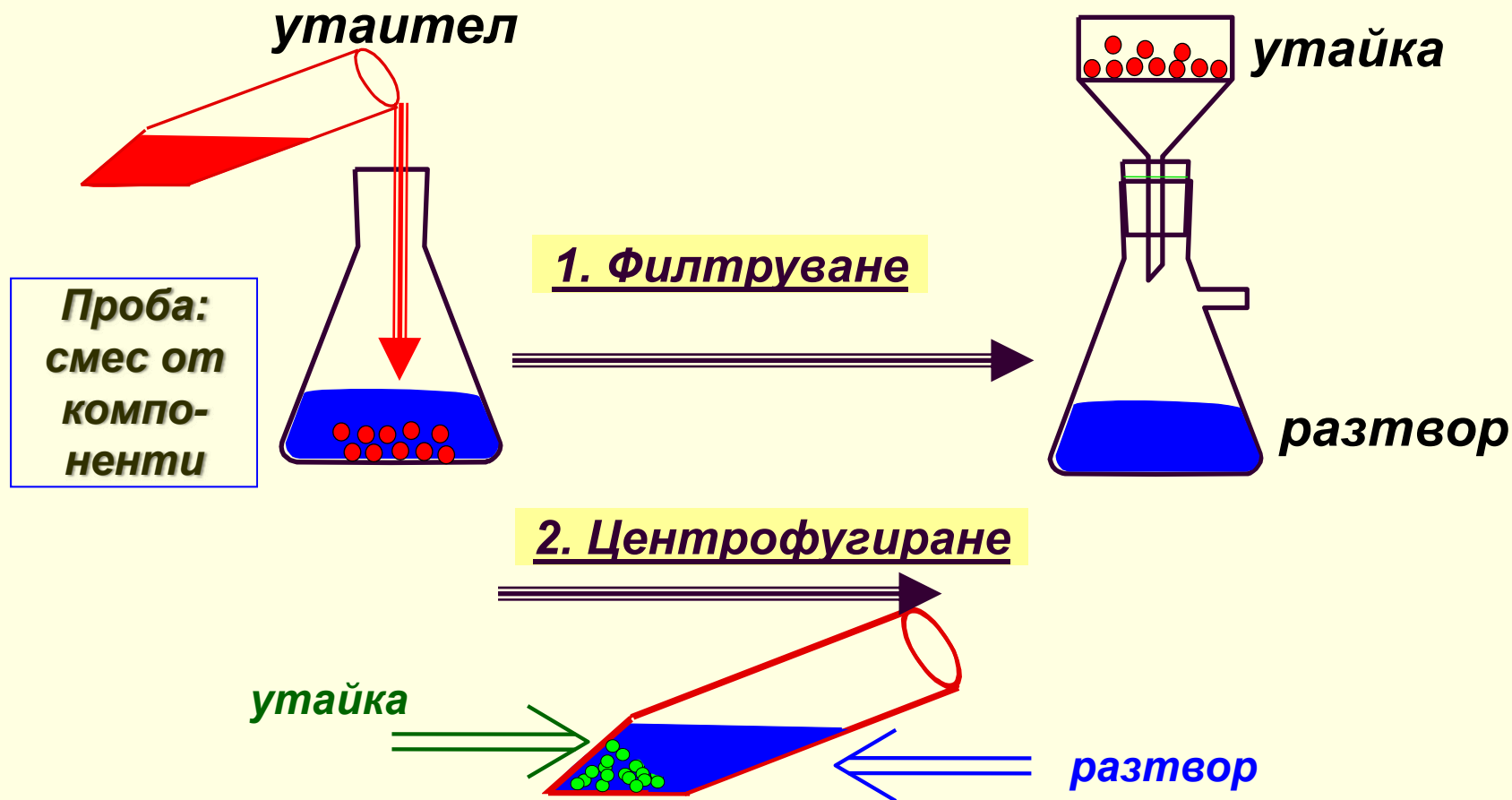
5.2. Дестилационни методи - предимства и недостатъци

- **Ефективно разделяне се постига при отношение на температурите на кипене на анализ и пречещ компонент 1:2**
- **Дестилацията е енергоемък процес. Консумацията на енергия нараства при с увеличаване температурата на кипене на разделяните компоненти**
- **Възможно е прилагането на метода, само ако разделяните компоненти са термично стабилни (не се наблюдават странични процеси на деструкция на отделяните вещества)**
- **Опасност от получаване на експлозивни, корозионно действащи или токсични вещества при загряване**

Дестилацията широко се прилага в органичния анализ, но приложението ѝ за определяне на неорганични компоненти е ограничено!

6. Утаяване и съутаяване

Същност: Основава се на образуване на малкоразтворимо съединение с участие на анализа или пречещите компоненти и разделянето им в различни фази.



Аналитичният добив зависи от разтворимостта на утайката!

6.1. Утаяване - изисквания към химическата реакция

- Анализът и пречешият компонент трябва да образуват с утаителя съединения с голяма разлика в разтворимостта (тази разлика определя факторът на разделяне $S_{B/A}$)
- Видът на получената утайка да е подходящ за разделяне
 - ✓ образуването на колоидни разтвори е нежелателно - *затруднява разделянето на фазите*
 - ✓ предпочита се получаването на едро кристални утайки - *лесно се отделят и имат относително по-малка контактна повърхност*
 - ✓ при аморфни утайки се вземат мерки за коагулация и очистване
- Образуването на утайка да не е съпътствано от странични процеси (адсорбция, оклюзия, образуване на смеси от кристали)
- Концентрацията на анализа да не е много ниска

!! За утаечно разделяне на следови съдържания се прилага съутаяване

6.2. Предимства и недостатъци на утаечните методи

➤ Предимства

- ✓ Факторите влияещи върху разтворимостта могат лесно и възпроизводимо да се контролират (T^0 , рН, концентрация на утаител)
- ✓ Чрез промяна на тези фактори може да се управлява равновесието, като се измества в желаната посока.

➤ Недостатъци

- ✓ Използва се голямо количество реактив за утаяване - опасност от замърсяване
- ✓ Пречещи влияния - съутаяване, онечистване на утайката поради адсорбция, загуби
- ✓ Дълги процедури по отделяне и промиване на утайката - анализът е бавен

Утаяването е подходящ метод за разделяне, когато концентрацията на анализа е достатъчно висока (от порядъка на проценти)!

6.3. Съутаяване

Същност: Използва се за отделяне на микро-компоненти от матрица. Основава се на задържане на анализа върху допълнителна твърда фаза - КОЛЕКТОР чрез адсорбция, комплексообразуване или съкристализация на малкоразтворимо съединение.

КОЛЕКТОРИ - вещества с голяма повърхност и адсорбционни качества - *въглерод, сулфиди, хидроксиди, целулоза, силигакел, органични лиганди с големи молекули*

- Колекторът може да бъде външно внесен - *силикагел, активен въглен*
- Колекторът може да се образува в разтвора - *органични съединения с малка разтворимост във вода, или разграждащи се до малкоразтворими продукти (чрез редокс процеси) - диетил дитиокарбамати (ДЕДТК), пиролидин дитиокарбамати, окси- и хидрокси- хинолини, дитиофосфати, тиоурея, купферон и др*

Съутаяването се използва за групово или селективно разделяне на следови съдържания от метални йони

7. Екстракция

Същност: Методи, основани на пренос на разтворени компоненти в пробата между 2 не-смесващи се фази. Използва се различната разтворимост на веществата в двете фази.

Най-популярни методи са:

- **Твърдофазна екстракция:** пренос на вещества между течност и твърдо вещество (подобна на хроматография – разликата е само в изпълнението)
- **Течно-течна екстракция:** пренос на вещества между 2 не-смесващи се течности (от водни р-ри към органични р-ли)

Подходящи органични разтворители:

- ✓ С плътност по-ниска от вода (леки): диетилов етер, бензен, хексан
- ✓ С плътност по-висока от вода (тежки): CCl_4 , CHCl_3 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$,

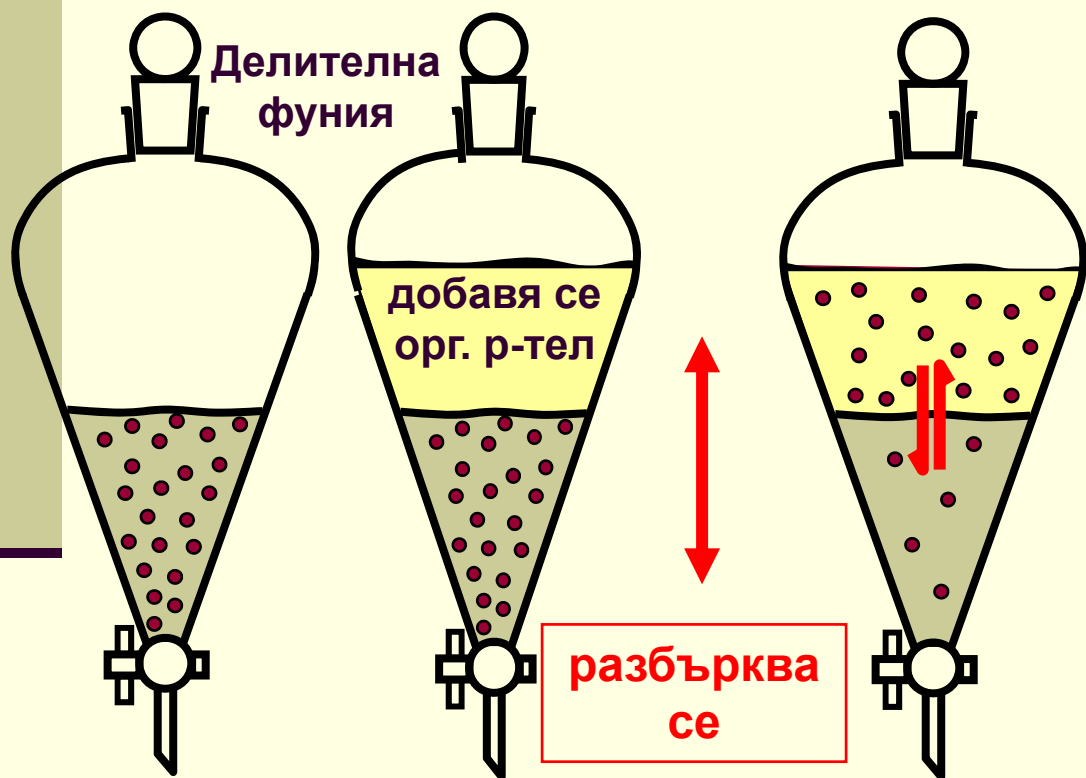
Подобни разтварят подобни!

Полярността и способността за образуване на Н-връзки на разтворителя да са подобни на съответните свойства на анализа!

7.1. Течно-течна екстракция

Прибавя се реактив, образуващ с анализа съединение с **ГОЛЕМИ НЕПОЛЯРНИ (или слабо-полярни)** молекули

- ✓ лиганд - обикновено органичен (дитизон, 8-оксихинолин, APDC)
- ✓ или се извършва редокс процес (получаване на I_2 ; Br_2 ; Cl_2)



Установява се разпределително равновесие

✓ Свойствата на получените комплекси, определят и избора на органичен разтворител

✓ Комбинацията лиганд/органичен разтворител се нарича екстракционна система

Примери:

- дитизон/ $CHCl_3$ за Pb
- APDC/IBMK група екстр. на тежки метали

7.2. Количествено характеризиране на екстракция

Разпределителното равновесие се характеризира количествено с три величини (P , D , $E\%$):

1. **КОНСТАНТА НА РАЗПРЕДЕЛЕНИЕ** - P
(partition constant) отношение между концентрациите на анализа в двете фази:

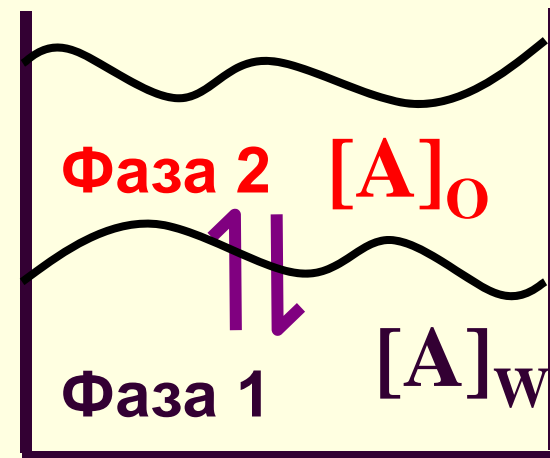
$$P = \frac{[A_o]}{[A_w]}$$

Ако анализа присъства под различни форми в разтвора, се препоръчва използването на:

2. **КОЕФИЦИЕНТ НА ЕКСТРАКЦИЯ** - D
(distribution coefficient)

$$D = \frac{C_{A_o}}{C_{A_w}}$$

C_{A_w} и C_{A_o} са СУМИ от концентрациите на всички форми на присъствие на анализа във водна и органична фази



Очевидно е, че за да описваме коректно разпределителното равновесие чрез КОНЦЕНТРАЦИИТЕ, трябва ОБЕМИТЕ НА ВОДНАТА И ОРГАНИЧНАТА ФАЗИ ДА СА ЕДНАКВИ!

7.2. Количествено характеризиране на екстракция

Често отделянето на анализа чрез екстракция се съчетава с **концентриране**, т.е. извличане в по-малък обем на органичната фаза.

За да се оцени количеството анализ, преминало в органичната фаза **НЕЗАВИСИМО ОТ ОБЕМИТЕ**, се използва величината:

3. СТЕПЕН НА ЕКСТРАКЦИЯ - E% (extraction degree)

$$E\% = \frac{Q_{Ao}}{Q_{Aw} + Q_{Ao}} \cdot 100$$

E% изразява количеството екстрахиран анализ в органичната фаза, спрямо общото количество анализ

7.4. Класификация на екстракционните методи според вида на екстрахирания комплекс

А) Екстракция на метални хелати

Б) Екстракция на йонни двойки

В) Екстракция на координационно-солватирани соли

7.4.1. Екстракция на метални хелати

Широко се прилага като метод за разделяне и концентриране на следи от метални йони

Най-често се използват органични лиганди с големи молекули, способни да образуват **СТАБИЛНИ НЕУТРАЛНИ ХЕЛАТНИ КОМПЛЕКСИ**.

Те се разделят в зависимост от функционалните електронно-донорни групи на съдържащи:

- ✓ **-SH** групи: **дитизон, ДЕДТК**
- ✓ **-OH** групи: **оксихинолин, купферон**
- ✓ **=N-OH** групи: **диметилглиоксим**

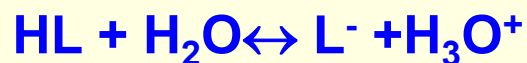
➤ Предимства:

- Ясна стехиометрия - няма много междинни комплекси
- Висока стабилност на хелатните комплекси
- Възможност да се избере селективна комплексообразователна реакция
- Възможност да се въздейства върху равновесието

7.4.1. Екстракция на метални хелати

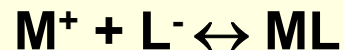
Да разгледаме комплексообразуването за аналит - метален йон M^+ :

- Лигандите са слаби киселини - HL



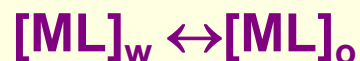
$$K_a = \frac{[L^-] \cdot [H_3O^+]}{[HL]}$$

- Основното взаимодействие с аналита е:



$$\beta_{ML} = \frac{[ML]_w}{[M^+] \cdot [L^-]}$$

- Комплексът се екстрахира в органичната фаза



$$P = \frac{[ML]_o}{[ML]_w}$$

- Общата конц. на аналит във водната фаза е:

$$C_{Mw} = [M^+]_w + [ML]_w$$

- Общата концентрация на аналит в орг. фаза е:

$$C_{Mo} = [ML]_o$$

- Коефициентът на екстракция е:

$$D = \frac{[ML]_o}{[ML]_w + [M^+]_w}$$

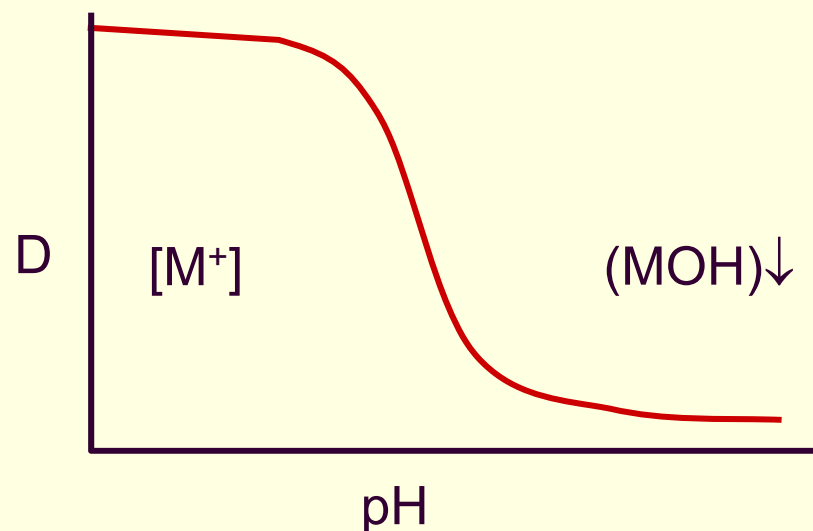
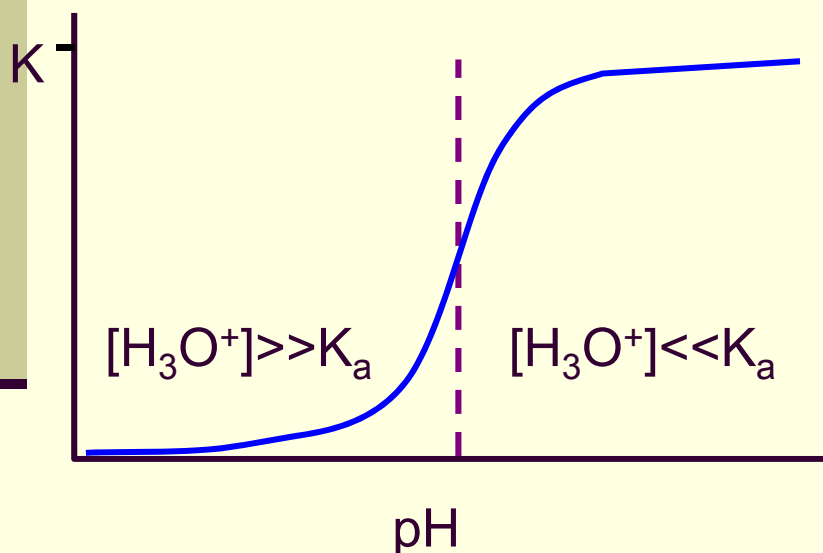
7.4.1. Екстракция на метални хелати

Ефектът на рН върху D е подобен на разглежданото влияние върху стабилността на комплексите във водни разтвори

- Ако лигандът се протонира, за екстракция е подходяща алкална среда ($\text{pH} > 7$)

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

- От гледна точка на металния йон, $\text{pH} < 7$, защото в алкална среда е възможно блокирането му като хидроксиди - D ще намалява



Оптимизирането на pH за екстракция е важно!

Начините за въздействие върху комплексобразователно равновесие са адекватно приложими при екстракция!

7.4.2. Екстракция на йонни двойки (йонни асоциати)

Разтворимостта на йони във вода е свързана с електростатичните взаимодействия, но когато йоните са с големи размери, “вместването” им между молекулите на разтворителя изисква енергия за разрушаването на Н-връзки.

- Такива йони са : MnO_4^- , ReO_4^- , ClO_4^- , $(\text{C}_6\text{H}_5)_4\text{As}^+$, $(\text{C}_4\text{H}_9)_4\text{N}^+$, кватернерни амониеви соли

Разтворимостта на големи йони с нисък заряд се повишава, в когато разтворителя е полярен, но не образува Н-връзки.

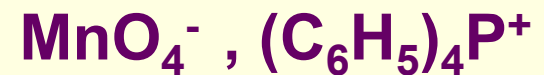
- Подходящи са междинни и слабо дисоцииращи разтворители $15 < \varepsilon < 40$

бутанол, толуол

- Екстракцията само на един вид йони е невъзможна

Водната и органична фази трябва да останат електронеутрални

- Добавят се големи йони с противоположен заряд, за да се създадат йонни двойки

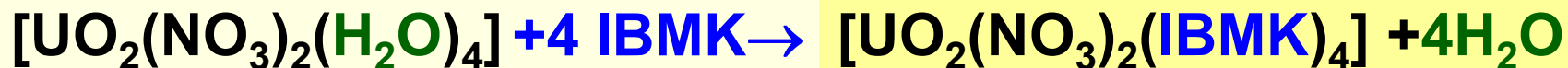


Този вид екстракция е неселективна!

7.4.3. Екстракция на координационно-солватирани соли

Ако в неутрален комплекс на метален йон не всички координационни места са заети от лиганда, молекули на разтворителя могат да се координират - СОЛВАТНИ КОМПЛЕКСИ.

U^{6+} има координационно число 8, а уранилнитратът във воден разтвор образува тетраакво комплекс



Когато такъв комплекс се третира с ограничен разтворител, способен са образува координационни връзки, водните лиганди могат да се заменят с молекули на органичния разтворител.

➤ Подходящи разтворители са кетони, етери и висши алкохоли, органофосфорни съединения

Амилов алкохол, диетилов етер, изобутилметилкетон (IBMK), 3-бутилфосфат $(C_4H_9O)_4P=O$

Комплексът с лиганди от органичния разтворител се екстрахира в органичната фаза

➤ Подходящи са метални йони с големи координационни числа: 6, 8

Mo^{6+} , Zr^{4+} , Th^{4+} , Cr^{6+}

7.5. Предимства и недостатъци на екстракционните методи

➤ Предимства

1. Факторите, влияещи върху равновесието могат лесно и възпроизводимо да се контролират (рН, концентрация на лиганд, β)
2. Възможно е изтегляне на равновесието в желаната посока
3. Методът е бърз и лесно изпълним
4. Постига се и разделяне и концентриране
5. Възможно е провеждане на групова екстракция с високи аналитични добиви

➤ Недостатъци

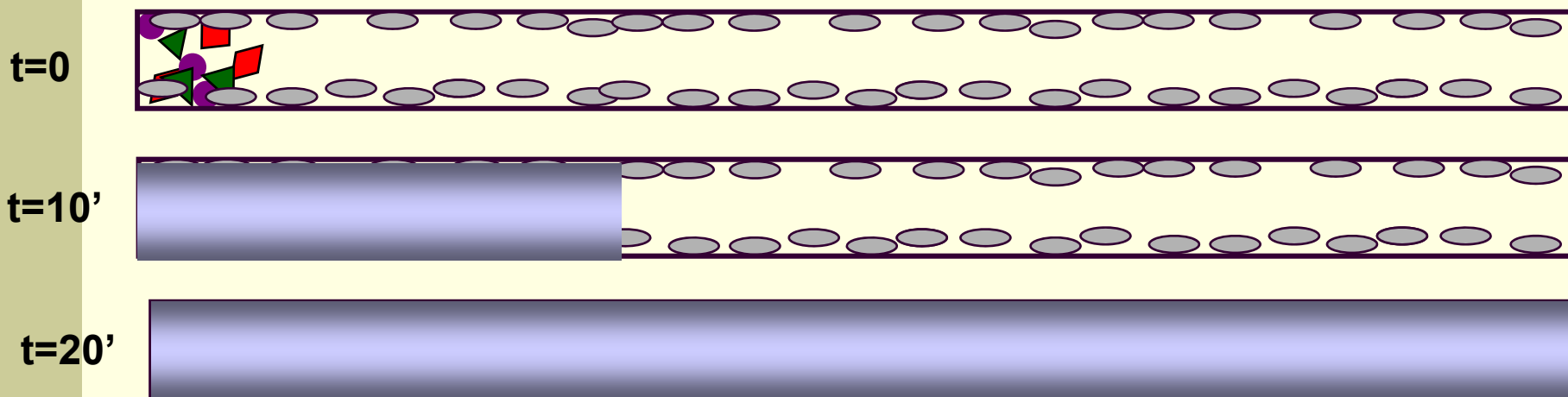
1. Повечето органични разтворители са токсични
2. Екстракцията на йонни двойки и координационно солватирани соли не е селективна

Екстракцията на метални хелати е НАЙ-СЕЛЕКТИВНИЯТ и широко използван метод за разделяне и концентриране !!!

8. Въведение в хроматографските методи

Хроматография е събирателно название за група методи за разделяне на компонентите на проба във времето, чрез преразпределяне **между 2 фази – подвижна и неподвижна.**

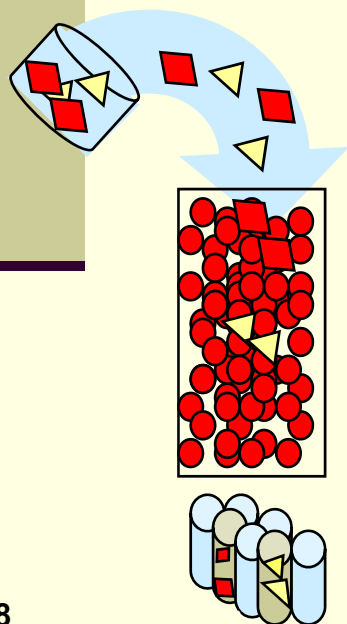
Време t



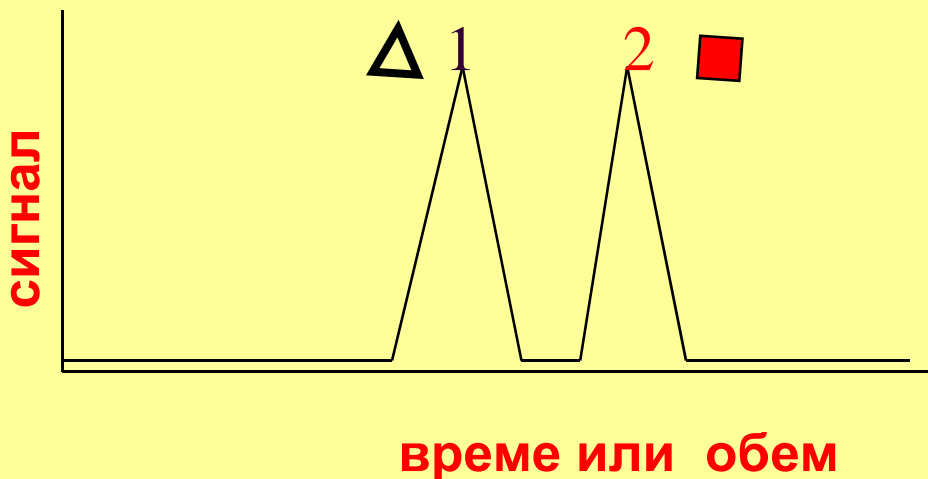
Същност: Компонентите на пробата, носени от подвижна фаза, се разделят по ВРЕМЕ НА ЗАДЪРЖАНЕ (t_{Ri}), което зависи от силата на взаимодействието им с неподвижната фаза

8.1. Основни понятия в хроматографията

- ✓ **Неподвижна фаза** = **колона**, в която е нанесен задържащ материал
- ✓ **Остатъкът** от пробата, напускащ колоната след като отделяните компоненти са задържани в нея = **ефлуат**
- ✓ **Подвижна фаза** = **елуент** (разтворител или газ)
- ✓ Процесът на пропускане през колоната на подвижна фаза, носеща разделените компоненти = **елуиране**
- ✓ Разтвор или газ, напускащ колоната, който носи разделените фракции на компонентите = **елуат**



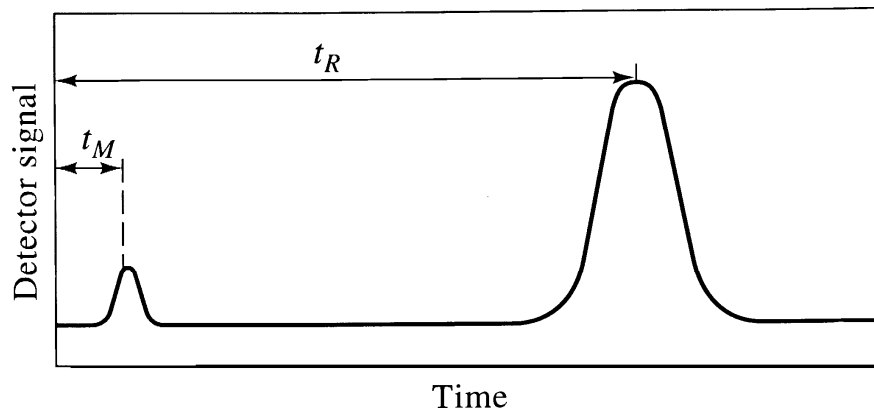
Хроматограма - Сигнал/време или
Сигнал/обем



- ✓ **Графичният запис** на детектор, регистриращ сигнала на изхода от колоната = **хроматограма**

8.1. Основни понятия в хроматографията:

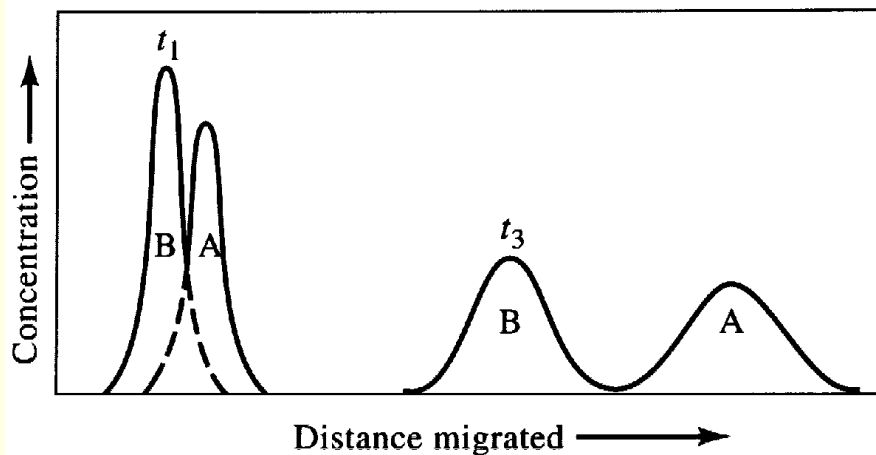
- ✓ **Време на задържане (t_R)** времето, за което даден компонент преминава през колоната.



Времето за задържане е **СПЕЦИФИЧНА ХАРАКТЕРИСТИКА НА ВЕЩЕСТВОТО** и зависи от **хроматографската колона**.

То се определя експериментално, чрез пропускане на чисти вещества - **свидетели**

- ✓ **Разделителна способност** - възможността да се отделят напълно 2 компонента, преминали през колоната



Може да се увеличава чрез удължаване на колоната или оптимизиране на условията за разделяне

8.2. Класификация на хроматографските методи

Използват се 2 основни класификационни схеми:

1. В зависимост от вида на подвижната фаза

✓ Газова хроматография (GC):

Прилага се за разделяне на летливи органични съединения ($T_k < 350^{\circ}\text{C}$). ПОДВИЖНАТА ФАЗА Е ГАЗ (носещ инертен газ - He, Ar, N₂). НЕПОДВИЖНАТА ФАЗА Е ТЕЧНОСТ ИЛИ ТВЪРДО ВЕЩЕСТВО (адсорбент).

Компонентите се разделят по време на задържане чрез повишаване на температурата и пропускане на носещия инертен газ.

✓ Течна хроматография (LC)

Използва се за разделяне на компоненти в разтвор (метални йони или органични вещества).

ПОДВИЖНАТА ФАЗА Е ТЕЧНОСТ.

НЕПОДВИЖНАТА ФАЗА Е ТЕЧНОСТ ИЛИ ТВЪРДО ВЕЩЕСТВО (адсорбент или йонообменна смола)

8.2. Класификация на хроматографските методи

2. В зависимост от механизма на разпределение м/у фазите

➤ Сорбционна - основният разпределителен равновесен процес е адсорбция ↔ десорбция

Обикновено неподвижната фаза е твърдо в-во. Разделят се полярни молекули или йони

➤ Йонообменна – обмен на йони между двете фази

Аналита е анион - неподв. фаза е полимер с активни катионни групи (КАТИОНИТ)

Аналита е катион - неподв. фаза е полимер с активни анионни групи (АНИОНИТ)

➤ Разпределителна - различна разтворимост в подвижната и неподвижна фази

2- те фази обикновено са течни. Разделят се неполярни и слабо-полярни компоненти

➤ Мембранна разделят се частиците по големина

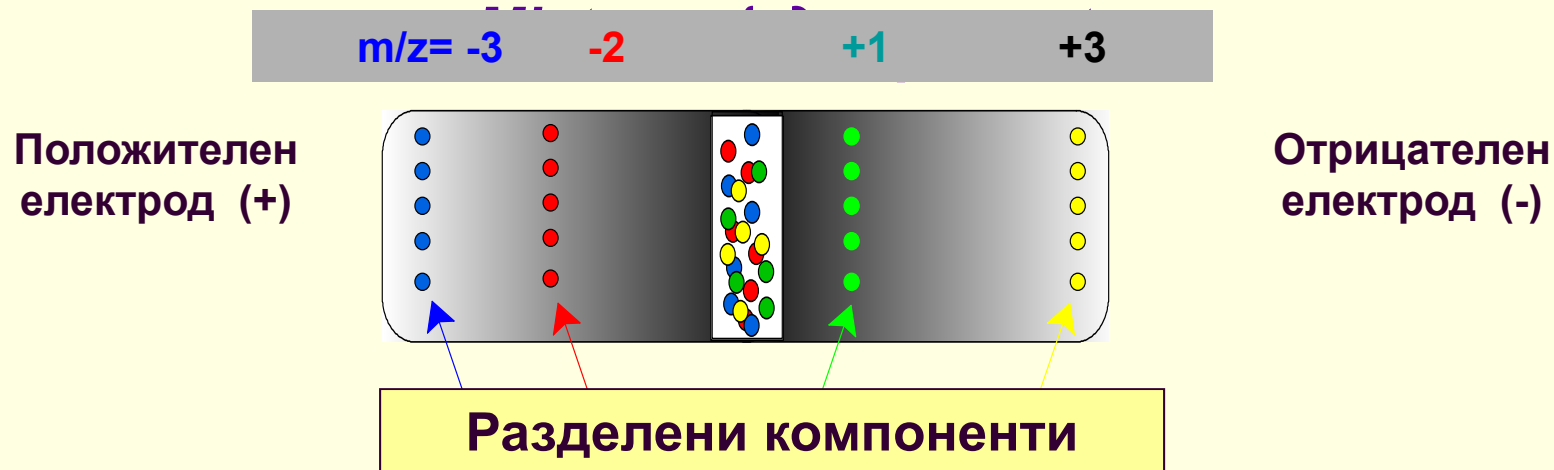
Разделят се макромолекули по размер - протеини ДНК

9. Електрофореза

Същност: Йонни компоненти или полярни молекули в разтвор на пробата се разделят по отношение маса/заряд (m/z) чрез прилагане на външно електрично поле.

Миграцията на частиците ще зависи от размера, пространствения строеж, заряда и стабилността в проводящата среда

Подвижна фаза: течност Неподвижната фаза: агар-агар или гел



Методът е бърз, ефективен за идентификация и широко използван в криминалистиката и генетиката (ДНК анализи)

През последните години нараства интереса към капилярната електрофореза в комбинация със съвременните инструментални методи за анализ!

10. Маскиране

Същност: Промяна на формата, под която пречещия компонент присъства в системата, БЕЗ ДА СЕ ОТДЕЛЯ В ДРУГА ФАЗА.

Използват се химични реакции на **КОМПЛЕКСООБРАЗУВАНЕ** или **ОКИСЛИТЕЛНО-РЕДУКЦИОННИ ПРОЦЕСИ**, за да се свърже пречещия компонент в съединение проявяващо различни свойства, което не пречи на взаимодействието с анализа

Дестилация и утаяване не се използват за маскиране, защото създават нова фаза!

- Изисквания към комплексните съединения: **Да са стабилни и разтворими!**
- Подходящи лиганди - **ЕДТА, лимонена киселина, цианиди и сулфоцианиди, амоняк**
- Количествена оценка на ефективността на маскиране се дава с фактор на маскиране (критерий на Ченг - **MR**)

$$MR = \frac{pX_m^2}{pX_0}$$

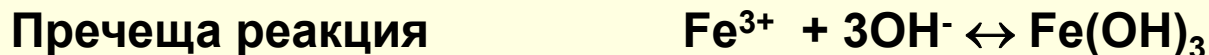
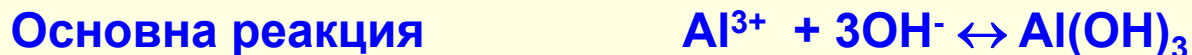
Където pX_0 , pX_m са отрицателните логаритми от начална концентрация и концентрацията на маскираната форма на пречещия компонент X

10. Маскиране

Пречещият компонент X се счита за успешно маскиран, ако

$$MR > 7$$

Пример: За да се отстрани преченето от желязо при утаяване на алуминиев хидроксид се добавя ЕДТА (H_4Y)



$$\beta_{FeY^-} = 10^{25}$$

Пример: При определяне на $Co(SCN)_2$ пречи интензивния червен цвят на $Fe(SCN)_3$. За да се отстрани преченето, Fe^{3+} се маскира чрез редукция с $SnCl_2$ до Fe^{2+} .

Основните предимства на маскирането са:

- Няма загуби от пренасяне на компоненти в друга фаза
- След определяне на анализа маскираният компонент може да се демаскира и да бъде измерено и неговото съдържание

Какво трябва да научите от тази лекция?

- Проблеми при извършване на анализа
 - пречещи влияния
 - измерване на сигнал
- Разделяне и маскиране в аналитичната химия
- Класификация на методите за разделяне
- Количествено охарактеризиране на методите за разделяне
 - аналитичен добив
 - фактор на разделяне
- Същност предимства и недостатъци на методите за разделяне чрез дестилация; утаяване и съутаяване; хроматография и електрофореза
- Видове екстракция твърдофазна и течно-течна
- Класификация на екстракционни методи според вида на образувания комплекс; предимства на екстракцията на метални хелати
- Степен на екстракция като количествена оценка за разпределителното равновесие
- Как се оценява ефективност на маскиранел Кои от реакции могат да се използват за маскиране