

# Oxidace a redukce

© Biochemický ústav LF MU (E.T.) 2008

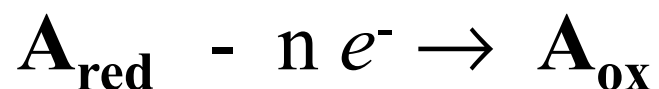
# Význam oxidačně-redukčních reakcí

Oxidačně-redukční (redoxní) reakce jsou součástí našeho každodenního života

- metabolismus živin
- fotosyntéza
- buněčná respirace
- spalování paliv
- koroze kovů ad.

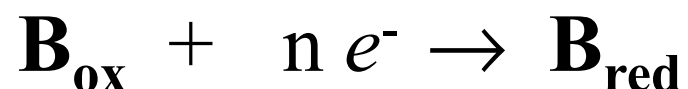
# Definice

## Oxidace



Při oxidaci látka odevzdává elektrony

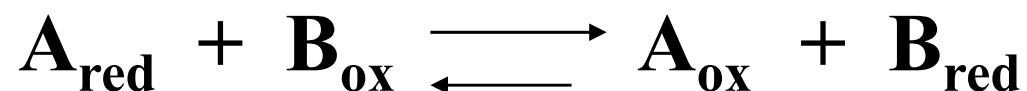
## Redukce



Při redukci látka elektrony přijímá

**Oba děje probíhají  
vždy současně**

# Oxidoredukční děj

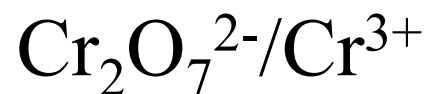
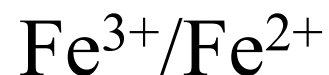
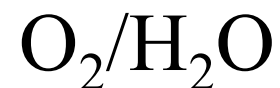
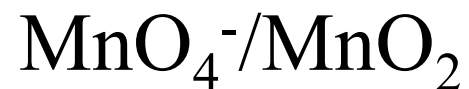


$\mathbf{A}_{\text{ox}}/\mathbf{A}_{\text{red}}$        $\mathbf{B}_{\text{ox}}/\mathbf{B}_{\text{red}}$       redoxní páry

*(srovnejte s acidobazickými ději – konjugované páry)*

Složky redoxního páru se mohou lišit nejen počtem elektronů, ale i počtem atomů vodíku, kyslíku příp. jiných prvků

## Příklady redoxních párů



pyruvát/laktát

chinon/difenol

disulfid/thiol

aldehyd/alkohol

# Jak poznáme, zda reakce je oxidačně redukční?

Při oxidoredukční reakci se mění oxidační číslo prvku

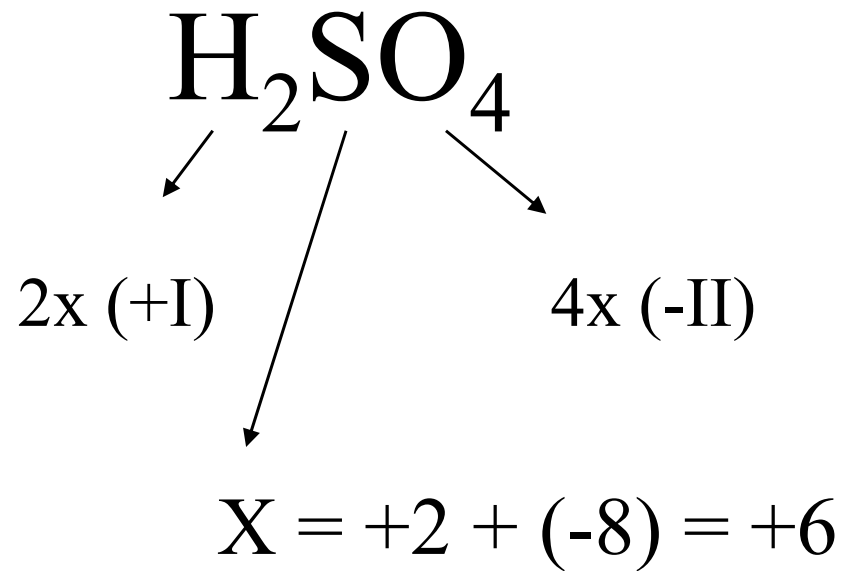
## Oxidační číslo

- elektrický náboj, který by atom získal, kdybychom elektrony každé vazby vycházející z tohoto atomu přidělili atomu elektronegativnějším

# Pravidla pro určování oxidačních čísel

- volný atom, nebo atom v molekule prvku (např. Cu, O<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>) má oxidační číslo 0 a vazba mezi atomy téhož druhu nepřispívá k oxidačnímu číslu
- oxidační číslo jakéhokoliv jednoatomového iontu se rovná jeho náboji (např. Fe<sup>3+</sup> má oxidační číslo +III)
- některé prvky mají ve všech nebo ve většině sloučenin stejná oxidační čísla:
  - vodík má oxidační číslo +I, pouze v hydridech kovů je H<sup>-I</sup>,
  - kyslík má ox. číslo -II, jen v peroxidech je O<sup>-I</sup>,
  - u alkalických kovů je ox. číslo vždy +I,
  - u kovů alk.zemin +II

## Oxidační číslo síry v kyselině sírové

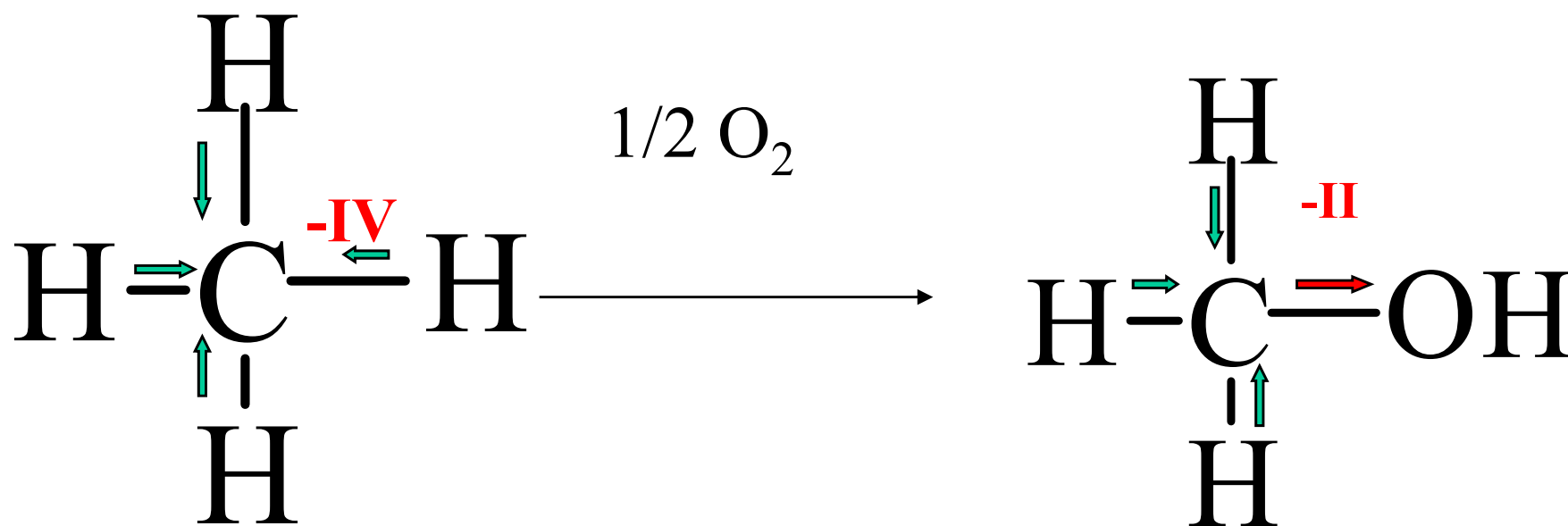




## Oxidační čísla dusíku ve sloučeninách

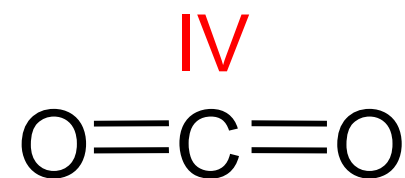
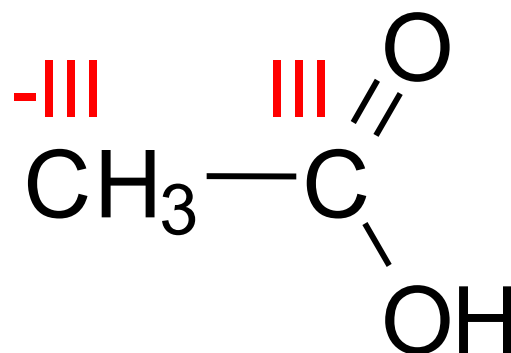
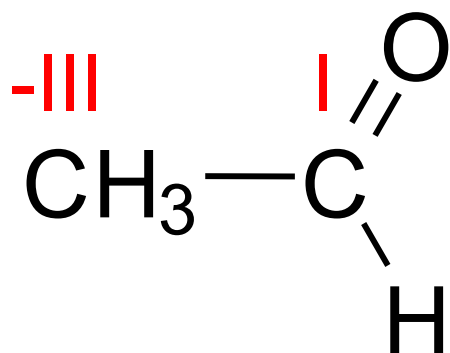
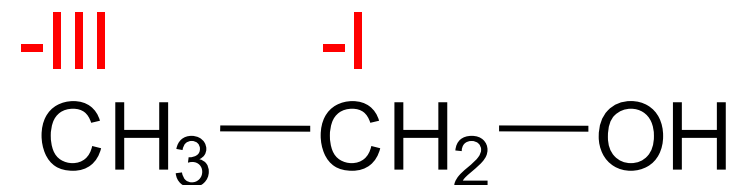
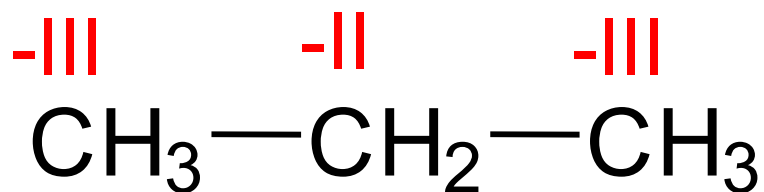
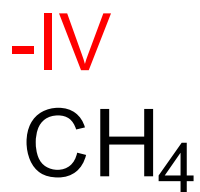


## Ox. čísla uhlíku při reakci methanu s kyslíkem



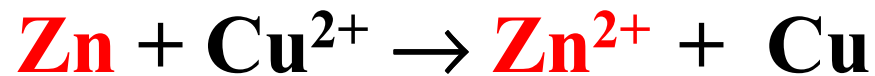
Při přeměně uhlovodíku na alkohol dochází ke zvýšení oxidačního čísla uhlíkového atomu – jedná se o oxidaci

# Oxidační čísla uhlíku ve sloučeninách

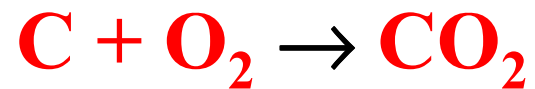


# Typy oxidačních reakcí

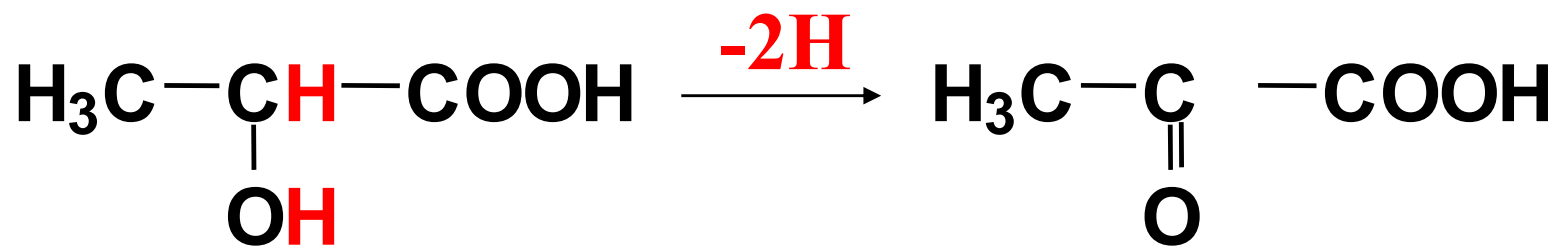
- ztráta elektronu



- navázání kyslíku (oxygenace)



- odštěpení 2H (dehydrogenace)

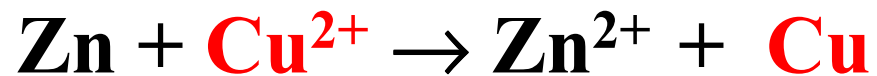


**laktát**

**pyruvát**

# Typy redukčních reakcí

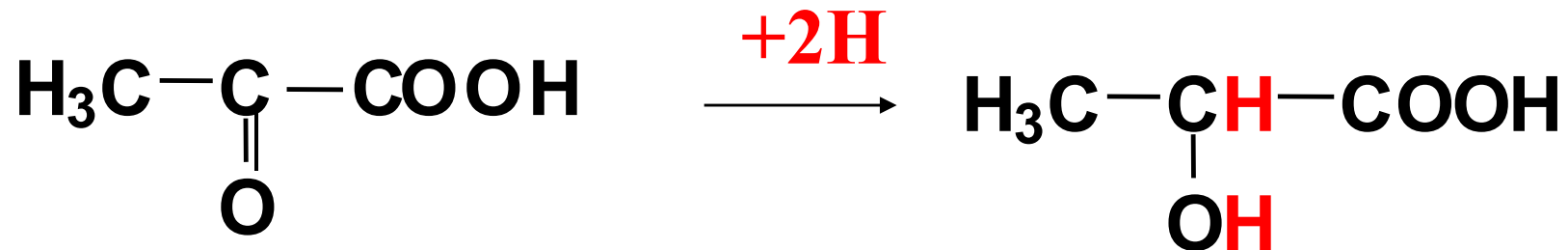
- dodání elektronu



- odštěpení kyslíku (deoxygenace)



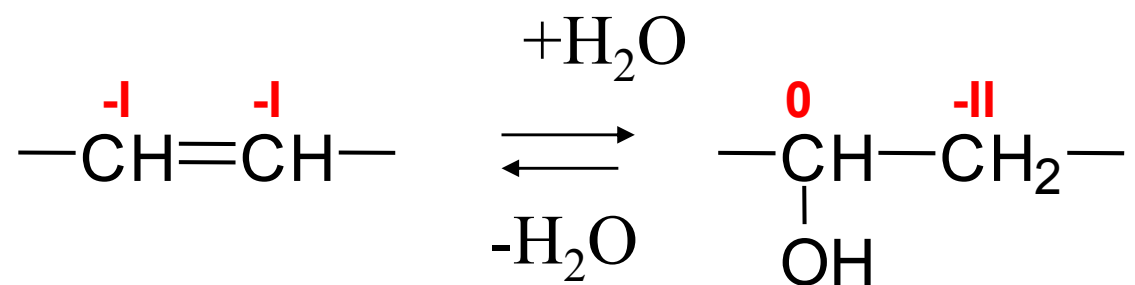
- navázání 2H (hydrogenace)



**Pozor! Nezaměňujte pojmy**

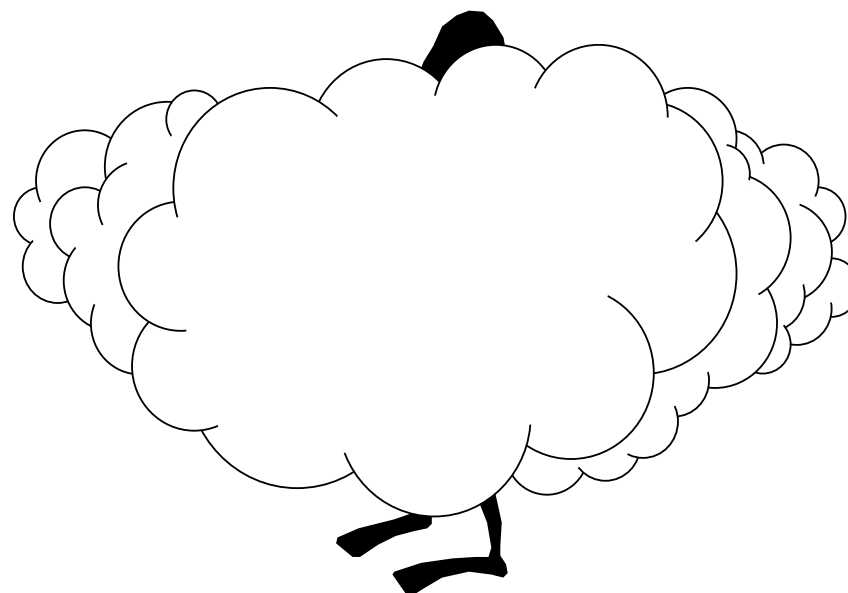
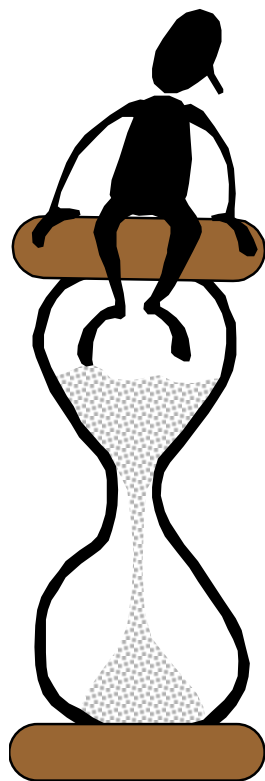
**Hydrogenace** x **hydratace**

**Dehydrogenace** x **dehydratace**



Hydratace a dehydratace nejsou redoxní reakce,  
jeden C se zredukoval, druhý C oxidoval, ale součet  
oxid. čísel je stejný

# Předvídání průběhu oxidoredukčních reakcí



Ze zkušenosti známe, že některé látky působí jako oxidační činidla, jiné jako redukční činidla.

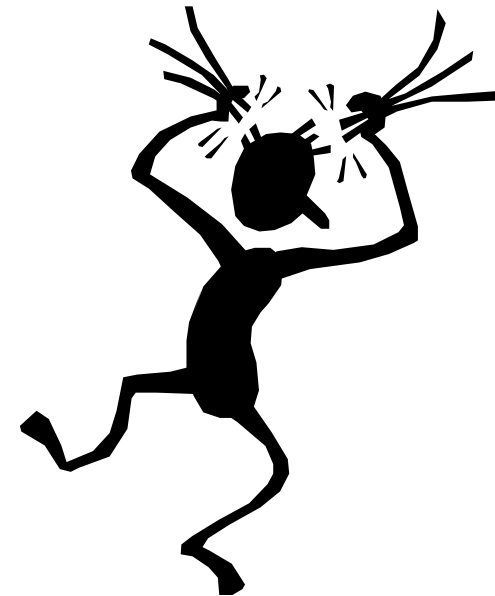
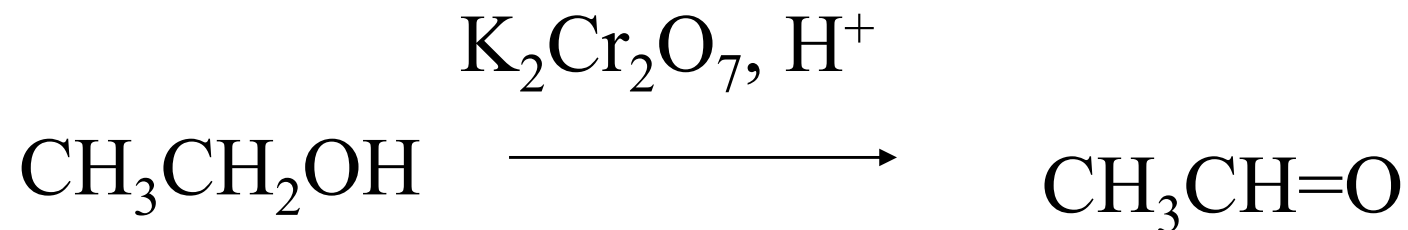
Oxidační činidla -

.....

Redukční činidla -



Ethanol lze oxidovat pomocí  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  na acetaldehyd

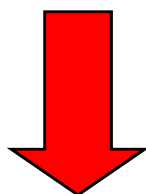


Lze ethanol oxidovat také peroxidem vodíku ?

Lze oxidovat acetaldehyd dichromanem na kys. octovou ?

Bude oxidace kompletní ?

## Lze řešit se znalostí elektrodových (redoxních) potenciálů daných systémů



elektrodové potenciály vyjadřují schopnost  
redukčního činidla ztrácet elektron

(nebo schopnost oxidačního činidla elektron přijímat)

*(srovnejte s aciditou a bazicitou)*

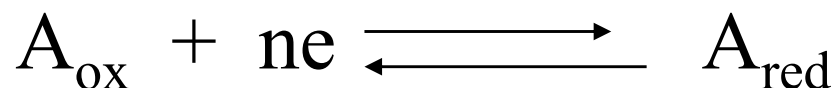
# Standardní elektrodový potenciál $E^{\circ}$

## Definice:

Elektromotorická síla poločláneku složeného z oxidované i redukované formy redoxního páru za **standardního stavu** a v rovnováze se standardní vodíkovou elektrodou

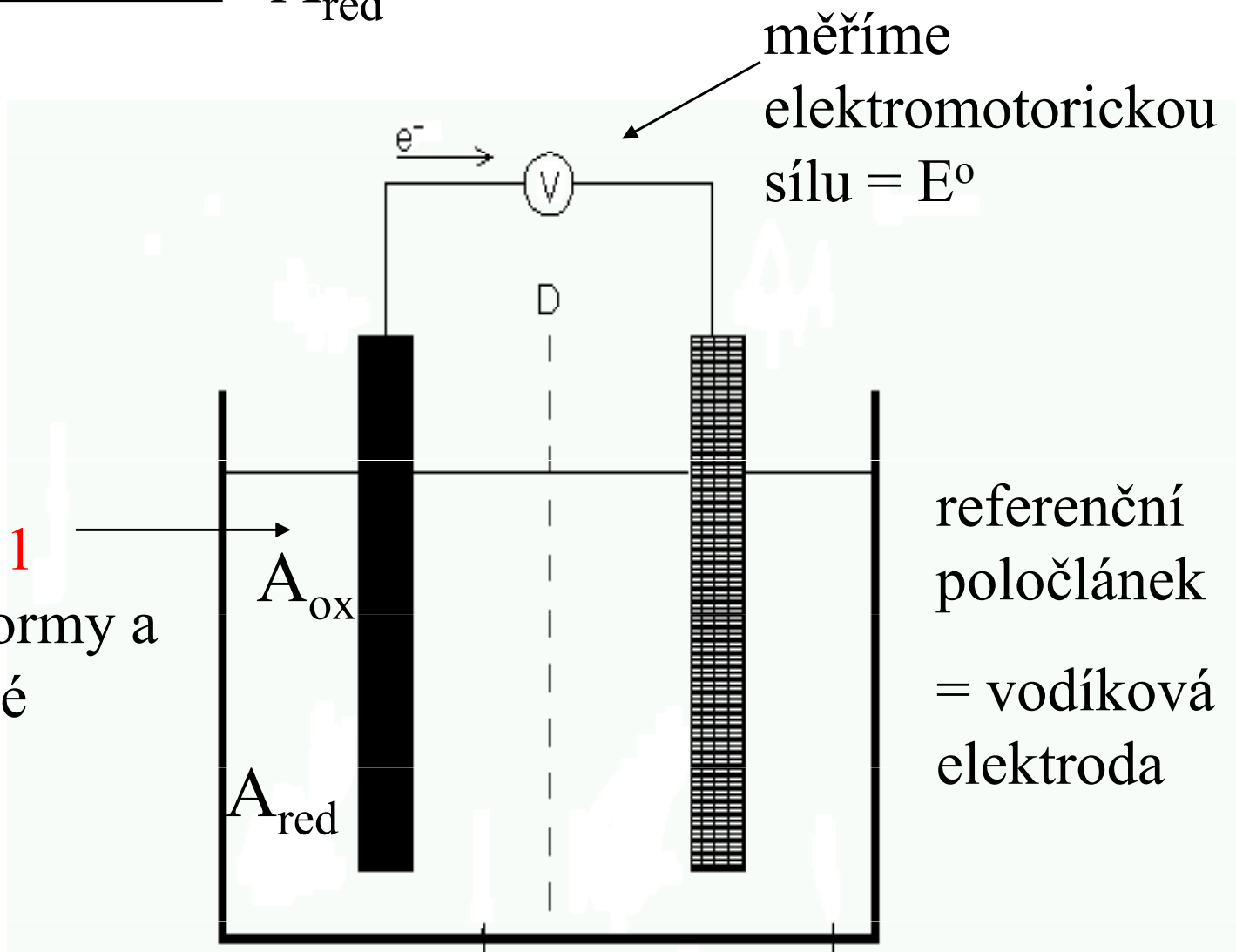
(standardní stav = **standardní teplota, tlak**,  $c = 1 \text{ mmol/l}$ , redukované i oxidované složky páru,  $\text{pH} = 0$ ).

# Standardní elektrodový potenciál $E^{\circ}$



standardní  
podmínky

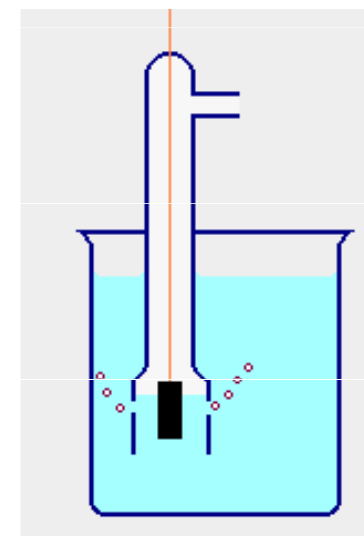
roztok obsahující **1 mol/l** oxidované formy a  
**1 mol/l** redukované  
formy



referenční  
poločlánek  
= vodíková  
elektroda

# Standardní vodíková elektroda

platinová elektroda pokrytá platinovou černí  
zčásti ponořená do roztoku o jednotkové  
aktivitě vodíkových iontů a z části  
vyčnívající nad roztok do prostoru  
vyplněného plynným vodíkem o tlaku 101,3  
kPa.



V praxi jiné srovnávací elektrody - kalomelová,  
argentchloridová

## Zjištění $E^{\circ}$

- měřením
- výpočtem z hodnot  $K$ ,  $\Delta G^{\circ}$

## Hodnoty $E^\circ$ pro některé redoxní páry

Redoxní pár	$E^\circ$ (V)
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
<b><math>2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2</math></b>	<b>0,00</b>
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$	0,54
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,76
$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	1,33
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$	1,36
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1,77

## Co lze z tabulky redoxních párů odvodit:

- Silná redukční činidla - (látky s velkou tendencí odštěpovat elektrony) - mají záporné hodnoty potenciálu

redukčním činidlem je přitom redukovaná forma páru

- Silná oxidační činidla - (látky s velkou tendencí přijímat elektrony) - mají kladné hodnoty potenciálu

oxidačním činidlem je přitom oxidovaná forma páru



Př.: V tabulce na snímku 23 najděte nejúčinnější

a) oxidační činidlo

b) redukční činidlo

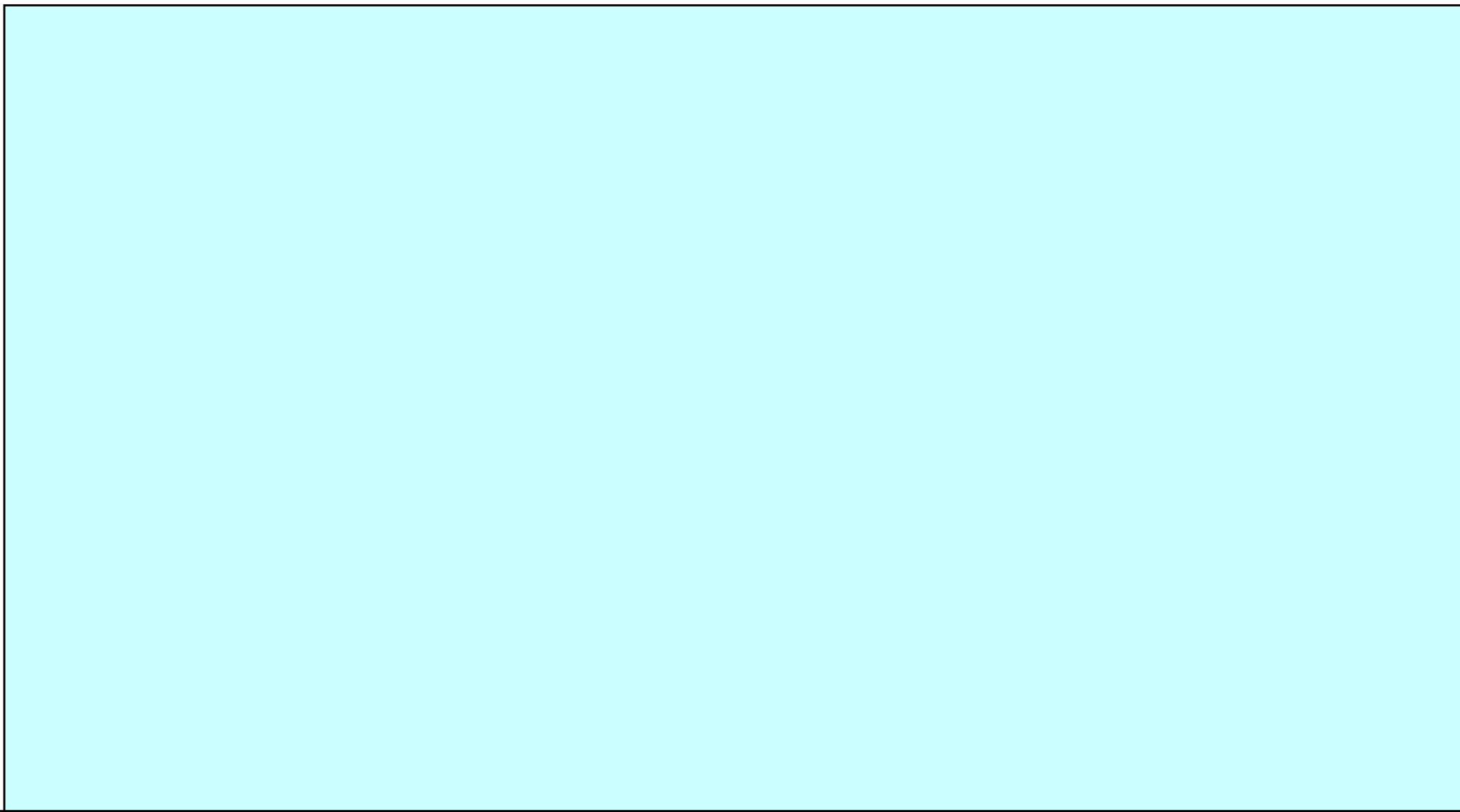


## Srovnání dvou párů

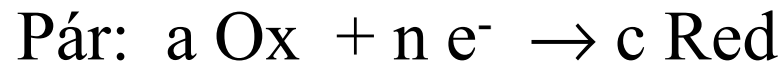
-redukována forma páru se zápornější hodnotou  $E^\circ$  může za standardního stavu redukovat oxidovanou formu druhého páru s kladnější hodnotou  $E^\circ$

- liší-li se oba páry o více jak 400 mV, reakce je nevratná i za nestandardních koncentracích, je-li rozdíl mezi hodnotami  $E^\circ$  menší, dochází ke vzniku rovnováhy ovlivnitelné koncentrací látek

Př.: V tabulce na snímku 23 naleznete všechny látky, které by mohly být za standardních podm.redukovány zinkem



# Hodnoty redoxních potenciálů při koncentracích jiných než standardních (jednotkových)



Nernstova-Petersova rovnice

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^c}$$

elektrodotový potenciál  
poločlanku za  
nestandardního stavu

Faradayova  
konstanta 96 500  
C/mol

počet  
přenášených  
elektronů

aktuální koncentrace  
oxidované [Ox] a  
redukované [Red] formy

*úprava vztahu*

*namísto  $\ln x = 2,3 \log x$*

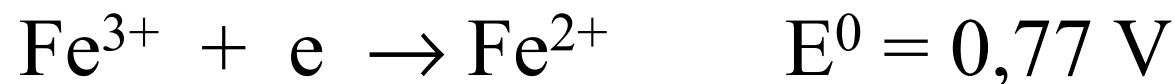
$$E = E^{\circ} + \frac{2,3RT}{nF} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^c}$$

T=25°C

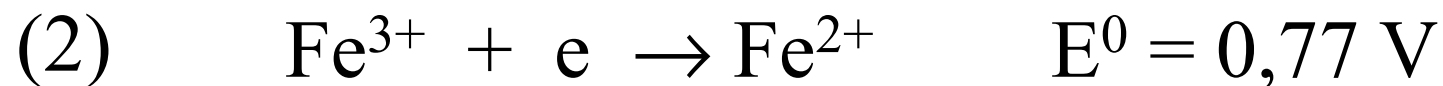
*po vyčíslení R, při 295 K*

$$E = E^{\circ} + \frac{0,061}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^c}$$

Př.1: Jakou hodnotu redoxního potenciálu bude mít poločlánek obsahující železité a železnaté ionty v poměru koncentrací 2:1 ?

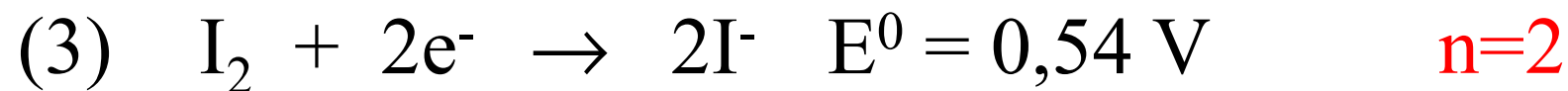


Př.2: Jakou hodnotu redoxního potenciálu bude mít poločlánek obsahující železité a železnaté ionty v poměru 1:2 ?

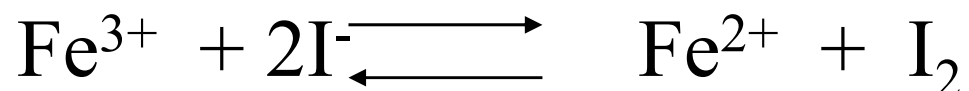




Př.3: Jakou hodnotu redoxního potenciálu bude mít poločlánek obsahující  $I_2$  a jodidové ionty v poměru 2:1 ?



Pokuste se určit v jakém směru proběhne reakce



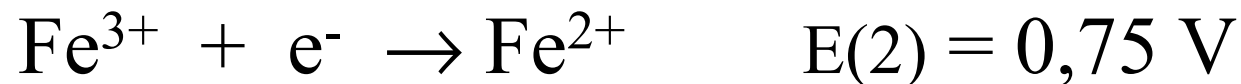
odpovídají-li poměry koncentrací redukovanych a oxidovaných forem obou párů příkladům 2 a 3



Aplikujeme stejnou úvahu jako na snímku 24

- redukována forma páru se zápornějším potenciálem může redukovat oxidovanou formu páru s kladnějším potenciálem

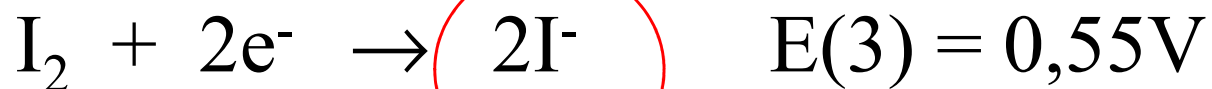
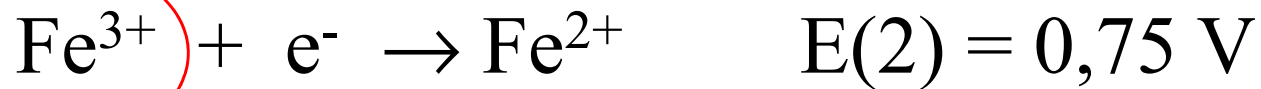
místo standardních redox potenciálů uvažujeme potenciály  $E_2$  a  $E_3$  vztažené k dané koncentraci:



V tomto páru bude  $\text{Fe}^{3+}$   
oxidační činidlo

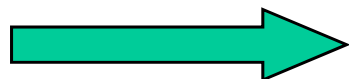
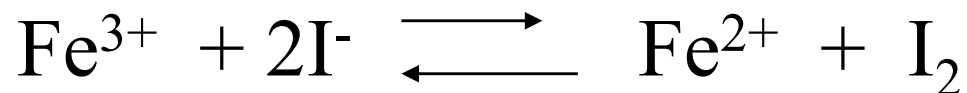


V tomto páru bude  $\text{I}^-$   
redukční činidlo



oxidační  
čínidlo

redukční  
čínidlo



Reakce proběhne v naznačeném směru

## Průběh reakce

Uvedené hodnoty odpovídají stavu na počátku reakce

Mezi oběma redoxními páry existuje potenciálový rozdíl  $\Delta E = E_2 - E_3$ , který je hnací silou reakce.

Tendencí každé oxidoredukční reakce je, aby se vyrovnaly rozdíly potenciálů obou párů (poločlanků), k tomu dochází přesunem elektronů

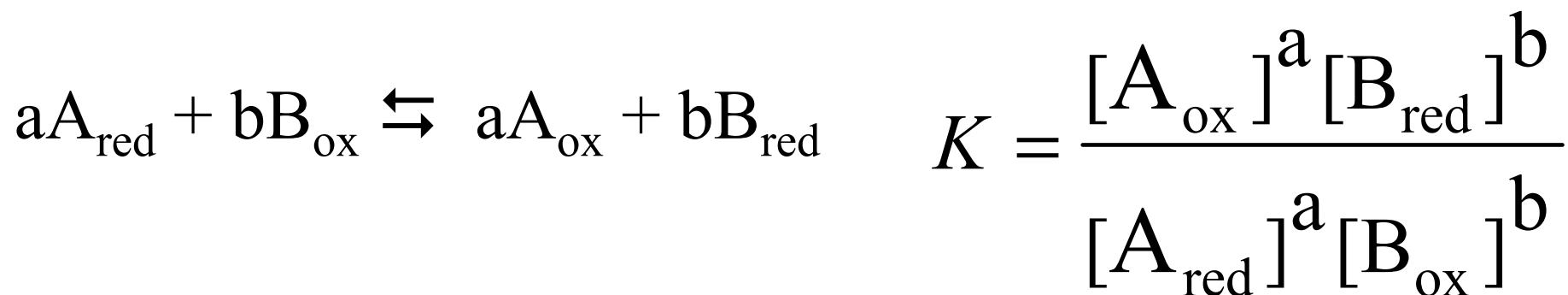
- **Jak dlouho bude reakce probíhat ?**



- **Kdy nastane rovnováha ?**



## Vztah mezi rovnovážnou konstantou a $E^{\circ}$



$$E_1 = E_1^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A_{\text{ox}}]^a}{[A_{\text{red}}]^a} \quad E_2 = E_2^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[B_{\text{ox}}]^b}{[B_{\text{red}}]^b}$$

za rovnováhy  $E_1 = E_2$

$$E_1^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A_{\text{ox}}]^a}{[A_{\text{red}}]^a} = E_2^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[B_{\text{ox}}]^b}{[B_{\text{red}}]^b}$$

$$\Delta E^{\circ}$$
$$E_2^{\circ} - E_1^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A_{ox}]^a [B_{red}]^b}{[A_{red}]^a [B_{ox}]^b}$$

K

$$\ln K = \frac{nF}{RT} (E_2^{\circ} - E_1^{\circ})$$

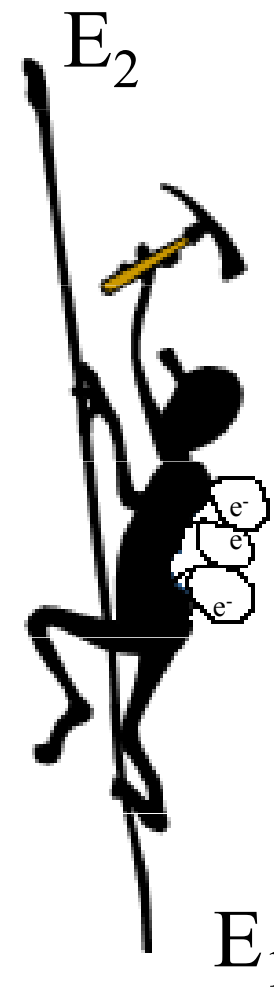
$$RT \ln K = nF \Delta E^{\circ}$$



# Vztah mezi redoxním potenciálem a Gibbsovou energií

Při přenosu  $n$  molů elektronů přes potenciálový rozdíl  $\Delta E$  koná systém práci

$$-\Delta G = nF(E_2 - E_1) = nF\Delta E \quad (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1})$$

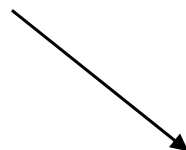


**Oxidoredukčními ději se získává energie využitelná na práci**

Průběh oxidoredukční reakce lze charakterizovat hodnotou  $\Delta G$ , která je úměrná rozdílu redoxních potenciálů

Pro standardní stav

$$-\Delta G^{\circ} = nF( E_2^{\circ} - E_1^{\circ}) = nF\Delta E^{\circ}$$



Podle konvence je indexem 2 vždy označen potenciál redoxního páru s pozitivnější hodnotou

# Elektrodové potenciály v biologických systémech

Elektrodové potenciály vztažené k pH=7, teplota 30 °C

Namísto hodnot  $E$  a  $E^\circ \Rightarrow E', E^{\circ'}$

Změna hodnot o  $-0,42$  V

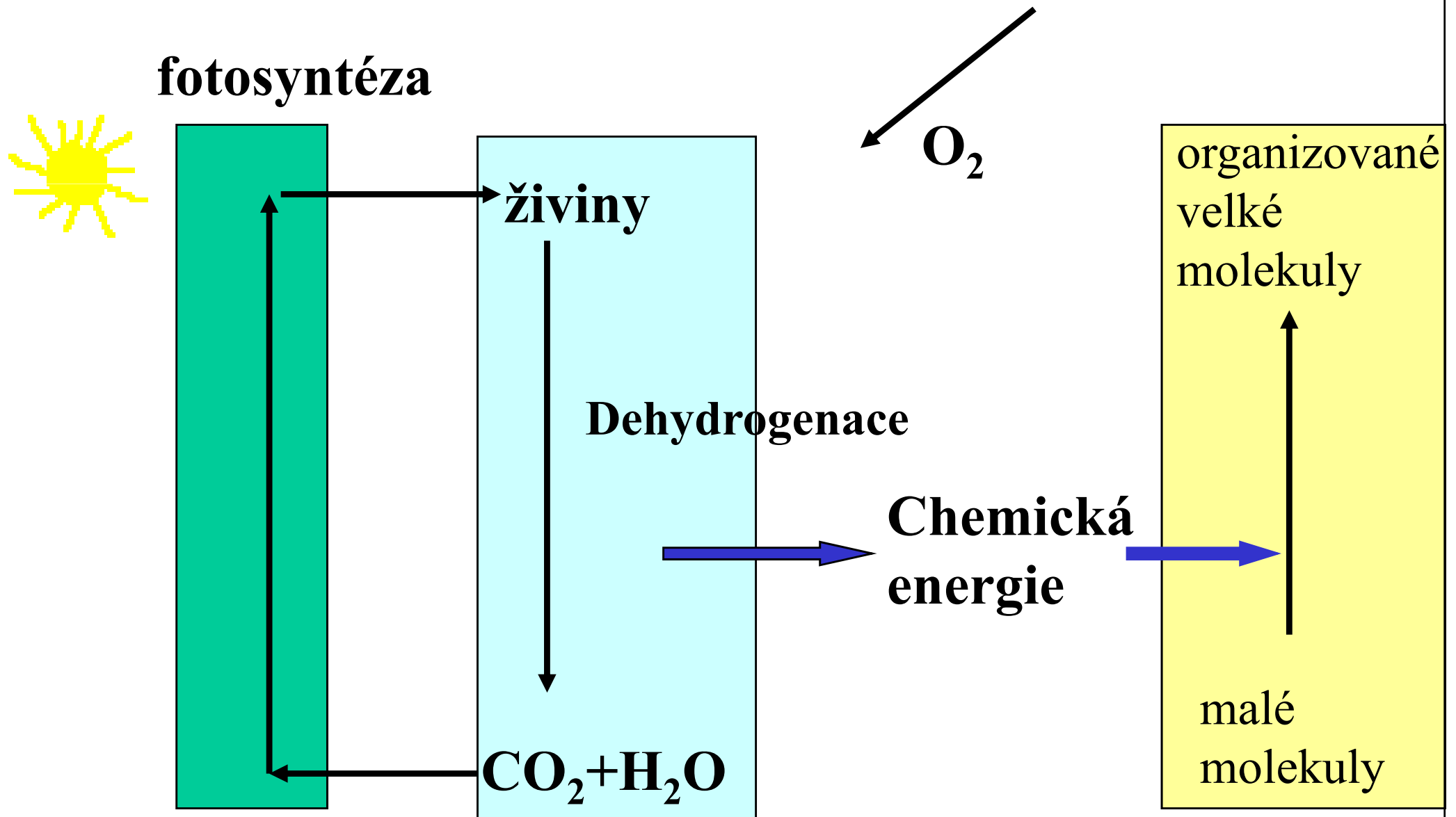
(Standardní potenciál vodíkové elektrody při pH = 7 vztažený na vodíkovou elektrodu při pH = 0 má hodnotu  $-0,420$  V)

# Oxidoredukce v biologických systémech

- Nejdůležitější oxidoredukční reakce probíhají při odbourání živin z potravy
- Oxidoredukční děje probíhají také při některých syntetických pochodech (syntéza mastných kyselin, cholesterolu)
- K oxidoredukcím patří i další reakce probíhající v buňkách (odbourání alkoholu, tvorba laktátu, hydroxylace substrátů ad.)

**Většina oxidoredukcí v biologických systémech je enzymově katalyzována**

# Význam biologických oxidací pro získání energie

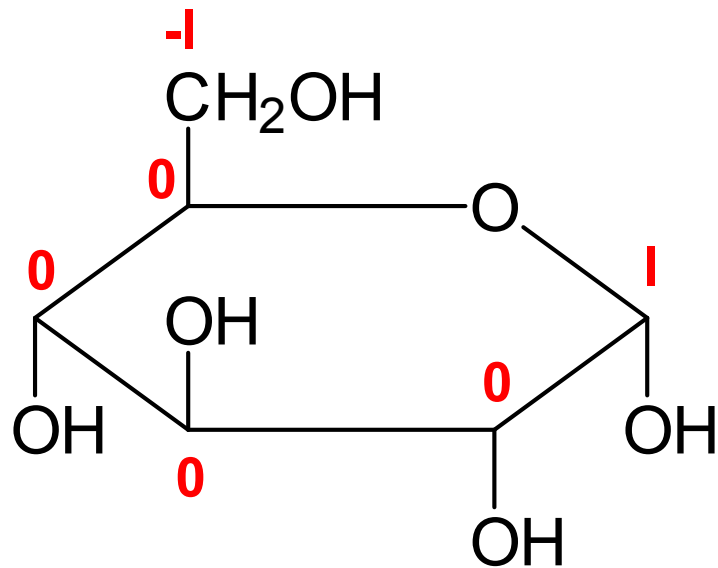


# Jak se metabolismem živin získává energie ?

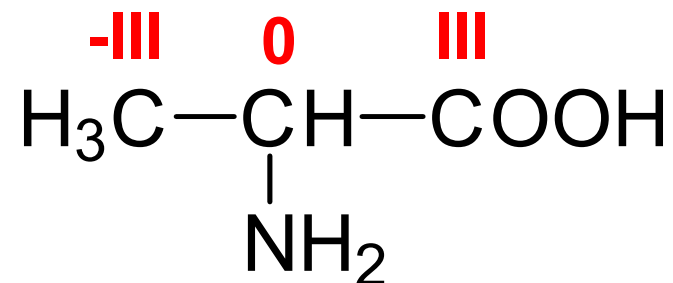
## „spalování živin“

- živiny v potravě (lipidy a sacharidy, částečně proteiny) obsahují atomy uhlíku s nízkým oxidačním stupněm
- jsou postupně oxidovány na  $\text{CO}_2$  a  $\text{H}_2\text{O}$  (dehydrogenace)
- odbourávání živin zahrnuje kromě oxidací i jiné typy reakcí – izomerizace, hydratace, dehydratace, fosforylace, štěpení ad.
- pro získání energie mají význam pouze dehydrogenační reakce.

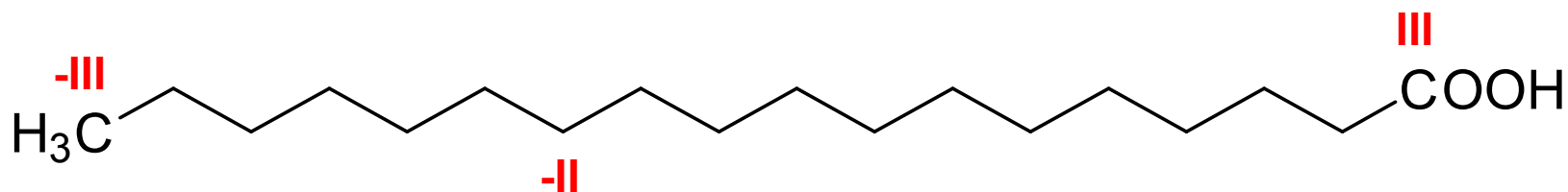
# Oxidační čísla uhlíku v modelových živinách



Průměrné ox.č. C = 0,0



Průměrné ox.č. C = 0,0



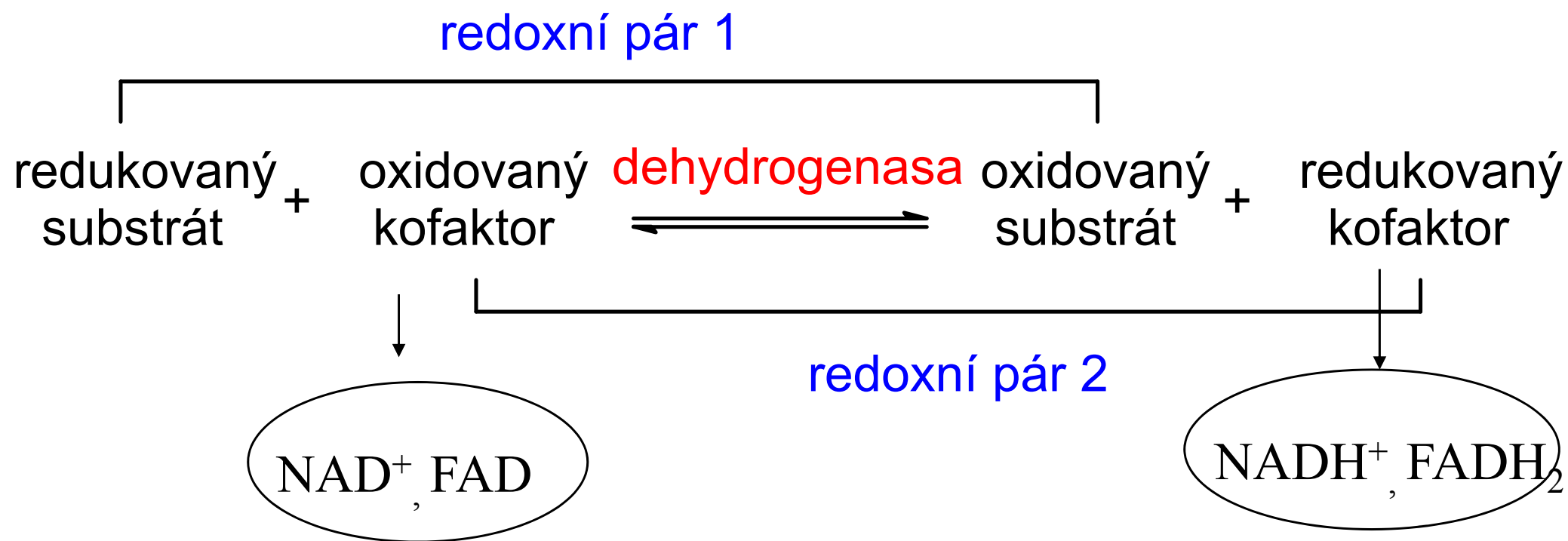
Průměrné ox.č. C = -1,8  $\Rightarrow$  uhlík je nejvíce redukovaný

# Oxidace živin je katalyzována enzymy

- Oxidace se odehrávají formou dehydrogenací
- Vodík z dehydrogenačních reakcí se váže na kofaktory enzymů (nejčastěji  $\text{NAD}^+$  a FAD)

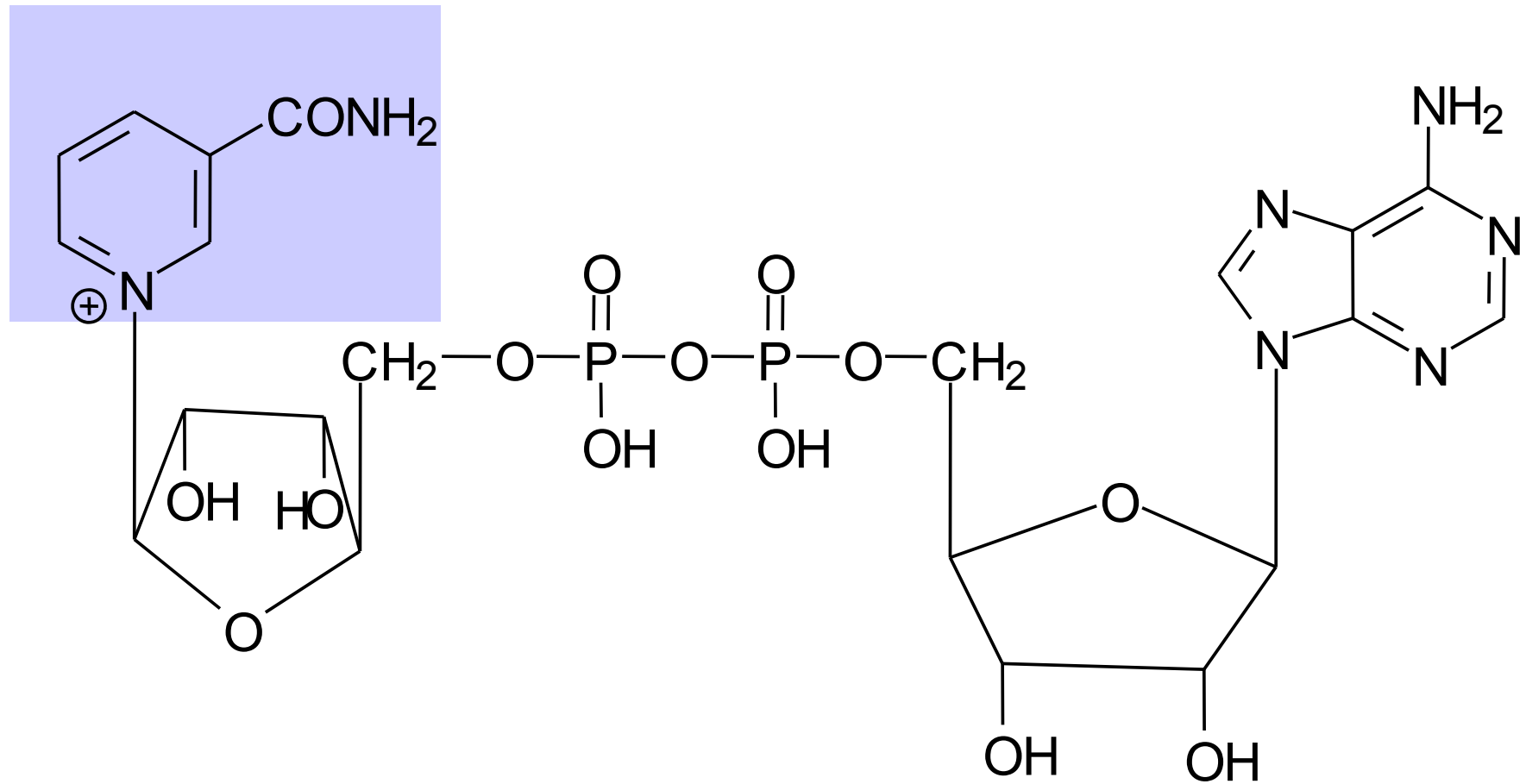


# Obecné schéma enzymové dehydrogenace

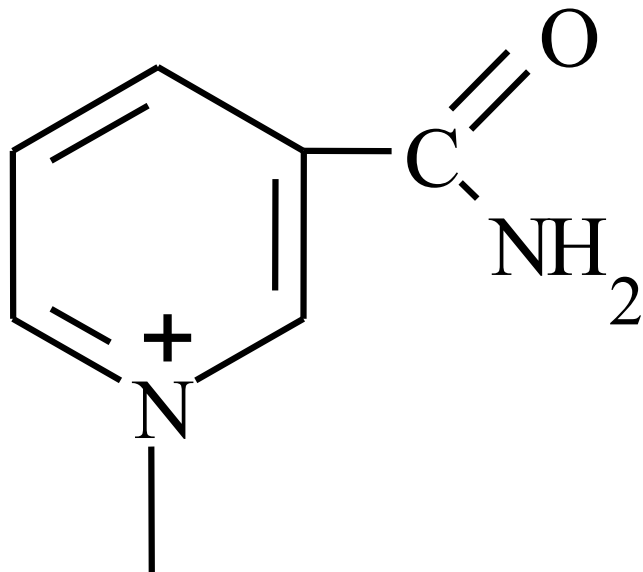


**Kofaktory dehydrogenačních reakcí jsou nejčastěji NAD<sup>+</sup> a FAD**

# NAD<sup>+</sup> - nikotinamidadenindinukleotid



# Oxidovaná forma $\text{NAD}^+$



ribosa



fosfát



fosfát

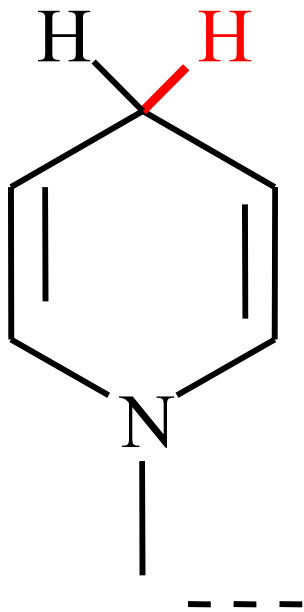
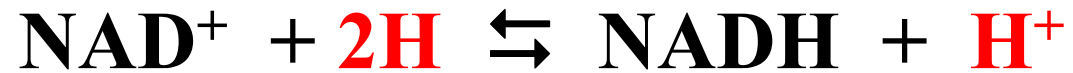


ribosa



adenin

# Redukovaná forma - NADH



Na kofaktor se přenáší atom vodíku a elektron (hydridový anion), proton se uvolňuje do prostředí

## **Niacin, vit. B<sub>3</sub>, vit.PP**

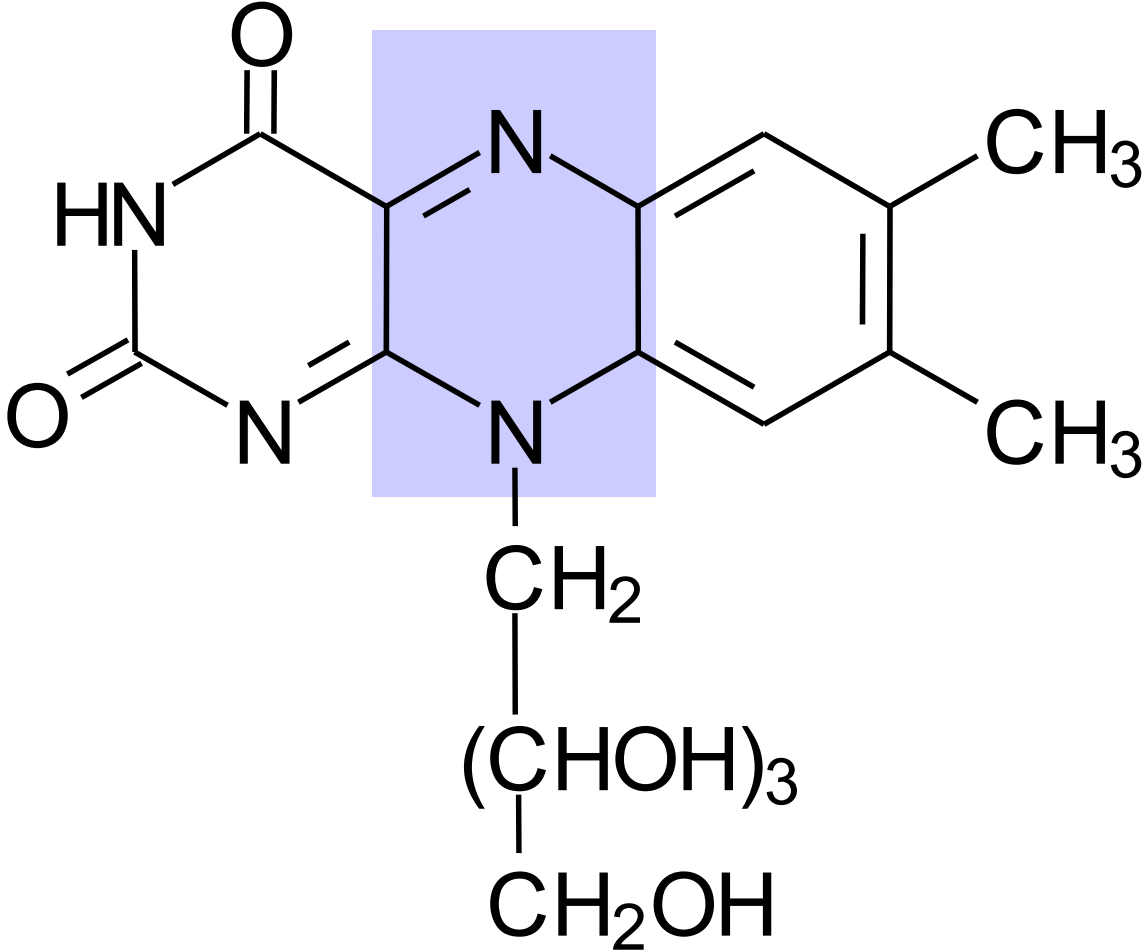
(směs nikotinamidu a kys. nikotinové)

Denní potřeba 13-20 mg

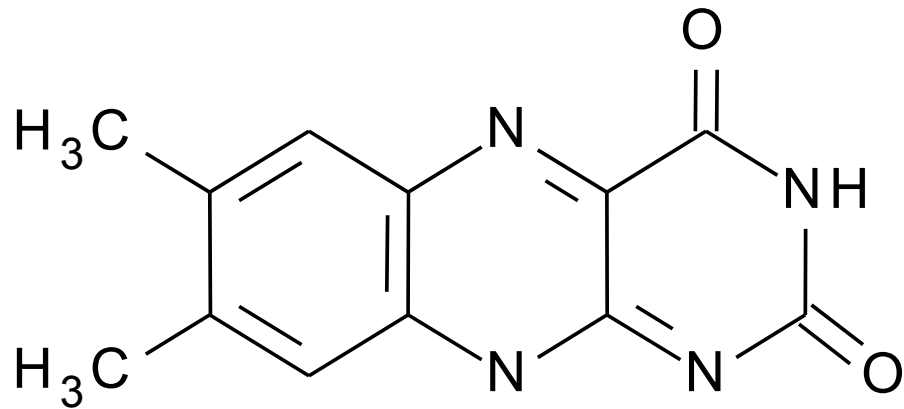
Nedostatek: pelagra

Zdroje: játra, maso, droždí

# FAD - flavinadeninindinukleotid

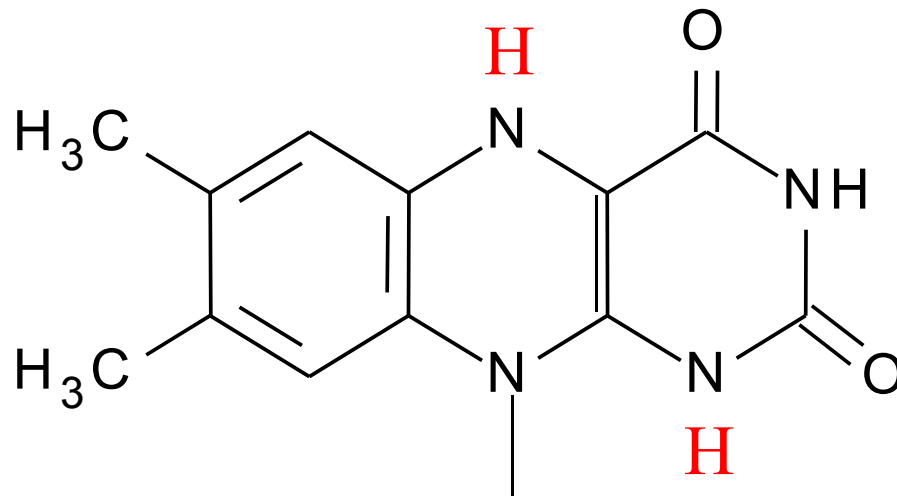
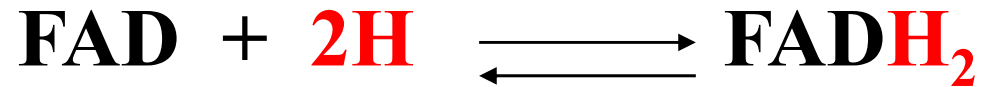


# Oxidovaná forma FAD



ribitol — fosfát — fosfát — ribosa adenin

# Redukovaná forma FAD



ribitol — fosfát — fosfát — ribosa adenin



## **Vitamin B<sub>2</sub> – riboflavin**

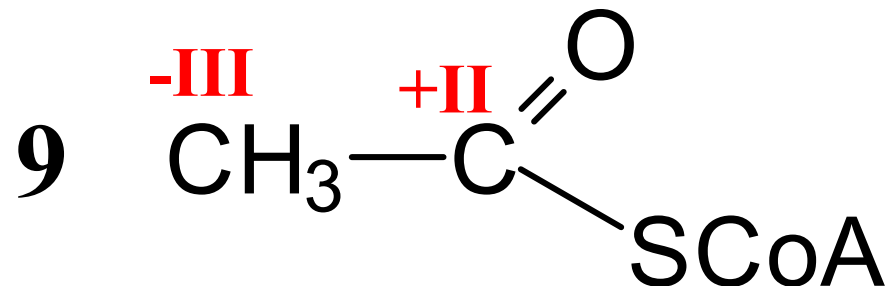
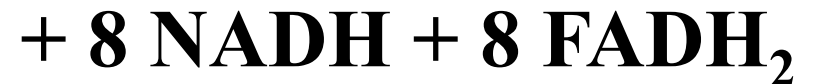
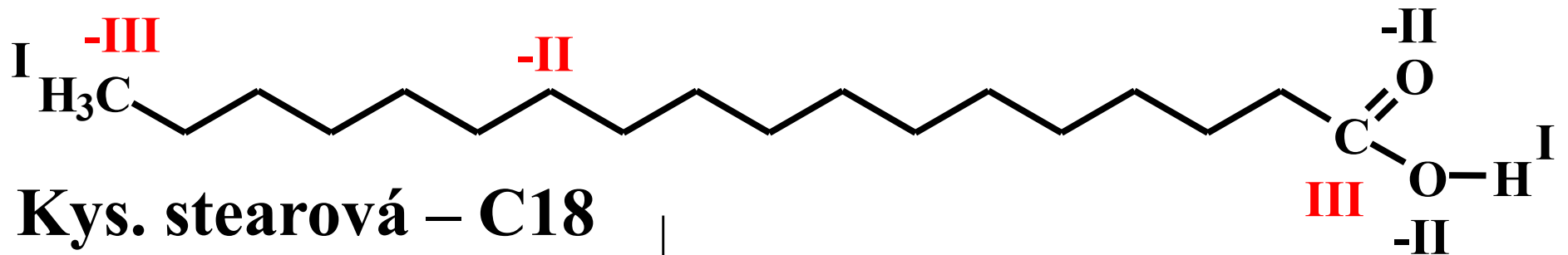
Denní potřeba: cca 2 mg

Nedostatek: poruchy sliznice

Zdroje: mléko, vejce, maso, rostliné potraviny

# Příklad získání energie „spalováním“ živin

## $\beta$ - oxidace mastných kyselin



Při  $\beta$ -oxidaci je mastná kyselina postupně, v cyklu 4 reakcí, odbourávána na molekuly acetyl-CoA  
(srovnejte oxid.číslo uhlíků v MK a v acetylCoA)



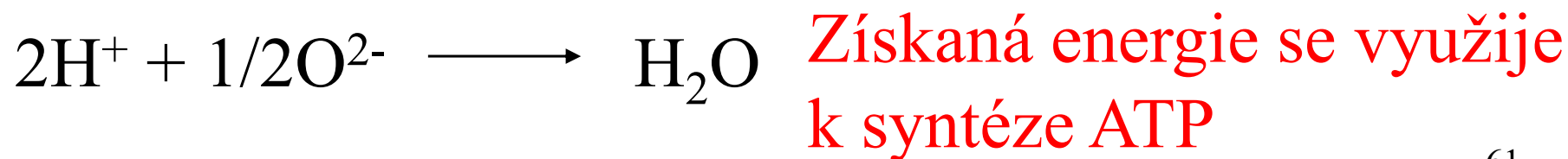
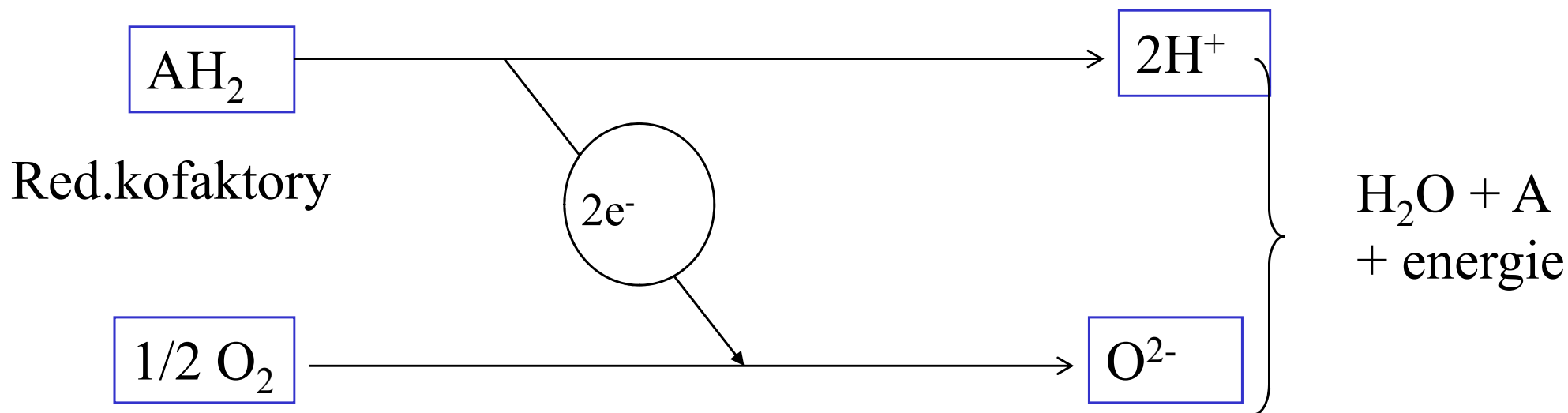
## Kde je ta energie ?

Energie se získá:

- reoxidací  $\text{FADH}_2$  a  $\text{NADH}$  v dýchacím řetězci
- acetylCoA je dále oxidován v citrátovém cyklu – získají se další redukované kofaktory (celkem 3  $\text{NADH}$  a 1  $\text{FADH}_2$  na jeden acetylCoA)

# Redukované kofaktory (NADH a FADH<sub>2</sub>) jsou reoxidovány systémem enzymů a kofaktorů v dýchacím řetězci

Dýchací řetězec (vnitřní mitochondriální membrána)



## Energie teoreticky uvolněná za standardních podmínek při redukci kyslíku vodíkem



$$-\Delta G^{\circ} = nF\Delta E^{\circ} = 2 \cdot F \cdot 1,24 = -238\text{ kJ/mol}$$

**Oxidací 1 mol NADH lze za standardních podmínek teoreticky získat až 238 kJ**



Energie potřebná na syntézu 1 mol ATP za standardních podmínek je 30,5 kJ/mol

Pokud by se odpovídající množství energie z oxidace NADH uvolnilo naráz, buňka by ji nemohla zachytit a využít. Převážná část energie by se proměnila na teplo.

## Účinné využití energie je umožněno stupňovitým přenosem elektronů v dýchacím řetězci

Elektrony z atomů vodíku přecházejí v dýchacím řetězci přes několik akceptorů

enzymové komplexy seřazené podle stoupajících hodnot redox potenciálů jejich kofaktorů

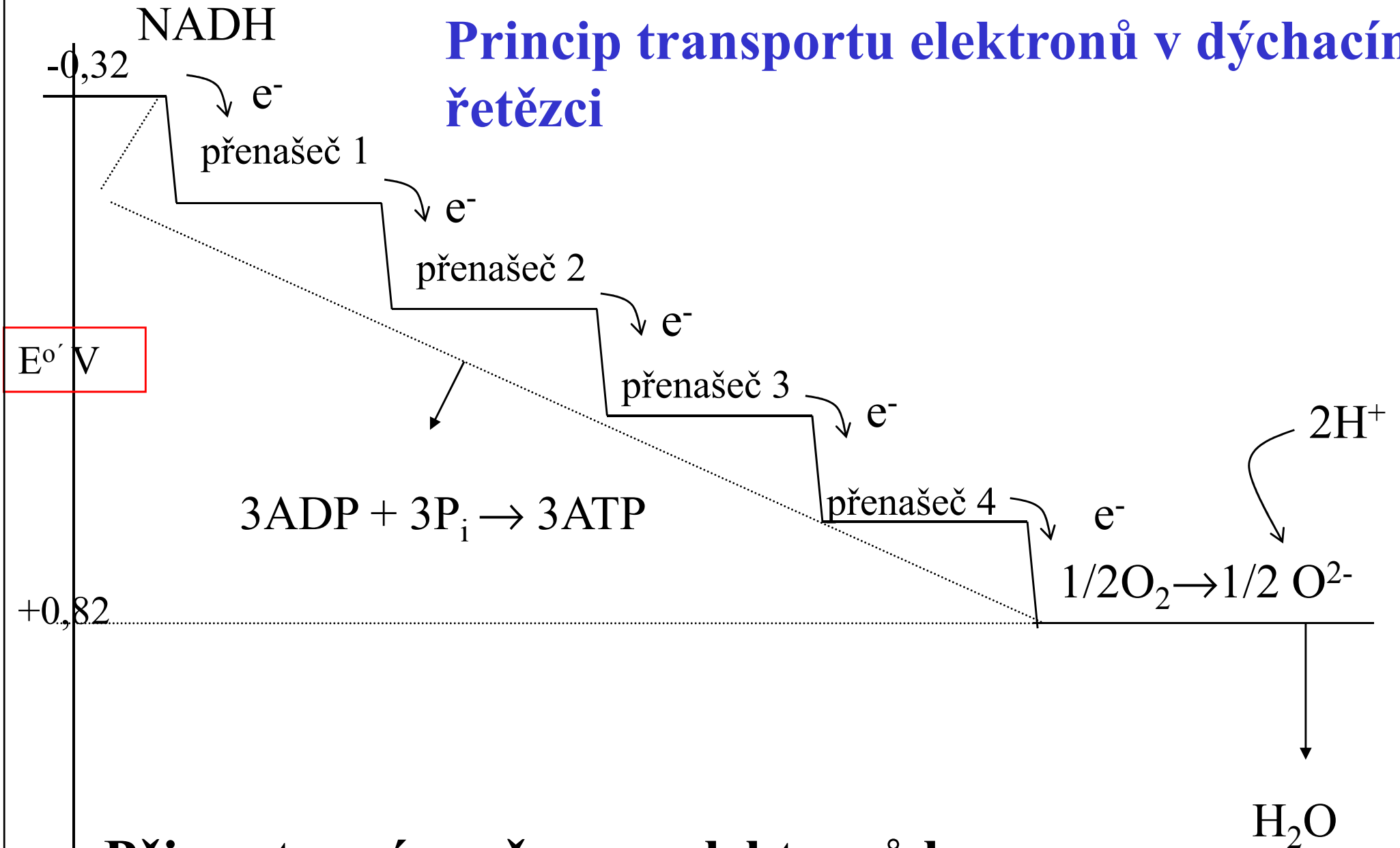
Po částech uvolňovaná energie je s vysokou účinností využita k syntéze ATP



Redoxní páry v dýchacím řetězci	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{NAD}^+ + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{NADH} + \text{H}^+$	-0,320
$\text{FAD} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{FADH}_2$	<i>a</i>
$\text{FMN} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{FMNH}_2$	<i>a</i>
$2 \text{ cytochrom } b (\text{Fe}^{3+}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{ cytochrom } b (\text{Fe}^{2+})$	+0,030
$\text{ubichinon} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{ubichinol}$	+0,100
$2 \text{ cytochrom } c (\text{Fe}^{3+}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{ cytochrom } c (\text{Fe}^{2+})$	+0,235
$2 \text{ cytochrom } a_3 (\text{Fe}^{3+}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{ cytochrom } a_3 (\text{Fe}^{2+})$	+0,385
$\frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	+0,816

<sup>a</sup>Flavoproteiny mají velmi variabilní hodnotu  $E^{\circ'}$ , v závislosti na bílkovinné části (0,003 – 0,091 V).

# Princip transportu elektronů v dýchacím řetězci



**Při postupném přenosu elektronů lze oxidací 1 mol NADH získat až 3 mol ATP**

## Obsah energie v čistých (100%) živinách

Živina	Energetická hodnota (kJ/g)	
	Biologická	Fyzikální
Tuky	38	38
Sacharidy	17	17
Bílkoviny*	17	24

\* V kalorimetru spáleny na  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  a  $\text{N}_2$ .

V těle katabolizovány na  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  a  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ .

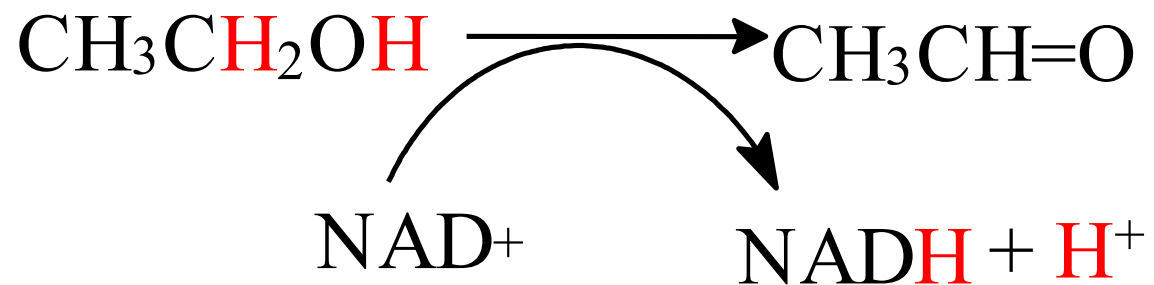
**Pokuste se zodpovědět, proč v nejvyšší obsah energie je v tucích**



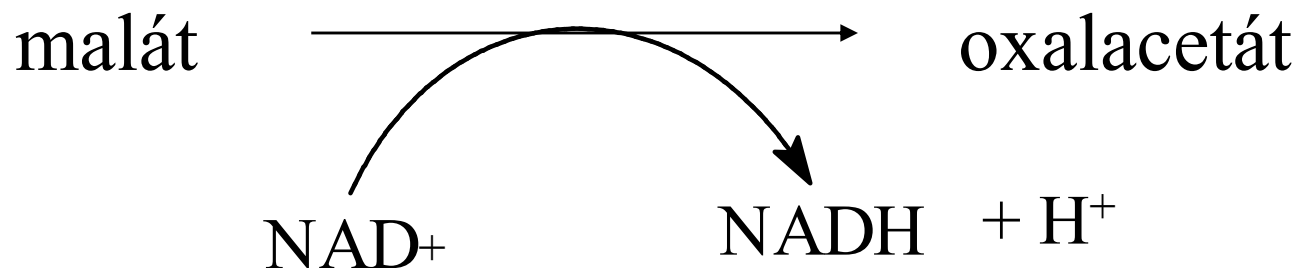
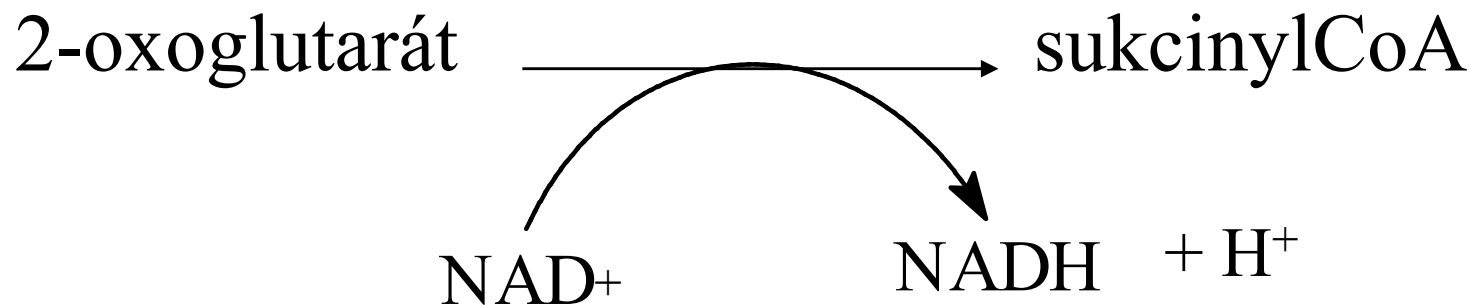
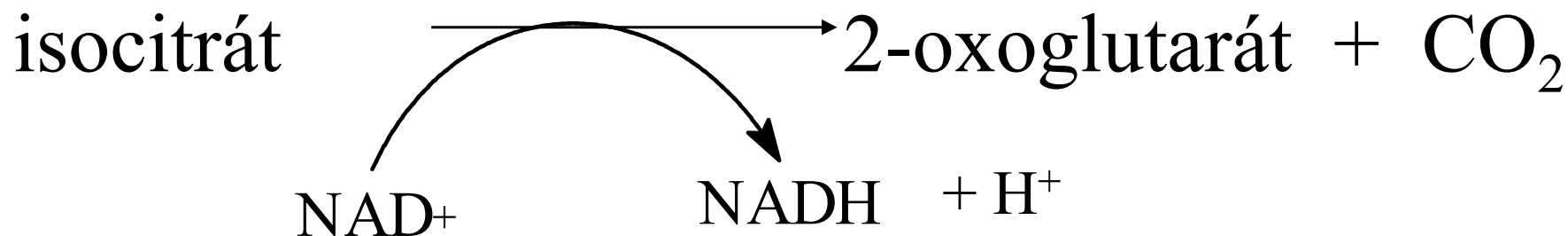
Vezměte v úvahu průměrná oxidační čísla uhlíkových atomů v živinách (snímek 47)

# Příklady dalších biochemicky významných oxidoredukčních reakcí

## Oxidace ethanolu na acetaldehyd



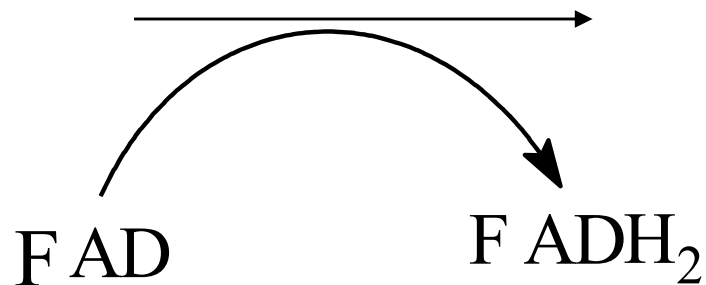
# Dehydrogenační reakce v citrátovém cyklu (vznik NADH)



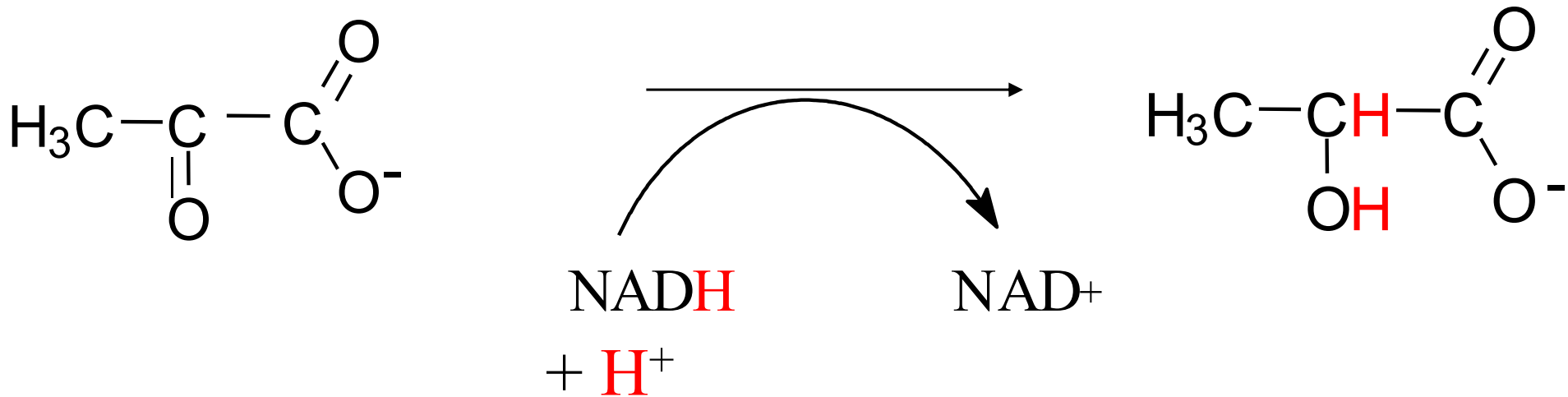
# Dehydrogenační reakce v citrátovém cyklu (vznik $\text{FADH}_2$ )

sukcinát

fumarát



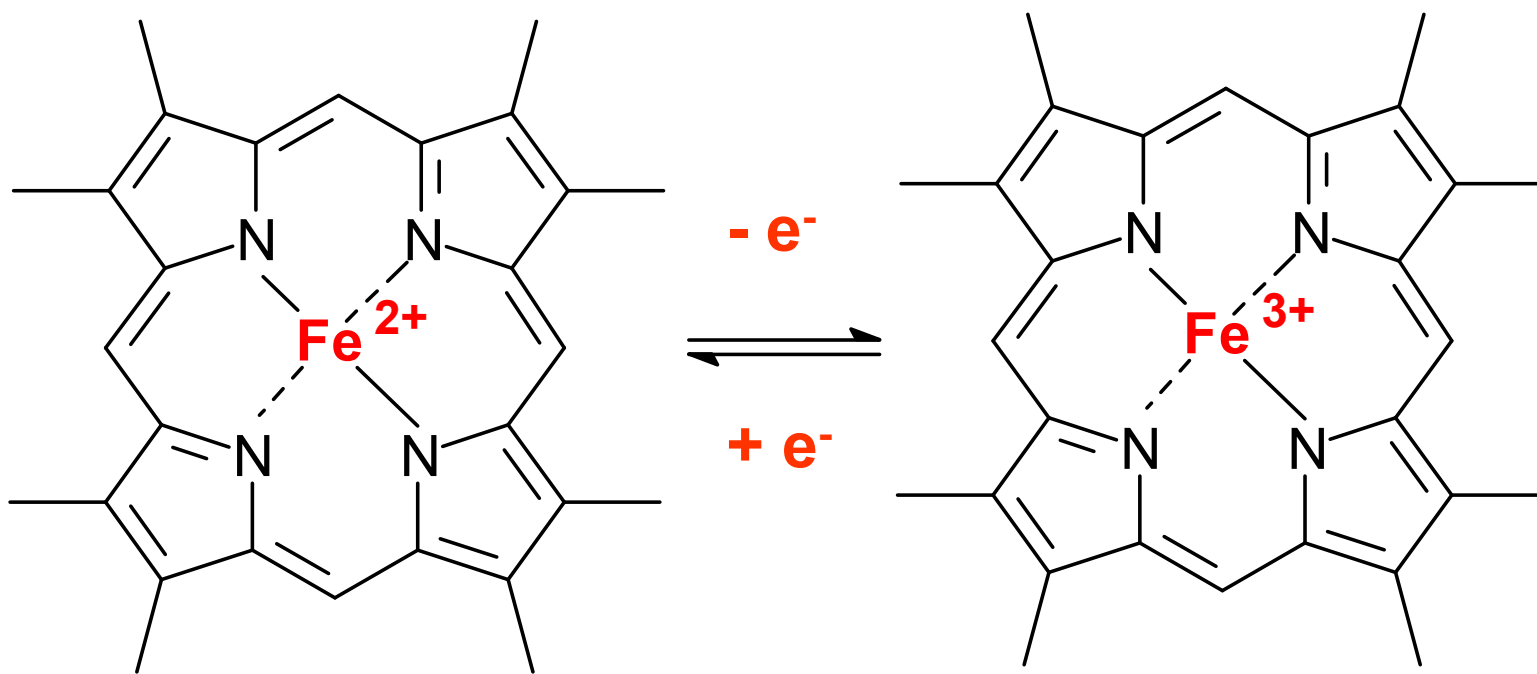
# Redukce pyruvátu na laktát



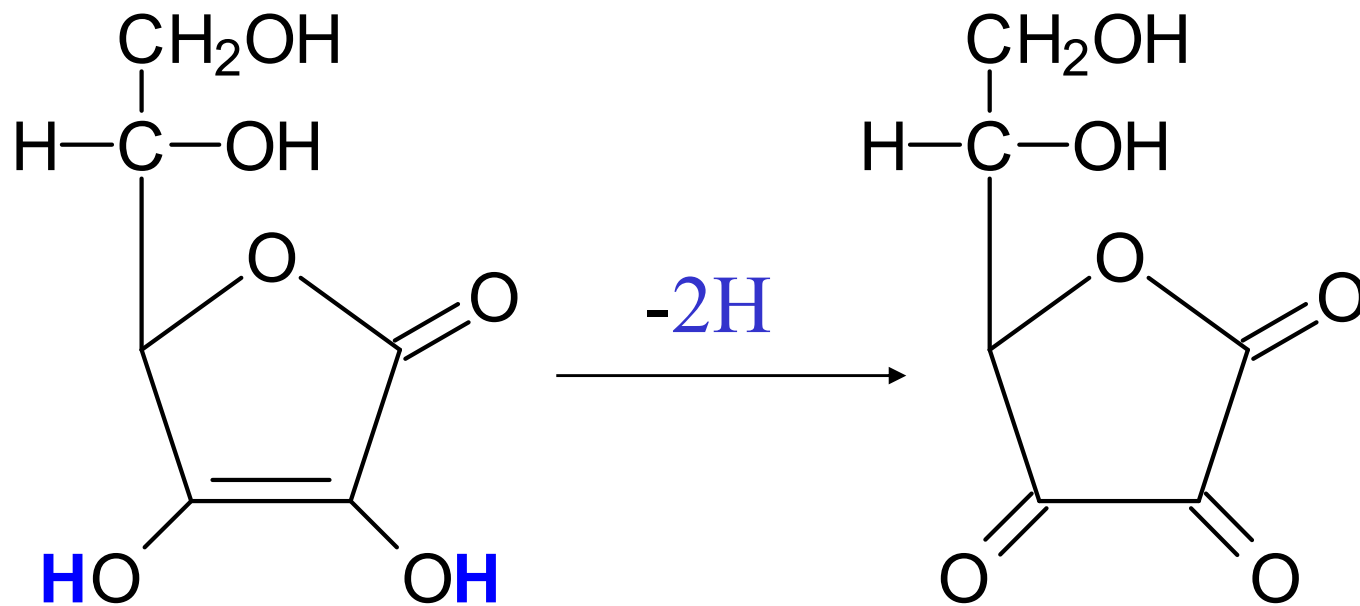
Probíhá při svalové práci na kyslíkový dluh



# Přenos elektronů pomocí cytochromů (probíhá v dýchacím řetězci, nebo při hydroxylačních reakcích)

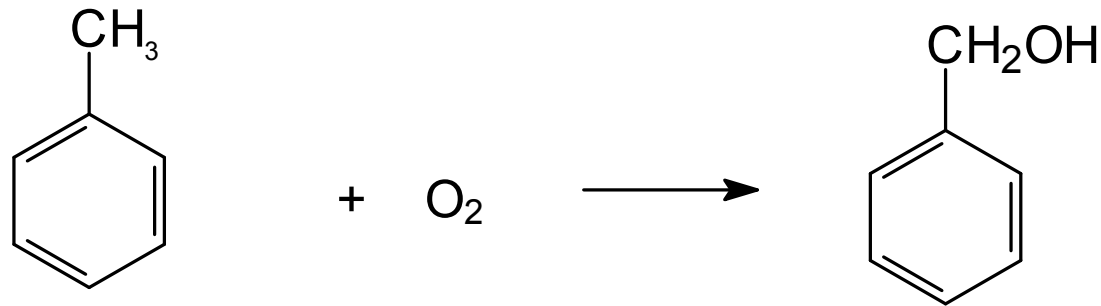


# Dehydrogenace kyseliny askorbové

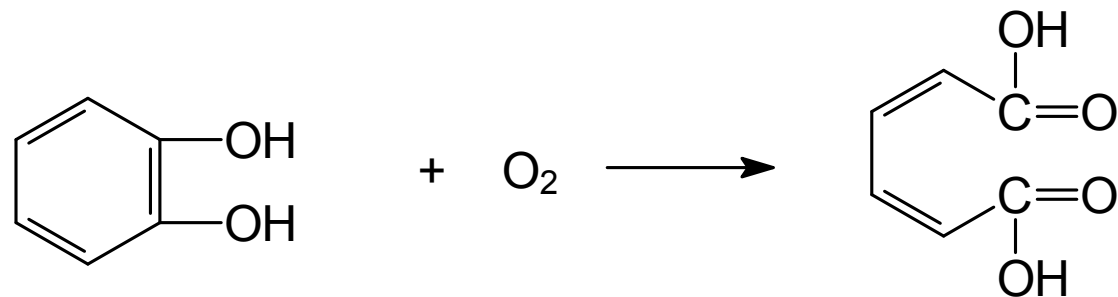


# Oxygenace – přímé slučování s kyslíkem jsou méně početné

Monooxygenasy – katalyzují hydroxylaci substrátů



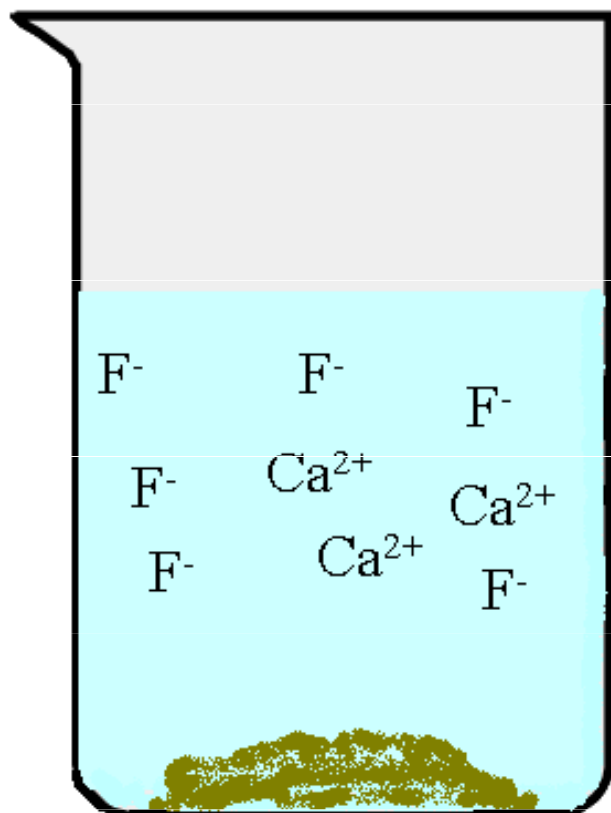
Dioxygenasy – katalyzují vestavění dvou atomů O do substrátů



**Málo rozpustné silné  
elektrolyty.**

**Srážecí reakce**

# Rozpustnost solí ve vodě



Přidáváme-li sůl do rozpouštědla, sůl se rozpouští a disociuje

Po přidání určitého množství soli, zůstává další přídavek nerozpuštěn

Roztok je solí nasycen

# Rovnováha v nasyceném roztoku



Rovnovážná konstanta

$$K = \frac{[B^{m+}]^n [A^{n-}]^m}{[B_n A_m]}$$

= konst.

$$K = \frac{[Ca^{2+}][F^{-}]^2}{[CaF_2]}$$

= konst.

# Součin rozpustnosti

$$K_s = [B^{m+}]^n [A^{n-}]^m$$

$$K_s = [Ca^{2+}] [F^-]^2$$

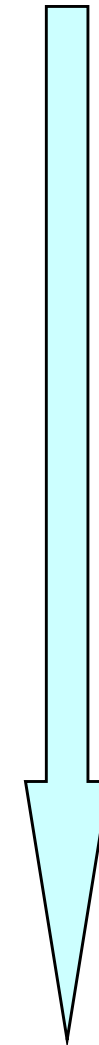
Součin rozpustnosti udává (pro danou teplotu) maximální hodnotu, jaké může dosáhnout součin koncentrací obou iontů rozpuštěné látky v roztoku.

Je-li součin koncentrace iontů vyšší, z roztoku se vylučuje sraženina

# Součiny rozpustnosti vybraných sloučenin

Sůl	$K_s$
PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5}$
CaSO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-6}$
CaHPO <sub>4</sub>	$2,3 \cdot 10^{-7}$
SrSO <sub>4</sub>	$3,3 \cdot 10^{-7}$
CaCO <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-9}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,0 \cdot 10^{-9}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,4 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
CaF <sub>2</sub>	$2,7 \cdot 10^{-11}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$2,8 \cdot 10^{-30}$
Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> OH	$5,3 \cdot 10^{-59}$
Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> F	$3,1 \cdot 10^{-60}$
Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-88}$

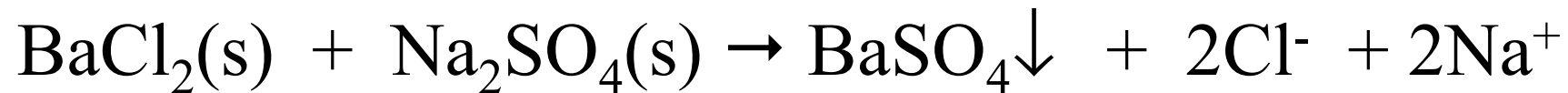
Snižování  
rozpustnosti





# Srážecí reakce

Chlorid barnatý a síran sodný jsou dobře rozpustné sloučeniny. Co se stane smícháme-li jejich roztoky ?



$$K_s(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Jakmile součin koncentrací

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

přesáhne hodnotu  $1,4 \cdot 10^{-10}$ , začne se vylučovat sraženina  $\text{BaSO}_4$

Při jakých koncentracích  $\text{BaCl}_2$  a  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  to nastane ?

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Např. a) koncentrace obou solí v roztoku bude  $1,05 \cdot 10^{-5}$  mol/l

b) koncentrace  $\text{BaCl}_2$  v roztoku bude  $1 \cdot 10^{-1}$  mol/l a konc.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  bude  $1,1 \cdot 10^{-9}$  mol/l

c) koncentrace  $\text{BaCl}_2$  v roztoku bude  $1,1 \cdot 10^{-9}$  mol/l a konc.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  bude  $1 \cdot 10^{-1}$  mol/l

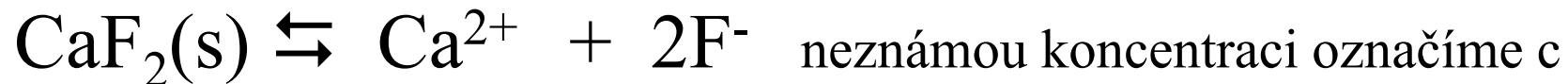
**Obecně: kdykoliv součin koncentrací obou iontů překročí hodnotu  $1,1 \cdot 10^{-10}$**

**Př.: Jaké množství  $\text{CaF}_2$  může být maximálně rozpuštěno ve vodě ? (pro zvědavé)**

$$K_s (\text{CaF}_2) = 4.0 \cdot 10^{-11}$$

$$M_r(\text{CaF}_2) = 78$$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$



$$c \qquad c \qquad 2c$$

$$4,0 \cdot 10^{-11} = c \cdot (2c)^2 = 4c^3 \quad \Rightarrow \quad c = \sqrt[3]{1 \cdot 10^{-11}}$$

$$c \approx 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

V 1 litru roztoku může být maximálně rozpuštěno  $2,1 \cdot 10^{-4}$  molu  $\text{CaF}_2$

$$\text{tj. } 2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 78 \text{ g} = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 16,4 \text{ mg } \text{CaF}_2$$

## Efekt společného iontu

Součin rozpustnosti štavelanu vápenatého je  $K_s = 1,0 \cdot 10^{-9}$

K nasycenému roztoku této soli přidáme ve vodě dobře rozpustný  $\text{CaCl}_2$

Co se stane ?



Proč ?

## Biologické apatity – součiny rozpustnosti in vitro

hydroxyapatit  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$   $K_s = 5.34 \times 10^{-59}$

fluorapatit  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{F})_2$   $K_s = 3.16 \times 10^{-60}$

oktakalciumfosfát  $\text{Ca}_8(\text{HPO}_4)_2(\text{PO}_4)_4$   $K_s = 2.0 \times 10^{-49}$

Proč přílišné pití koka-koly  
snižuje příjem vápníku?

