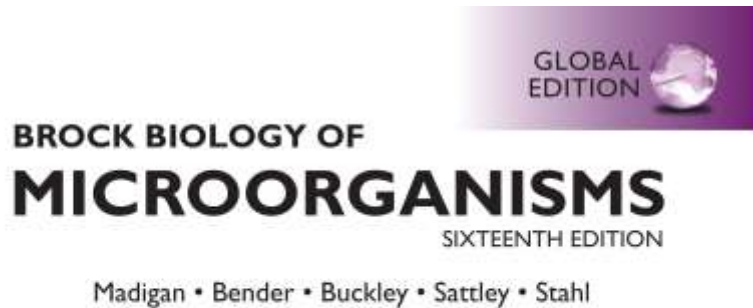


# Brock Biology of Microorganisms

Sixteenth Edition, Global Edition



## Chapter 3

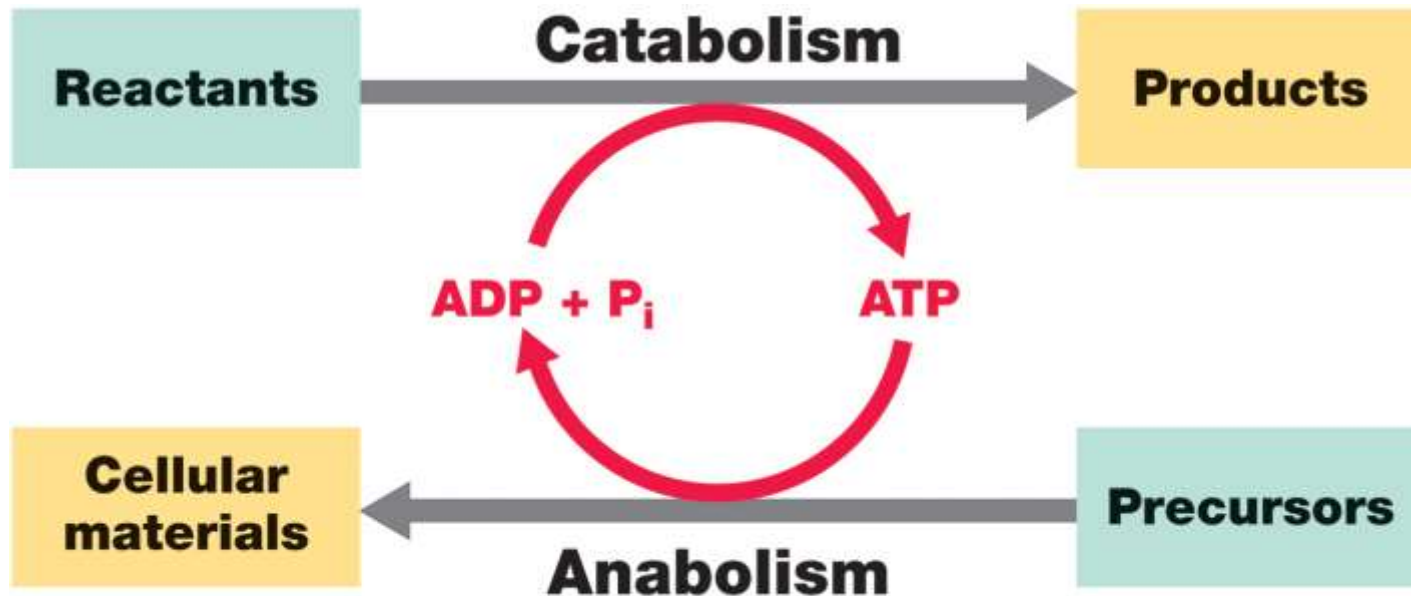
### Microbial Metabolism



# Metabolisme

**Katabolisme:** omzetting reactanten in producten, energie komt vrij

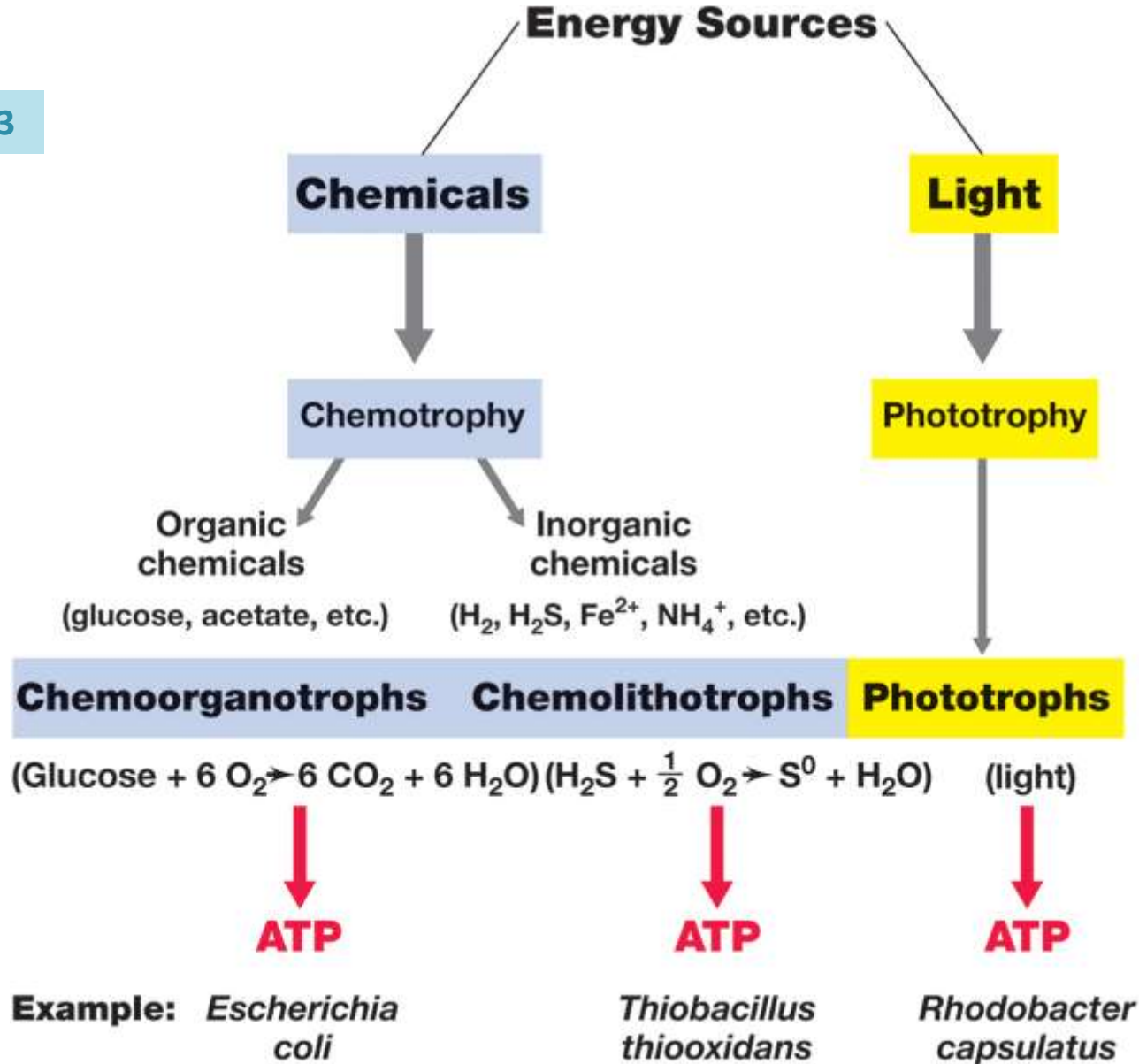
**Anabolisme:** omzetting precursors in celmateriaal, kost energie



(a) **Energy conservation**

# Energiebron

16e: figuur 3.3



Oxygen of anoxygen

# Koolstofbron

**Autotroof:** koolstofbron =  $\text{CO}_2$  (primaire producers)

**Heterotroof:** koolstof uit organisch materiaal

Chemoorganotrofen zijn ook heterotrofen

Meeste chemolithotrofen en fototrofen zijn autotrofen

Autotrofen worden ook wel 'primary producers' genoemd

# Wat zijn wij?

1. chemolithoautotroof
2. chemolithoheterotroof
3. chemoorganoautotroof
4. chemoorganoheterotroof
5. fotoautotroof
6. fotoheterotroof

# Vrije energie – wat weet je nog?

$\Delta G$  is het.... verschil in vrije energie ... tussen product en reactanten

$\Delta G < 0$  energie komt vrij  
exergonisch  
spontaan

$\Delta G > 0$  energie nodig  
endergonisch  
niet spontaan

# $\Delta G$ vs $\Delta G^0$ vs $\Delta G^{0'}$

Vrije energie:  $\Delta G$  onder werkelijke condities

Maar: concentraties weet je vaak niet

Daarom  $\Delta G^0$ :

$\Delta G^0$ : standaard condities = pH 0 , 25 °C, 1 atmosfeer, concentraties 1M

pH 0 lijkt natuurlijk niet op condities in cel!

Daarom  $\Delta G^{0'}$ :

condities = pH 7 , 25 °C, 1 atmosfeer, concentraties 1M

van  $\Delta G^{0'}$  naar  $\Delta G$

$$\Delta G = \Delta G^{0'} + RT \ln K$$

R = gasconstante: 8,29 J/mol/°K

T = temperatuur in °K (298 °K) ~ 25°C

K = equilibrium constante van de reactie

Voor reactie  **$aA + bB \rightarrow cC + dD$**  :

$$\Delta G = \Delta G^{0'} + RT \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$



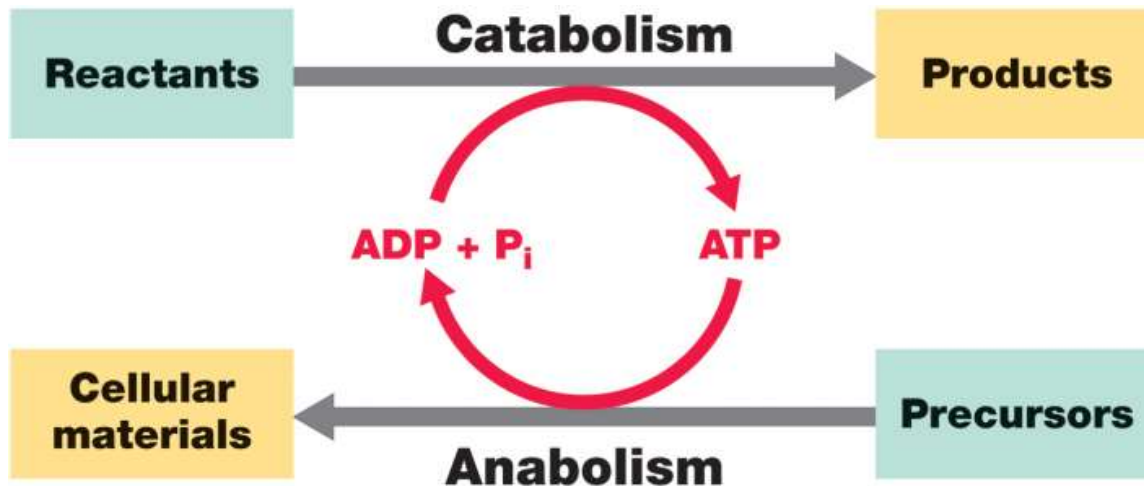
# Metabolisme

Katabole reacties zijn exergoon:

- deel van de energie die vrijkomt, komt vrij als warmte
- rest wordt opgeslagen in energierijke moleculen zoals ATP

Anabole reacties zijn endergoon:

- De energie die nodig is, komt b.v. van ATP hydrolyse



(a) Energy conservation

16e: figuur 3.1

15e: geen figuur

# Wat heeft een cel nodig om te leven?

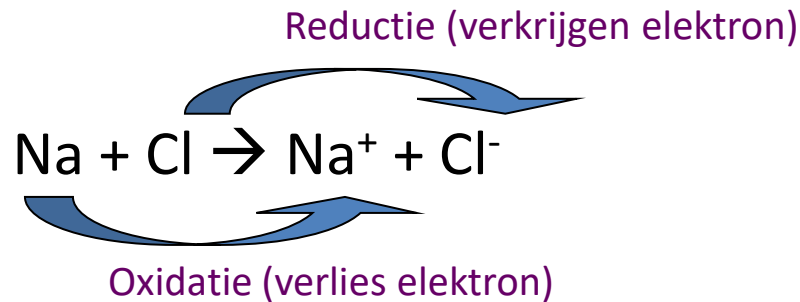
- Water, koolstofbron(nen) en andere nutriënten
- Vrije energie
- Reducerend vermogen (vermogen om elektronen te doneren tijdens redoxreacties)
  - om vrije energie te genereren
  - om bepaalde biosynthetische reacties uit te voeren

# Redoxreacties

Overdracht van elektronen ( $e^-$ ) tussen moleculen

**Oxidatie:** verlies van  $e^-$

**Reductie:** verkrijgen van  $e^-$

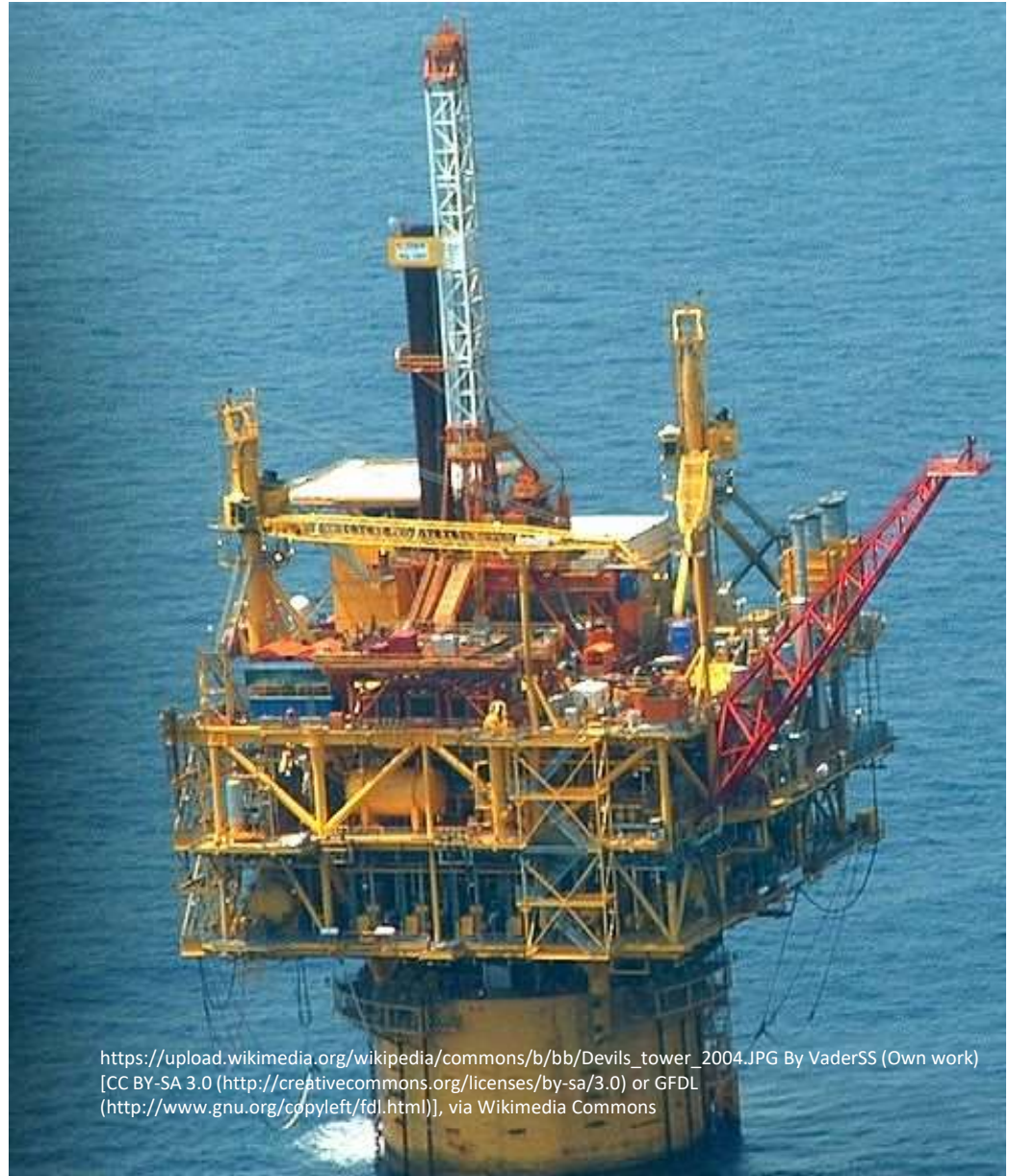


Electronen kunnen niet los bestaan  
Er is altijd een donor EN een acceptor

# Ezelsbruggetje

## OILRIG

**O**xidation Involves **L**oss  
**R**eduction Involves **G**ain  
(van elektronen)



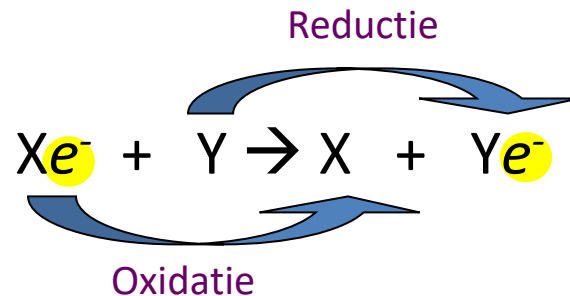
[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/bb/Devils\\_tower\\_2004.JPG](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/b/bb/Devils_tower_2004.JPG) By VaderSS (Own work)  
[CC BY-SA 3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>) or GFDL  
(<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>)], via Wikimedia Commons

Ezelsbruggetje

LEO the lion says GER

# Redoxreacties

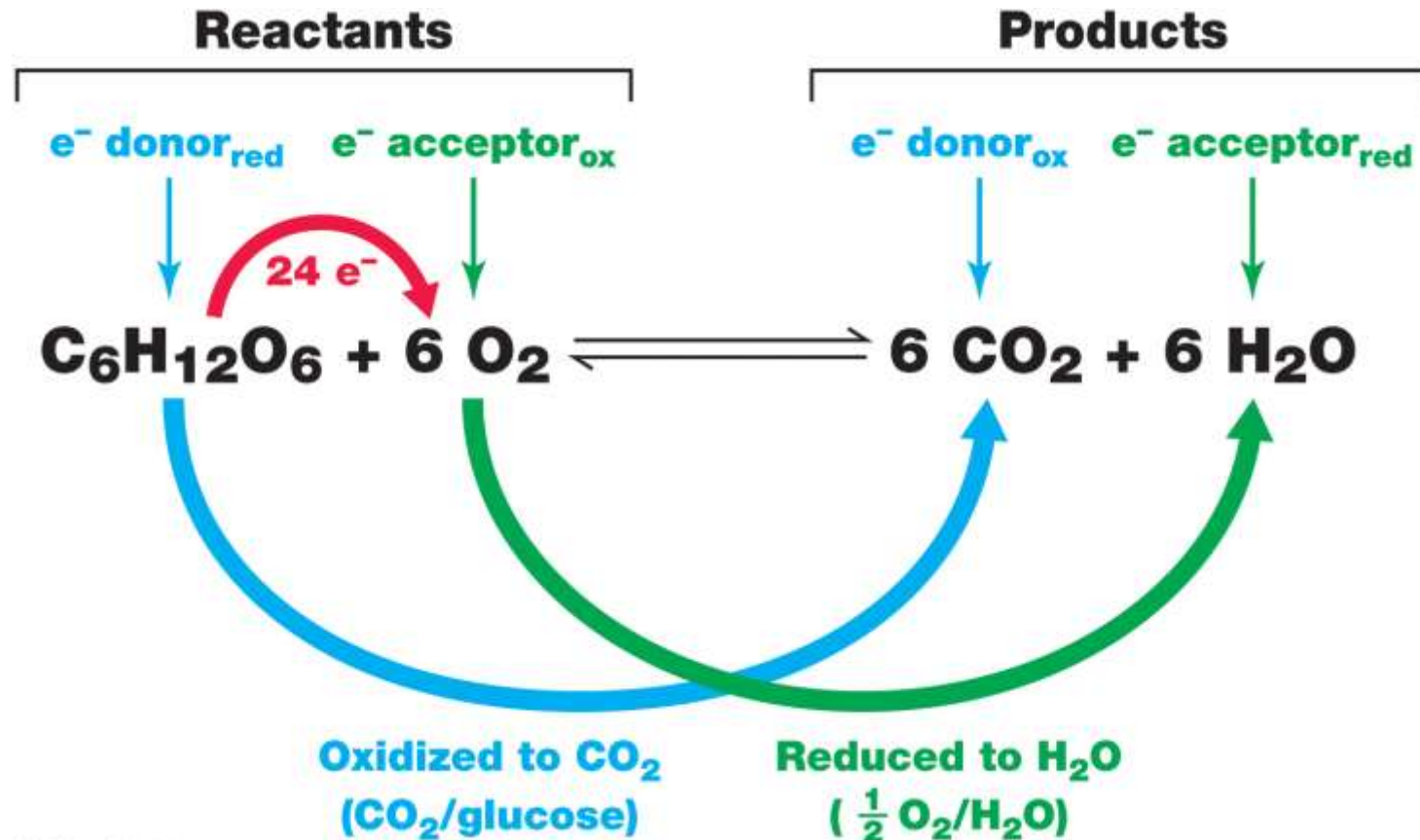
Algemeen:



**$Xe^-$**  is de reductor => reduceert **Y** (e- donor: draagt e- over aan Y)

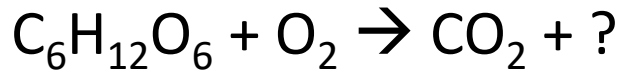
**Y** is de oxidator => oxideert  **$Xe^-$**  (e- acceptor: neemt e- af van  $Xe^-$ )

# Voorbeeld redoxreactie



# Redoxreacties opstellen

Voorbeeld: oxidatie van glucose met zuurstof tot CO<sub>2</sub>



Twee vragen:

- a) Hoeveel elektronen worden er overgedragen?
- b) Wat is de totaalreactie?

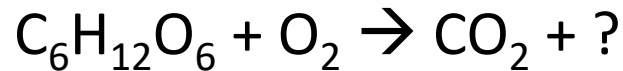
Hoe pak je dit aan?

- Stel eerst de **halfreacties** op.
- Antwoord a (aantal e<sup>-</sup> dat overgedragen wordt) haal je uit de **oxidatie halfreactie**.
- Voor antwoord b (totaalreactie) combineer je de oxidatie en reductie halfreactie.



# Opstellen halfreacties

Voorbeeld: oxidatie van glucose met zuurstof tot CO<sub>2</sub>

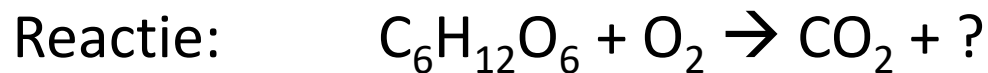


Maak eerst onderscheid tussen beide halfreacties



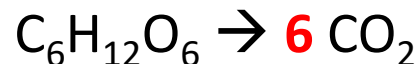
Opstellen halfreacties (zowel oxidatie- als reductie-reactie):

1. Maak C kloppend.
2. Maak O kloppend met H<sub>2</sub>O (niet met O<sub>2</sub>)
3. Maak H kloppend met H<sup>+</sup>
4. Maak lading kloppend met elektronen



### A. Opstellen halfreactie oxidatie:

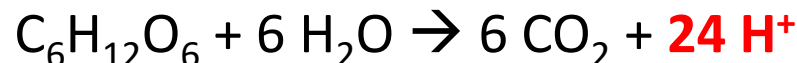
1. Maak **C** kloppend:



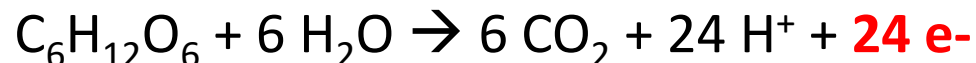
2. Maak **O** kloppend met  $\text{H}_2\text{O}$ :



3. Maak **H** kloppende met  $\text{H}^+$ :



4. Maak lading kloppend met  $\text{e}^-$ :



Dit (24) is het aantal  $\text{e}^-$  dat overgedragen wordt!

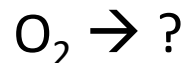
Reactie:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + ?$

A. oxidatie:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2$

B. reductie:  $\text{O}_2 \rightarrow ?$

### B. Opstellen halfreactie reductie:

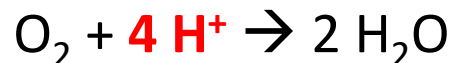
1. Maak **C** kloppend:



2. Maak **O** kloppend met  $\text{H}_2\text{O}$ :

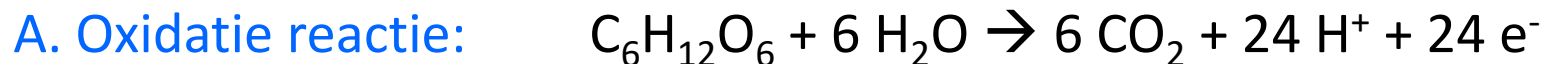
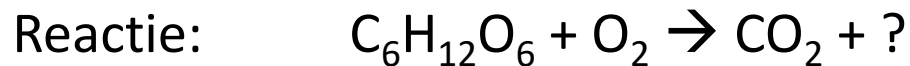


3. Maak **H** kloppende met  $\text{H}^+$ :

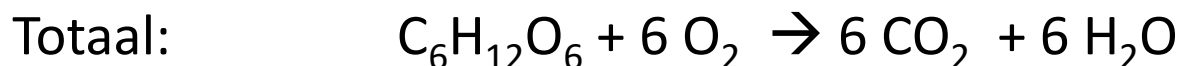
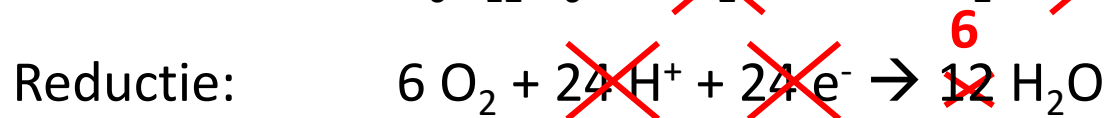
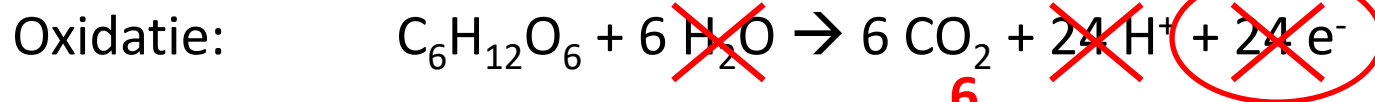


4. Maak lading kloppend met  $\text{e}^-$ :





Er moeten bij de reductie evenveel elektronen in  
als er bij de oxidatie elektronen uit gaan



# Oefening halfreacties

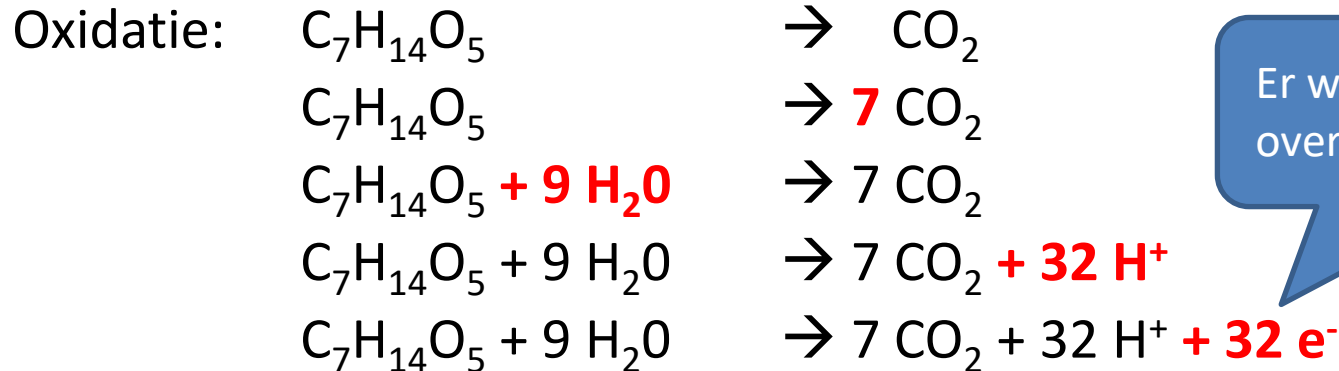
## Oefening 1

Een bacterie oxideert het koolhydraat  $C_7H_{14}O_5$  tot  $CO_2$  met behulp van zuurstof.

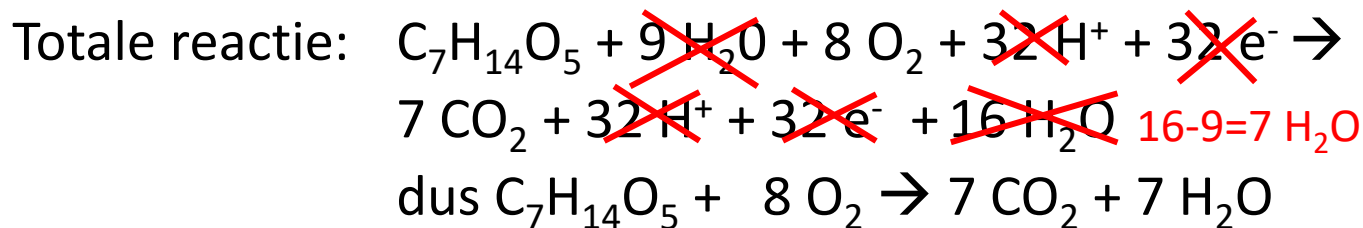
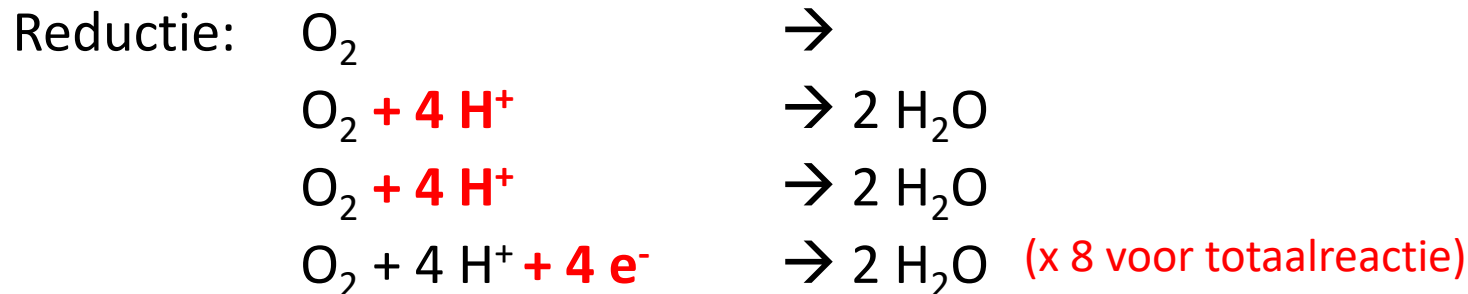
- Stel de halfreacties voor deze redoxreactie op
- Hoeveel elektronen worden er overgedragen?
- Wat is de totale reactie?

# Uitwerking oefening 1

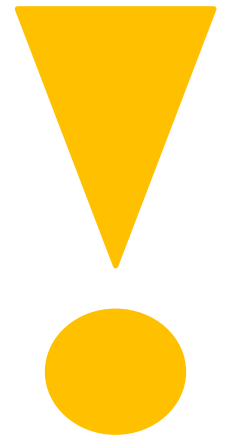
Een aerobe bacterie oxideert het koolhydraat  $C_7H_{14}O_5$  tot  $CO_2$



Er worden 32 elektronen overgedragen per  $C_7H_{14}O_5$ .



# Controles



**(wees niet lui en voer ze altijd uit):**

## Halfreacties:

- komen bij de oxidatie electronen vrij?
- worden bij de reductie electronen opgenomen?

## Totaalreactie:

- Aantal C links rechts gelijk?
- Aantal O links rechts gelijk?
- Aantal H links rechts gelijk?
- Lading links en rechts gelijk?

# $\Delta G^\circ$ van een redoxreactie berekenen

Om de  $\Delta G^\circ$  te kunnen berekenen moet je twee dingen weten:

- ✓ het aantal elektronen dat wordt overgedragen
- 2) het verschil in redoxpotentialaal tussen de reductor en de oxidator



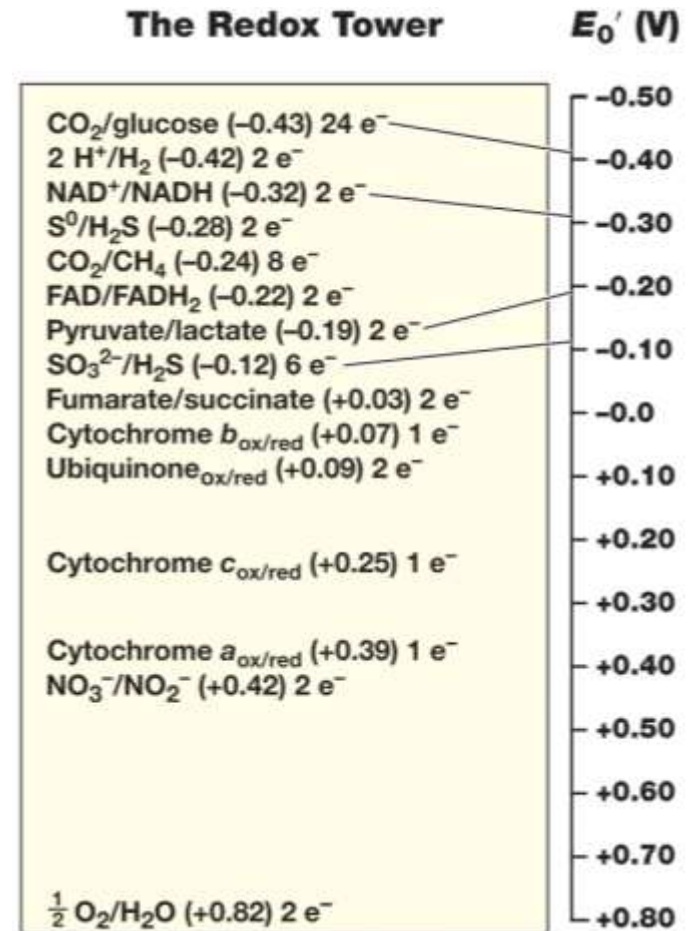
# Redoxpotentialiaal ( $E_0'$ )

Tendency to donate or accept electrons

Redox couples, e.g:  $2 \text{H}^+ / \text{H}_2$   
oxidized reduced

The reduced substance of the couple at the top of the tower has the greatest tendency to **donate** electrons

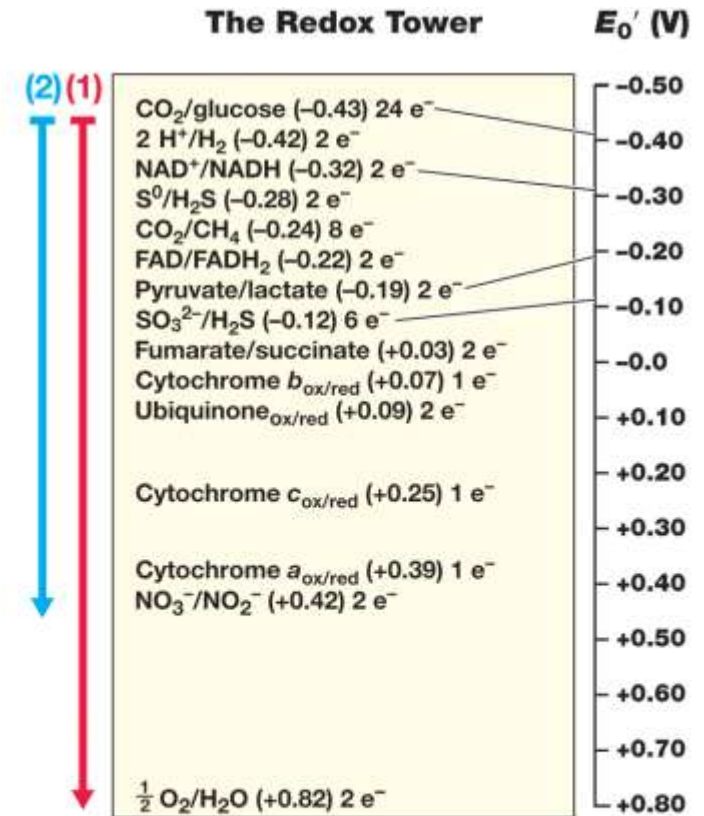
The oxidized substance of the couple at the bottom of the tower has the greatest tendency to **accept** electrons



# Redoxpotentialiaal ( $E_0'$ )

*The greater the difference in reduction potential between electron donor and acceptor, the more free energy is released*

Dus: hoe verder je valt hoe meer energie er vrijkomt



(1)  $\Delta G^{0'}$  = **-2895 kJ**

(2)  $\Delta G^{0'}$  = **-1992 kJ**

# Van redoxpotentiaal naar $\Delta G^\circ$

Nernstvergelijking:

$$\Delta G^\circ = -nF \Delta E_0'$$

$n$  = aantal electronen dat vrijkomt (per molecuul van de elektrondonor)

$F$  = constante van Faraday (96.48 Kj/V)

$\Delta E_0'$  = verschil in redoxpotentiaal

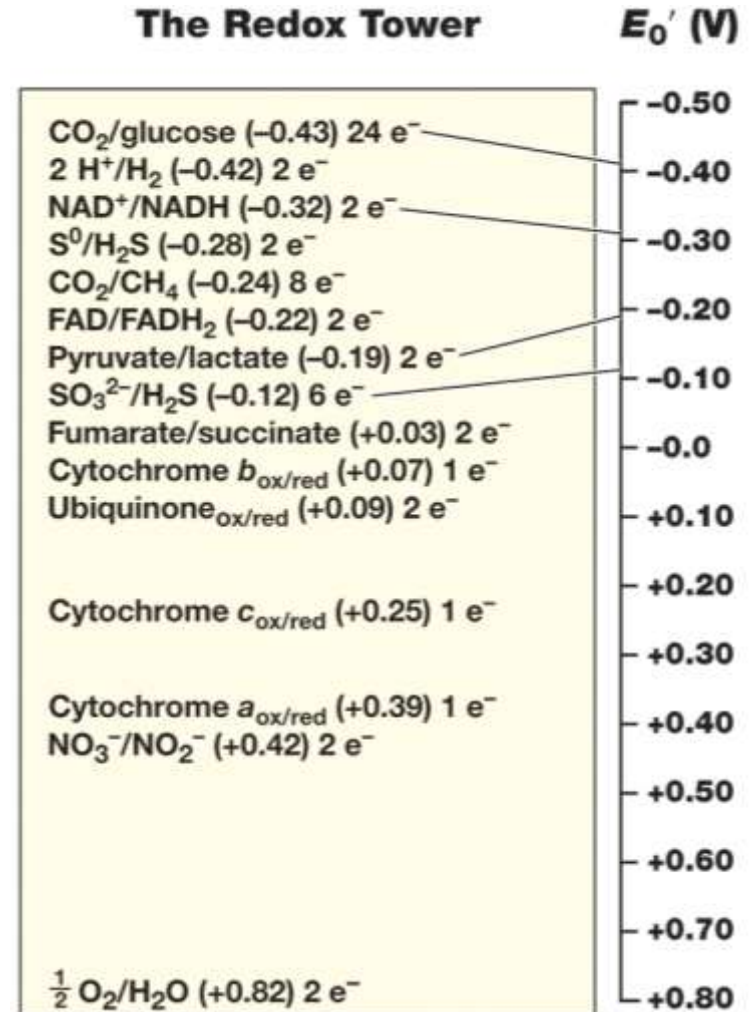
# Hoe kom je aan $\Delta E_0'$

Wat moet je weten?

- $E_0'$  van beide redoxkoppels
- $\Delta E_0' = E_0' \text{ (koppel dat e- opneemt)} - E_0' \text{ (koppel dat e- afstaat)}$

Controle: 'traject' van de eletronen:

- $e^-$  van boven naar beneden?  
 $\Rightarrow \Delta E_0'$  positief
- $e^-$  van beneden naar boven?  
 $\Rightarrow \Delta E_0'$  negatief



# Voorbeeld

Pyruvaat / lactaat

oxidized

reduced

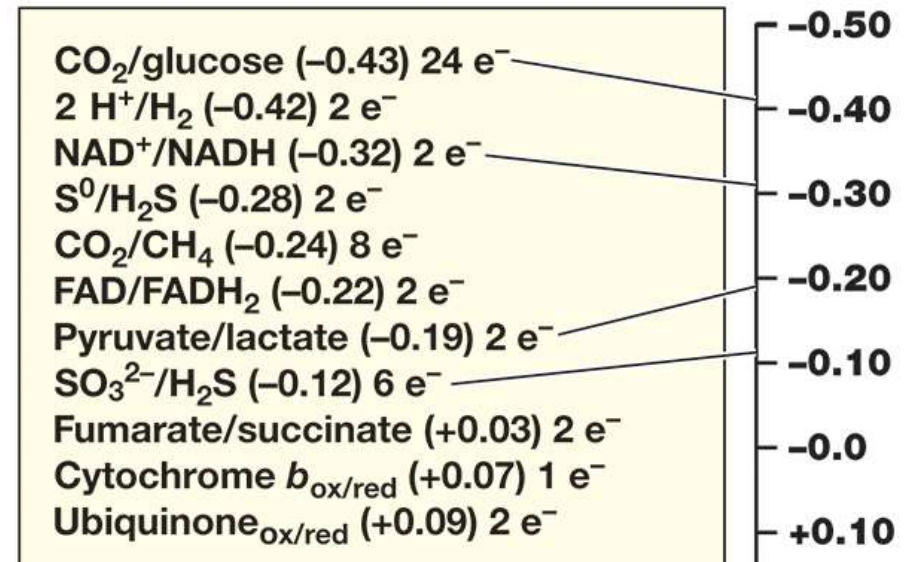
$\text{NAD}^+$  /  $\text{NADH}$

oxidized

reduced

## The Redox Tower

$E_0'$  (V)



mogelijkheid 1:  $\text{NADH}$  wordt geoxideerd en pyruvaat wordt gereduceerd

OX:  $\text{NADH} \rightarrow \text{NAD}^+$

RED: pyruvaat  $\rightarrow$  lactaat

mogelijkheid 2: lactaat wordt geoxideerd en  $\text{NAD}^+$  wordt gereduceerd

OX: lactaat  $\rightarrow$  pyruvaat

RED:  $\text{NAD}^+ \rightarrow \text{NADH}$

Wat is de  $\Delta E_0'$ ?

# Voorbeeld berekenen $\Delta E_0'$

**NADH geoxideerd tot  $\text{NAD}^+$  m.b.v. pyruvaat**

OX:  $\text{NADH} \rightarrow \text{NAD}^+$

RED: pyruvaat  $\rightarrow$  lactaat

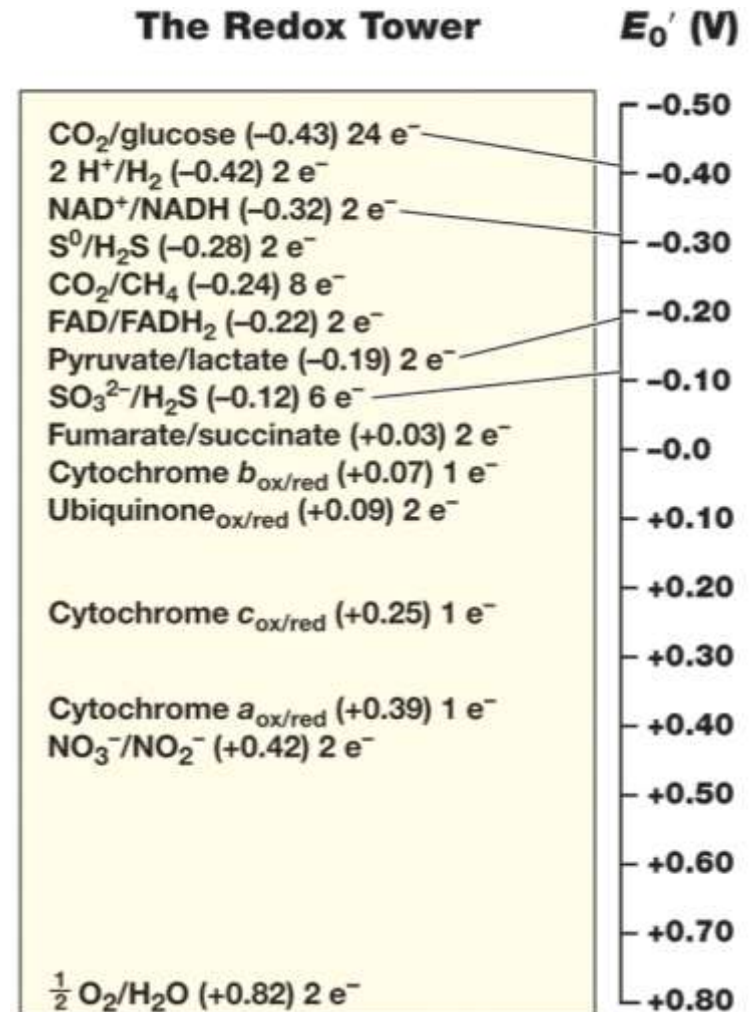
$E_0'$  pyruvaat/lactaat:  $-0.19 \text{ V}$

$E_0'$   $\text{NAD}^+/\text{NADH}$ :  $-0.32 \text{ V}$

$$\Delta E_0' = -0.19 - -0.32 \text{ V} = +0.13 \text{ V}$$

controle:

$e^-$  van NADH naar pyruvaat  $\rightarrow$  naar beneden in toren  $\rightarrow \Delta E_0'$  positief  
KLOPT!





# Voorbeeld berekenen $\Delta E_0'$

**lactaat geoxideerd tot pyruvaat m.b.v.  $\text{NAD}^+$**

OX: lactaat  $\rightarrow$  pyruvaat

RED:  $\text{NAD}^+ \rightarrow \text{NADH}$

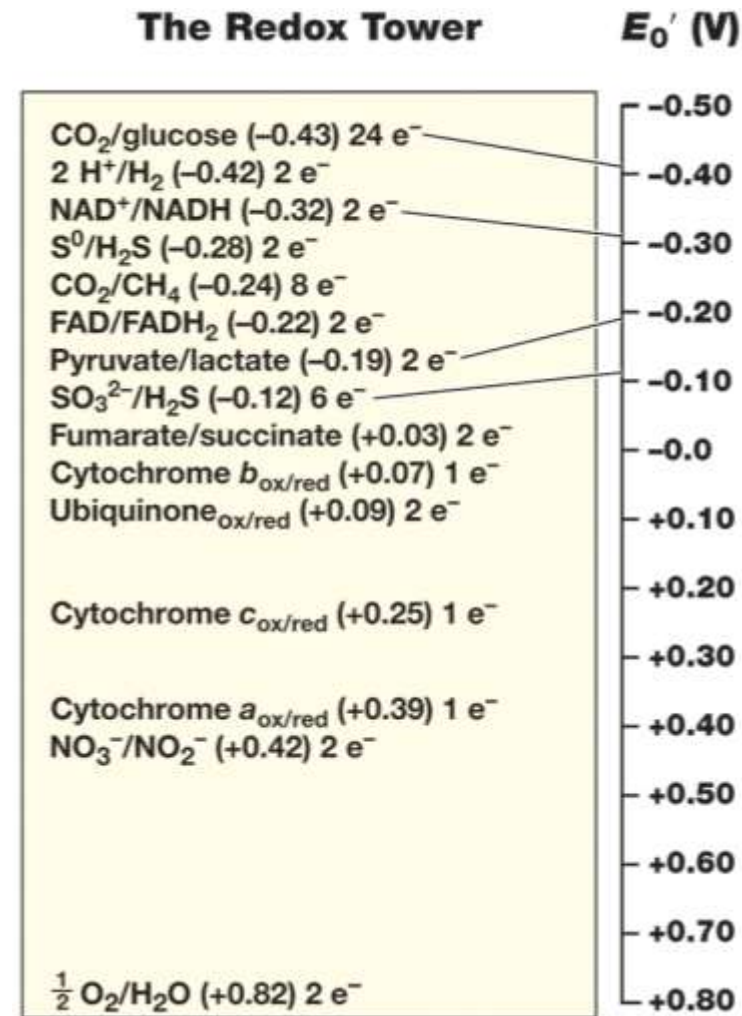
$E_0'$  pyruvaat/lactaat:  $-0.19 \text{ V}$

$E_0'$   $\text{NAD}^+/\text{NADH}$ :  $-0.32 \text{ V}$

$$\Delta E_0' = -0.32 - -0.19 \text{ V} = -0.13 \text{ V}$$

Controle:

$e^-$  van lactaat naar  $\text{NAD}^+ \rightarrow$  naar  
 boven in toren  $\rightarrow \Delta E_0'$  negatief  
 KLOPT!

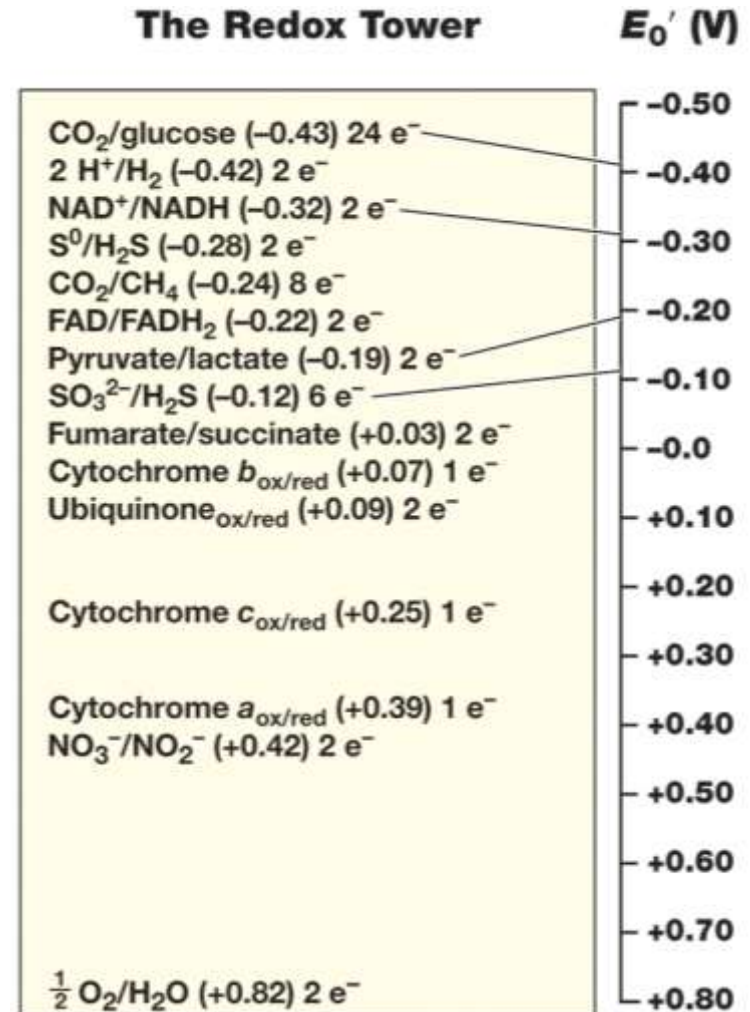


# Berekenen $\Delta E_0'$ : probeer het zelf

16e: figuur 3.4

De 'knaalgasbacterie' oxideert  $H_2$  tot  $H^+$   
m.b.v. zuurstof

Wat is de  $\Delta E_0'$ ?





# Voorbeeld berekenen $\Delta E_0'$

$H_2$  wordt geoxideerd tot  $H^+$  mbv  $O_2/H_2O$

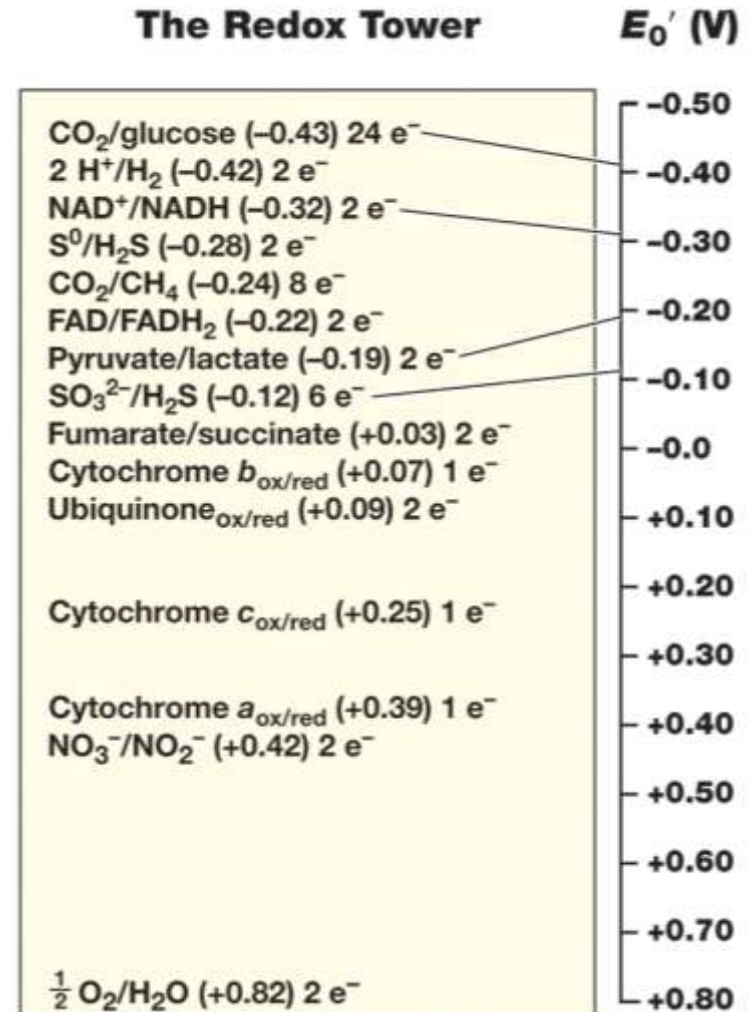
$$E_0' \text{ } 2H^+/H_2: -0.42 \text{ V}$$

$$E_0' \text{ } O_2/H_2O: +0.82 \text{ V}$$

$$\Delta E_0' = 0.82 - -0.42 = +1.24 \text{ V}$$

Controle:

naar beneden in toren  $\rightarrow \Delta E_0'$  positief  
KLOPT!



# Terug naar de Nernstvergelijking

$$\Delta G^{0'} = -nF \Delta E_0'$$

n = aantal overgedragen elektronen

F = constante van Faraday (96.48 Kj/V)

$\Delta E_0'$  = verschil in redoxpotential (=> m.b.v. elektronentoren)

**Let op:**

$\Delta G^{0'}$  berekenen we kJ per mol substraat.

n = aantal elektronen dat vrijkomt **per molecuul van de elektrondonor**.

Het getal n haal je uit de **halfreactie** van de oxidatie.

**Gebruik dus niet het aantal elektronen na balansen!**

# Berekenen $\Delta G^0'$ – probeer het zelf

*Methanococcus capsulatus* oxideert methaan ( $\text{CH}_4$ ) naar  $\text{CO}_2$  m.b.v. zuurstof

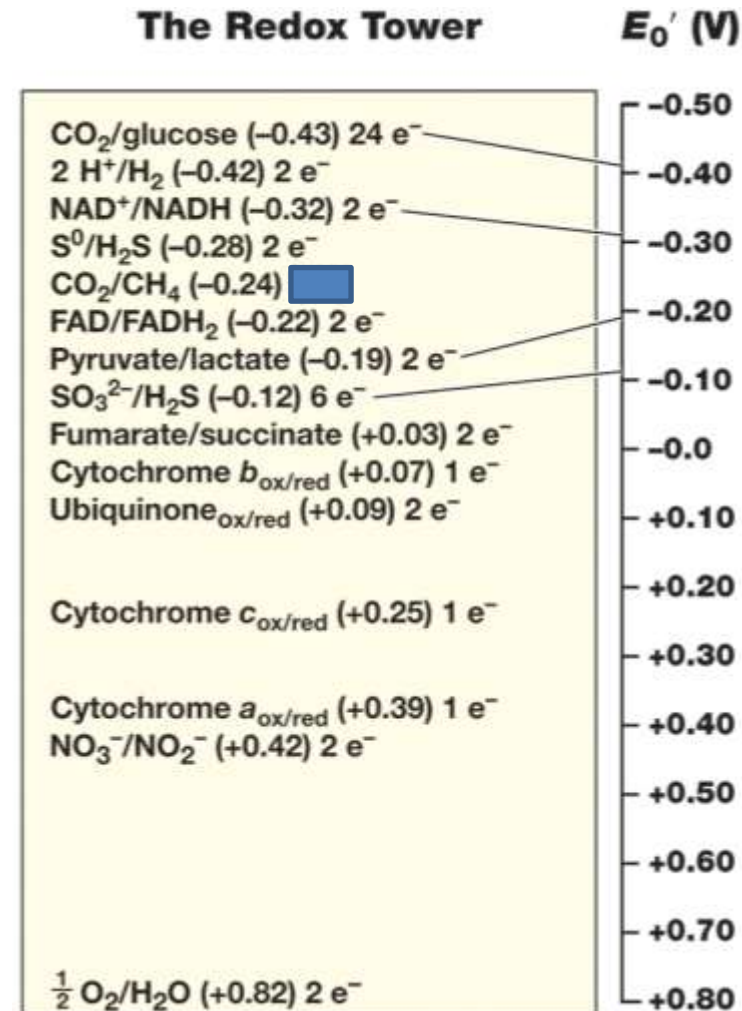
16e: figuur 3.4

VRAAG: Wat is de  $\Delta G_0'$  van deze reactie?

$$\Delta G^0' = -nF \Delta E_0'$$

F = constante van Faraday (96.48 Kj/V)

TIJD OVER? Stel de totaalreactie van de oxidatie van methaan m.b.v. zuurstof op.



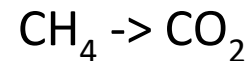
# Stap 1: aantal elektronen (n)

Stel hiervoor de oxidatie halfreactie op:

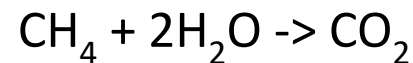
## Oxidatie:



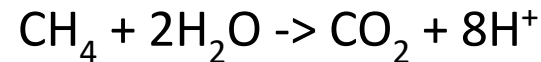
1) Maak C kloppend:



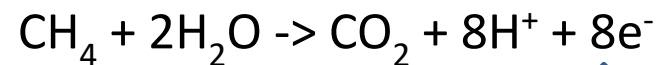
2) Maak O kloppend met water:



3) Maak H kloppend met  $\text{H}^+$ :



4) Lading kloppend met  $\text{e}^-$ :



Er worden 8 elektronen  
overgedragen per  $\text{CH}_4$

# Stap 2: berekenen $\Delta E_0'$

16e: figuur 3.4

Methaan ( $\text{CH}_4$ ) wordt geoxideerd tot  $\text{CO}_2$   
m.b.v. zuurstof

Wat is de  $\Delta E_0'$ ?

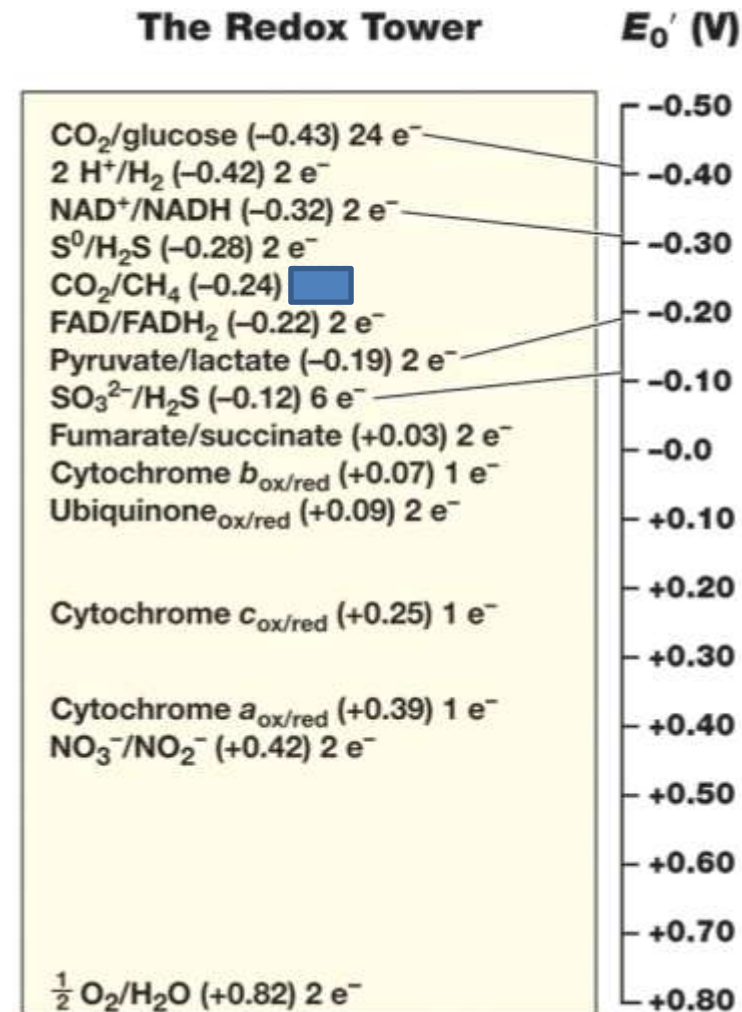
Antwoord:

$$\text{CO}_2/\text{CH}_4 = -0.24 \text{ V}$$

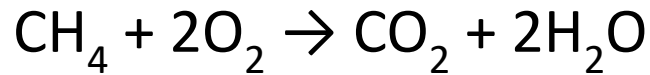
$$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = +0.82 \text{ V}$$

$$\Delta E_0' = 0.82 - -0.24 = 0.82 + 0.24 = +1.06 \text{ V}$$

( $\rightarrow$  naar beneden in toren  $\rightarrow \Delta E_0'$  positief)



# Stap 3: $\Delta G^{0'}$ berekenen



$$\Delta G^{0'} = -nF \Delta E_0'$$

$n$  = aantal elektronen

$F$  = constante van Faraday (96.48 Kj/V)

$\Delta E_0'$  = verschil in elektronen potentiaal donor acceptor

$$\begin{aligned}\Delta G^{0'} &= -n * F * \Delta E_0' \\ &= -8 * 96.48 * 1.06 \\ &= -818.2 \text{ kJ per mol CH}_4\end{aligned}$$

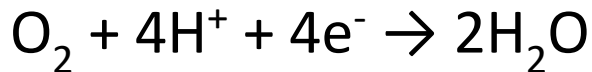
**LET OP DE EENHEDEN (OOK BIJ TENTAMEN!)**

# Totaalreactie van de oxidatie $\text{CH}_4$ naar $\text{CO}_2$ ?

Halfreactie oxidative (zie ook stap 1 vorige opgave):



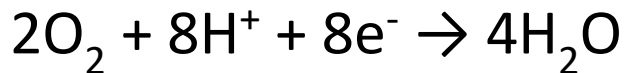
Halfreactie reductive (zie ook eerdere oefenopgave):



Oxidatie: 8 elektronen komen vrij

Reductie: 4 elektronen opgenomen

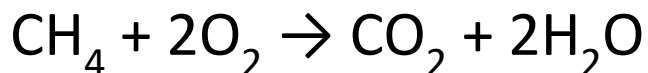
Dus: reductie x 2



Totaal:



Vereenvoudigen:



# Oefenen

Er staan een oefenopgaven op Blackboard.



Alle figuren in deze PowerPoint zijn eigen werk of afkomstig uit Brock Biology of Microorganisms (16th edition, Pearson) tenzij anders vermeld.