

# **Elektrochemia**

# Elektrochemia

( przemiany chemiczne powiązane z elektrycznymi)

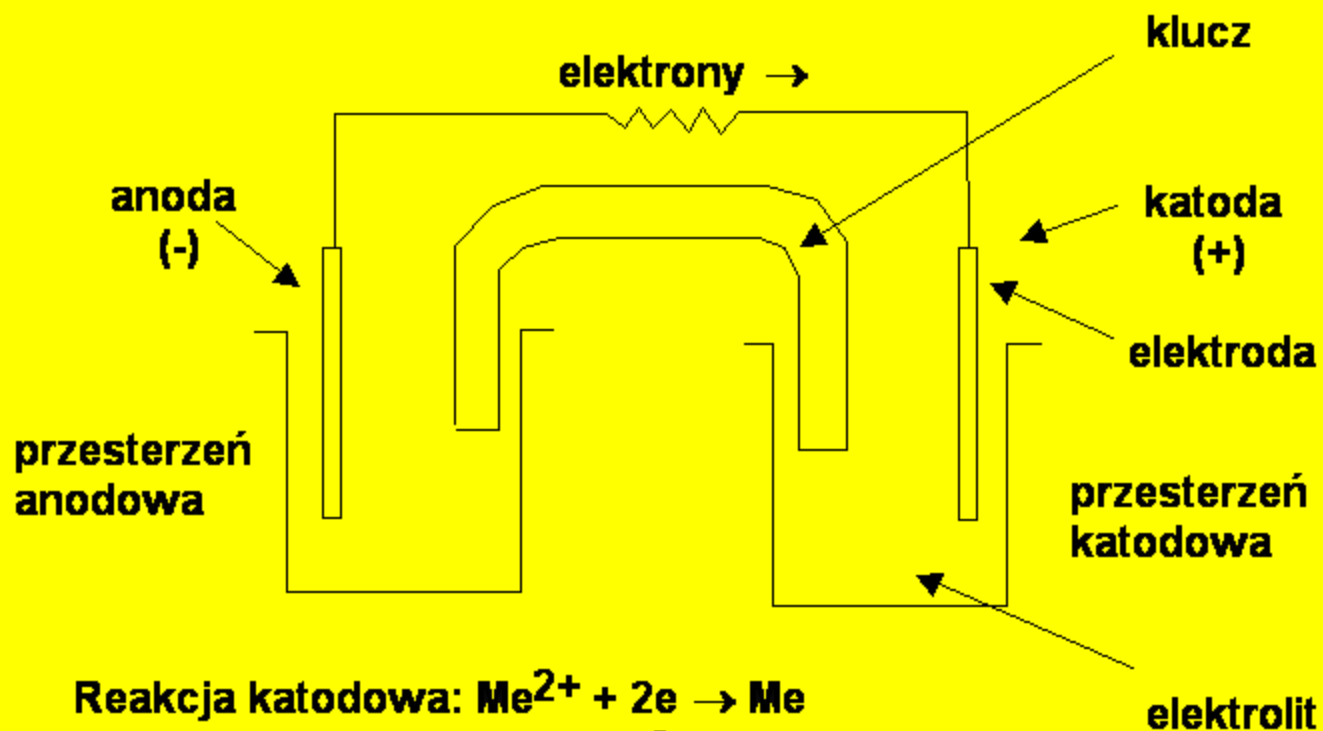
**ogniwa elektrochem.** - przemiana reakcji chem.w energię elektr.

**elektroliza** - przemiana energii elektrycznej w reakcje chemiczne






**korozja elektrochem.** - niszczenie materiałów

**ewp** - elektryczna warstwa podwójna na granicach fazowych

## ogniwo galwaniczne



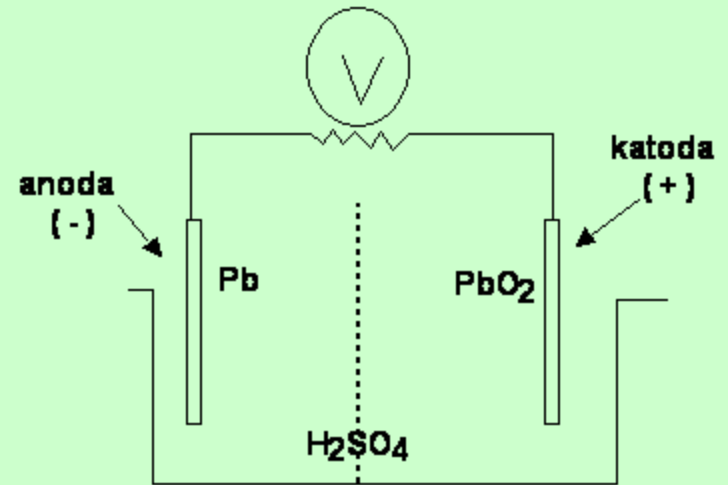
## Elementy ogniw elektrochemicznych

-  **Katoda - miejsce (elektroda), gdzie następuje reakcja redukcji**  
np.:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$   
ma znak **+**
-  **Anoda - miejsce (elektroda), gdzie następuje reakcja utleniania**  
np.:  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$   
ma znak **-**
-  **Przestrzeń katoda musi być oddzielona od anodowej**
-  **Klucz elektrolityczny zapewnia dyfuzję jonów, co zapewnia elektroobojętność roztworu**
-  **Musi istnieć możliwość swobodnego transportu elektronów**

# Użyteczne ogniwa

## Akumulator ołowiany

Elektrolit - kwas siarkowy



Anoda, utlenianie:  $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4 + 2\text{e}$

Katoda, redukcja:  $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

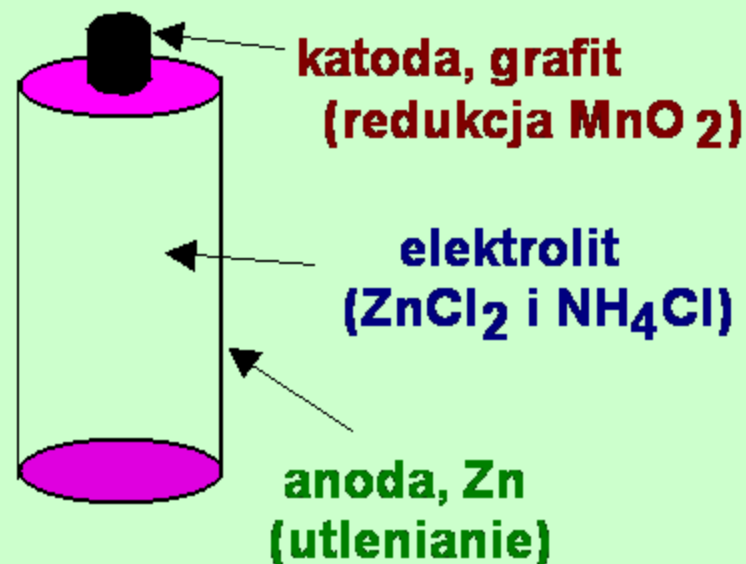
Reakcja sumaryczna:



rozładowanie  $\longrightarrow$   
 $\longleftarrow$  ładowanie

# Użyteczne ogniwa

## Ogniwo suche (ogniwo Leclanchégo, bateria kieszonkowa)

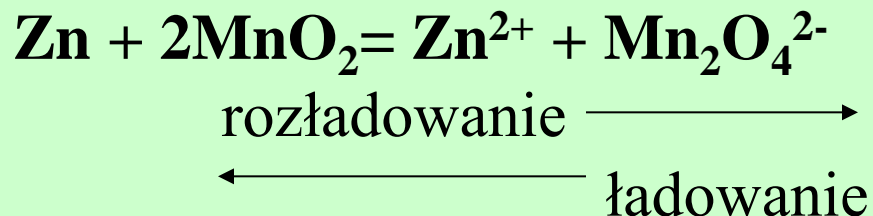


Anoda, utlenianie:  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$

Katoda, redukcja:  $2\text{MnO}_2 + 2\text{e} = \text{Mn}_2\text{O}_4^{2-}$

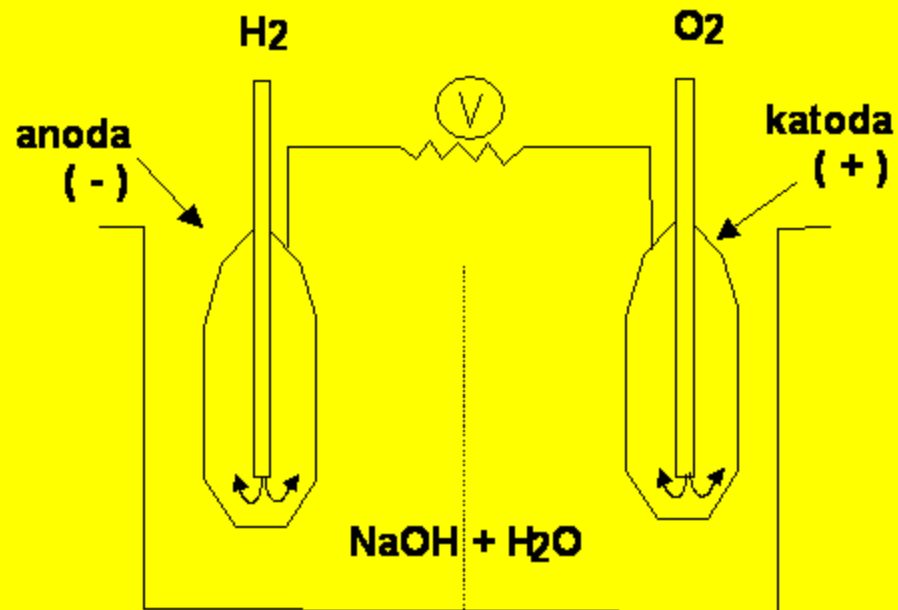
Elektrolit -  $\text{ZnCl}_2$  oraz  $\text{NH}_4\text{Cl}$

Reakcja sumaryczna:



## Użyteczne ogniwa

### Ogniwo paliwowe (wodorowo-tlenowe)



Anoda, utlenianie:  $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

Katoda, redukcja:  $2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = 2\text{OH}^-$

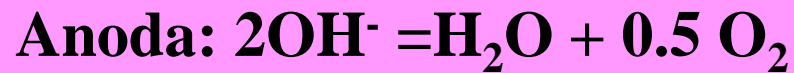
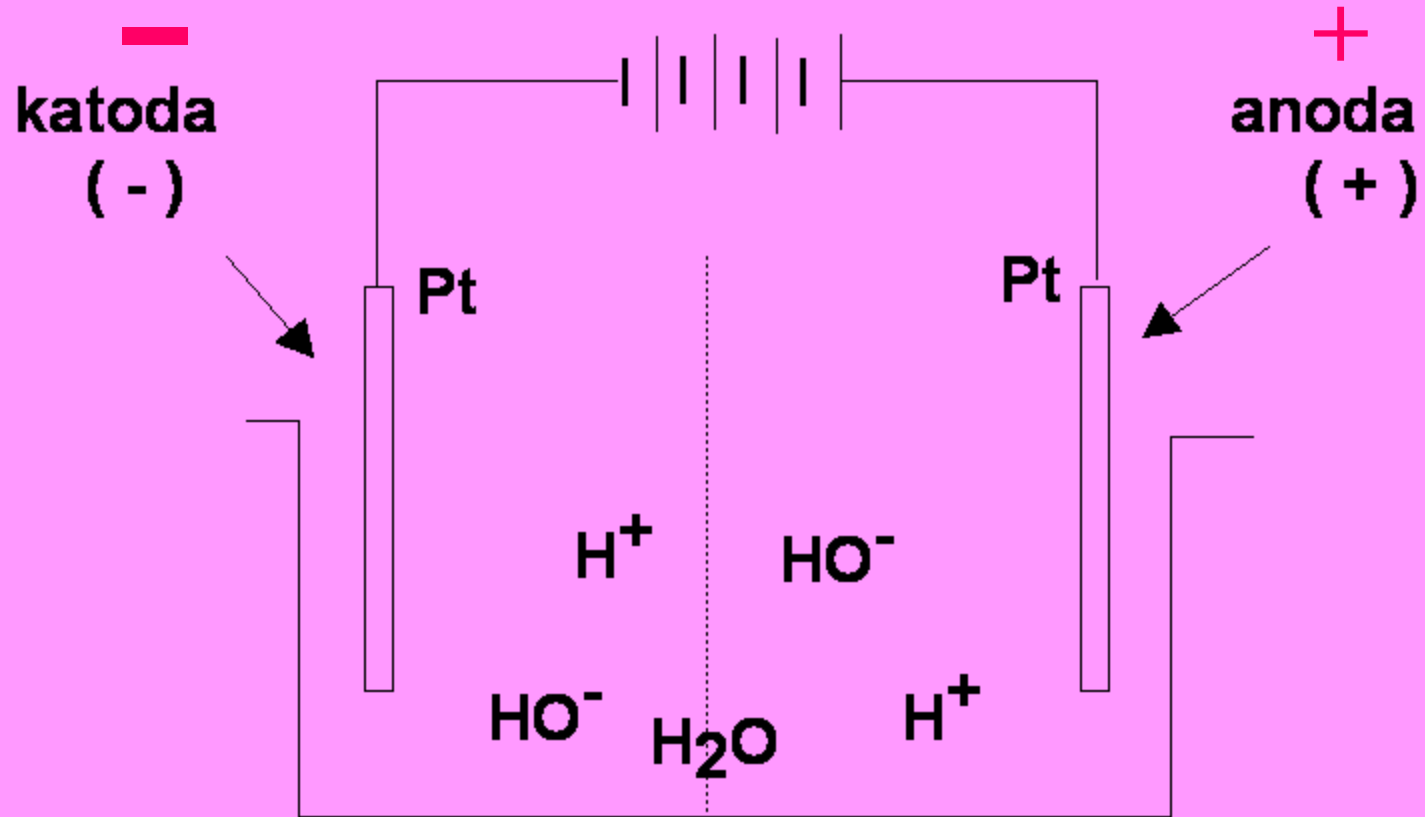
Elektrolit -  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

Reakcja sumaryczna:  $\text{H}_2 + 0.5\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$

### Ogniwo paliwowe (węglowodorowe)

Reakcja sumaryczna, np.:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

# Elektroliza





# Potencjał elektrod oraz ogniw

## Równanie Nernsta

temp. absolutna

stała gazowa

aktywność formy utlenionej

potencjał elektrody, mV

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[u]}{[z]}$$

potencjał standardowy

aktywność formy zredukowanej

stała Faraday'a

liczba elektronów wymieniana w reakcji

## Potencjał ogniwa

(siła elektromotoryczna):

$$E_{\text{ogniwa}} = E_{\text{prawe}} - E_{\text{lewe}}$$

## Wyprowadzenie równania Nernsta

Forma utleniona (u) + elektron (e) = forma zredukowana (z)

$$K = \frac{[z]}{[u][e]}, \quad RT \ln K = RT \ln \frac{[z]}{[u][e]}$$

$$-\Delta G^0 = RT \ln \frac{[z]}{[u][e]}, \quad \frac{-\Delta G^0}{nF} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{[z]}{[u][e]}$$

$$E^0 = \frac{RT}{nF} \ln \frac{[z]}{[u][e]} = -\frac{RT}{nF} \ln \frac{[u]}{[z]} - \frac{RT}{nF} \ln e = -\frac{RT}{nF} \ln \frac{[u]}{[z]} + E$$

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[u]}{[z]}$$

**$E^{\circ}$  potencjał normalny (standardowy) - różnica pomiędzy potencjałem półogniwa pracującego w warunkach standardowych a normalną elektrodą wodorową**

### Szereg napięciowy pierwiastków

Reakcja	$E^{\circ}$	Reakcja	$E^{\circ}$
$\text{Li}^+/\text{Li}$	-3,045	$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0,236
$\text{K}^+/\text{K}$	-2,925	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,126
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	-2,840	$\text{H}^+/\text{H}$	<b>0</b>
$\text{Na}^+/\text{Na}$	-2,714	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,345
$\text{Mg}^+/\text{Mg}$	-2,380	$\text{I}_2/\text{I}^-$	0,536
$\text{Al}^{+3}/\text{Al}$	-1,662	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,799
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,763	$\text{O}_2/\text{O}^{2-}$	1,228
$\text{S}/\text{S}^{2-}$	-0,510	$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,359
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^+/\text{Au}$	1,692

**$E^{\circ}$  (w voltach, V)**

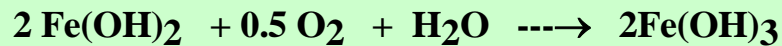
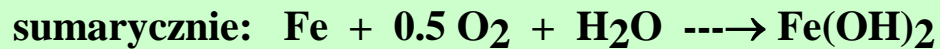
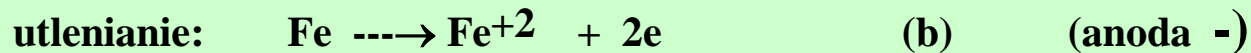
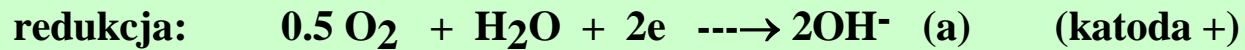
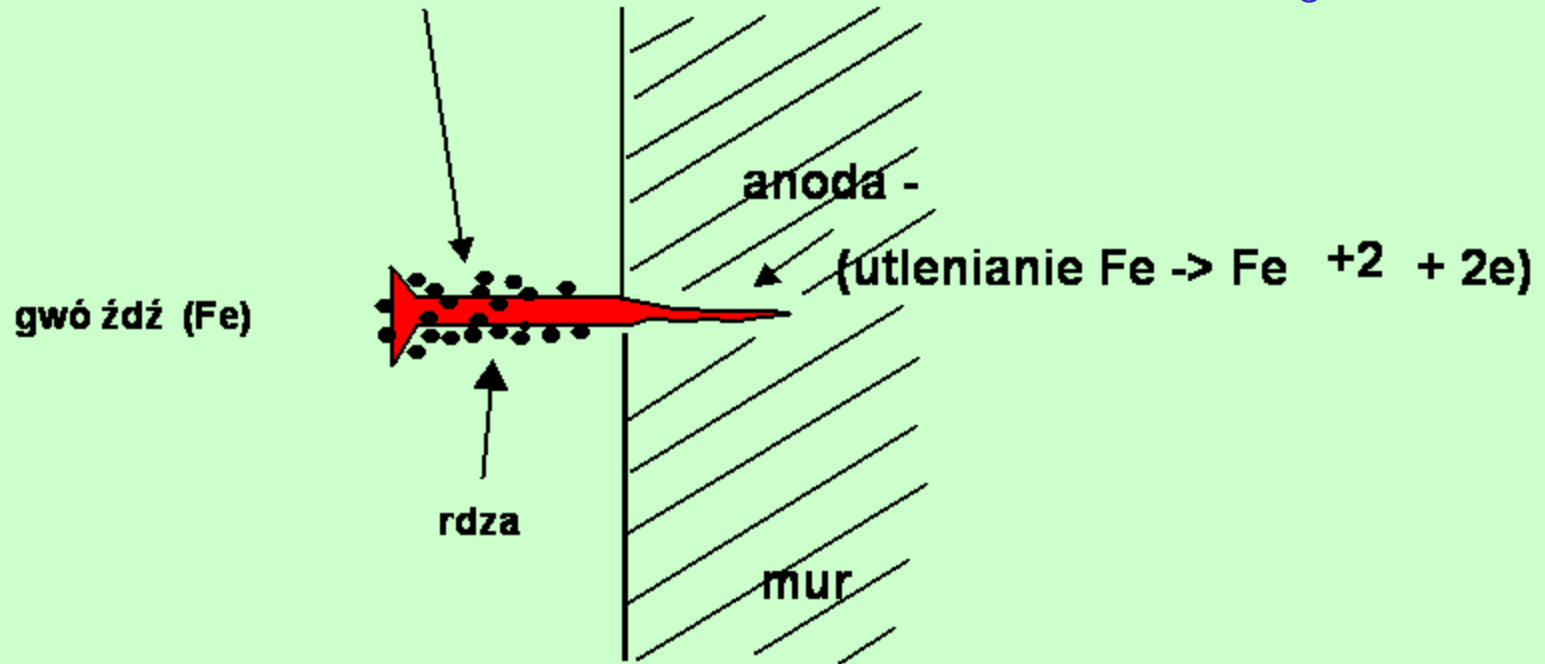
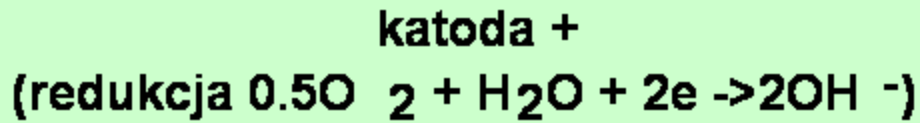
Zdolności redukujące

Zdolności utleniające

## Potencjały standardowe wybranych reakcji redox

Reakcja elektrodowa	Skrócony zapis	Potencjał normalny $E_h^0$ (V)
$S_2O_8^{2-} + 2e = 2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$	<b>2,050</b>
$ClO^- + 2H^+ + 2e = Cl^- + H_2O$	$ClO^- / Cl^-$	<b>1,640</b>
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 12H_2O$	$MnO_4^- / Mn^{2+}$	<b>1,510</b>
$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	$Cl_2 / 2Cl^-$	<b>1,360</b>
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	$O_2 / O^{2-}$	<b>1,228</b>
$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	$Fe^{3+} / Fe^{2+}$	<b>0,771</b>
$O_2 + 2e + 2H^+ = H_2O_2$	$O_2 / H_2O_2$	<b>0,680</b>
$(CN)_2 + 2H^+ + 2e = 2HCN$	$(CN)_2 / HCN$	<b>0,370</b>
$Fe(CN)_6^{3-} + e = Fe(CN)_6^{4-}$	$Fe(CN)_6^{3-} / Fe(CN)_6^{4-}$	<b>0,363</b>
$Cu^{2+} + e = Cu^+$	$Cu^{2+} / Cu^+$	<b>0,167</b>
$2H^+ + 2e = H_2$	$H^+ / H_2$	<b>0,000</b>
$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e = SO_3^{2-} + H_2O$	$SO_4^{2-} / SO_3^{2-}$	<b>-0,103</b>
$N_2 + 4H^+ + 4e = N_2H_4$ (hydrazyna)	$N_2 / N^{2-}$	<b>-0,333</b>
$S + 2e = S^{2-}$	$S / S^{2-}$	<b>-0,510</b>
$Zn^{2+} + 2e = Zn$	$Zn^{2+} / Zn$	<b>-0,763</b>

# Korozja żelaza



# Właściwości elektryczne granic fazowych

