

Wykład z Chemii Ogólnej i Nieorganicznej

Część VI ELEMENTY ELEKTOCHEMII

Katedra Chemii Fizycznej
Collegium Medicum w Bydgoszczy
Uniwersytet Mikołaja Kopernika w Toruniu
Prof. dr hab. n.chem. Piotr Cysewski
piotr.cysewski@cm.umk.pl
www.chemfiz.cm.umk.pl/dydaktyka

Elektrochemia zajmuje się procesami spontanicznymi lub wymuszonymi, w których dochodzi do zmian stopni utlenienia reagentów.

1. Reakcje redoks
2. Przepływ prądu w roztworach
3. Elektroliza
4. Korozja

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia = liczba wiązań spolaryzowanych



Przykład:



Ustalanie wartości stopnia utlenienia

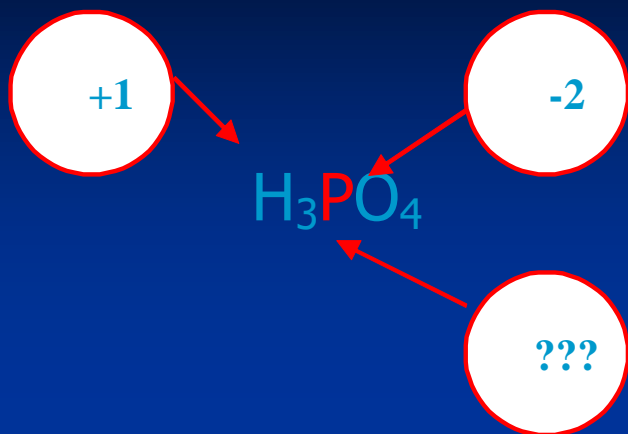
Reguły pomocnicze:

- Każdy pierwiastek w stanie wolnym ma stopień utlenienia równy zero
np. F_2 O_3 K N_2 Fe
- Dla jonów prostych stopień utlenienia stanowi znak jonu
np. F^- Al^{3+} Fe^{2+} O^{2-}
- Stopień utlenienia wodoru wynosi prawie zawsze +1 (za wyjątkiem wodoroków)
- Stopień utlenienia tlenu zazwyczaj wynosi -2 (za wyjątkiem nadtlenków)
- Stopień utlenienia ustala się dla każdego atomu niezależnie (porównaj np. $Na_2S_2O_3$)

Stopnie utlenienia azotu w różnych związkach

Związek	Stopień
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

Ustalanie wartości stopnia utlenienia



$$3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$x = +5$$

Analogicznie:



$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = -1$$

$$x = +5$$



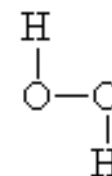
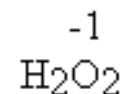
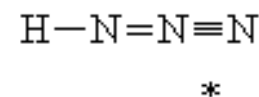
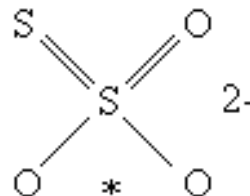
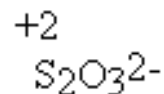
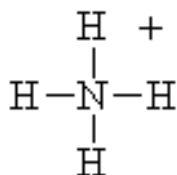
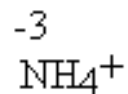
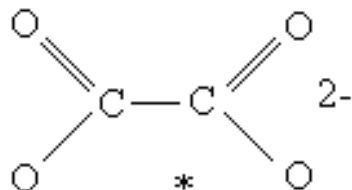
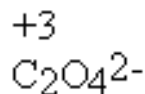
$$1 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = -2$$

$$x = +5$$



$$0 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = -3$$

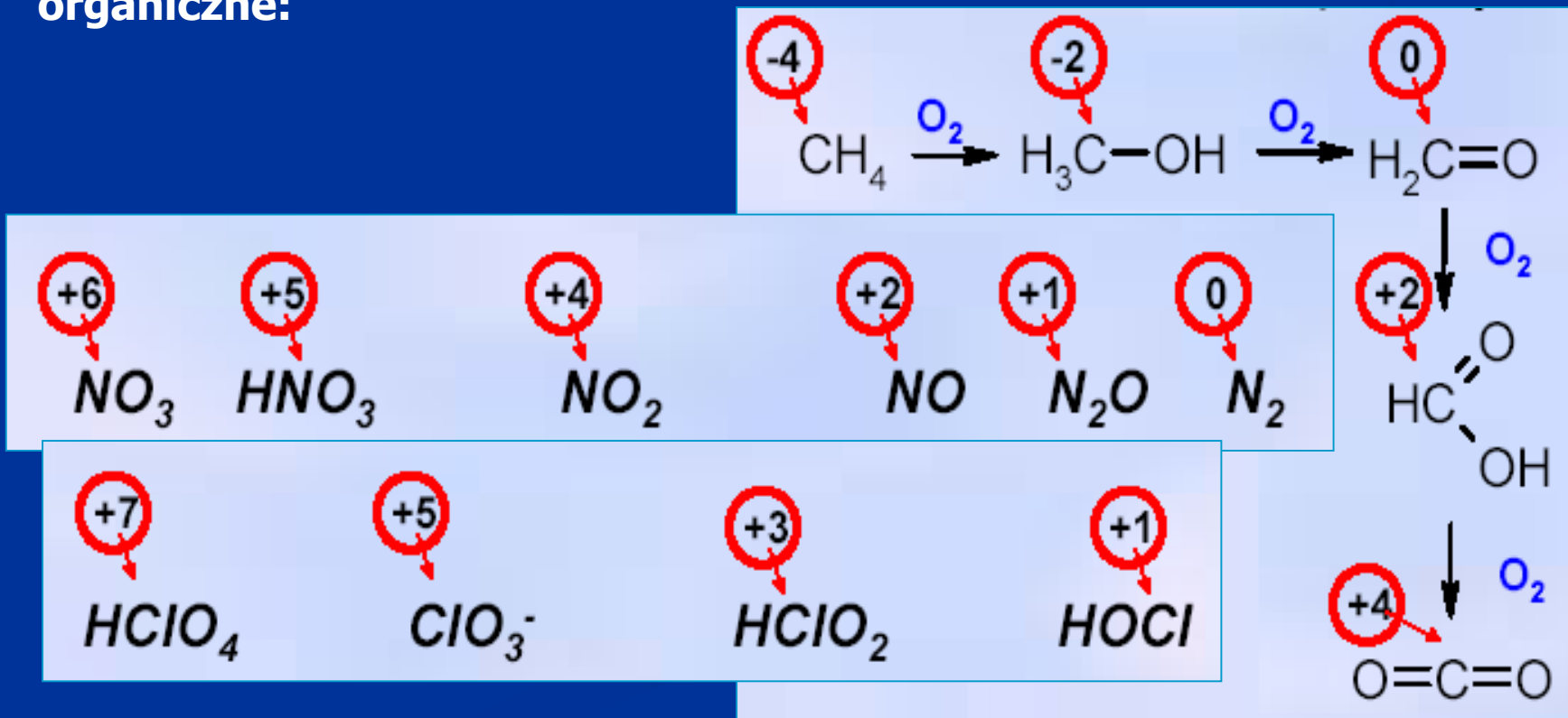
$$x = +5$$



Utleniacz forma utleniona + n e⁻ → forma zredukowana

bierze udział reakcji redukcji
obniża swój stopień utlenienia
jest akceptorem elektronów

Przykłady utleniaczy – utleniaczem może być wyłącznie taka substancja (atom, cząsteczka lub jon), który może się zredukować (istnieje niższy stopień utlenienia) Utleniacze nieorganiczne oraz organiczne:



Reduktor **forma zredukowana + n e⁻ → forma utleniona**

bierze udział reakcji utlenienia
podwyższa swój stopień utlenienia
jest donorem elektronów

Przykłady reduktorów:

metale nieszlachetne

cząsteczki lub jony niższych na stopniach utlenienia

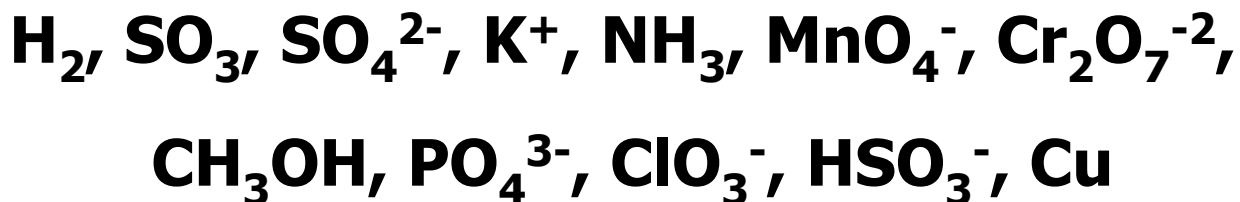
aldehydy, alkohole, itp.

wodór, CO



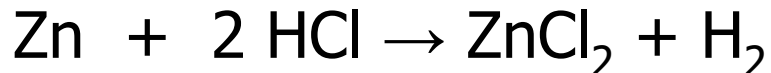
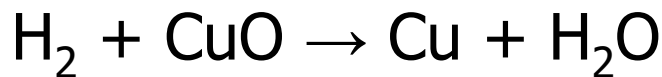
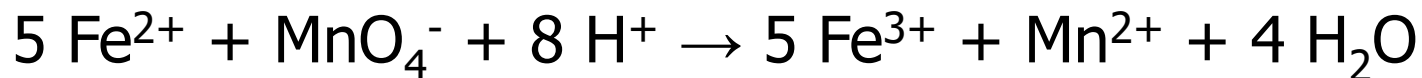
Przykład:

Ustal stopnie utlenienia dla poszczególnych pierwiastków w poniższych indywiduach chemicznych. Wskaż funkcję jako utleniacza lub reduktora.



Przykład:

W poniższych reakcjach zidentyfikuj utleniacz oraz reduktor:





Przykład:

Wskaż utleniacz i reduktor w poniższej reakcji



Rozwiązanie:

To nie jest reakcja typu redoks.



Przykład:

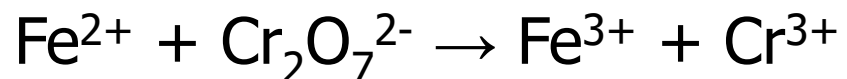
Który z następującej pary reagentów będzie pełnił funkcję utleniacza, a który reduktora?

- A. miedź oraz kwas azotowy,
- B. glin oraz cynk,
- C. jon siarczanowy
- D. jon azotanowy

Reakcje utleniania i redukcji

- Bilansowanie reakcji elektrochemicznej

Dobierz współczynniki oraz określ ilość elektronów biorących udział w procesie w przeliczeniu na jeden mol utleniacza dla reakcji przedstawionej poniższym schematem:



Metoda krok po kroku:

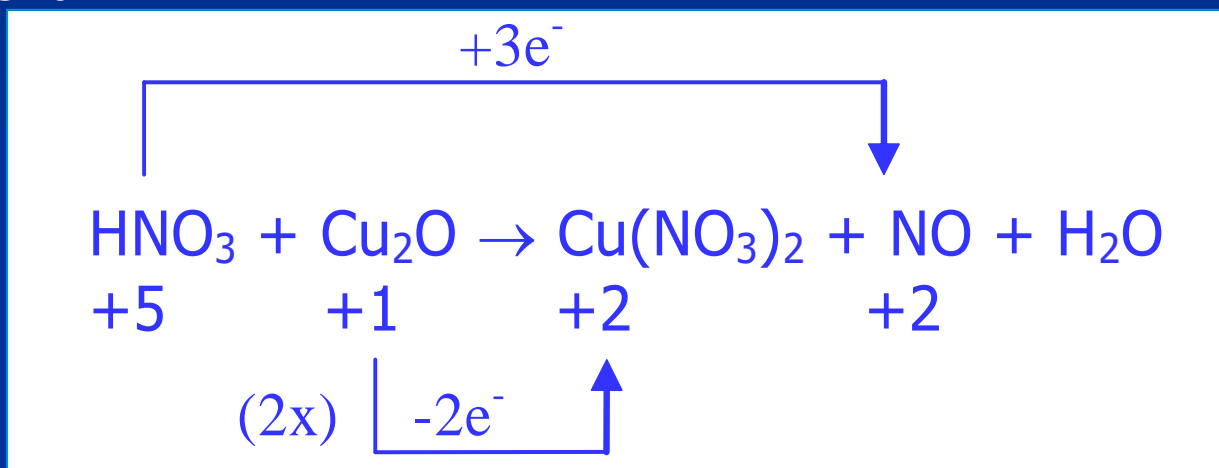


Reakcje utleniania i redukcji

- Bilansowanie reakcji elektrochemicznej

Dobierz współczynniki oraz określ ilość elektronów biorących udział w procesie w przeliczeniu na jeden mol utleniacza dla reakcji przedstawionej poniższym schematem:

Metoda przybliżona



Pierwsze przybliżenie



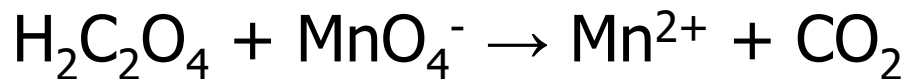
Końcowy bilans





Przykład:

Dobierz współczynniki reakcji

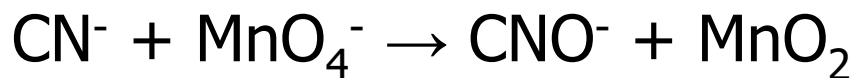


Rozwiązanie:



Przykład:

Dobierz współczynniki reakcji



Rozwiązanie:





Przykład:

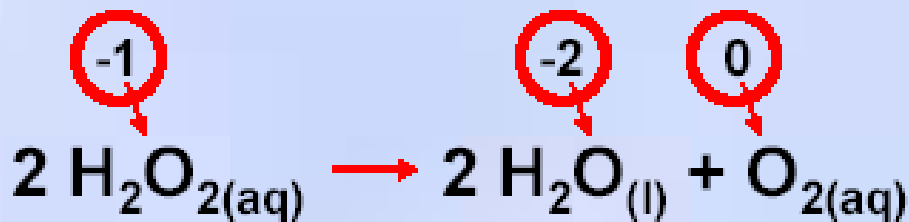
Ustal ilość elektronów biorących udział w procesie dla poniższej reakcji w przeliczeniu na jeden mol utleniacza



Rozwiązanie:



Reakcje dysproporcjonowania

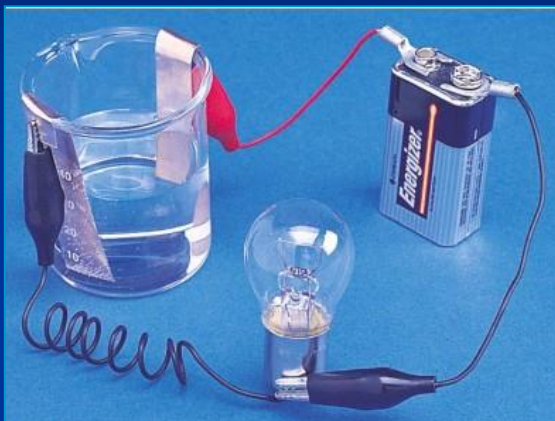


Ogniwa

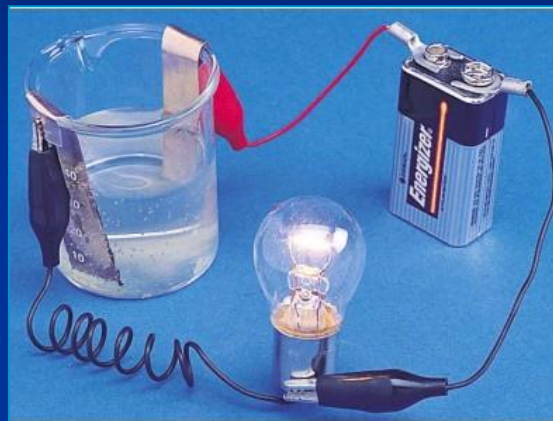
Przebieg reakcji redoks

Przewodnictwo elektrolitów:

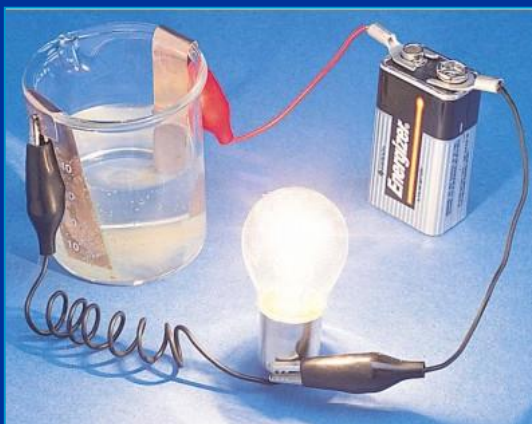
Czysta chemicznie woda



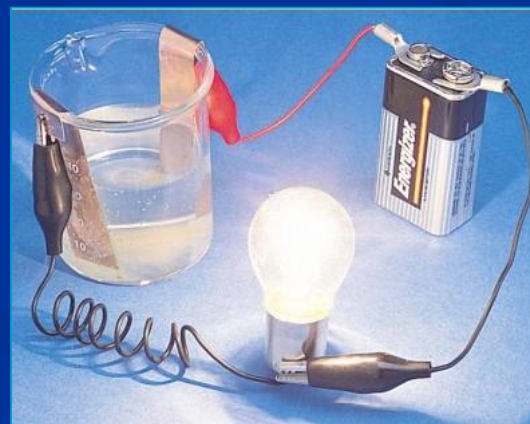
Wodny roztwór amoniaku



Wodny roztwór kwasu solnego

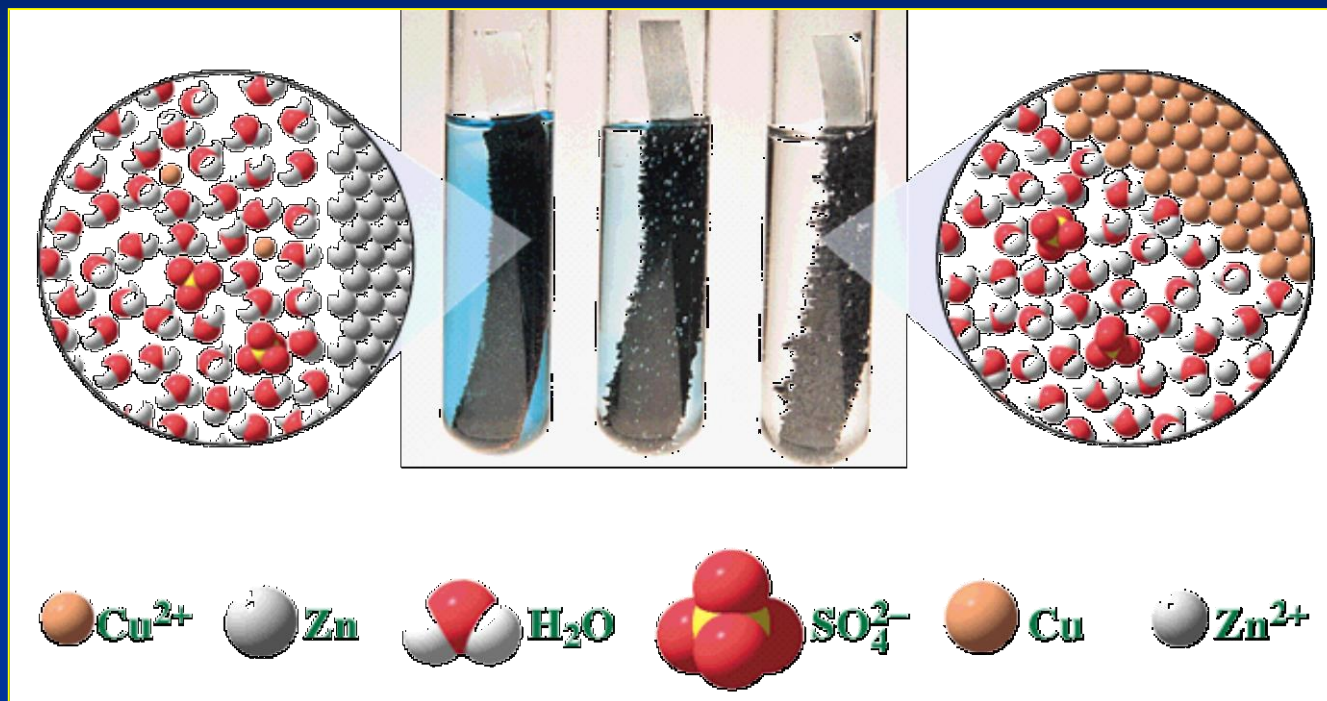


Wodny roztwór NaCl

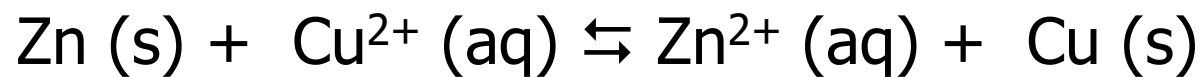


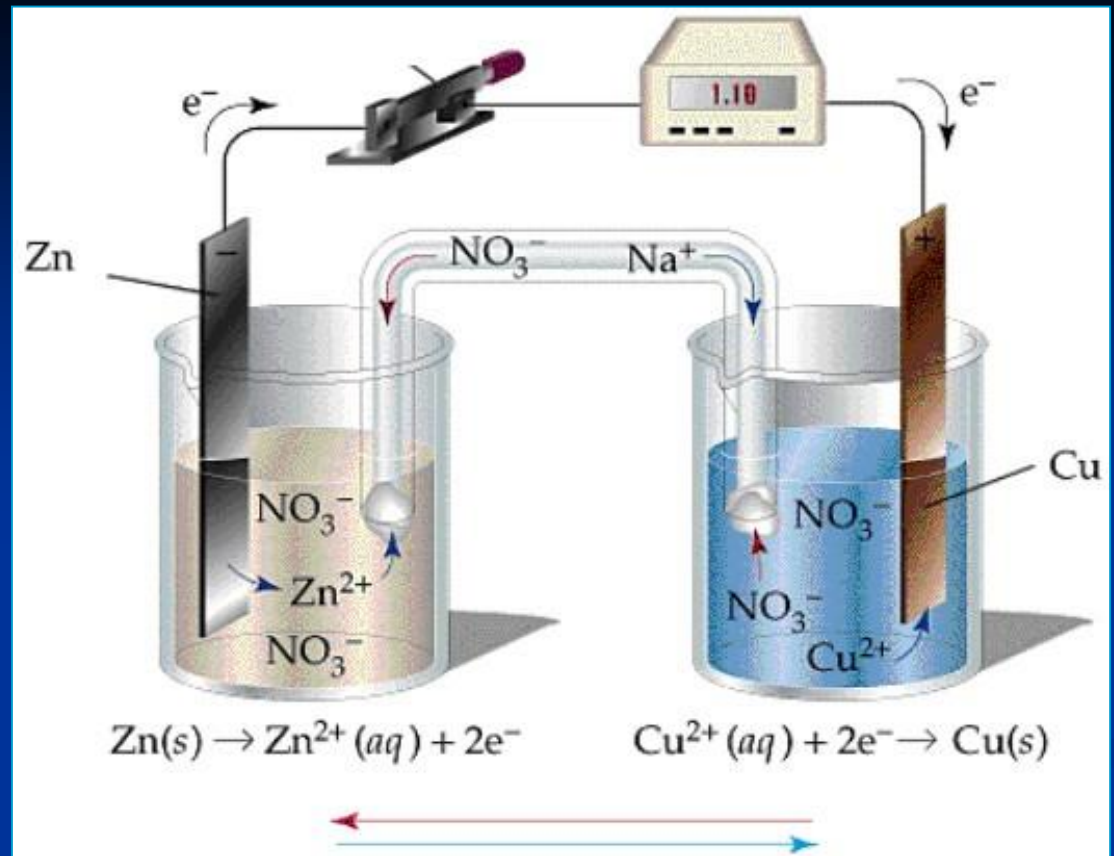
Reakcje elektrochemiczne

Dodanie metalicznego cynku do niebieskiego roztworu soli miedziowej



Następuje utlenienie cynku z jednoczesną redukcją miedzi:





Możliwe jest rozdzielnie przestrzenne reakcji utleniania i redukcji tworząc ogniwa.

Ogniwo – przestrzeń reakcyjna, w której zachodzą reakcje redoks.

Reakcje zachodzące w ogniwach są reakcjami samorzutnymi, w których następuje zamiana energii chemicznej na energię elektryczną (pracy ogniwa).

Ogniwo Daniella

Katoda



$$E^{\circ}_{\text{red}} +0.34 \text{ V}$$

Anoda



$$E^{\circ}_{\text{ult}} = -0.76 \text{ V}$$

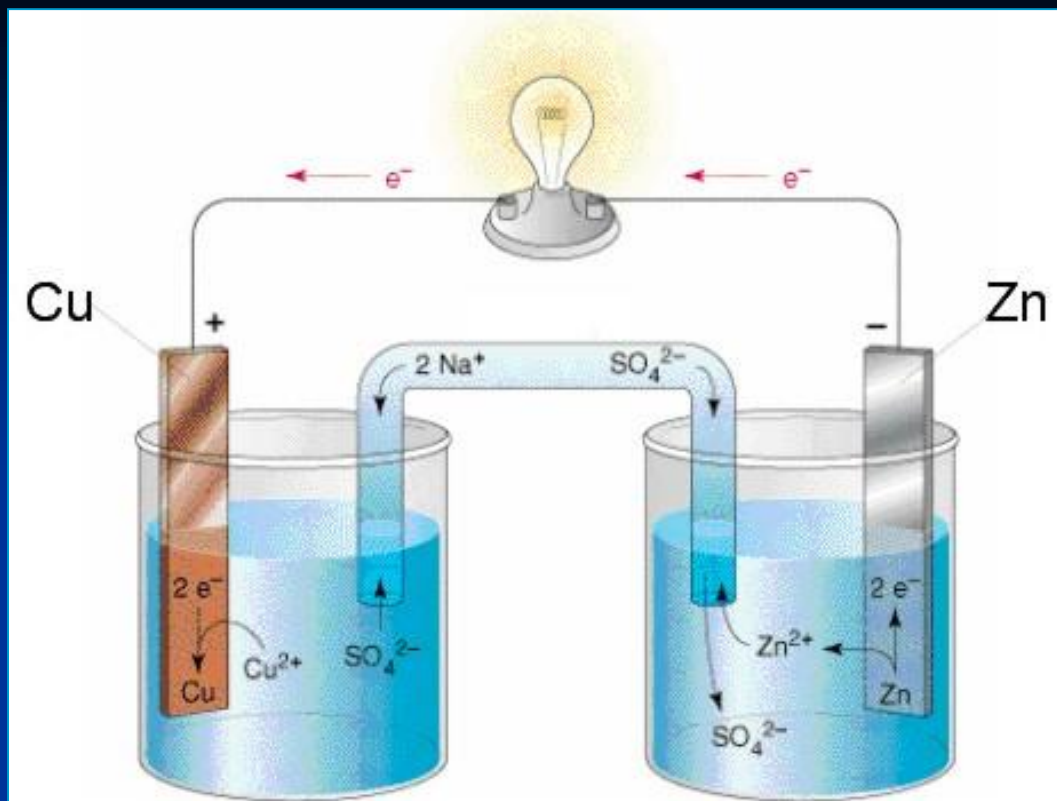
Reakcja sumaryczna:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}} + E^{\circ}_{\text{utl}}$$

$$= 0.34 + 0.76 = \mathbf{1.10 \text{ V}}$$

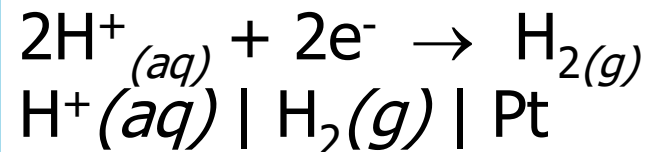
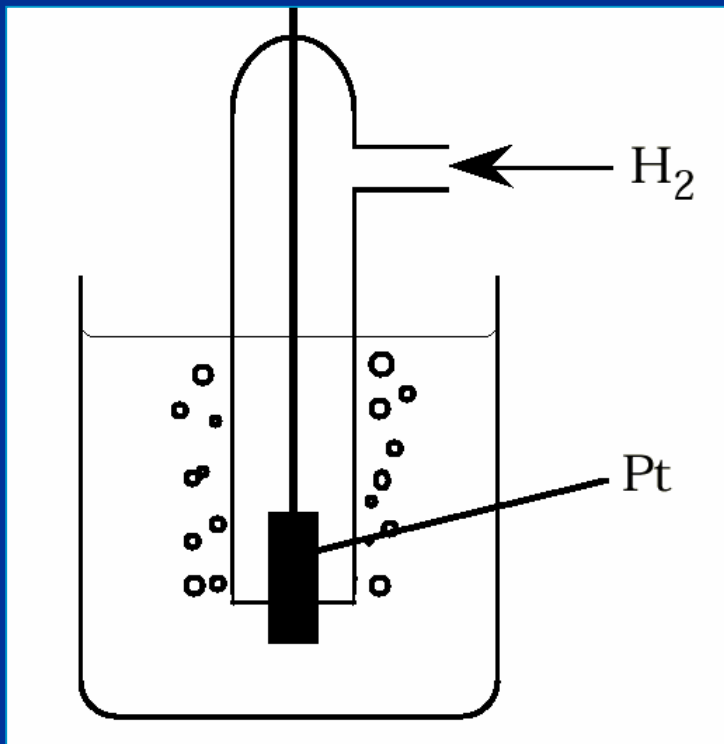
Schemat ogniwa (notacja liniowa):



Potencjały standardowe

Ocena zdolności utleniających

Normalna Elektroda Wodorowa



Warunki standardowe:

stężenie:	1 M
ciśnienie:	1 atm
Temperatura:	25°C
Elektroda odniesienia:	NEW

Przykładowe wartości potencjałów standardowych

Reakcja półówkowa	E° (V)	Reakcja półówkowa	E° (V)
$F_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 F^-(aq)$	2.87	$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0.00
$Co^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Co^{2+}(aq)$	1.82	$Fe^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.04
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	1.49	$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0.23
$Cl_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.41
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	1.33	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.76
$Br_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0.83
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	0.80	$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77	$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2.92
$I_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 I^-(aq)$	0.54	$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.04
$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$	0.52		
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	0.34		
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	0.16		
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15		



Jak wyjaśnisz zaobserwowane zjawisko?

**Roztwór „sinego kamienia” –
substancji o charakterze
grzybobójczym**

Folia spożywcza



Aktywność elektrochemiczna



Rośnie charakter redukujący

Duża wartość potencjału Mała wartość potencjału

Rośnie charakter utleniający

Przewidywanie kierunku reakcji elektrochemicznych

- Zdolność utleniająca rośnie ze wzrostem wartości potencjału
- Zdolność redukująca rośnie ze zmniejszeniem się wartości potencjału
- Silniejszy utleniacz reaguje z silniejszym reduktorem

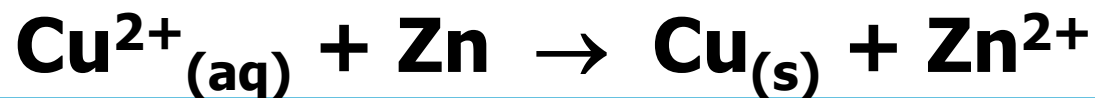
silniejszy utleniacz



silniejszy reduktor



Zachodząca reakcja:



Siła elektromotoryczna

$$SEM = E_{utl} - E_{red}$$



Przykład:

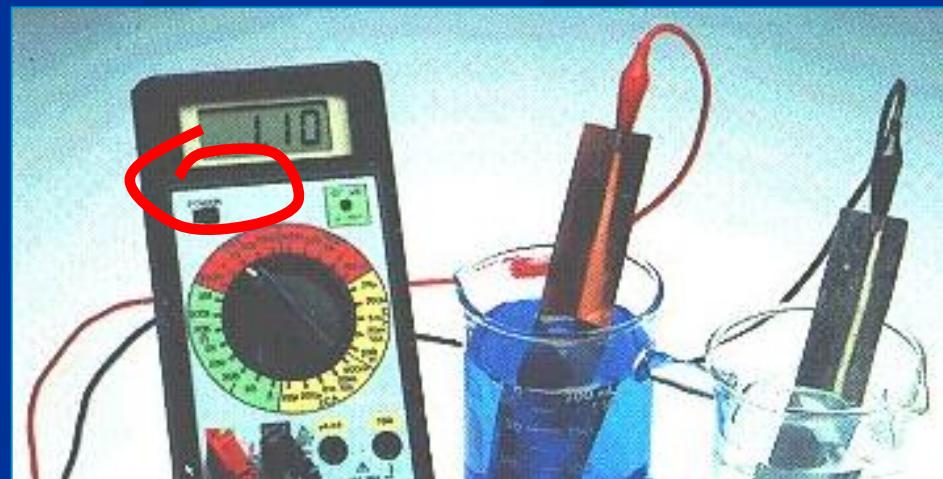
Pomiar SEM dla ogniwa Daniella



$$E^{\circ} = 0.76 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = 0.34 \text{ V}$$

$$\Delta E = 0.76 + 0.34 = 1.10 \text{ V}$$





Przykład:

Wyznacz SEM poniższej reakcji elektrochemicznej:



Rozwiązanie:

Reakcja sumaryczna:



$$\text{SEM}^\circ = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 1.49 \text{ V} - 0.77 \text{ V} = 0.72 \text{ V}$$



Przykład:

Wyznacz SEM poniższej reakcji elektrochemicznej:



Rozwiązanie:

Reakcja sumaryczna:



$$\text{SEM}^\circ = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.41 \text{ V} - (-0.77 \text{ V}) = 0.36 \text{ V}$$



Przykład:

Jaka jest wartość stężenia jonów wodorowych dla elektrody wodorowej jeśli zmierzona wartość SEM względem NEW wynosi 0.025V w temp. 25°C i pod ciśnieniem 1atm?

$$pH = -\log [H^+] = \frac{E}{0.0592}$$

$$-\log [H^+] = \frac{0.025V}{0.0592} = 0.42$$

$$[H^+] = 10^{-0.42} = 0.38M$$

Równanie Nernsta

$$W_{\text{elektr.}} = \Delta G$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Q – iloraz stężeń

$$-nFE = -nFE^\circ + RT \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

w temp. 298K

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

Związek SEM ze stałą równowagi procesu elektrochemicznego

W stanie równowagi:

$$Q = K$$

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} = 2.303RT \log K$$

$$E^{\circ} = \frac{2.303RT}{nF} \log K$$

dla temp. 298K

$$E^{\circ} = \frac{0.0592}{n} \log K$$



Przykład:

Oblicz SEM ogniwa w temperaturze 25°C



$$\text{SEM}^\circ = 3.17 \text{ V}$$

$$n = 2 \text{ mol e}^-$$

$$Q = \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$$\text{SEM} = (3.17 \text{ V}) - \frac{(8.314)(298 \text{ K})}{(2 \text{ mol})(96500 \text{ C/mol})} \ln \left(\frac{(0.0050 \text{ M})}{(2.0 \text{ M})^2} \right)$$

$$\text{SEM} = \mathbf{3.26 \text{ V}}$$



Przykład:

Oblicz zmianę entalpii swobodnej dla reakcji redukcji 2 moli żelaza w następującej reakcji:



$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

$$E = \text{SEM} = 1.37\text{V}$$

$$n = 6$$

$$\Delta G = -6\text{mol} \cdot 96.500 \text{ C/mol} \cdot 1.37\text{V}$$

$$\Delta G = -7.93 \cdot 10^5 \text{ J}$$



Przykład:

Oblicz stałą równowagi dla poniższego procesu:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{katoda}} - E^{\circ}_{\text{anoda}}$$

$$\log K = \frac{nE^{\circ}}{0.0592}$$

$$E^{\circ} = (-0.13\text{V}) - (-0.23\text{V}) = 0.10\text{V}$$

$$\log K = \frac{2 \times 0.10\text{V}}{0.0592} = 3.38$$

$$K = 2.40 \cdot 10^3$$



Przykład:

Oblicz siłę elektromotoryczną poniższej reakcji



w chwili, gdy stężenia jonów wynoszą: $[\text{Al}^{3+}] = 0.400\text{M}$
i $[\text{Cu}^{2+}] = 0.100\text{M}$

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

$$E^{\circ} = (0.34\text{V}) - (-1.66\text{V}) = 2.00\text{V}$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^3}$$

$$E = 2.00\text{V} - \frac{0.0592}{6} \log \frac{(0.400)^2}{(0.100)^3} = 1.98\text{V}$$



Przykład:

Ogniwo stężeniowe nikłowe Ni^{2+} zawierające elektrody zanurzone do roztworów o stężeniach 1.00M oraz $1.00 \cdot 10^{-3}\text{M}$.
Oblicz SEM.

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

$$E = 0 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{rozcz.}}}{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{stęte}}} =$$

$$= 0 \text{ V} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1.00 \times 10^{-3} \text{ M}}{1.00 \text{ M}} = +0.0888 \text{ V}$$

Elektrochemiczny pomiar pH

Najbardziej dokładnym pomiarem pH jest pomiar elektrochemiczny, w którym wykorzystuje się liniową zależność potencjału niektórych elektrod, na przykład elektrody wodorowej, od pH roztworu. Zależność ta wynika z równania Nernsta dla elektrody wodorowej:



$$E_{\text{H}/\text{H}^+} = E_{\text{H}/\text{H}^+}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}}$$

W warunkach normalnych:

$$p_{\text{H}_2} = 1,013 \text{ bara}$$

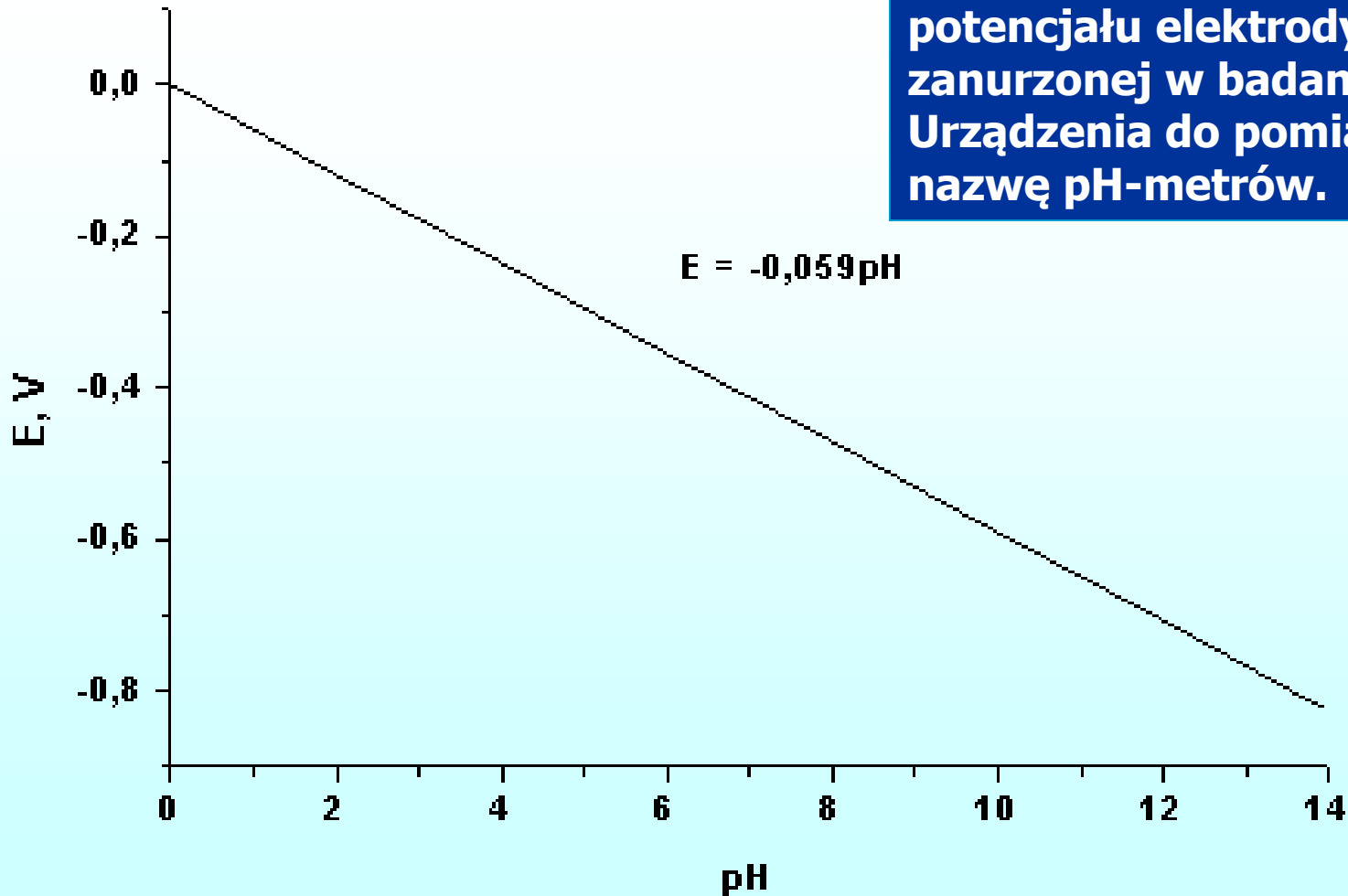
$$T = 293 \text{ K}$$

$$E_{\text{H}/\text{H}^+}^0 = 0,0 \text{ V}$$

$$E_{\text{H}/\text{H}^+} = 2,303 \frac{RT}{F} \log[\text{H}^+] = -0,059 \cdot \text{pH}$$

Zależność potencjału elektrody wodorowej od pH.

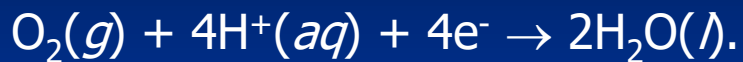
Zależność ta pozwala na odczytanie wartości pH z pomiaru potencjału elektrody wodorowej zanurzonej w badanym roztworze. Urządzenia do pomiaru pH noszą nazwę pH-metrów.



ZJAWISKO KOROZJI

➤ ponieważ $E^{\circ}_{\text{red}}(\text{Fe}^{2+}) < E^{\circ}_{\text{red}}(\text{O}_2)$ żelazo może zostać utlenione przez tlen:

katodowo:

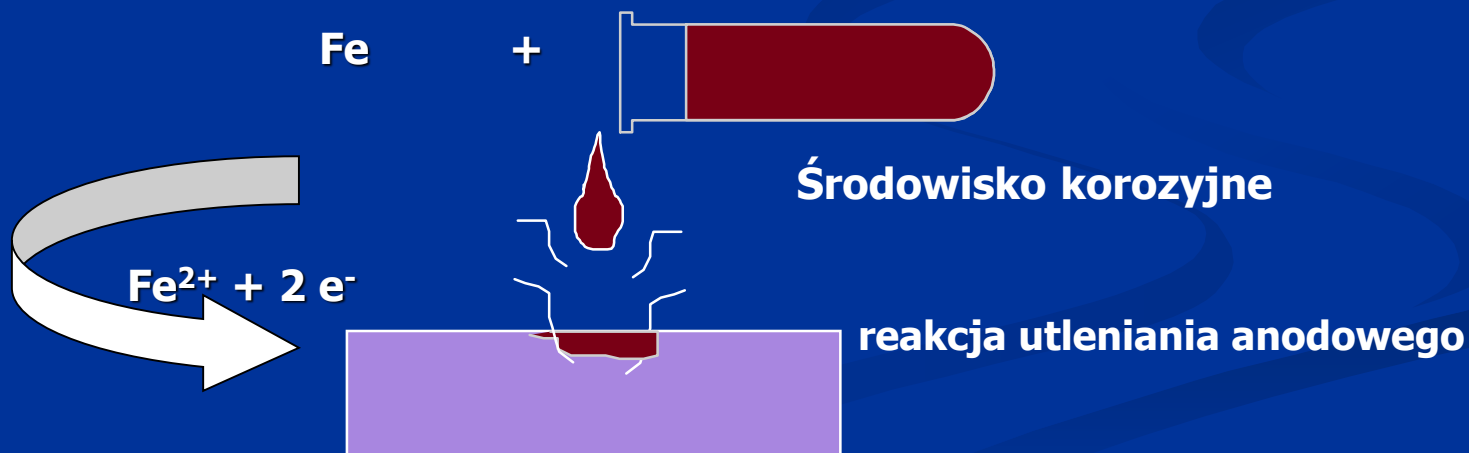


➤ tlen rozpuszczony w wodzie na ogół wywołuje utlenienie żelaza

➤ Fe^{2+} może spontanicznie utleniać się do Fe^{3+} tworząc rdzę ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}(s)$)



Podstawowy mechanizm korozji

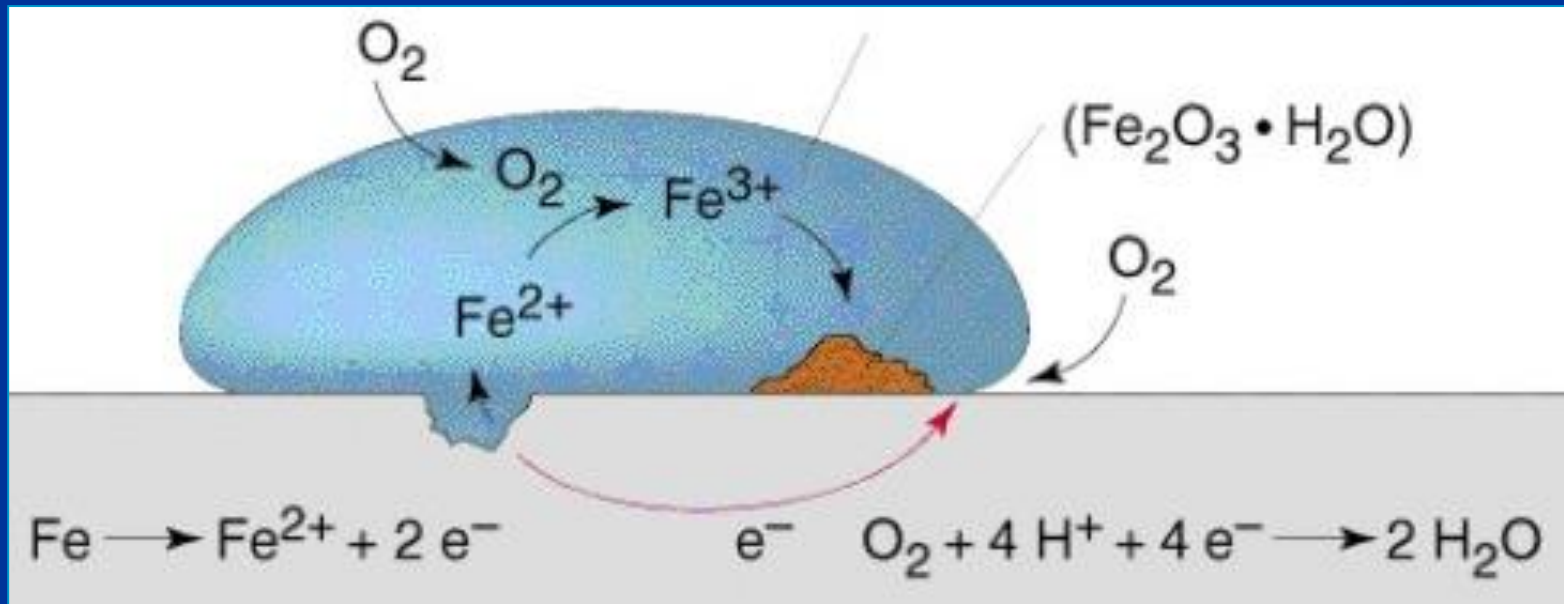


Korozja

Co jest przyczyną korozji?

Reakcja półwkowa

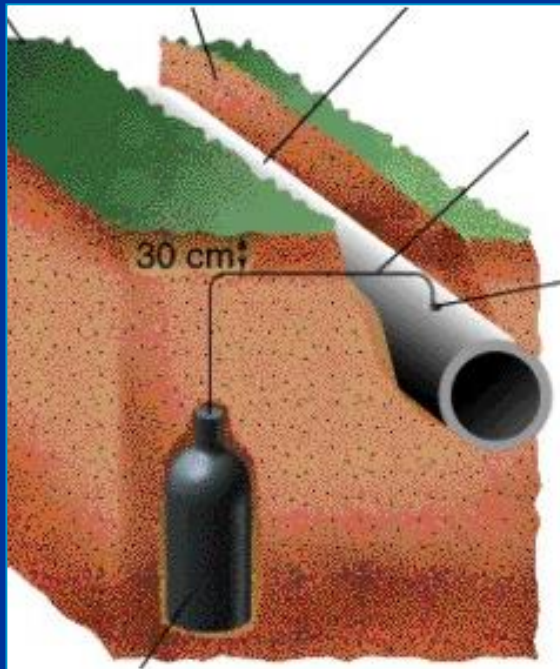
	$E^{\circ}(\text{V})$
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1.23
$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	0.40
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0.00
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.38



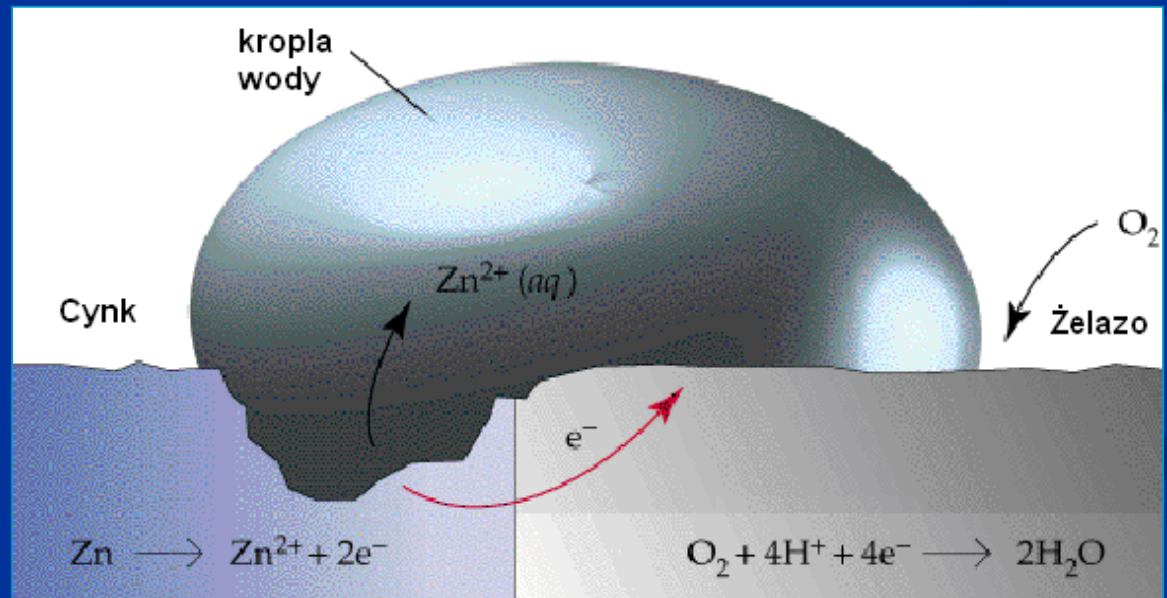
Ochrona protektorowa



Ochrona protektorowa
za pomocą magnezu



Ochrona protektorowa za pomocą cynku





Przykładowe pytania

1. Oblicz zmianę entalpii swobodnej dla reakcji redukcji 15g żelaza w następujących reakcji:



A. $-1.07 \times 10^5\text{J}$

B. $-1.07 \times 10^4\text{J}$

C. $-1.07 \times 10^3\text{J}$

D. $-1.07 \times 10^2\text{J}$

E. $-1.07 \times 10^1\text{J}$

Odp. **A**

2. Ile wynosi stała równowagi reakcji:



$$E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.014\text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+} = 0.15\text{ V}$$

A. stała równowagi jest mniejsza od jedności

B. $K \approx 1$

C. $K = 6.5 \cdot 10^3$

D. $K = 6.5 \cdot 10^9$

E. $K = 6.5 \cdot 10^{12}$

Odp. **D**



Przykładowe pytania

3. Dla jakiego stosunku stężeń $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}]$ poniższa reakcja będzie zachodziła samoczynnie:



$$E[\text{Co}^{2+}] = 0.15 \text{ M}$$

$$E[\text{Fe}^{2+}] = 0.68 \text{ M}$$

- A. $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}] < 1 \cdot 10^{-6}$
- C. $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}] = 4 \cdot 10^{-6}$
- E. $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}] > 1 \cdot 10^{-6}$

- B. $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}] < 4 \cdot 10^{-6}$
- D. $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}] > 4 \cdot 10^{-6}$

Odp. **B**

Elektroliza

Reakcje zachodzące podczas elektrolizy nie są reakcjami samorzutnymi.

**Koszt zewnętrznej energii elektrycznej zachodzą reakcje chemiczne
Zamiana energii elektrycznej na energię chemiczną.**

Na anodzie zawsze zachodzi utlenianie

Na katodzie zawsze zachodzi redukcja

Potencjał rozkładowy

Jakie warunki umożliwiają proces elektrolizy?

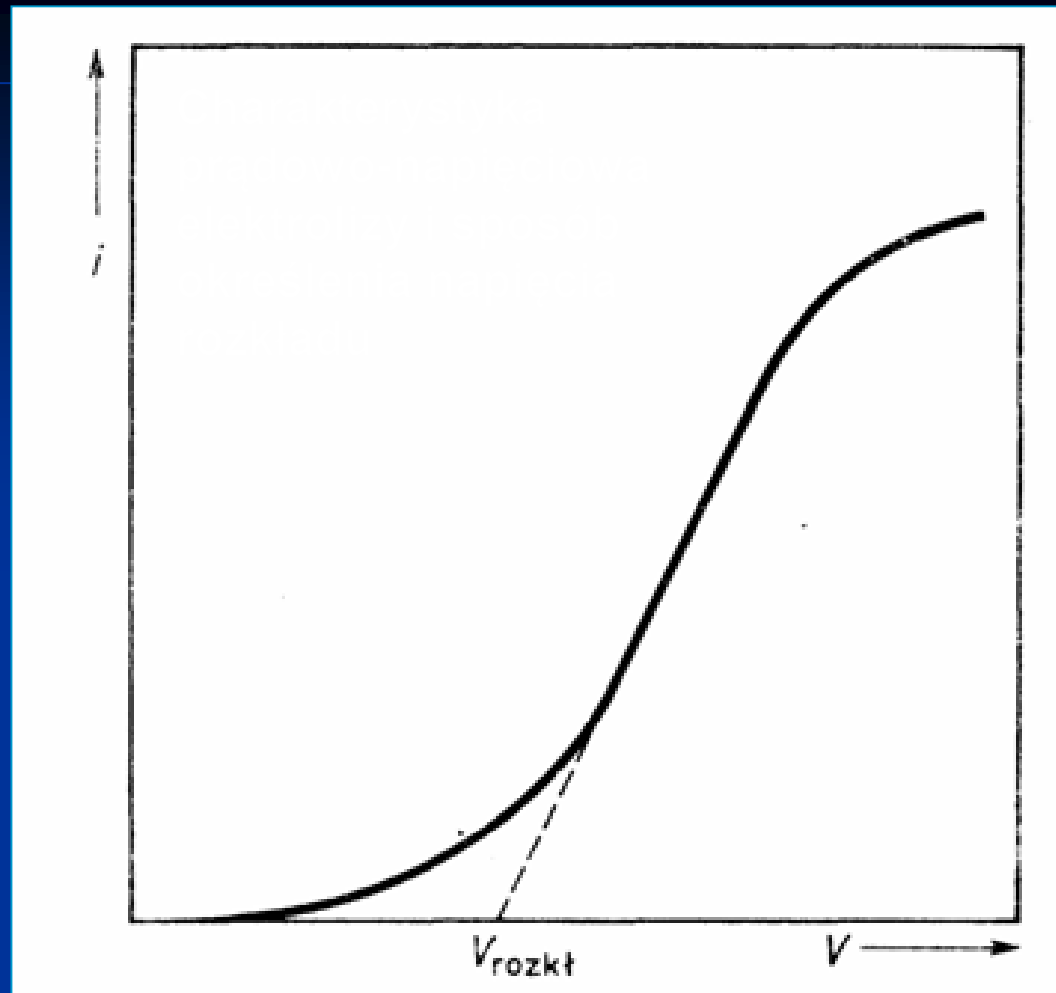
Napięcie, jakie należy przyłożyć do elektrod elektrolizera, by wymusić przepływ prądu:

$$V = V_0 + iR + \eta_A + |\eta_k|$$

V_0 - przeciwsila elektromotorycznej

iR - spadek potencjału na omowym oporze elektrolitu

η - nadnapięcie anodowe lub katodowe



Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wody

Reakcja katodowa (redukcja)



Reakcja anodowa (utlenianie)



Reakcja sumaryczna



**Produktem elektrolizy wody będą pierwiastki gazowe:
na anodzie (tlen) oraz na katodzie (wodór).**

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu CuBr_2

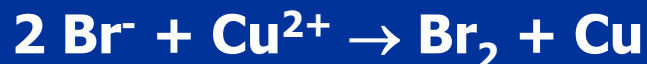
Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produktem elektrolizy CuBr_2 będą pierwiastki: na anodzie (brom) oraz na katodzie (miedź).

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu NaBr

Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produktem elektrolizy NaBr będą pierwiastki: na anodzie (brom) oraz na katodzie (wodór).

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu Na_2SO_4

Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produkty elektrolizy soli Na_2SO_4 będą identyczne z produktami elektrolizy wody

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu kwasu bromowodorowego HBr

Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produktem elektrolizy HBr będą pierwiastki:
na anodzie (brom) oraz na katodzie (wodór).

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu kwasu siarkowego

Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produkty elektrolizy kwasu H_2SO_4 będą identyczne z produktami elektrolizy wody

Stechiometria procesów elektrolizy

jakościowy opis procesów elektrolizy

Elektroliza wodnego roztworu zasady sodowej NaOH

Potencjalne reakcje katodowe



Potencjalne reakcje anodowe



reakcja sumaryczna



Produkty elektrolizy zasady NaOH będą identyczne z produktami elektrolizy wody

Przykłady jakościowego opis procesów elektrolizy



Przykład:

Które z wymienionych wodnych roztworów poddawane elektrolizie będą prowadziły do takich samych produktów jak w przypadku czystej wody?



Przykład:

Jeśli elektrolizę będzie przeprowadzało się przez bardzo długi czas, to co będzie ostatecznym produktem elektrolizy wodnego roztworu?(tzn. jaki produkt pozostanie w elektrolizerze):

- a/ kwas siarkowy**
- b/ sól kuchenna**
- c/ wodorotlenek sodowy**
- d/ sól glauberska**

Przykłady jakościowego opis procesów elektrolizy



Przykład:

Czy w procesie elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów należy spodziewać się zmian pH ?

Przykładowo:

- a/ kwas siarkowy
- b/ sól kuchenna
- c/ wodorotlenek sodowy
- d/ sól glauberska



Przykład:

W którym przypadku obszar przyanodowy będzie zmieniał swoje pH?

W którym przypadku obszar przykatodowy będzie zmieniał swoje pH?

Możliwości:

Obszar przykatodowy obniża pH

Obszar przykatodowy podwyższa pH

Obszar przyanodowy obniża pH

Obszar przyanodowy podwyższa pH



ELEKTROLIZA – PRAWA FAARADAY'A

I prawo Faraday'a

masa wydzielonej substancji na elektrodach podczas elektrolizy jest proporcjonalna do natężenia prądu i czasu trwania elektrolizy

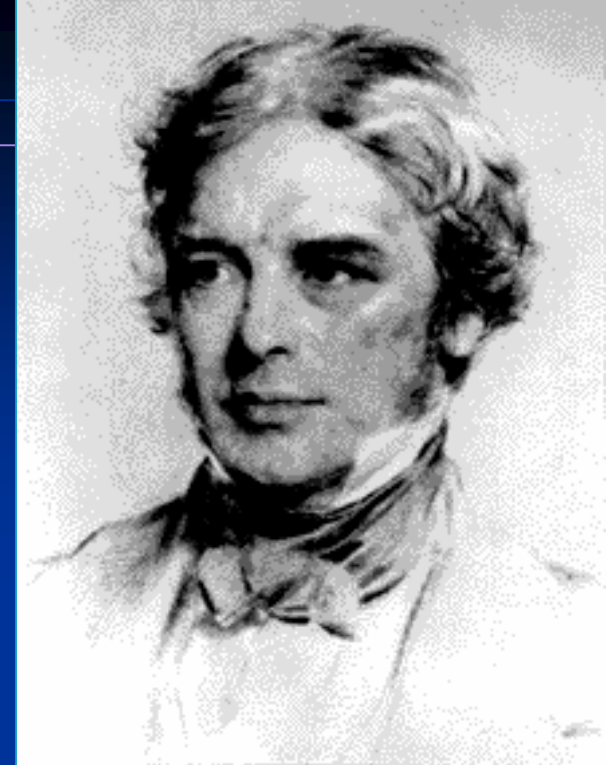
$$m = k \cdot I \cdot t = k \cdot Q$$

II prawo Faraday'a:

do wydzielenia na elektrodach jednego gramorównoważnika chemicznego dowolnej substancji podczas elektrolizy potrzebna jest — niezależnie od warunków przeprowadzania procesu — zawsze ta sama ilość elektryczności, wynosząca w przybliżeniu 96 500 kulombów.

Stała Faradaya F jest to ilość elektryczności związana z molem elektronów.

$$\frac{96500C}{6,023 \cdot 10^{23} e} = 1,602 \cdot 10^{-19}$$



**Michael Faraday
(1791-1867)**

Obliczenia elektrochemiczne



Przykład:

Jak długo należy przeprowadzać elektrolizę roztworu zawierającego 1.00g jonów Cr(III) za pomocą prądu o natężeniu 2.00A?

Rozwiązanie:



$$n = \frac{1.00 \text{ g}}{51.996 \text{ g/mol}} = 1.92 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$Q = I \cdot t = z \cdot n \cdot F = 3 \cdot 1.92 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 96,500 \text{ C/mol} = 5.56 \cdot 10^3 \text{ C}$$

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{5.56 \cdot 10^3 \text{ C}}{2.00 \text{ C/s}} = 2.78 \cdot 10^3 \text{ s}$$

Obliczenia elektrochemiczne



Przykład:

Jak masa glinu wydzieli się w trakcie ośmiominutowej elektrolizy przy stałym prądzie o natężeniu 100A z roztworu tlenku glinu w kriolicie?

Rozwiązanie:



$$8.00 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \times \frac{100 \text{ C}}{1 \text{ sec}} \times \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96\,500 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol e}^{-}} \times \frac{26.98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}}$$

Odpowiedź:

Nastąpi wydzielenie 4.47 g glinu