

## POWTÓRKA Z ELEKTROCHEMII

### Podstawowe pojęcia

Zanim sprawdzisz swoje umiejętności i wiadomości z elektrochemii, przypomnij sobie podstawowe pojęcia:

- **Stopień utlenienia** pierwiastka to liczba elektronów, jaką by przyjął lub oddał podczas tworzenia związku, gdyby utworzone wiązanie miało charakter czysto jonowy.
- **Ogniwo galwaniczne** jest urządzeniem, w którym samorzutny przebieg reakcji chemicznej wytwarza prąd elektryczny. Składa się ono z dwóch elektrod, czyli półprzewodników metalicznych będących w kontakcie z elektrolitem. Układ, jaki tworzy elektroda wraz z roztworem, w którym jest zanurzona nazywamy **półogniwem**.
- **Typy elektrod:**

Rodzaj półogniwa	Przykładowa reakcja elektrodowa	Uproszczony schemat
<b>1. Półogniwa odwracalne względem kationu:</b>		
a. Półogniwo z aktywną elektrodą metalową	$Cu^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	$Cu^{+2} / Cu$
b. Półogniwa gazowe	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	$H^+ / H_2$
<b>2. Półogniwa odwracalne względem anionu:</b>		
a. Półogniwa gazowe	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	$Cl_2 / Cl^-$
b. Półogniwa II rodzaju	$AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	$AgCl / Ag, Cl^-$
<b>3. Półogniwa redox</b>	$Fe^{+3} + e^- \rightleftharpoons Fe^{+2}$	$Fe^{+3} / Fe^{+2}$

- Elektrode, na której zachodzi **redukcja** nazywamy **katodą**.
- Elektrode, na której zachodzi **utlenianie** nazywamy **anodą**.
- **Normalny (standardowy) potencjał półogniwa (elektrody)  $E^0$**  jest różnicą potencjałów między badaną elektrodą pracującą w warunkach standardowych a normalną elektrodą wodorową /przez warunki standardowe rozumiemy temperaturę  $25^{\circ}C$ , ciśnienie 1013hPa i jednostkowe aktywności wszystkich substancji czynnych elektrodowo/.

## Podstawowe pojęcia /część 2./

- **Wzór Nernsta** /dla układów, w których warunki pomiaru nie są standardowe/

$$E = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[ox]}{[red]}$$

**E** - potencjał układu redoks w warunkach niestandardowych

**E<sup>0</sup>** - standardowy potencjał redoks układu

**R** - stała gazowa

**T** - temperatura w K

**F** - stała Faradaya

**[ox], [red]** - stężenia /aktywności/ formy utlenionej i zredukowanej

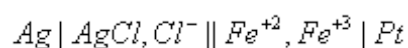
### Przykłady wzorów Nernsta dla układów redoks

Układ	Wzór
$Cu^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	$E = E^0_{Cu^{+2}/Cu} + \frac{RT}{2F} \ln [Cu^{+2}]$
$Fe^{+3} + e^- \rightleftharpoons Fe^{+2}$	$E = E^0_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} + \frac{RT}{F} \ln \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]}$
$AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	$E = E^0_{AgCl/Ag,Cl^-} + \frac{RT}{F} \ln \frac{1}{[Cl^-]}$

- **SEM ogniwa**

Przykład:

Oblicz SEM ogniwa w warunkach standardowych:



Potencjały standardowe wynoszą:

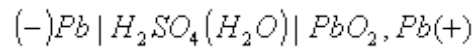
$$E^0_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = 0,771V$$

$$E^0_{AgCl/Ag,Cl^-} = 0,222V$$

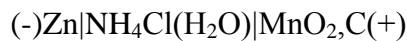
$$SEM=0,771V-0,222V=0,549V$$

- **Chemiczne źródła prądu**

Akumulator ołowiany



Ogniwo Leclanche'go



### **Podstawowe pojęcia /część 3./**

- **Elektroliza**

Proces zachodzący podczas przepuszczania przez roztwór lub stopiony elektrolit prądu stałego, wyróżniamy elektrolizę:

1. stopionych soli, tlenków lub wodorotlenków- na katodzie następuje redukcja kationu metalu, na anodzie utlenianie anionu reszty kwasowej lub tlenu,
2. roztworów wodnych – mogą zachodzić następujące procesy:
  - redukcja kationu metalu
  - redukcja wody
  - utlenianie anionu prostego
  - utlenianie wody

**Prawa elektrolizy Faradaya:**

- **I prawo -masa substancji wydzielonej na jednej z elektrod jest wprost proporcjonalna do natężenia prądu i czasu trwania elektrolizy.**

$$m = kIt$$

**I**- natężenie prądu w A,

**t** – czas trwania elektrolizy w sekundach,

$k$  – równoważnik elektrochemiczny,

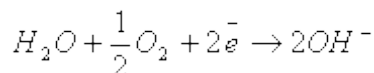
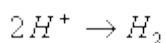
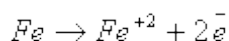
$m$  – masa substancji wydzielonej na elektrodzie w gramach

- **II prawo -stosunek masy molowej  $M$  substancji wydzielającej się na elektrodzie do iloczynu jej równoważnika elektrochemicznego i liczby ładunkowej ( $z$ ) reakcji elektrodowej (zapisanej dla 1 mola substancji) jest wielkością stałą dla wszystkich procesów elektrodowych i wynosi 96 500 C (tzw. Stała Faradaya, oznaczona symbolem  $F$ ):**

$$\frac{M}{kz} = F$$

- **Korozja**

Głównym typem zjawisk korozyjnych jest korozja elektrochemiczna. Proces ten zachodzi, gdy metal lub jego stop styka się z roztworem elektrolitu. Na przykład, stal w zetknięciu z żelazo roztworem elektrolitu zachowuje się jak zespół układów -węgiel, będących lokalnymi mikroogniwami; w takich mikroogniwach zachodzą procesy:



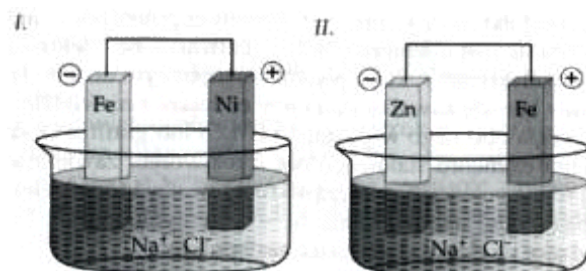
**Test /dotyczy części teoretycznej/**

Przy rozwiązywaniu testu skorzystaj z [szeregu napięciowego metali](#).

**1. Połączono przewodnikiem metalicznym:**

**I-** płytkę żelazną z płytką niklową;

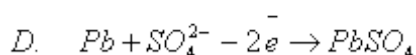
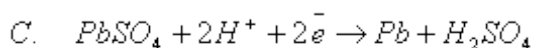
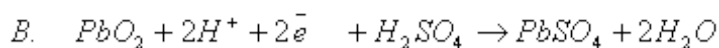
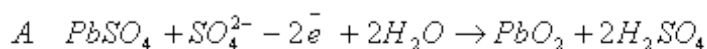
**II-** płytkę żelazną z płytką cynkową (według schematu przedstawionego na rysunku)



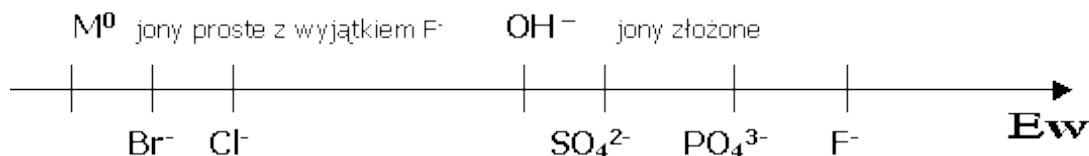
**i zanurzono obie płytki do wodnego roztworu NaCl, przez który przepuszczono gazowy tlen. Które z poniższych zdań jest prawdziwe?**

- A. Korozji elektrochemicznej ulega w pierwszej parze płytek żelazo, w drugiej cynk.
- B. Korozji elektrochemicznej ulega w pierwszej parze płytek nikiel, w drugiej żelazo.
- C. W obu przypadkach zachodzi z jednakową szybkością korozja żelaza.
- D. Szybkość korozji żelaza w II parze płytek jest większa niż w I.

**2. Który z przedstawionych procesów zachodzi podczas rozładowania akumulatora ołowiowego na anodzie?**



**3. Na podstawie przedstawionej kolejności anodowego utleniania**

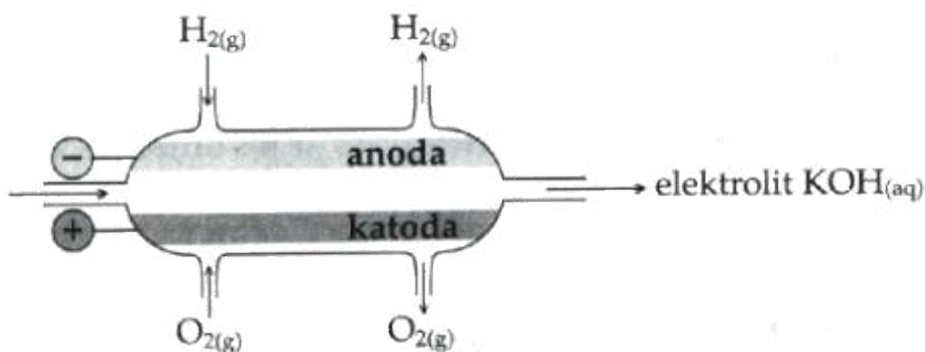


**ustal, jaka będzie kolejność wydzielania anodowego z roztworów następujących jonów:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ?**

- A.  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$
- B.  $Br^-$ ,  $Cl^-$ ,  $F^-$
- C.  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $F^-$

D.  $\text{Br}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$

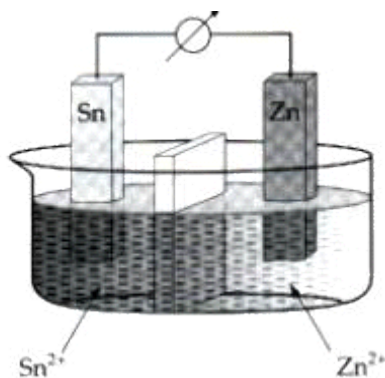
4. Schemat przedstawia typowe ogniwo paliwowe, jakim jest ogniwo wodorowo-tlenowe.



Jakie procesy zachodzą w tym ogniwie?

	Elektroda dodatnia	Elektroda ujemna
<b>A</b>	$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$
<b>B</b>	$\text{H}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$
<b>C</b>	$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^-$
<b>D</b>	$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

5. W ogniwie przedstawionym na rysunku, zachodzą reakcje opisane równaniami:

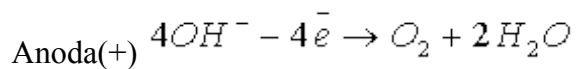
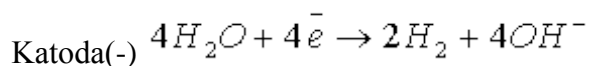


	Anoda	Katoda
<b>A</b>	$\text{Sn}^0 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$
<b>B</b>	$\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$
<b>C</b>	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$	$\text{Sn}^0 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$
<b>D</b>	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$	$\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

6. Największą wartość siły elektromotorycznej ma ogniwo:

- A.  $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$
- B.  $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$
- C.  $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$
- D.  $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Au}^{2+}|\text{Au}$

**7. Zapis:**



**ilustruje reakcje zachodzące na elektrodach podczas elektrolizy wodnego roztworu:**

- A.  $\text{AgNO}_3$
- B.  $\text{CaCl}_2$
- C.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- D.  $\text{KOH}$

**8. Który z podanych kwasów zarówno na katodzie i na anodzie podczas elektrolizy roztworu wodnego daje wodór:**

- A.  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- B.  $\text{HCOOH}$
- C.  $\text{PhCOOH}$
- D.  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$

**9. Wartością mierzalną w elektrochemii jest:**

- A. potencjał wewnętrzny fazy metalicznej ogniwa
- B. różnica potencjałów faz ogniwa
- C. siła elektromotoryczna ogniwa
- D. stosunek pracy przeniesienia ładunku z wnętrza roztworu do woltomierza

**10. Wskaż prawidłowe zestawienie danych dla ogniwa i elektrolizera:**

	Ogniwo			Elektrolizer		
	Anoda	Katoda	$\Delta G$	Anoda	Katoda	$\Delta G$
A	-	+	<0	+	-	>0
B	+	-	<0	+	-	<0
C	+	-	>0	-	+	<0
D	-	+	>0	-	+	>0

**11. Ogniwochemicznym nie jest:**

- A. ogniwo Daniella
- B. ogniwo stężeniowe
- C. ogniwo srebrowe
- D. ogniwo gazowe

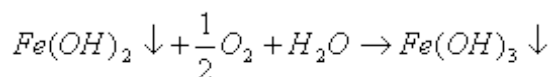
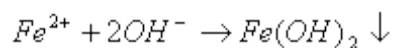
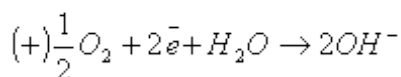
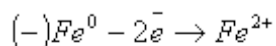
**12.. Półogniwa pierwszego rodzaju składają się:**

- A. z 1 fazy
- B. z 2 faz
- C. z 3 faz
- D. z 4 faz

**Odpowiedzi do testu**

Pytanie nr 1: **odpowiedź B**

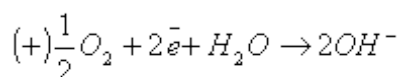
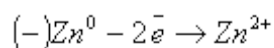
- I. Anodę stanowi Fe, katodę Ni, ponieważ  $E_{Fe^{2+}/Fe^0}^0 > E_{Ni^{2+}/Ni^0}^0$  więc na elektrodach  
zajdą następujące reakcje:



*Korozji ulega żelazo*

- II. Anodę stanowi tu cynk, katodę żelazo, ponieważ  $E_{Zn^{2+}/Zn^0}^0 > E_{Fe^{2+}/Fe^0}^0$  więc na elektrodach  
zajdą następujące reakcje:





*Korozji ulega cynk*

Pytanie nr 2: **odpowiedź D**

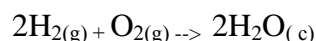
Opis akumulatora ołowiowego znajdziesz w każdym podręczniku szkolnym, schemat również masz przedstawiony we wstępie do powtórki.

Pytanie nr 3: **odpowiedź B**

Proponuję dobrze przeanalizować przedstawiony schemat, gdyż jak wiesz w szeregu elektrochemicznym zamieszczonym w Zbiorze zadań z chemii dla szkół średnich pod redakcją K.M. Pazdro masz wartości potencjałów redoks tylko dla metali, a tu podano Ci schemat całej kolejności wydzielania anodowego.

Pytanie nr 4: **odpowiedź D**

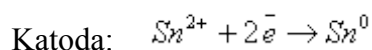
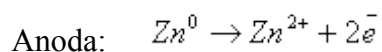
Jeśli zapamiętasz, że dzięki ogniwoom paliwowym możemy syntezować wodę zdatną do picia, ponieważ źródłem energii elektrycznej w tym ogniwie jest reakcja syntezy wody



odpowiedź na to pytanie nie powinna już stanowić więcej dla ciebie problemu.

Pytanie nr 5: **odpowiedź B**

Anodę stanowi Zn, katodę Sn, ponieważ  $E^0_{Zn^{2+}/Zn^0} > E^0_{Sn^{2+}/Sn^0}$  więc na elektrodach zajdą następujące reakcje:



Pytanie nr 6: **odpowiedź D**

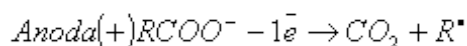
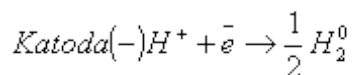
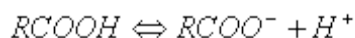
Ponieważ różnica potencjałów standardowych dla magnezu i złota jest największa (leżą one najdalej od siebie w szeregu napięciowym metali).

Pytanie nr 7: **odpowiedź D**

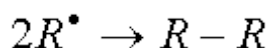
Ponieważ zarówno na katodzie mamy redukcję wody, a na anodzie utlenianie wody, więc temu schematowi odpowiada jedynie roztwór KOH

Pytanie nr 8: **odpowiedź B**

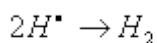
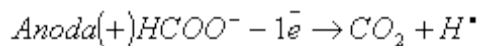
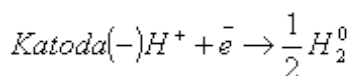
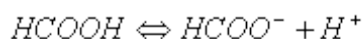
Podczas elektrolizy wodnych roztworów kwasów karboksylowych zachodzą następujące reakcje elektrodowe, które można zapisać schematycznie:



Powstający tu rodnik  $R^*$  jest drobiną obdarzoną bardzo dużą energią i z tego powodu jak wiesz jest bardzo aktywny chemicznie i daje następującą reakcję:



Więc jedynie kwas mrówkowy spełnia warunki zadania:



Pytanie nr 9: **odpowiedź C**

Wyjaśnienia możesz szukać w materiale przypominającym wiadomości przed powtórką.

Pytanie nr 10: **odpowiedź A**

$\Delta G$  to potencjał termodynamiczny układu obliczany według następującego równania

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

Gdzie

- n to liczba moli elektronów przeniesionych w procesie redoks,
- F stała Faradaya

- SEM siłą elektromotoryczna ogniwa

Ogniwa są źródłem energii elektrycznej tylko wtedy, gdy zachodzi proces samorzutny, więc

$$\Delta G < 0.$$

Elektroliza jest procesem wymuszonym różnicą potencjałów przyłożonych z zewnątrz do elektrod zanurzonych w roztworze elektrolitu, więc  $\Delta G > 0$ .

Pytanie nr 11: **odpowiedź B**

Wyjaśnienia możesz szukać w materiale przypominającym wiadomości przed powtórką.

Pytanie nr 12: **odpowiedź B**

Wyjaśnienia możesz szukać w materiale przypominającym wiadomości przed powtórką.

### Zadania

Przy rozwiązywaniu testu skorzystaj z [szeregu napięciowego metali](#).

#### Zadanie 1

Używając słów: przed i po uzupełnij poniższe zdanie dotyczące procesu elektrolizy.

*Kation  $\text{Cu}^{+2}$  redukuje się na katodzie..... kationem wodoru, zaś kation  $\text{K}^+$  ..... kationie  $\text{H}^+$ .*

#### Zadanie 2

2 gramy talu wrzucono do roztworu soli miedzi(II). Tal rozpuścił się, a masa wydzielonej miedzi wynosiła 0,314 g. Oblicz ładunek jonów talu w otrzymanym roztworze.

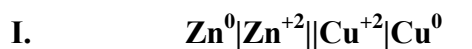
#### Zadanie 3

Wytlumacz, dlaczego proces elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) sodu możemy nazwać elektrolizą wody?

*Oblicz ile gramów wody ubywa z roztworu, jeżeli poddamy elektrolizie 2 mole tego związku?*

#### Zadanie 4

*Poszczególnym ogniwom I, II, III przyporządkuj ich nazwy:*



X- ogniwo Volty

Y- ogniwo Leclanche'go

Z – ogniwo Daniella

### Zadanie 5

*Do roztworu chlorku miedzi(II) wprowadzono drut żelazny o masie 4,5 g. Po pewnym czasie drut wyjęto i po osuszeniu zważono. Jego masa wraz z warstwą miedzi wynosiła 5,3 g. Oblicz:*

*a) ile gramów miedzi osadziło się na drucie;*

*b) ile gramów żelaza przeszło do roztworu.*

### Zadanie 6

Zapisz schemat i oblicz SEM ogniwa zbudowanego z płytki kadmowej zanurzonej do roztworu chlorku kadmu(II) oraz płytki złotej zanurzonej do roztworu chlorku złota(III), jeżeli stężenia soli obu metali są jednomolowe, a warunki standardowe.

### Zadanie 7

Jak długo należy prowadzić elektrolizę wodnego roztworu chlorku żelaza(III) prądem o natężeniu 5A aby na katodzie wydzielilo się dwa mole żelaza?

### Zadanie 8

Wyjaśnij, która powłoka zabezpiecza przedmiot stalowy lepiej przed korozją: złota czy cynkowa, w przypadku, gdy powłoka zostanie zarysowana.

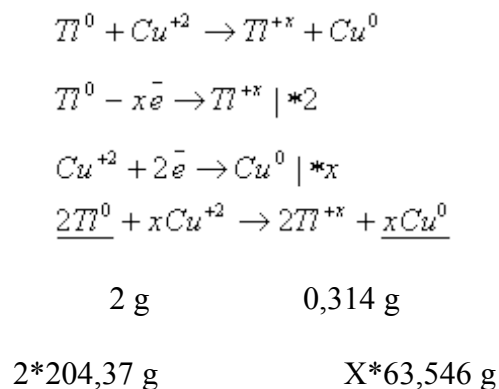
## Rozwiązania zadań

### Rozwiązanie zadania 1:

Kation  $\text{Cu}^{+2}$  redukuje się na katodzie **przed** kationem wodoru, zaś kation  $\text{K}^+$  **po** kationie  $\text{H}^+$ . Jest to spowodowane położeniem tych jonów w szeregu napięciowym metali.

### Rozwiązanie zadania 2:

Sporządzamy bilans elektronowy zachodzącej reakcji:



Stąd obliczamy X

$$X=1$$

**Jony talu w roztworze posiadają ładunek +1.**

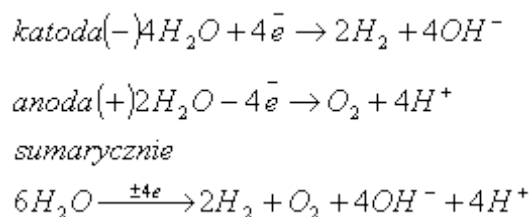
### Rozwiązanie zadania 3:

Zapiszmy równania zachodzące na elektrodach podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu (VI) sodu:

przypomnij sobie, że za kation sodowy redukuje się woda i za anion siarczanowy(VI) utlenieniu ulega również woda, więc zapisy zachodzących procesów na elektrodach mają postać:

**2 mole  $Na_2SO_4$  daje do roztworu 4 mole  $Na^+$  i 2 mole  $SO_4^{2-}$**

więc równania elektrodowe mają postać:



czyli za 2 mole  $Na_2SO_4$  elektrolizie ulega 6 moli  $H_2O$ , lecz w roztworze pozostaje w postaci jonów 4 mole wody ( $4H^+$  i  $4OH^-$ ), więc z roztworu ubywa

$$6 \text{ moli } H_2O - 4 \text{ moli } H_2O = 2 \text{ moli } H_2O$$

$$m_{H_2O} = 2 \text{ mole} * 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

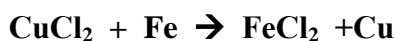
Z roztworu ubywa 36 gramów wody, a ponieważ na elektrodach zachodzi utlenianie i redukcja wody, więc proces elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) sodu można nazwać elektrolizą wody.

#### Rozwiązanie zadania 4:

- I.  $\text{Zn}^0|\text{Zn}^{+2}||\text{Cu}^{+2}|\text{Cu}^0$  - ogniwo Daniella
- II.  $\text{Zn}|\text{NH}_4\text{Cl}_{\text{ag}}||\text{MnO}_2, \text{C}$  - ogniwo Leclanche'go
- III.  $\text{Zn}|\text{H}_2\text{SO}_4|\text{Cu}$  - ogniwo Volty

#### Rozwiązanie zadania 5:

Najpierw zapiszemy równanie zachodzącej w układzie reakcji:



Z równania reakcji i stosunku stechiometrycznego zauważamy, że przejście do roztworu 1 mola żelaza powoduje zmniejszenie masy drutu o 56 gramów, lecz równocześnie osadza się na niej 1 mol miedzi, czyli następuje wzrost jej masy o 64 gramy.

Stosunek liczby gramów, o jaką zmalała masa drutu, do masy wydzielonego metalu musi być wielkością stałą, więc można zaproponować następującą proporcję:

- dla obliczenia ilości miedzi osadzonej na drucie

$$\frac{64\text{g} - 56\text{g}}{5,3\text{g} - 4,5\text{g}} = \frac{64\text{g}}{x\text{g}}$$

X=6,4 g - ilość miedzi, jaka osadziła się na drucie żelaznym

- wykorzystując tę samą proporcję możemy obliczyć ile gramów żelaza przeszło do roztworu w postaci jonów  $\text{Fe}^{2+}$

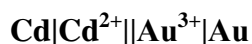
$$\frac{64\text{g} - 56\text{g}}{5,3\text{g} - 4,5\text{g}} = \frac{56\text{g}}{x\text{g}}$$

X=5,6 g - ilość żelaza, jaka przeszła do roztworu w postaci jonów  $\text{Fe}^{2+}$

### Rozwiązanie zadania 6:

Na podstawie szeregu napięciowego metali zapisujemy schemat powstałego ogniwa.

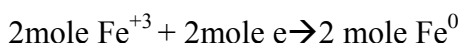
Potencjał półogniwa  $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+} = -0,40\text{V}$ ,  $\text{Au}|\text{Au}^{3+} = +1,42\text{V}$ , więc półogniwo kadmowe stanowi anodę, a złotowe katodę.



$$\text{SEM} = E^0_{(\text{katody})} - E^0_{(\text{anody})} = +1,42\text{V} - (-0,40\text{V}) = +1,82\text{V}$$

SEM ogniwa wynosi 1,82V.

### Rozwiązanie zadania 7:



$$m_{\text{Fe}} = 2\text{ mole} * 56\text{g/mol} = 112\text{ g}$$

skorzystamy z I prawa Faradaya przekształcając go w celu obliczenia czasu:

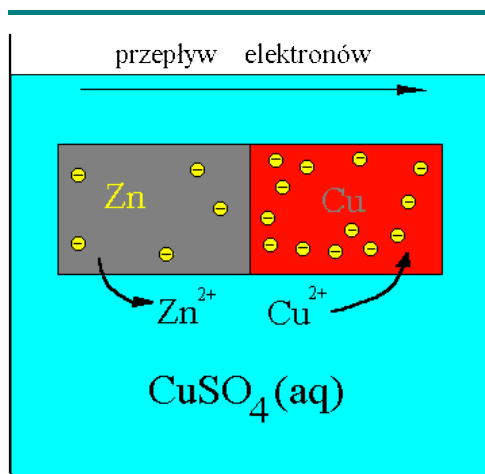
$$t = \frac{m}{I * k} = \frac{m * z * F}{M * I}$$
$$t = \frac{112\text{g} * 3 * 96500\text{C}}{56\text{g} * 5\text{A}} = 115800\text{s} = 32,16\text{h}$$
$$[t] = \frac{[g] * [C]}{[g] * [A]} = \frac{[g] * [A * s]}{[g] * [A]} = [s]$$

Proces elektrolizy zgodnie z warunkami zadania musi trwać 32,16 godziny.

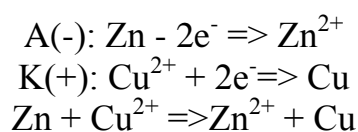
### Rozwiązanie zadania 8:

Cynkowa, bo potencjał standardowy cynku jest niższy od potencjału złota i cynk będzie pełnił w tym ogniwie rolę anody, a żelazo rolę katody, oczywiście, jeżeli warstwa ochronna metalu na przedmiocie stalowym zostanie np. zarysowana.

## Ogniwo galwaniczne



Dwa różne metale zanurzone do roztworu elektrolitu tworzą ogniwo galwaniczne. Faza metaliczna ogniwa, granicząca z elektrolitem to półogniwo lub elektroda. Zamiast fazy metalicznej mogą być stosowane inne przewodniki na przykład grafit. Półogniwo, którego standardowy potencjał jest niższy stanowi anodę (-), a półogniwo o wyższym standardowym potencjale katodę. (patrz: [szereg standardowych potencjałów półogniw](#)) Na anodzie zachodzi proces utleniania. Na katodzie zachodzi proces redukcji.



### Szereg standardowych potencjałów półogniw

półogniwo	$E^0[\text{V}]$	półogniwo	$E^0[\text{V}]$
Li   Li <sup>+</sup>	-3,01	H <sub>2</sub>   H <sup>+</sup>	0,00
K   K <sup>+</sup>	-2,92	Bi   Bi <sup>3+</sup>	+0,20
Ba   Ba <sup>2+</sup>	-2,92	Sb   Sb <sup>3+</sup>	+0,20
Sr   Sr <sup>2+</sup>	-2,89	As   As <sup>3+</sup>	+0,30
Ca   Ca <sup>2+</sup>	-2,84	Cu   Cu <sup>2+</sup>	+0,34
Na   Na <sup>+</sup>	-2,71	Ag   Ag <sup>+</sup>	+0,80
Mg   Mg <sup>2+</sup>	-2,38	Hg   Hg <sup>2+</sup>	+0,87
Be   Be <sup>2+</sup>	-1,70	Pt   Pt <sup>2+</sup>	+1,20
Al   Al <sup>3+</sup>	-1,66	Au   Au <sup>3+</sup>	+1,42
Mn   Mn <sup>2+</sup>	-1,05		
Zn   Zn <sup>2+</sup>	-0,76		
Cr   Cr <sup>3+</sup>	-0,71		
Fe   Fe <sup>2+</sup>	-0,44		
Cd   Cd <sup>2+</sup>	-0,40		
Co   Co <sup>2+</sup>	-0,28		
Ni   Ni <sup>2+</sup>	-0,22		
Sn   Sn <sup>2+</sup>	-0,14		
Pb   Pb <sup>2+</sup>	-0,13		
Fe   Fe <sup>3+</sup>	-0,04		



# Mikroogniwo i etapy tworzenia się rdzy

## Model mikroogniwa

	<p>Kryształki żelaza pozostają w bezpośrednim kontakcie z węglem (lub Fe<sub>3</sub>C) i elektrolitem (np. woda deszczowa), więc na powierzchni stali znajduje się niezliczona liczba mikroogniw. Potencjał standardowy półogniwa Fe/Fe<sup>2+</sup> jest niższy od potencjału półogniwa węglowego, kryształki żelaza stanowią w mikroogniwie anodę (-), a kryształki węgla katodę (+). Elektrolit w mikroogniwie to woda deszczowa z rozpuszczonymi tlenkami węgla, azotu i siarki. Mikroogniwo to przypomina układ cynk-miedź czyli <a href="#">ogniwo</a> z elektrodami zwartymi.</p>
--	--

## Reakcje w mikroogniwie i etapy powstawania rdzy

	<p>Utlenianie anodowe:  <math>A(-) : Fe - 2e^- \Rightarrow Fe^{2+}</math>          Jony żelaza II przechodzą do roztworu, a elektrony przepływają na katodę węglową.          Uwaga: Możesz sprawdzić obecność jonów żelaza wykonując <a href="#">doświadczenie</a></p>
	<p>Katoda węglowa spełnia funkcję półogniwa redoks; sama nie zużywa się. Jej zadanie polega na "transportowaniu" elektronów z żelaza na granicę faz węgiel-woda, gdzie następuje redukcja tlenu rozpuszczonego w elektrolicie:          Redukcja katodowa:  <math>K(+): 2H_2O + O_2 + 4e^- \Rightarrow 4OH^-</math></p>
	<p>Powstające jony OH<sup>-</sup> reagują z jonami Fe<sup>2+</sup>  <math>Fe^{2+} + 2OH^- \Rightarrow Fe(OH)_2</math></p>
	<p>Wodorotlenek żelaza II ulega dalszemu utlenieniu:  <math>4Fe(OH)_2 + O_2 \Rightarrow 2Fe_2O_3 \cdot H_2O + 2H_2O</math>          Na powierzchni żelaza tworzy się warstwa jego uwodnionych tlenków - rdza. Nie chroni ona przedmiotów przed zniszczeniem, a z powodu swej porowatej struktury zatrzymuje wilgoć, która przyspiesza proces powstawania rdzy i niszczenia głębszych warstw materiału zawierającego żelazo.</p>