

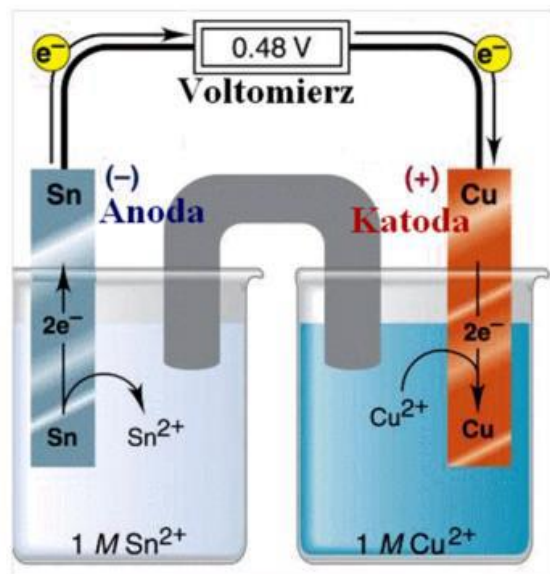


**Pokazy eksperymentalne
Studenckiego Koła Naukowego Chemików UŁ „Orbital”
do wykładu:
*„Od baterii z Bagdadu do nowoczesnych ogniw
paliwowych”***



Emilia Powałka
Olga Szymaniec
Milena Sęczkowska
Magdalena Dryja

OGNIWO GALWANICZNE



ANODA
(-)

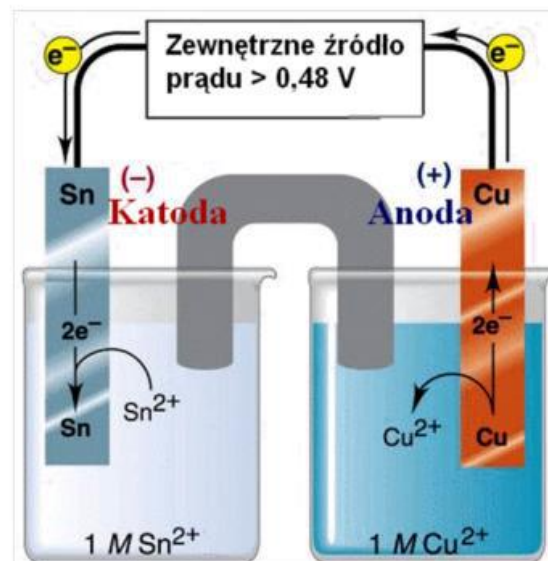
Reakcja utleniania
 $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$

KATODA
(+)

Reakcja redukcji
 $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$



ELEKTROLIZER



ANODA
(+)

Reakcja utleniania
 $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

KATODA
(-)

Reakcja redukcji
 $\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$



1. Bateria z cytryny – owocowe baterie



1. Bateria z cytryny – owocowe baterie

Dlaczego w eksperymencie płynie prąd?

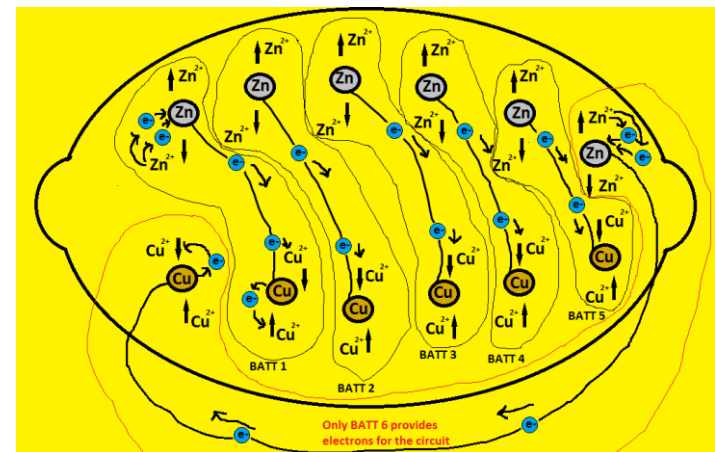
1. Kwas cytrynowy rozpuszczony w soku owocowym występuje w postaci jonów dodatnich (kationów wodorowych) i ujemnych (anionów reszt kwasowych).

2. Atomy cynku z elektrody cynkowej przechodzą do soku owocowego oddając 2 elektrony i stają się jonami Zn^{2+} .

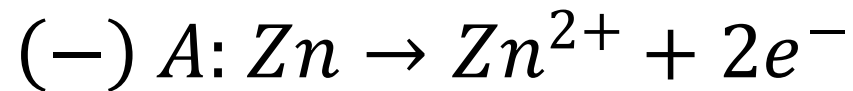
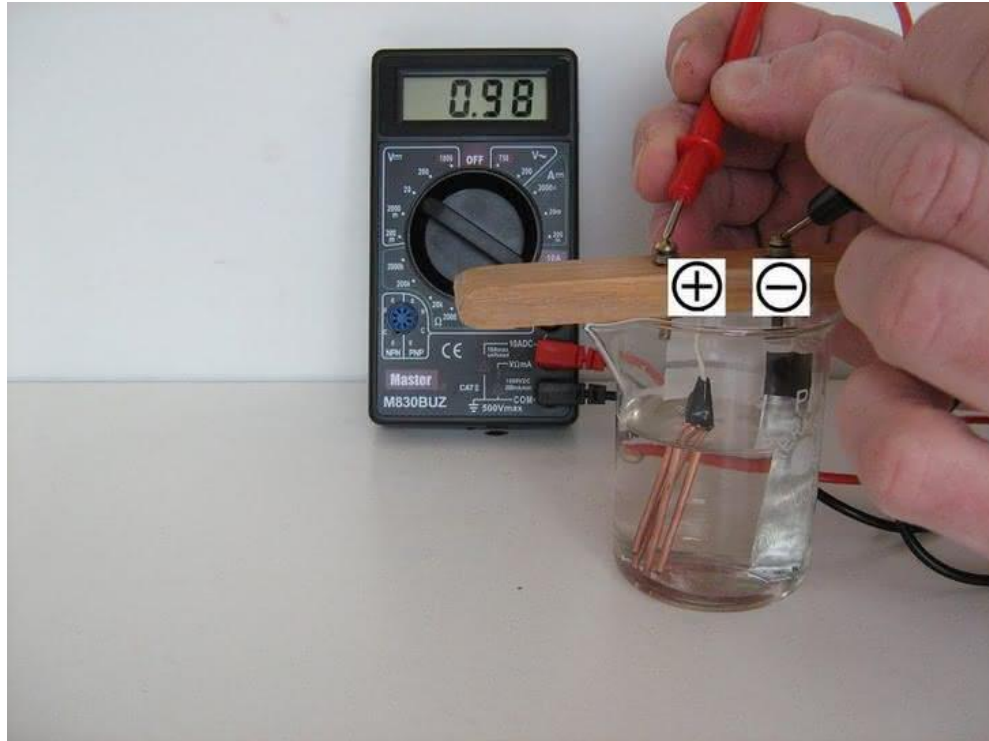
3. Jony Zn^{2+} łączą się z anionami reszt kwasowych kwasu cytrynowego dając rozpuszczalną w soku owocowym sól.

4. Połączenie elektrody cynkowej z miedziową przy pomocy drutu umożliwia wędrówkę elektronów od elektrody ujemnej (Zn) do elektrody dodatniej (Cu).

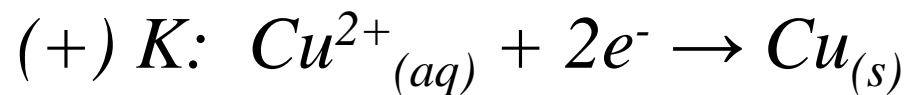
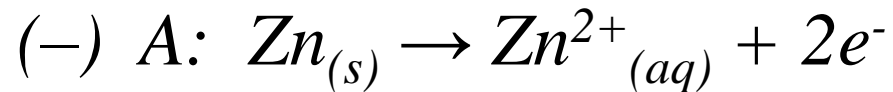
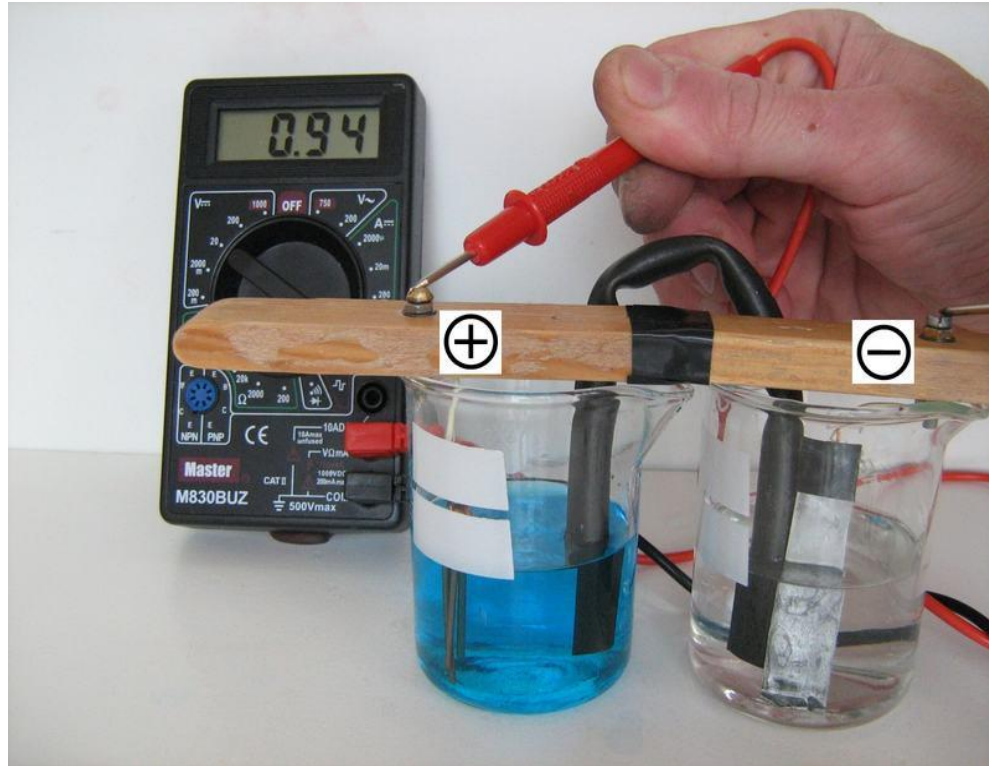
5. Na elektrodzie dodatniej (Cu) elektrony pochodzące od atomów cynku z elektrody ujemnej (Zn) łączą się z jonami wodorowymi (H^+) obecnymi w soku owocowym tworząc cząsteczkę wodoru (H_2)



2. Ogniwo Volty



3. Ogniwo Daniella



4. Ogniwo redoks

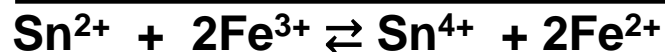
Zbudowane są z dwóch półogniw red-oks połączonych kluczem elektrolitycznym



Anoda (-):



Katoda (+)

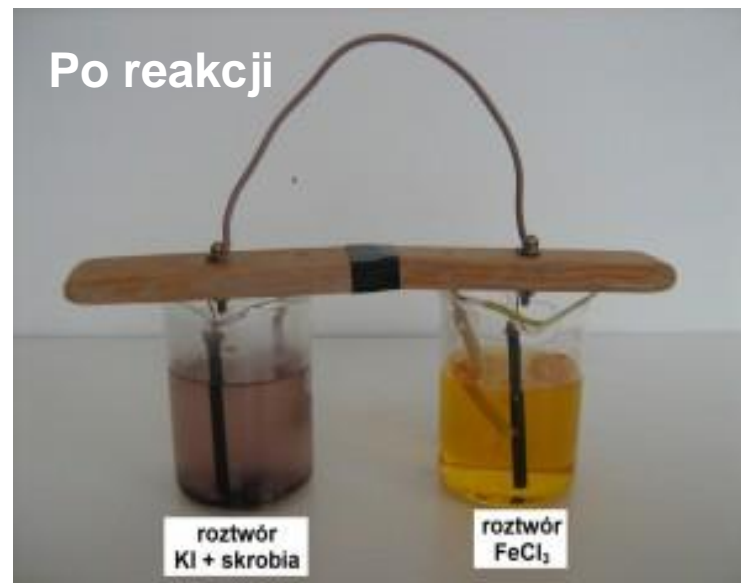
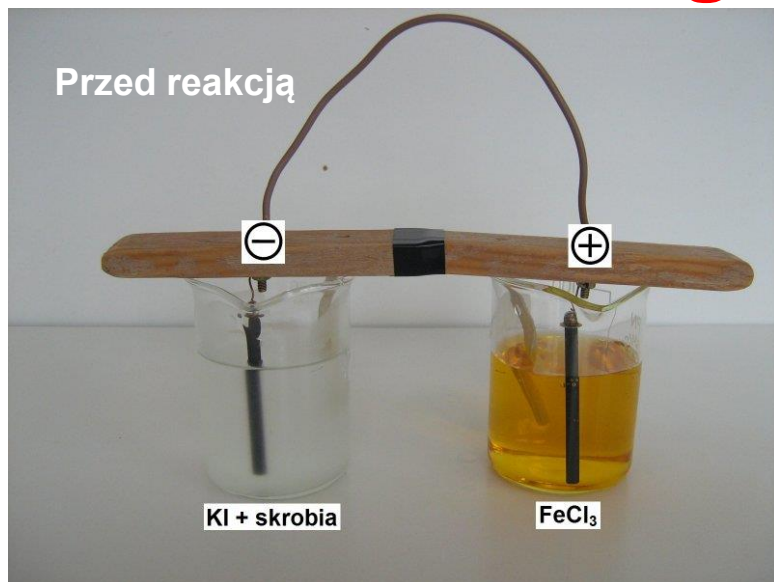


$$\text{SEM} = E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E^0_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}$$

$$E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0.77 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = +0.15 \text{ V}$$

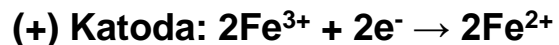
4. Ogniwo redoks



Na anodzie powstaje jod w wyniku reakcji utleniania anionów jodkowych:



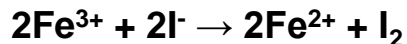
Na katodzie zachodzi proces redukcji jonów żelaza(III):



Utworzone w eksperymencie ogniwo redoks ma następujący schemat:



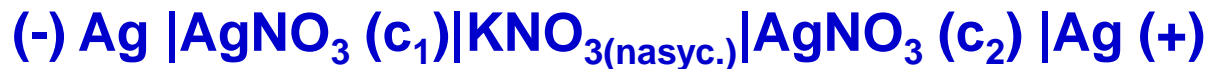
Sumaryczna reakcja przebiegająca w układzie to utlenianie anionów I⁻ przez kationy Fe³⁺:



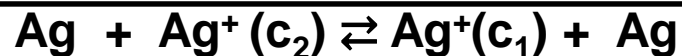
5. Ogniwo stężeniowe

składa się z elektrod wykonanych z tego samego metalu, zanurzonych w tym samym elektrolicie ale o różnym stężeniu

różnica potencjałów między elektrodami jest wyłącznie wynikiem różnicy stężeń elektrolitów w przestrzeni anodowej i katodowej.



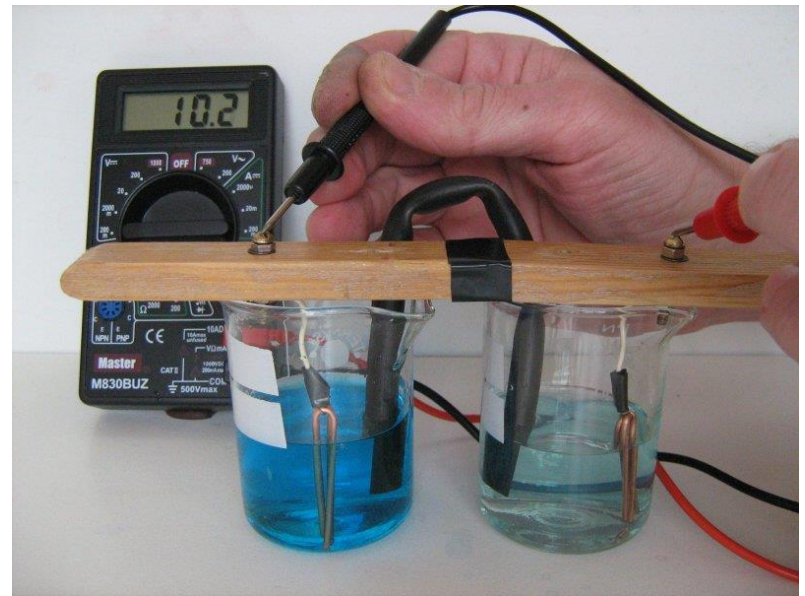
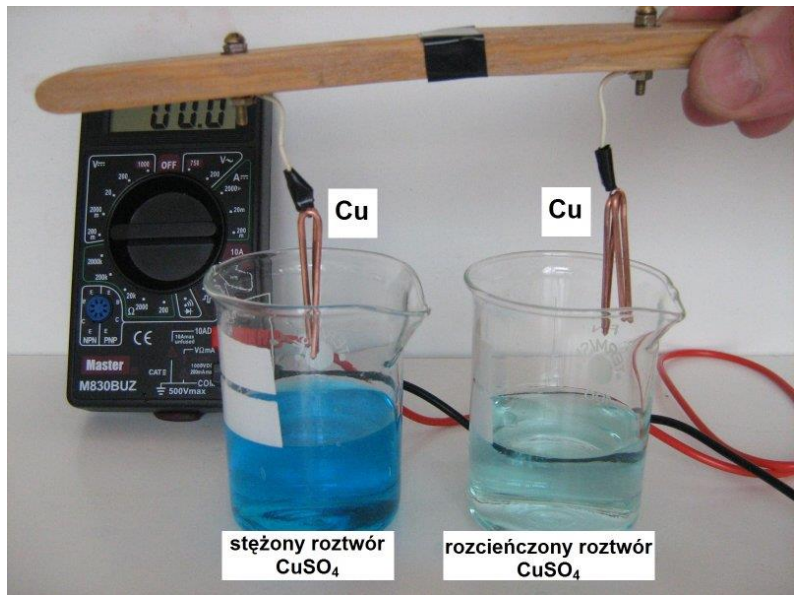
Ogniwo wykonane z dwóch elektrod srebrnych zanurzonych w roztworach AgNO_3 o różnym stężeniu $c_1 < c_2$



ogniwo pracuje do momentu wyrównania stężeń roztworów:

$$\text{SEM} = E_{\text{Ag}(C_2)} - E_{\text{Ag}(C_1)} = 0.059 \log C_2/C_1$$

5. Ogniwo stężeniowe



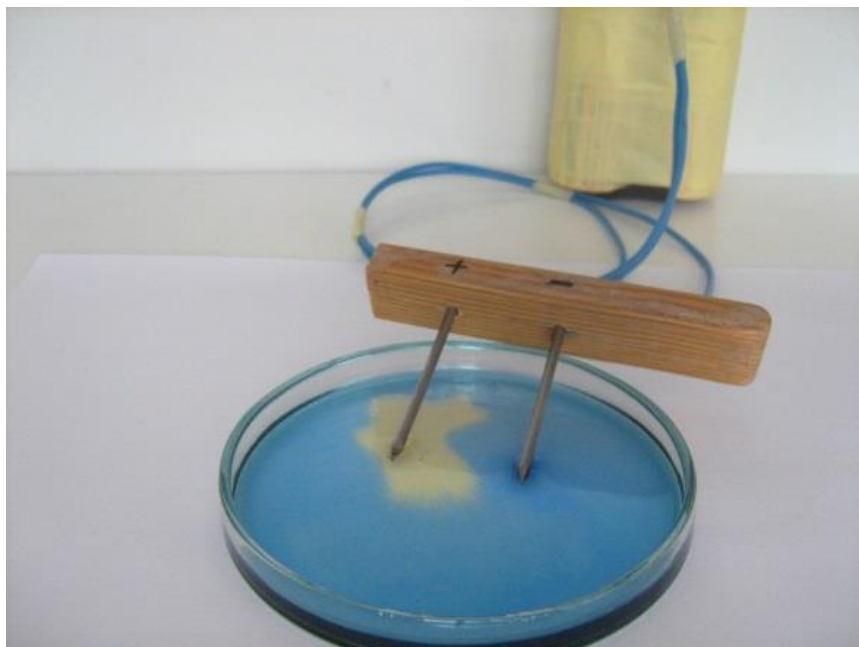
Na elektrodach zachodzą reakcje roztwarzania i osadzania miedzi:

(-) Anoda: $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ (roztwór o mniejszym stężeniu)

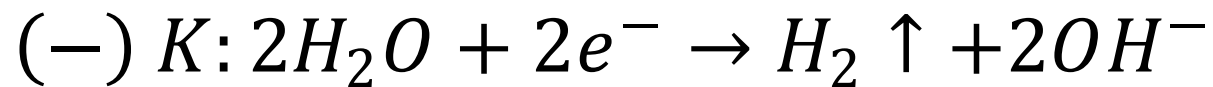
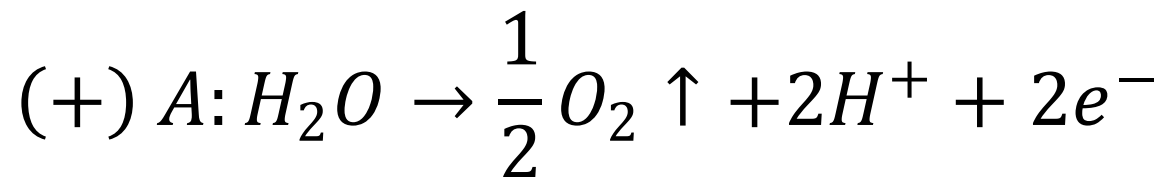
(+) Katoda: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (roztwór o większym stężeniu)

Siłą napędową działania ogniwa jest dążność układu do wyrównania stężeń w obu zlewkach.

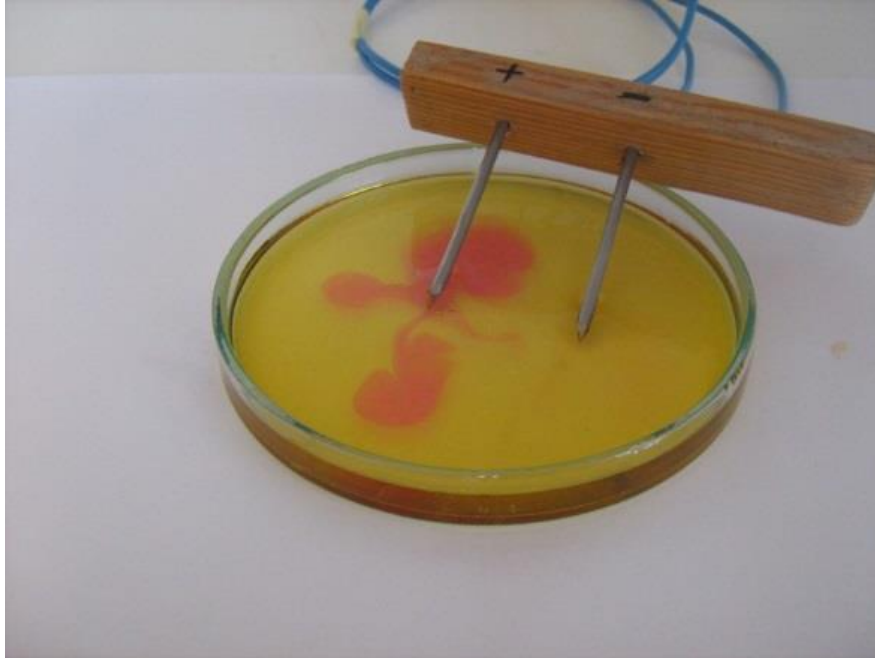
6. Barwy elektrolizy



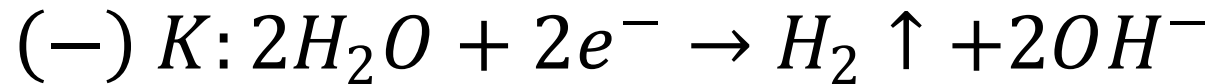
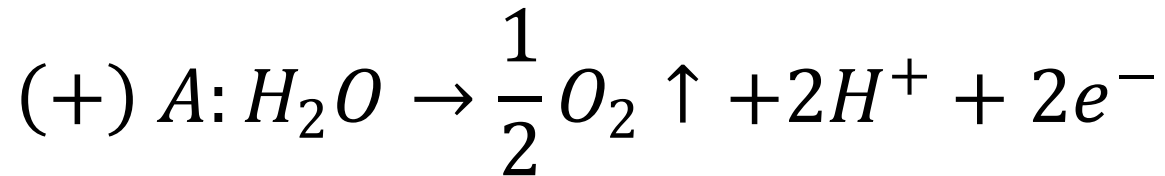
Roztwór KNO_3 z dodatkiem błękitu bromotymolowego



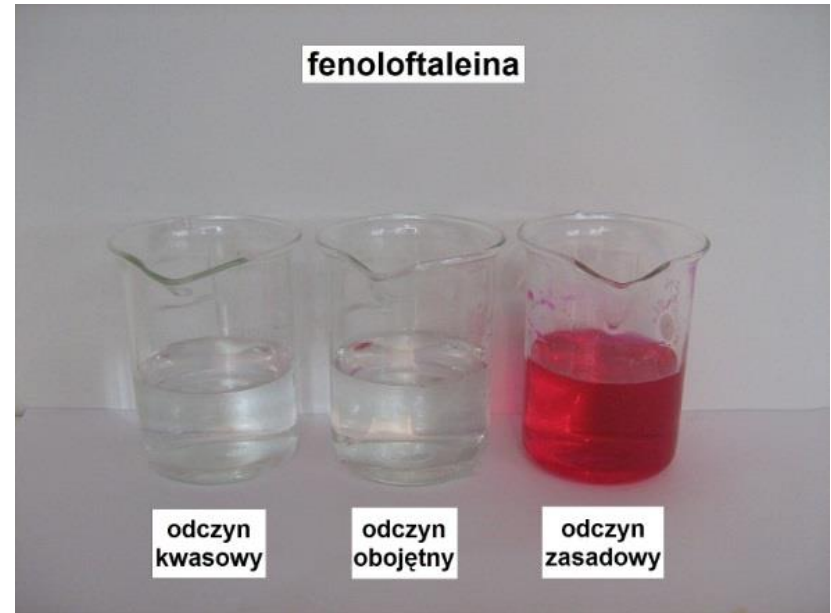
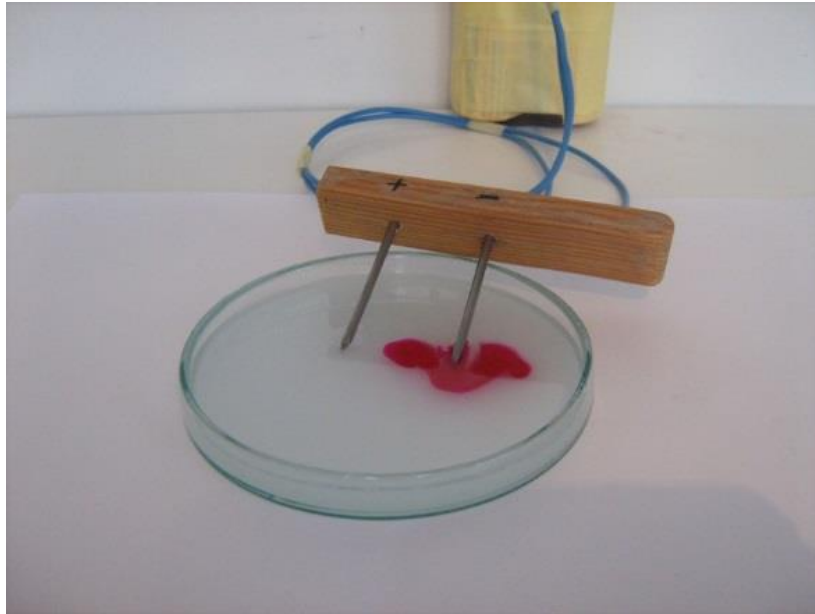
6. Barwy elektrolizy



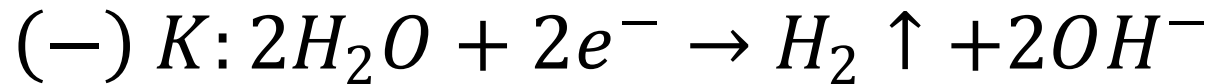
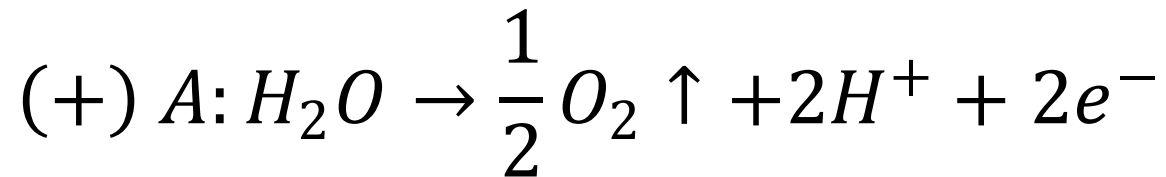
Roztwór KNO_3 z dodatkiem oranżu metylowego



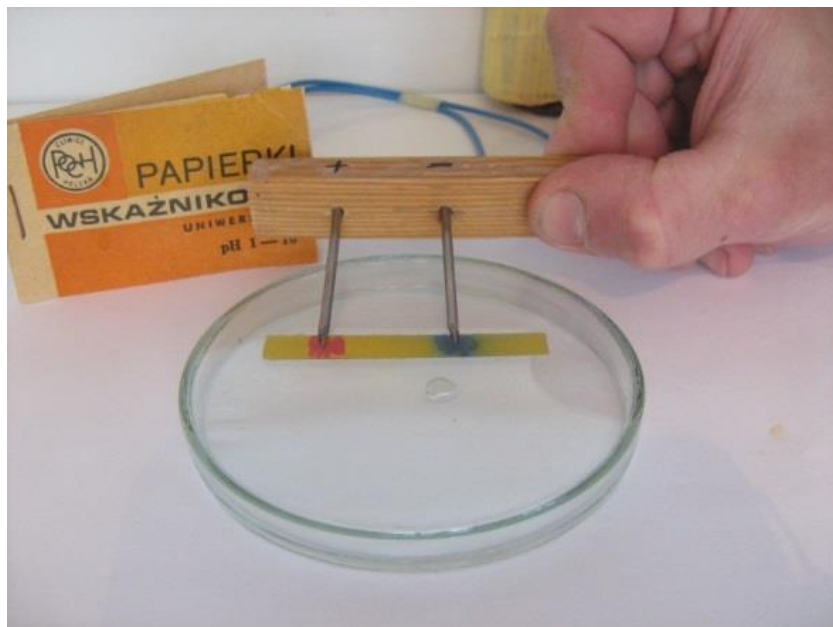
6. Barwy elektrolizy



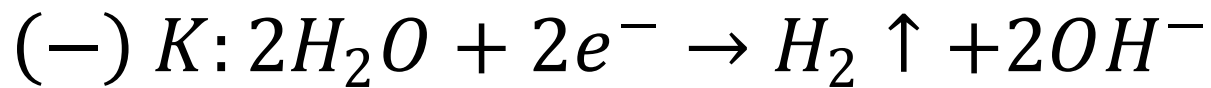
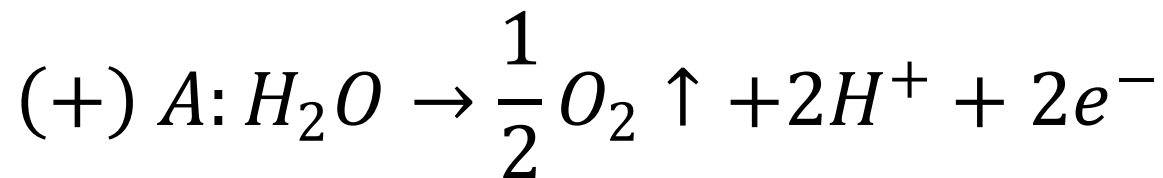
Roztwór KNO_3 z dodatkiem fenoloftaleiny



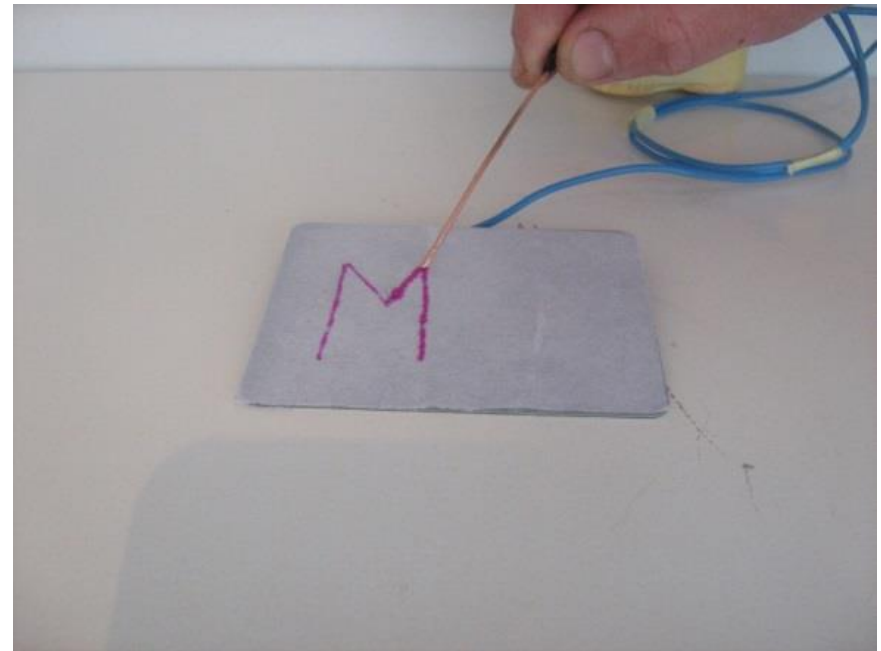
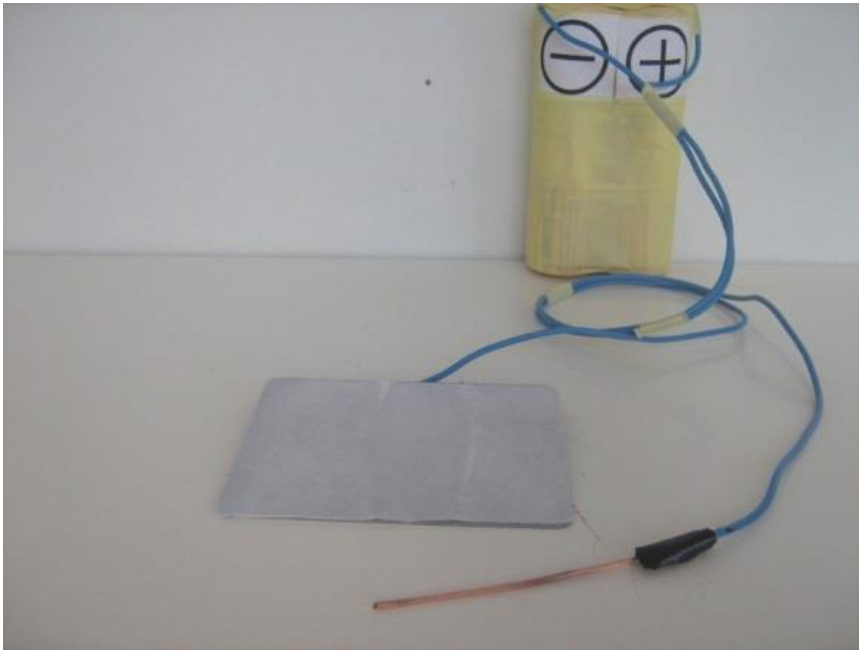
6. Barwy elektrolizy



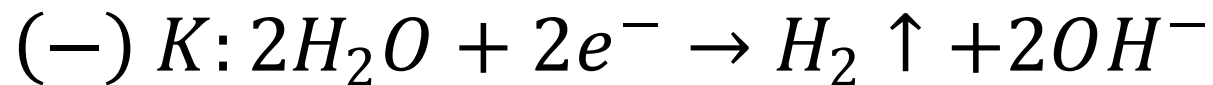
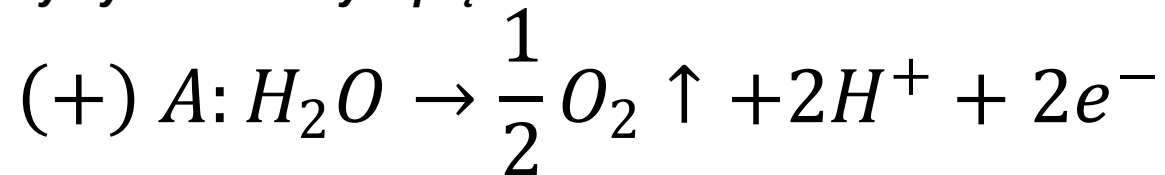
Roztwór KNO_3



7. Pismo elektrochemiczne (elektroliza)



Kartka nasyczona roztworem KNO_3 z dodatkiem fenoloftaleiny i położona na metalowej płytce połączonej z dodatnim biegunem źródła prądu, zaś drugi biegun łączymy z metalowym pręcikiem



Dziękujemy za uwagę

