



Politechnika  
Wrocławska

# Podstawy Chemii Nieorganicznej

## Ćwiczenia laboratoryjne

kod kursu:  
CHC 0120011



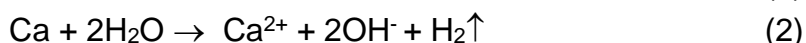
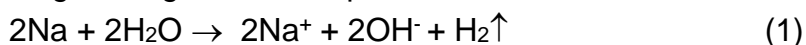
### AKTYWNOŚĆ CHEMICZNA I ELEKTROCHEMICZNA METALI

Opracował: Tomasz Chmielewski

#### WPROWADZENIE

Aktywność metalu, lub inaczej – jego reaktywność, jest miarą łatwości, z jaką dany metal traci swoje elektrony walencyjne, stając się kationem. Biorąc pod uwagę obecność wymiany elektronów w reakcjach metali ze środowiskiem, aktywność chemiczna metali jest równoznaczna z ich aktywnością elektrochemiczną. Najaktywniejszymi są więc te metale, które najłatwiej tracą elektrony z powłok walencyjnych. Wiadomo zatem, że najaktywniejszymi metalami są pierwiastki I i II grupy układu okresowego (Li, Na, K..... Be, Mg, Ca...). Najmniej aktywnymi są natomiast metale znajdujące się w VI okresie układu okresowego i zlokalizowane w prawej części bloku tzw. metali d-elektronowych (Rh, Ir, Pt, Pd, Ag, Au,...).

Metale I i II grupy układu okresowego, najbardziej aktywne chemicznie, ulegają np. gwałtownej reakcji z wodą z wydzieleniem gazowego wodoru, np:



Bardzo wysoka aktywność metali I i II grupy układu okresowego jest zazwyczaj niekorzystna i powoduje, że praktyczne zastosowanie tych metali staje się bardzo ograniczone. Im mniejsza jest natomiast aktywność chemiczna metalu, tym zakres jego praktycznych zastosowań staje się większy. Tak więc znajomość aktywności chemicznej metalu w określonych warunkach pozwala określić możliwości jego praktycznego zastosowania i przewidzieć parametry, w których będzie on trwały lub odporny na działanie środowiska.

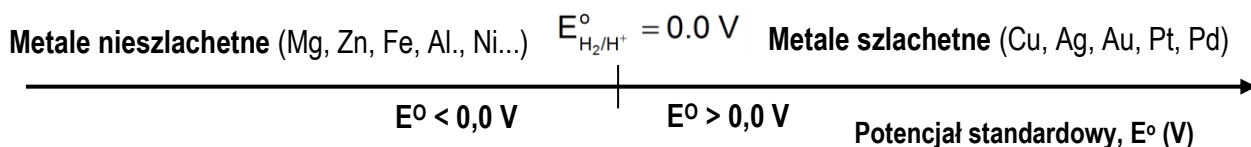
Wspólną cechą większości metali jest ich zdolność do korodowania, tj. niszczącego reagowania z otaczającym je środowiskiem – roztworem lub atmosferą gazową. Metal znajdujący się w kontakcie z korozyjnym środowiskiem (np. roztworem wodnym) stanowi nietrwały termodynamicznie układ, który na drodze reakcji chemicznej dąży do samorzutnego przejścia w układ bardziej trwały z jednoczesnym uwolnieniem energii. Takim trwałym układem dla metali są jego rozpuszczalne lub trudnorozpuszczalne związki: jony proste lub kompleksowe, sole, tlenki, wodorotlenki.

Proces ponownego przeprowadzenia związków metali w ich postać metaliczną wymaga dostarczenia energii, tak jak ma to miejsce w przypadku wytwarzania metali z ich surowców (rud, koncentratów itp.). Można zatem powiedzieć, że roztwarzanie metalu lub tworzenie jego związków jest dążeniem metalu do powrotu do jego stanu „naturalnego” jakim jest jego postać utleniona.

Procesy roztwarzania lub utleniania niszczą często metale w sposób niepożądany, a niszczenie takie nazywane jest korozją. Szybkość korozji, tzn. szybkość roztwarzania metalu w roztworze lub szybkość jego utleniania w atmosferze gazowej, formy występowania metalu w produktach reakcji, fizyczna postać wydzielonego produktu są miarą chemicznej aktywności tego metalu w kontakcie ze środowiskiem.

Wstępna analiza aktywności chemicznej metalu może być przeprowadzona w oparciu o fizykochemiczne wielkości termodynamiczne, takie jak np. potencjał standardowy redukcji ( $E^\circ$ ) – chemia fizyczna nazywa to potencjałem standardowym półogniwa. Analiza wartości potencjałów standardowych (dostępnych w tablicach fizykochemicznych) pozwala określić, w jakich warunkach (potencjał red-ox, pH, temperatura) możliwe są reakcje na powierzchni metalu, a w jakich warunkach procesy takie ulegają zahamowaniu lub są w ogóle niemożliwe.

Podstawą analizy aktywności metali w roztworach jest tzw. **szereg elektrochemiczny metali**, zwany często **szeregiem napięciowym**, który klasyfikuje metale według wartości ich standardowych potencjałów redukcji ( $E^\circ$ ), które podawane są w tablicach fizykochemicznych. Im niższy jest standardowy potencjał redukcji metalu, tym jego aktywność chemiczna jest większa. W szeregu elektrochemicznym wyróżniamy **metale nieszlachetne**, tj. takie, które ulegają roztwarzaniu z wydzielaniem wodoru oraz **metale szlachetne**, tj. takie, które nie ulegają roztwarzaniu z wydzielaniem wodoru. Metale nieszlachetne charakteryzują się ujemnymi wartościami potencjałów standardowych, natomiast potencjały metali szlachetnych są zawsze dodatnie. Granicą szlachetności metali jest standardowy potencjał redukcji dla wodoru ( $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ = 0.0 \text{ V}$ ). Metale nieszlachetne są, zatem metalami o wyższej aktywności chemicznej w porównaniu z metalami szlachetnymi.



Wartości standardowego potencjału ( $E^\circ$ ) nie da się bezpośrednio zmierzyć, Pomiar  $E^\circ$  ma zawsze charakter względny. Standardowy potencjał  $E^\circ$  (zwany często potencjałem normalnym) dowolnej elektrody (półogniwa) jest z definicji równy wartości siły elektromotorycznej (SEM) ogniwa zbudowanego z tej elektrody (o wszystkich reagentach w warunkach standardowych tj. aktywności 1 M, temperaturze 298 K i ciśnieniu 1013 hPa) oraz normalnej elektrody wodorowej, której potencjał standardowy ma wartość równą 0.0 V. Zatem np. wartość  $E^\circ$  dla elektrody cynkowej ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ) jest równa wartości SEM ogniwa zbudowanego z elektrody wykonanej z metalicznego cynku zanurzonego w roztworze jonów  $\text{Zn}^{2+}$  o aktywności 1 M (prawa elektroda ogniwa, katoda) i normalnej elektrody wodorowej ( $\text{H}^+/\text{H}_2$ ), którą stanowi blaszka platynowa pokryta czernią platynową i zanurzona w 1,18 M roztworze jonów  $\text{H}^+$  (aktywność = 1 M), przez który przedmuchiwany jest gazowy wodór pod ciśnieniem standardowym (lewa elektroda, anoda).

Aktywność elektrochemiczna metali (lub inaczej ich szlachetność albo nieszlachetność) może być więc określona na podstawie wartości ich potencjałów standardowych,  $E^\circ$  (Tabela 1). Jeśli więc np. standardowy potencjał redukcji cynku,  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ = -0.76 \text{ V}$ , to oznacza, że możliwe jest

roztwarzanie tego metalu w roztworze nieutleniającego kwasu (np. solnego) z wydzielaniem wodoru ( $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0.0 \text{ V}$ ). W kontakcie cynku z kwasem solnym na powierzchni cynku będzie zachodził proces utleniania cynku do jonów cynku(II):



któremu musi towarzyszyć proces redukcji jonów wodorowych z wydzielaniem gazowego wodoru:



W reakcji roztwarzania cynku w kwasie solnym jony wodorowe pełnią funkcję utleniacza, zaś cynk rolę reduktora. Aby reakcja roztwarzania dowolnego metalu (Me) w kwasie nieutleniającym zachodziła samorzutnie z utworzeniem jonów  $\text{Me}^{n+}$ , musi być spełniony warunek:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 > E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 \quad (5)$$

Taki warunek będzie spełniony wyłącznie dla metali nieszlachetnych, np. Mg, Fe, Ni, Cr, Al i **innych**.

W przeciwieństwie do cynku, wartość standardowego potencjału redukcji dla srebra jest dodatnia i wynosi  $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0.800 \text{ V}$ . Jest więc znacznie wyższa od wartości standardowego potencjału  $E^0$  dla wodoru ( $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0.00 \text{ V}$ ). Zatem, nie może dojść do roztwarzania srebra z udziałem redukcji jonów wodorowych i z wydzielaniem wodoru, jako reakcji katodowej, bowiem  $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 > E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0$ . Również inne metale szlachetne, tj. te, których potencjał standardowy ( $E^0$ ) jest dodatni (Cu, Au, Pt, Pd...) nie będą reagować z wydzielaniem wodoru (nie będą zatem roztwarzać się w kwasach nieutleniających).

Tabela 1. Potencjały standardowe niektórych elektrod metalicznych oraz niemetalicznych.

Elektroda	Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy, $E^0$ , V	Elektroda	Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy, $E^0$ , V
Li <sup>+</sup> /Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	- 3,040	H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
K <sup>+</sup> /K	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	- 2,931	Cu <sup>2+</sup> /Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,342
Ca <sup>2+</sup> /Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	- 2,866	Cu <sup>+</sup> /Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,521
Na <sup>+</sup> /Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	- 2,714	Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+ 0,770
Mg <sup>2+</sup> /Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	- 2,372	Hg/Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Hg}$	+ 0,789
Al <sup>3+</sup> /Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	- 1,662	Ag <sup>+</sup> /Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,800
Zn <sup>2+</sup> /Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	- 0,763	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO <sub>2</sub>	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,800
H <sub>2</sub> O/H <sub>2</sub>	$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0, 83	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 0,960
Fe <sup>2+</sup> /Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0,447	O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,230
Ni <sup>2+</sup> /Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	- 0,258	Cl <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+ 1,360
Sn <sup>2+</sup> / Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	- 0,136	Au <sup>3+</sup> /Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+ 1,498
Pb <sup>2+</sup> /Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	- 0,126	F <sub>2</sub> /F <sup>-</sup>	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	+ 2,870

Standardowy potencjał redukcji ( $E^0$ ) jest wielkością odpowiadającą standardowym warunkom ciśnienia, stężenia i temperatury. W praktyce te standardowe warunki występują rzadko, stąd rzeczywiste wartości potencjałów elektrochemicznych ( $E$ ) dla warunków innych niż standardowe muszą być określone w oparciu o równanie Nernsta, które ma następującą postać:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{utl}]}{[\text{red}]} \quad (6)$$

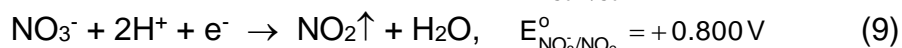
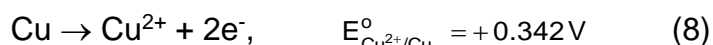
gdzie: R stała gazowa (8,314 J/mol·K), T – temperatura bezwzględna (K), n – liczba wymienianych elektronów, F – stała Faradaya (96 500 C/mol), [utl] – stężenie molowe (aktywność) formy utlenionej, [red] – stężenie molowe (aktywność) formy zredukowanej

Metaliczny cynk zanurzony w roztworze jonów  $\text{Zn}^{2+}$  o niestandardowym stężeniu (aktywności) równym  $a_{\text{Zn}^{2+}}$  znajduje się w równowadze z tymi jonami zgodnie z reakcją (3). Potencjał elektrody cynkowej określa się w oparciu o wyrażenie:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Zn}^{2+}}}{a_{\text{Zn}}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Zn}^{2+}} \quad (7)$$

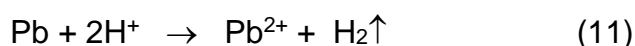
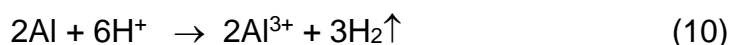
W równaniu tym aktywność metalicznego cynku przyjęto za równą jednościami, zgodnie z konwencją, że aktywność wszystkich czystych substancji wynosi 1.

Metale szlachetne (Cu, Ag, Au...) będą ulegały procesom roztwarzania jedynie w obecności takich czynników utleniających (substancji lub jonów), których potencjał redukcji jest wyższy od potencjału redukcji metalu szlachetnego. W przypadku miedzi można zatem oczekiwać jej roztwarzania w roztworach wodnych dopiero w obecności silnych utleniaczy, np. kwasów utleniających (stężony  $\text{HNO}_3$ , stężony  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , gazowy chlor, jony  $\text{Fe}^{3+}$  itp.). W roztworze kwasu azotowego(V) na powierzchni miedzi zachodzą wówczas reakcje:

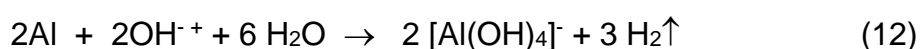


Roztwarzaniu metali szlachetnych (Cu, Ag, Au, Pt...) w roztworach wodnych sprzyja obecność w tych roztworach niektórych jonów lub połączeń (np.  $\text{CN}^{-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}^{-}$ ), tzw. ligandów, które z metalami szlachetnymi tworzą w roztworze bardzo trwałe i dobrze rozpuszczalne związki, zwane „związkami kompleksowymi”. Wiadomo np., że tak szlachetny metal jak złoto, który nie ulega korozji w zasadach ani kwasach – nawet utleniających (za wyjątkiem *wody królewskiej*) bardzo łatwo roztwarza się w rozcieńczonych, natlenionych wodnych roztworach cyjanku potasu, którego stężenie wynosi zaledwie 200 – 500 mg/dm<sup>3</sup> a temperatura nie przekracza temperatury otoczenia. Tworzy się wtedy kompleksowy związek  $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ .

Niektóre metale wykazujące właściwości amfoteryczne (np. Al, Zn, Pb, Cr...) mogą ulegać roztwarzaniu zarówno w środowiskach kwaśnych jak i w alkalicznych. W roztworach kwasów nieutleniających metale amfoteryczne przechodzą do roztworu w postaci kationów ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ), np.:



natomiast w środowisku alkalicznym - w postaci anionów:  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^{-}$ ,  $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$ , np.:



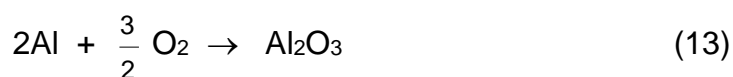
Ta właściwość metali amfoterycznych ogranicza więc ich zastosowanie jako tworzyw konstrukcyjnych zarówno w roztworach kwaśnych jak i w roztworach zasadowych ze względu na ich wysoką aktywność chemiczną i korozję w tych warunkach.

Dla każdego metalu istnieją takie warunki (pH, potencjał), że metal ten znajduje się w stanie niereaktywnym, np. gdy nie zostanie osiągnięty potencjał jego roztwarzania, (Tabela 1.). Jeśli np. w przypadku metalicznej miedzi, potencjał odczynnika roztwarzającego jest mniejszy niż +0.342 V, to nie nastąpi przechodzenie miedzi do roztworu w wyniku reakcji (8). Dopiero, gdy potencjał odczynnika roztwarzającego (utleniacza) przekroczy wartość +0.342 V to miedź zacznie się roztwarzać. Warunki roztwarzania miedzi zostaną osiągnięte np. w roztworach HNO<sub>3</sub>, w roztworach zawierających chlor oraz w roztworach zawierających tlen lub jony Fe<sup>3+</sup>.

Niekiedy wykorzystuje się różnice w potencjałach elektrochemicznych metali do ich ochrony przed korozją. Chroniony metal, np. żelazo łączy się z metalem o niższym potencjale (np. cynkiem) co powoduje, że korozja skupia się na metalu mniej szlachetnym.

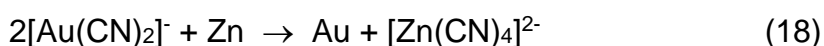
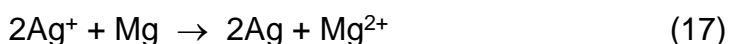
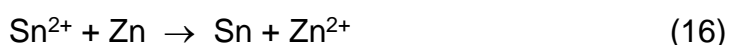
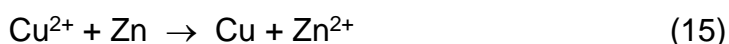
W praktyce istnieją takie warunki, w których według analizy wartości potencjału standardowego E<sup>o</sup> metal powinien wykazywać swoją znaczną aktywność, jednakże trudno rozpuszczalny produkt korozji tego metalu (sól, tlenek, wodorotlenek...) tworzy na jego powierzchni szczelną warstwę ochronną, która powoduje znaczne obniżenie szybkości jego korozji. Mówimy wówczas, że metal pokryty taką warstwą stałego produktu korozji znajduje się w stanie pasywnym, tzn. takim, w którym szybkość jego utleniania lub roztwarzania jest znikoma. Zjawisko pasywacji występuje m.in. w przypadku żelaza (w określonych warunkach) glinu, cynku, niklu, chromu i in.

Glin jest metalem nieszlachetnym, bowiem jego standardowy potencjał redukcji E<sup>o</sup> jest ujemny i wynosi -1.662 V. Niski potencjał standardowy glinu nie musi jednak oznaczać, że metal wykazuje wysoką aktywność tzn. łatwo koroduje w każdych warunkach. Jego zdolność do pasywacji szczelną i silnie przylegającą warstwą Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> w obecności utleniaczy (np. tlenu z powietrza, czy roztworu kwasu azotowego) czyni powierzchnię glinu odporną na działanie otoczenia i trwałą w użytkowaniu:



Pasywujących właściwości produktów korozji ani samej pasywacji nie da się przewidzieć na podstawie wartości potencjałów E<sup>o</sup> z tabeli 1). **Pasywacja** jako zjawisko towarzyszące hamowaniu korozji metali i **pasywność** jako stan powierzchni metalu są pojęciami związanymi z szybkością reakcji (kinetyką) i muszą być dla danych warunków określane empirycznie tj. w oparciu o badania szybkości reakcji.

Jeśli metal mniej szlachetny (o niższym potencjale E<sup>o</sup>) znajduje się w kontakcie z roztworem wodnym zawierającym jony metalu bardziej szlachetnego (o wyższym potencjale E<sup>o</sup>), wówczas będziemy mieli do czynienia z tzw. procesem wypierania metalu bardziej szlachetnego (o mniejszej aktywności chemicznej) przez metal mniej szlachetny (o większej aktywności chemicznej). Przykłady takich procesów wypierania są następujące:



Metal zanurzony w roztworze jonów tego metalu tworzy układ zwany **półogniwem**, lub **elektrodą**. Jeśli dwa metale znajdujące się w kontakcie z roztworem i różniące się wartościami potencjałów są ze sobą zwarte, wówczas tworzą **ogniwo galwaniczne**, w którym samorzutnemu przepływowi prądu towarzyszą odpowiednie reakcje chemiczne. W przypadku ogniwa zbudowanego z żelaza zanurzonego w roztworze soli Fe(II) ( $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0.447\text{ V}$ ) i miedzi zanurzonej w roztworze soli Cu(II) ( $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = +0.345\text{ V}$ ) elektrodą, na której zajdzie proces redukcji będzie elektroda o wyższym potencjale (elektroda miedziana), natomiast elektrodą, na której zajdzie proces utlenienia będzie elektroda o niższym potencjale (elektroda żelazna). Siła elektromotoryczna (SEM) tak zbudowanego ogniwa jest różnicą potencjałów elektrody miedzianej i żelaznej dla warunków standardowych wynosi:  $\text{SEM} = +0,345 - (-0,447) = +0,792\text{ V}$ .

## LITERATURA

1. Bielański A., **Podstawy chemii nieorganicznej**, Wyd. Naukowe PWN, Warszawa 2002 (rozdz. 12).
2. Minczewski J., Marczenko Z., **Chemia analityczna**, tom 1 „Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa”, Wyd.Naukowe PWN, Warszawa 1998
3. Szmal Z.S., Lipiec T., **Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej**, Wyd. Lekarskie PZWL, Warszawa 1996.

## Pytania kontrolne:

1. Podaj przykłady trzech metali nieszlachetnych oraz zapisz ich reakcje z kwasem solnym i siarkowym.
2. Podaj przykład reakcji roztwarzania metalu szlachetnego w odpowiednim kwasie.
3. Na podstawie szeregu elektrochemicznego wytypuj dwie pary metali i oblicz standardowe SEM ogniw zbudowanych z tych metali.
4. Potencjały standardowe dla niklu i srebra wynoszą:  $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^{\circ} = -0.258\text{ V}$   $E_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}}^{\circ} = +0.800\text{ V}$ . Oblicz standardową SEM ogniwa zbudowanego z tych metali. Zapisz reakcje zachodzące w ogniwie.
5. Oblicz SEM ogniwa zbudowanego z blaszki miedzianej zanurzonej w 0,01M CuSO<sub>4</sub> i blaszki żelaznej zanurzonej w 1M FeSO<sub>4</sub>. Zapisz reakcje zachodzące na elektrodach tego ogniwa.
6. Blaszkę magnezową zanurzono w roztworze zawierającym jony niklu(II) i kwas siarkowy. Jakie reakcje zajdą na powierzchni magnezu?
7. Jakich reakcji można oczekiwać po zanurzeniu metalicznego chromu do roztworu AgNO<sub>3</sub>?
8. Zapisz reakcje, które zajdą po zanurzeniu metalicznego ołowiu do roztworu siarczanu glinu?
9. Jakich metali można użyć do wydzielenia metalicznej miedzi z roztworu CuSO<sub>4</sub>? Podaj możliwe reakcje.
10. Dlaczego złoto, platyna i pallad nie ulegają roztwarzaniu ani w kwasie siarkowym ani azotowym? Uzasadnij to w oparciu o wartości standardowych potencjałów tych metali.

# WYKONANIE DOŚWIADCZEŃ

## Doświadczenie 1. Szereg elektrochemiczny metali

**Cel ćwiczenia:** wykazanie różnic w aktywności chemicznej metali szlachetnych i nie-szlachetnych.

**Materiały i odczynniki:** wiórki: miedź, cynk; 0,25 M roztwory: ZnCl<sub>2</sub> (chlorek cynku(II)), SnCl<sub>2</sub> (chlorek cyny(II)); CuCl<sub>2</sub> (chlorek miedzi(II)); 0.05 M roztwór AgNO<sub>3</sub> (azotan(V) srebra).

Do 3 probówek wprowadzić kolejno po około 2 cm<sup>3</sup> 0.25 M roztworów: ZnCl<sub>2</sub>, SnCl<sub>2</sub>, CuCl<sub>2</sub>, natomiast do czwartej – 2 cm<sup>3</sup> 0.05 M AgNO<sub>3</sub>. Do każdej z probówek wrzucić parę wiórków cynkowych. Wiórki cynku powinny być zanurzone w roztworach soli. Do 4 kolejnych probówek z roztworami ZnCl<sub>2</sub>, SnCl<sub>2</sub>, CuCl<sub>2</sub> i AgNO<sub>3</sub> wrzucić wiórki Cu.

- Po około 5 minutach zanotować obserwacje dotyczące stanu powierzchni obu metali i zapisać ew. reakcje chemiczne.
- Uzasadnić przebieg reakcji w oparciu o wartości standardowych potencjałów redukcji ( $E^{\circ}$ ) z tabeli 1.
- Zanotować obserwacje w poniższej tabeli i uporządkować badane metale według ich malejącej aktywności.

Metal \ Roztwór	Zn	Cu
ZnCl <sub>2</sub> ,		
CuCl <sub>2</sub>		
SnCl <sub>2</sub>		
AgNO <sub>3</sub>		

## Doświadczenie 2. Aktywność chemiczna ołowiu

**Cel ćwiczenia:** wykazanie różnic w aktywności chemicznej ołowiu w różnych kwasach.

**Materiały i odczynniki:** ołów metaliczny (granulki lub skrawki), 0,1 M Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (azotan(V) ołowiu(II)), 0,1 M KI (jodek potasu), 1 M roztwory: HNO<sub>3</sub> (kwas azotowy(V)), HCl (kwas solny), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (kwas siarkowy(VI)).

- a). Wykonaj reakcję charakterystyczną, wprowadzając do probówki 1 cm<sup>3</sup> wody, 5 kropli 0,1 M Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, i 5 kropli 0,1 M KI:



Probówkę z osadem  $\text{PbI}_2$  pozostaw jako wzorzec do części (b) ćwiczenia.

- b). Do trzech probówek wprowadzić po granulce lub pasku metalicznego ołowiu, którego powierzchnia powinna być świeżo oczyszczona papierem ściernym. Do pierwszej probówki dodać około  $1 \text{ cm}^3$   $1 \text{ M HNO}_3$ , do drugiej około  $1 \text{ cm}^3$   $1 \text{ M HCl}$ , natomiast do trzeciej około  $1 \text{ cm}^3$   $1 \text{ M H}_2\text{SO}_4$ . Probówki ogrzewać przez około 5 minut w łaźni wodnej lub ostrożnie w górnej części płomienia palnika, wstrząsając nieustannie zawartością. Po ostudzeniu w każdej z probówek sprawdzić obecność jonów  $\text{Pb}^{2+}$ . W tym celu pobrać  $0,5 \text{ cm}^3$  badanego roztworu i wprowadzić do probówki zawierającej ok.  $1 \text{ cm}^3$   $\text{H}_2\text{O}$  i 2-3 krople roztworu  $\text{KI}$ .
- *Jakie obserwujesz różnice w zachowaniu się ołowiu w roztworach  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  i  $\text{HNO}_3$ ?*
  - *Dlaczego tylko w jednej z probówek obserwuje się wydzielenie osadu  $\text{PbI}_2$ ?*
  - *Zapisz reakcje i wyjaśnij zachowanie  $\text{PbCl}_2$  i  $\text{PbSO}_4$ .*