PRACE NAUKOWE Wyższej Szkoły Pedagogicznej w Częstochowie
Seria: FIZYKA. CHEMIA 1986 z. I

ZYGMUNT KOZŁOWSKI
Uniwersytet Łódzki

ENERGETYCZNE PROBLEMY W SZKOLNYM KURSIE ELEKTROCHEMII

Zagadnienia elektrochemiczne spotykamy w większym lub mniejszym stopniu w każdym programie chemii. Już w programie kl. VIII szkoły podstawowej widnieje ćwiczenie: elektroliza roztworu $CuCl_2$. W nowym obowiązującym od roku 1987 programie L.O. będziemy mieli w kl. II zagadnienia równowag jonowych w roztworach oraz w kl. III w dziale „elektrochemia" szersze potraktowanie tych zagadnień. W profilu matematyczno-fizycznym będzie się ujmowało dodatkowo zagadnienia energetyki procesów elektrochemicznych w ujęciu termodynamicznym z uwzględnieniem zmian swobodnej entalpii w czasie reakcji chemicznej. Realizacja elektrochemii w szkole polega, jak dotychczas, głównie na pokazaniu i zrozumieniu procesów w ogniwach i elektrolizerach oraz na wyjaśnieniu przyczyn i zastosowaniu tych procesów, co jest zaledwie, zdaniem autora, formalizowaniem realizacji tych zagadnień. Autor widzi możliwość szerszego podejścia do tych zagadnień bez konieczności zwiększania limitów czasowych przewidzianych na ich realizację. Chodzi tu o możliwość wykorzystania wiadomości z elektrochemii do ustalania naturalnego kierunku reakcji redoks. Tu elektrochemia stanie się jednym z elementów chemii ogólnej i rozszerzy wiedzę o reakcji chemicznej.

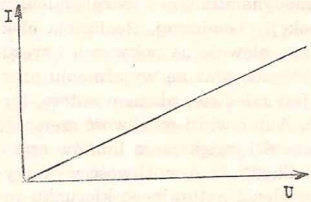
W ogniwie np. zbudowanym z elektrody wodorowej i chlorowej $Pt,H_2(HCl/Cl_2)Pt$ zachodzi proces: $1/2\,H_2 + 1/2Cl_2 \rightarrow H^+_{aq} + Cl^-_{aq}$, a SEM standardowa ogniwa wynosi: $E^0 = E^0_{Pt,Cl_2/Cl^-} - E^0_{Pt,H_2/H^+} = 1{,}36$ V. Maksymalna praca procesu (jego swobodna entalpia) wynosi:

$$W_{max} = \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 = -1 \cdot 96500\ C \cdot 1{,}36\ V = -131{,}24\ kJ$$

Proces zachodzący w ogniwie to jak widzimy proces otrzymywania kwasu solnego z gazowego wodoru i chloru.

W procesie elektrolizy HCl zachodzi reakcja odwrotna — rozkład kwasu solnego na wodór i chlor. Zasada zachowania energii mówi, że energia tworzenia związku musi być równa energii jego rozkładu wziętej z przeciwnym znakiem. Praca elektryczna rozkładu musi być więc co do wielkości co najmniej równa 131,24 kJ na mol atomów H i Cl (1/2 mola cząste-

czek) a więc $W = U_r \cdot F$ (gdzie U_r oznacza napięcie rozkładowe elektrolizy). W rzeczywistości $U_r \geqslant E$ (porównujemy oczywiście wartości bezwzględne W i E, gdyż wiadomo, że ich znaki są przeciwne). Poznanie tego faktu daje zrozumienie istoty napięcia rozkładowego elektrolizy jako również parametru energetycznego. Znak większości oznacza, że U_r musi być de facto większe od E o tzw. nadnapięcie (lub w odniesieniu do pojedynczej elektrody — nadpotencjał). Napięcie rozkładowe równe jest więc zawsze conajmniej SEM ogniwa galwanicznego, w którym w tych samych warunkach (p, T, C) zachodziłaby identyczna z procesem elektrolizy reakcja, lecz mająca przeciwny kierunek. Wartość zmiany swobodnej entalpii procesu zachodzącego w ogniwie $\Delta G = -n \cdot F \cdot E$ musi być równa pracy elektrycznej włożonej do procesu elektrolizy $W = n \cdot F \cdot U_r$, czyli z warunku $\Delta G = W$ musi być, że $E \approx U_r$. Zarówno SEM ogniw jak i napięcie rozkładowe są wielkościami mierzalnymi. Wiemy, że funkcja $I = f(U)$ ma dla przewodników I rodzaju (metali) zgodnie z prawem Ohma charakter liniowy, (Rys. 5), dla przewodników II rodzaju czyli roztworów elektrolitów nieco inny (Rys. 6):



Rys. 5. Wykres funkcji I=f(U) dla przewodników I rodzaju

Fig. 5. The graph of the function I=f(U) for the I type of conductors

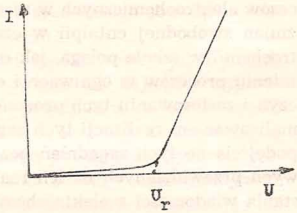


Fig. 6. Wykres funkcji I=((U) dla przewodników II rodzaju z podaniem sposobu wyznaczania napięcia rozkładowego

Fig. 6. The graph of a function I=f(U) for the II type of conductors with the method of calculating the dissolvent tension

Wystarczy więc przedłużyć liniowy odcinek rosnącego odcinka krzywej $I = f(U)$, by uzyskać wartość U_r. Dla wodnego 1 M HCl napięcie rozkładowe wynosi na elektrodach z gładkiej platyny $U_r = 1{,}31$ V. Wartość ta jest zbliżona do podanej uprzednio wartości SEM standardowej ogniwa $Pt, H_2 | HCl_{aq} | Cl_2, Pt$.

W ogniwie chlorowodorowym zachodziły reakcje:

Elektroda (+) $1/2\, Cl_2 + e \rightarrow Cl^-$ (redukcja)

Elektroda (—) $1/2\, H_2 - e \rightarrow H^+$ (utlenienie)

w elektrolizerze natomiast:

Elektroda (+) — anoda $Cl^- + e \rightarrow 1/2\ Cl_2$ (utlenienie)

Elektroda(—) — katoda $H^+ + e \rightarrow 1/2\ H_2$ (redukcja)

Sumaryczny proces zachodzący w ogniwie to rzeczywiście:

$$1/2\ Cl_2 + 1/2\ H_2 \rightarrow H^+ + Cl^-$$

a w procesie elektrolizy:

$$H^+ + Cl^- \rightarrow 1/2\ H_2 + 1/2\ Cl_2$$

W ogólnie przyjętej terminologii elektrodę redukcji nazywamy katodą, elektrodę utlenienia — anodą. W ogniwie więc katoda — to elektroda dodatnia, anoda — ujemna. Uwaga ta skierowana jest do czytelnika, który czasami mylnie łączy terminy: katoda i anoda ze znakiem elektrody, a nie z procesem na niej zachodzącym.

Z podanych wyżej względów widzimy, że na elektrodzie dodatniej ogniwa czyli na elektrodzie o wyższym potencjale zachodzi proces redukcji, a na elektrodzie ujemnej — elektrodzie o potencjale niższym — proces utlenienia. Ten fakt dobrze jest zapamiętać, gdyż będzie on głównym elementem rozumowania przy ustalaniu naturalnego kierunku wszelkich reakcji redoks.

Wielkość siły elektromotorycznej ogniwa, jak wspomniano, jest miarą maksymalnej pracy, jaką może wykonać układ reagujący, czyli miarą swobodnej entalpii reakcji zachodzącej w ogniwie: $\Delta G = -nFE$ lub dla warunków standardowych $\Delta G^0 = -nFE^0$. Im wyższa jest więc różnica potencjałów elektrod (SEM), tym większe jest powinowactwo chemiczne reagentów.

Jeśli ułożymy elektrody metaliczne w kolejności wzrastających wielkości standardowych potencjałów ich elektrod, to powstanie tzw. szereg napięciowy elektrod (zwany często szeregiem napięciowym metali).

A oto fragment szeregu napięciowego:

Reakcja redoks:	Potencjał standardowy w V
$K \rightleftharpoons K^+ + e$	— 2,92
$Ca \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2e$	— 2,84
$Na \rightleftharpoons Na^+ + e$	— 2,71
$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2e$	— 2,38
$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e$	— 1,66
$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e$	— 0,76
$Cr \rightleftharpoons Cr^{3+} + 3e$	— 0,71
$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e$	— 0,44
$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2e$	— 0,27
$Ni \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2e$	— 0,23
$Sn \rightleftharpoons Sn^{2+} + 2e$	— 0,14
$Pb \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2e$	— 0,13

$H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e$	0,00
$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e$	0,34
$2Hg \rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2e$	0,80
$Ag \rightleftharpoons Ag^+ + e$	0,80
$Pt \rightleftharpoons Pt^{2+} + 2e$	1,20
$Au \rightleftharpoons Au^{3+} + 3e$	1,42

Metale, których elektrody mają standardowy potencjał niższy od potencjału elektrody wodorowej są więc reduktorami względem jonu wodorowego (zachodzi na nich proces utleniania):

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e \text{ utlenienie}$$
$$2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \text{ redukcja}$$
$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

Z tego względu metale te wypierają wodór z rozcieńczonych (wysoki stopień zdysocjowania) roztworów kwasów nieutleniających. W analogiczny sposób metale o niższych potencjałach są reduktorami względem kationów metali, które wykazują wyższy potencjał elektrodowy:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

$$Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$$

Oprócz podanych wyżej elektrod metalicznych spotykamy również elekrody gazowe np. elektrodę wodorową, których metal-platyna nie stanowi materiału czynnego elektrody, a tylko przenośnik elektronu.

Są to również:

elektroda chlorowa $Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	$(Pt,Cl_2\|Cl^-)$	1,36 V
elektroda bromowa $Br_2 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	$(Pt,Br_2\|Br^-)$	1,07 V
elektroda tlenowa $4OH^- \rightleftharpoons O_2 + 2H_2O + 4e$	$(Pt,OH^-\|O_2)$	0,40 V

Wszystkie te elektrody zaliczamy do tzw. elektrod I rodzaju. Do elektrod II rodzaju zaliczamy np. elektrodę kalomelową $Hg,Hg_2Cl_2|Cl^-$ (0,268 V) i chlorosrebrną $Ag,AgCl|Cl^-$ (0,222 V). Zachodzą na nich procesy:

$$AgCl + e \rightleftharpoons Ag + Cl^-$$
$$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$$

Składają się one z metalu, jego trudno rozpuszczalnej soli i rozpuszczalnej soli o wspólnym anionie z solą trudno rozpuszczalną. Wykazują one bardzo stabilną wartość potencjału.

Elektrody redoks zbudowane są z platyny zanurzonej w roztworze obu postaci — utlenionej i zredukowanej układu redoks, np.:

$$Pt,Fe^{3+}|Fe^{2+} \qquad E^0 = 0{,}77 \text{ V}$$

Sole żelaza (III) mogą np. dzięki tej wartości potencjału reagować z miedzią (trawienie miedzi), co stanowi dla uczących się chemii pewne zaskoczenie.

$$Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+} \quad \text{redukcja}$$
$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e \quad \text{utlenienie}$$
$$2Fe^{3+} + Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2Fe^{2+}$$

Znajomość elektrochemii ogniw galwanicznych pozwala więc na zrozumienie nie tylko pracy ogniw jako źródła energii elektrycznej ale również na zrozumienie i przewidywanie (na podstawie standardowych wartości potencjałów różnych elektrod) naturalnego kierunku reakcji redoks.

Każdemu procesowi redoks możemy przypisać pewien potencjał (np. podany wyżej potencjał układu $Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$). Zgodnie z wzorem Nernsta:

$$E = E^0 + \frac{0{,}059}{n} \lg \frac{[\text{utl.}]}{[\text{red.}]}$$

układowi redoks na elektrodzie platynowej odpowiada pewien potencjał standardowy E^0 równy zgodnie z powyższym wzorem potencjałowi E, gdy stężenia postaci utlenionej i zredukowanej są sobie równe [utl.] = [red.]. Potencjał układu Fe^{3+}/Fe^{2+} równy jest $E^0 = 0{,}77$ V, gdy w roztworze $[Fe^{3+}] = [Fe^{2+}]$.

Popatrzmy na wartości potencjałów standardowych kilku układów redoks:

$HCOOH \rightleftharpoons CO_2 + 2H^+ + 2e$	—0,14 V
$H_2O + CH_3CHO \rightleftharpoons CH_3COOH + 2H^+ + 2e$	—0,13 V
$2H_2O + HAsO_2 \rightleftharpoons H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e$	0,56 V
$2I^- \rightleftharpoons I_2 + 2e$	0,54 V
$2H_2O \rightleftharpoons H_2O_2 + 2H^+ + 2e$	1,77 V
$2H_2O + Mn^{2+} \rightleftharpoons MnO_2 + 2H^+ + 2e$	1,28 V
$7H_2O + 2Cr^{3+} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e$	1,36 V
$2H_2O_2 \rightleftharpoons O_2 + 2H^+ + 2e$	1,36 V
$4H_2O + Mn^{2+} \rightleftharpoons MnO_4^- + 8H^+ + 5e$	1,52 V
$2H_2O \rightleftharpoons H_2O_2 + 2H^+ + 2e$	1,77 V
$H_2O_2 \rightleftharpoons 2O_2 + 2H^+ + 2e$	0,68 V

Zastanówmy się np. nad problemem, czy chlor może być otrzymany przy utlenieniu Cl^- przez roztwór $KMnO_4$ i $K_2Cr_2O_7$. Potencjał standardowy układu $Cl^2|Cl^-$ wynosi 1,36 V, układu $MnO_4^-|Mn^{2+}$ (środ. kwaśne) 1,52 V, a $Cr_2O_7^{2-}|Cr^{3+}$ — 1,36 V. Widać stąd, że MnO_4^- w środowisku kwaśnym może być utleniaczem Cl^- do wolnego chloru, a $Cr_2O_7^{2-}$ nie (równość potencjałów). Nie tylko jednak wartość potencjałów standardowych decyduje o wyniku reakcji. Zapiszmy równanie Nernsta dla obu utleniaczy:

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E^0 + \frac{0{,}059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-]\,[H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

$$E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = E^0 + \frac{0,059}{6} \lg \frac{[H^+]^{14}\,[Cr_2O_7^{2-}]}{[Cr^{3+}]^2}$$

Widać tu wielki wpływ stężenia jonów wodorowych, który powoduje podwyższenie potencjału utleniającego obu utleniaczy. Z tych względów $KMnO_4$ nie utlenia obojętnych chlorków tylko kwas solny (środowisko kwaśne), a w przypadku $K_2Cr_2O_7$ reakcje mogą zachodzić, ale trzeba stosować bardzo stężony HCl. Stosowanie stężonego HCl podwyższa potencjał utleniający układu $Cr_2O_7^{2-}|Cr^{3+}$ i jednocześnie obniża potencjał $Cl_2|Cl^-$ w wyniku jednoczesnego wzrostu $[Cl^-]$.

$$E_{Cl_2/Cl^-} = E^0 + 0,059 \frac{[Cl_2]}{[Cl^-]}$$

Z tych samych względów MnO_2 utlenia również stężony kwas solny do wolnego chloru.

H_2O_2 jako utleniacz o potencjale standardowym 1,77 V może reagować z wieloma substancjami wykazującymi niższe potencjały redoks, ale wobec MnO_4^- w środowisku kwaśnym sam ulega utlenianiu przy potencjale standardowym 0,68 V. Fakt, że jakaś substancja jest utleniaczem lub reduktorem nie zależy więc wyłącznie od jej właściwości (potencjał redoks) lecz również od potencjału jej reagenta. Potencjał układu redoks $AsO|AsO_4^{3-}$ (0,56 V) jest bliski potencjałowi układu $I^-|I_2$ (0,54 V) i kierunek reakcji zależy silnie od pH roztworu. W roztworach kwaśnych (podwyższenie potencjału redoks $AsO_2^-|AsO_4^{3-}$) zachodzi proces:

$$2H^+ + H_3AsO_4 + I^- \rightarrow HAsO_2 + I_2 + 2H_2O$$

a w obojętnych lub słabo zasadowych zachodzi reakcja odwrotna:

$$AsO_2^- + I_2 + 2H_2O \rightarrow AsO_4^{3-} + 2I^- + 4H^+$$

Chcąc więc przewidzieć bieg reakcji redoks wybieramy z tabeli potencjałów dwa układy redoks (reakcje połówkowe) i zapisujemy układ o wyższym potencjale w kierunku jego redukcji, a układ o niższym potencjale w kierunku utlenienia. Dodajemy te dwa równania (po zbilansowaniu liczby elektronów) stronami i otrzymujemy prawidłowo zapisane równanie zachodzącej w roztworze reakcji. Żeby mieć pewność, że reakcja taka będzie zachodziła, winniśmy wybierać układy, których potencjały standardowe różnią się nie mniej niż 0,3 V.

Patrząc na pierwszą pozycję przytoczonej tabeli potencjałów redoks widzimy, że zdolności redukujące kwasu mrówkowego są niemniejsze niż aldehydu octowego. W szkolnym kursie chemii nie mówi się o redukujących właściwościach HCOOH — na fakt ten wskazuje nam wartość potencjału redoks.

Wróćmy jednak do napięcia rozkładowego elektrolizy, znajomość którego pozwala nam wyjaśniać często przebieg procesów elektrodowych.

Na wstępie równania dysocjacji i reakcji procesów elektrodowych przy elektrolizie wodnych roztworów $CuCl_2$, H_2SO_4, NaOH i NaCl:

a) $CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$

K(—) $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$ A(+) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$

b) $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

K(—) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$ A(+) $H_2O \rightarrow 1/2O_2 + H_2O + 2e$

c) $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

K(—) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$ A(+) $2OH^- \rightarrow 1/2O_2 + H_2O + 2e$

d) $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

K(—) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$ A(+) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$

Zwróćmy uwagę na fakt, że w przypadku elektrolizy wodnego roztworu NaOH i NaCl nie redukują się na katodzie jony Na^+ lecz woda i wydziela się wodór. Gdyby redukowały się jony Na^+ to U_r musiałoby w przypadku NaCl wynosić ponad 4 V, a elektroliza zachodzi przy U_r=2 V:

$$E^0_{-l_2/Cl^-} - E^0_{Na/Na^+} = 1{,}36 - (-2{,}71) = 4{,}07 \text{ V}$$

Również proces anodowy przy elektrolizie H_2SO_4 nie polega na utlenianiu SO_4^{2-}. Znany proces utleniania SO_4^{2-}

$$2SO_4^{2-} \rightleftharpoons S_2O_8^{2-} + 2e \qquad (E^0 = 2{,}05 \text{ V})$$

nie prowadzi do wydzielania tlenu.

W procesach elektrolizy wodnych roztworów kwasów tlenowych i ich soli metali wykazujących bardziej od wodoru ujemne potencjały standardowe, oraz zasad, produktami elektrolizy są wodór i tlen w stosunku objętościowym 2:1. Napięcia rozkładowe w roztworach kwasów i zasad o tym samym stężeniu molowym $[H^+]$ czy $[OH^-]$ są, jak wynika z poniższej tabeli, niemal identyczne i w tym przypadku wynoszą one:

Związek	U_r (V)
HCl	1,31
HBr	0,94
HI	0,52
H_3PO_4	1,70
HNO_3	1,69
H_2SO_4	1,67
$HClO_4$	1,65
$N(CH_3)_4OH$	1,74
$NH_3 \cdot H_2O$	1,74
NaOH	1,69
KOH	1,67

Jak widać inne są tylko napięcia rozkładowe kwasów halogenowodorowych, których wartości bliskie są standardowym potencjałom odpowiedniego halogenu.

Równość napięć rozkładowych roztworów kwasów tlenowych i zasad musi dowodzić identyczności zachodzących tam procesów elektrodowych. Popatrzmy na wartości potencjałów elektrody wodorowej i tlenowej w roztworach obojętnych, kwaśnych i zasadowych:

$[H^+]$	$[OH^-]$	Reakcja	$E_{O_2\|OH^-}$	Reakcja	$E_{H_2\|H^+}$
1,0	10^{-14}	$H_2O \rightleftharpoons {}^1/_2O_2+2H^++2e$	1,229	$2H^++2e \rightleftharpoons H_2$	0,00
10^{-7}	10^{-7}	$H_2O \rightleftharpoons {}^1/_2O_2+2H^++2e$	0,815	$2H_2O+2e \rightleftharpoons H_2+2OH^-$	—0,402
10^{-14}	1,0	$2OH^- \rightleftharpoons {}^1/_2O_2+H_2O+2e$	0,401	$2H_2O+2e \rightleftharpoons H_2+2OH^-$	—0,815

Widać, że niezależnie od środowiska reakcji różnica potencjałów wydzielania wodoru i tlenu wynosi ok. 1,2 V, co w połączeniu z nadnapięciem (ok. 0,5 V) daje wartość napięcia rozkładowego elektrolizy 1,7 V. We wszystkich omówionych przypadkach chodzi więc o elektrolizę wody. Inne jony obecne w roztworze zwiększają jedynie jej przewodnictwo elektryczne, które w przypadku czystej wody jest znikome.

Produktami elektrolizy roztworu $CuCl_2$ na elektrodach platynowych (lub z innego nieaktywnego materiału) były miedź i chlor. Kationy wszystkich metali (Hg, Cu, Ag, Au) wykazujących dodatnie potencjały elektrodowe będą się redukowały w procesie elektrolizy na katodzie elektrolizera. Inne wykazujące wysokie ujemne wartości potencjałów nie mogą się w tych warunkach redukować. Zawsze się będzie wydzielał mniej elektroujemny wodór. Kationy te (nawet kationy litowców) mogą się wyłącznie redukować na katodzie rtęciowej, na której istnieje wysoki nadpotencjał wydzielania wodoru. Wydzielony metal rozpuszcza się w rtęci tworząc tzw. amalgamat.

Elektroliza soli miedzi przebiega również inaczej, jeśli anodę elektrolizera stanowi miedź. Jak wynika z wartości potencjału wydzielania tlenu w roztworze obojętnym (0,815 V) i potencjału elektrody miedziowej (0,34 V), bardziej prawdopodobnym procesem anodowym będzie tu $Cu \rightarrow Cu^{2+}+2e$ niż $H_2O \rightarrow {}^1/_2O_2+2H^++2e$

Proces anodowy będzie zawsze przebiegał tu z rozpuszczaniem anody miedzianej. Zachodzić to będzie zawsze, gdy anoda zbudowana jest z metalu, którego jony są obecne w roztworze. Uwolnione na anodzie kationy metalu będą przemieszczały się w polu elektrycznym do katody, gdzie ulegną redukcji. Stężenie tych jonów w roztworze praktycznie się nie zmieni.

Elektroliza z rozpuszczaniem się anody stosowana jest powszechnie w procesach pokryć galwanicznych oraz w procesach elektrorafinacji metali.

Jak widać z tych fragmentarycznych rozważań znajomość siły elektromotorycznej dowolnego ogniwa jako miary zmiany swobodnej entalpii zachodzącego w ogniwie procesu może być wykorzystana do rozważań wykraczających poza ramy elektrochemii. Potencjał elektrody jest pojęciowo dość trudny do pełnego zrozumienia, można jednak korzystać z jego liczbowej wartości bez wnikania w sens fizyczny tej wielkości. Umieszczenie w chemicznej sali dydaktycznej pracowni szkolnej tabeli wartości potencjałów elektrod metalicznych i innych elektrod redoks pozwala na korzystanie z tych wielkości, jak to podano wyżej, do rozstrzygania o możliwych reakcjach elektrodowych oraz o kierunku samorzutnego procesu redoks.

ZYGMUNT KOZŁOWSKI

ENERGETICS PROBLEMS IN THE PROGRAMME OF TEACHING ELECTROCHEMISTRY AT SCHOOL

SUMMARY

Methods used in teaching electrochemistry at school have been characterized. Numerous examples of electrode processes have been given.