



UNIUNEA EUROPEANĂ



GUVERNUL ROMÂNIEI  
MINISTERUL MUNCII, FAMILIEI,  
PROTECȚIEI SOCIALE ȘI  
PERSOANELOR VÂRSTNICE  
AMPOSDRU



Fondul Social European  
POSDRU 2007-2013



Instrumente Structurale  
2007-2013



MINISTERUL  
EDUCAȚIEI  
NAȚIONALE  
OIPOSDRU



UNIVERSITATEA  
TEHNICĂ  
DIN CLUJ-NAPOCA

## Investește în oameni!

Proiect cofinanțat din Fondul Social European prin Programul Operațional Sectorial Dezvoltarea Resurselor Umane 2007-2013

**AXA PRORITARĂ 1** "Educația și formarea profesională în sprijinul creșterii economice și dezvoltării societății bazate pe cunoaștere".

**DOMENIUL MAJOR DE INTERVENȚIE 1.3** "Dezvoltarea resurselor umane în educație și formare profesională"

**TITLUL PROIECTULUI:** "Școală universitară de formare inițială și continuă a personalului didactic și a trainerilor din domeniul specializărilor tehnice și ingineresti - DidaTec"

**COD CONTRACT:** POSDRU/87/1.3/S/60891

**BENEFICIAR:** Universitatea Tehnică din Cluj-Napoca

# Modulul 8: Materiale metalice: caracteristici structurale, proprietăți fizice și chimice

Autor: S.I. dr. ing. Larisa Meliță  
Departamentul de Căi Ferate, Drumuri, Poduri și Materiale  
Universitatea Tehnică de Construcții București

## Scop



Modulul 8 al cursului de *Materiale de Instalații* vă face o introducere în studiul materialelor metalice. Parcurgând acest capitol veți dobândi cunoștințe legate de caracteristicile structurale și proprietățile fizice, respectiv chimice ale materialelor metalice.

## Obiective



La finalul Modulului 8 cursantul va putea să:

1. Precizeze care sunt caracteristicile generale, proprietățile fizice și chimice ale metalelor.
2. Explice ce este potențialul de electrod, cum se calculează și cum se construiește o pilă electrochimică.
3. Calculeze tensiunea electromotoare a unei pile electrochimice.

## Durată



Durata medie de studiu individual: 2-3 ore.



Dintre toate materialele folosite în inginerie, materialele metalice au cea mai mare reprezentare, iar în domeniul instalațiilor pentru construcție acestea constituie o bază materială importantă.

### 8.1. Generalități și caracteristici structurale

Metalele sunt elemente chimice electropozitive, solide la temperatura obișnuită, cu excepția mercurului, care este lichid. Au proprietăți specifice ca: luciu metalic, proprietatea de a absorbi lumina (sunt opace), sunt insolubile în dizolvanți obișnuiți dar se dizolvă în metale formând aliaje; prezintă conductibilitate termică și electrică și proprietăți mecanice specifice (plasticitate, maleabilitate, ductilitate, tenacitate etc.) Aceste proprietăți specifice, datorate legăturii metalice, sunt explicate pe baza mecanicii cuantice și structurii lor policristaline.

Tratarea cuantică a legăturii metalice, prin aplicarea metodei orbitalilor moleculari (M.O.M.), a fost realizată de Sommerfeld (1927), Fermi și Bloch (1929), Brillouin și Pauling (1938) și este cunoscută ca **teoria benzilor de legătură**. Conform acestei teorii, există o diferență între modul de distribuire a electronilor într-un atom metallic izolat și un atom metallic implicat în rețeaua metalică. Prin urmare, în cristalul metalic numai electronii interiori (localizați aproape de nucleu) ocupă niveluri energetice discrete. Cei exteriori (electronii de valență) sunt mobili și implicați în tranziții, între o multitudine de orbitali, ce corespund nivelelor de energie extrem de apropiate, practic contopite într-o bandă de energie care se întinde în tot cristalul metalic.

De exemplu, în fig. 8.1 sunt reprezentate stările energetice ale electronilor din atomii de sodiu liberi (a) și dintr-un cristal de sodiu (b).

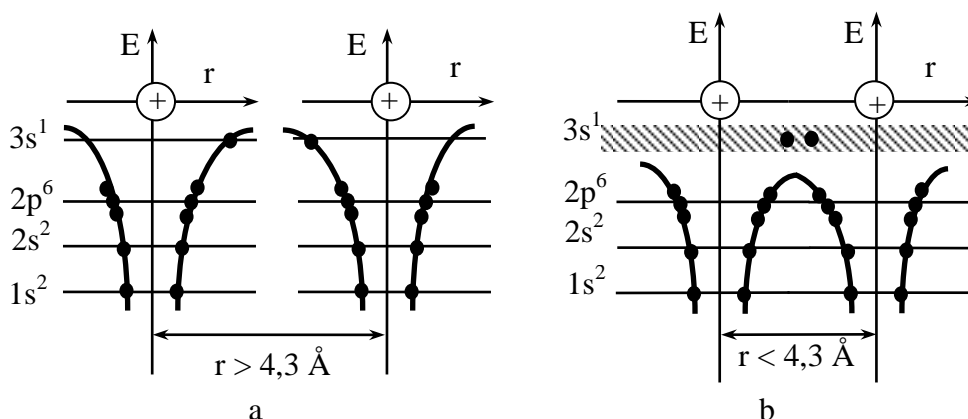


Figura 8.1. Stările energetice ale electronilor în atomul de sodiu  
(a) atomi de sodiu liberi, (b) atomi în cristalul de sodiu

În cristalul de sodiu nivelele interioare nu pot fi părăsite de electroni, decât atunci când metalul este iradiat cu raze X, pe când banda corespunzătoare ultimului nivel este extinsă în întreg cristalul metalic. În general, ultima bandă de energie ocupată cu electroni se numește **bandă de valență**, iar banda permisă, liberă, imediat superioară benzii de valență, se numește **bandă de conducție**.

Benzile electronice permise sunt caracterizate de energii ce corespund stărilor posibile ale electronilor în metal (nivele energetice joase, respectiv orbitali moleculari de legătură), în timp ce benzile electronice interzise conțin nivele de energie pe care nu se pot găsi electronii (nivele de energie ridicată, respectiv orbitali moleculari de antilegătură). În principiu, fiecare bandă electronică permisă corespunde unui nivel cuantic din atomul izolat, iar fiecare bandă interzisă corespunde salturilor energetice ale electronilor de la o stare cuantică la alta.

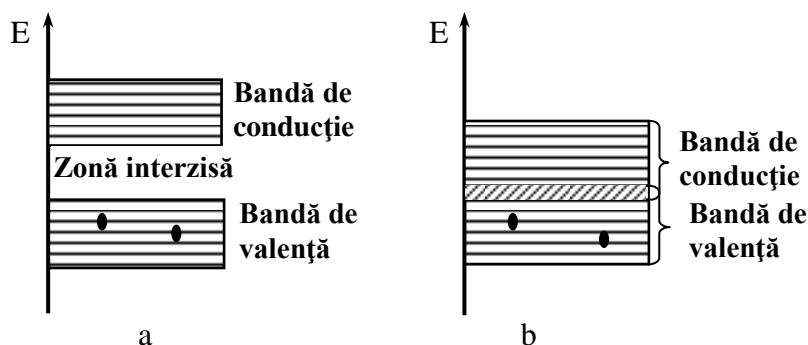


Figura 8.2. Poziția energetică a benzilor de valență și de conducție ale metalelor

Din fig. 8.2 se observă că, la metale, electronii pot efectua salturi energetice din banda de valență în banda de conducție cu un consum foarte mic de energie, deoarece benzile sunt foarte apropiate (fig.8.2a) sau parțial suprapuse (fig. 8.2b).

Metalele și aliajele aflate în stare solidă au o structură cristalină. În cristalele metalelor, deoarece legătura metalică nu este dirijată în spațiu, așezarea atomilor se face după principiul unei structuri cât mai compacte. De aceea, metalele pot cristaliza în trei tipuri de rețele cristaline: cub cu volumul centrat (C.V.C.), cub cu fețe centrate (C.F.C.) sau hexagonal compact (H.C.) (fig. 8.3).

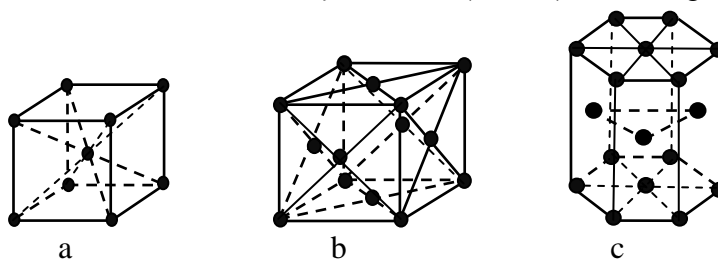


Figura 8.3. Principalele tipuri de celule de cristalizare ale metalelor  
(a) Cub cu volum centrat (C.V.C.); (b) cub cu fețe centrate (C.F.C.);  
(c) hexagonal compact (H.C.)

Examinând fig. 8.3a, celula de cristalizare C.V.C. este formată din 9 atomi, din care 8 sunt situați în colțurile celulei elementare, iar unul în centrul volumului; ca urmare a acestui aranjament numărul de coordinație este 8 (N.C.=8). Principalele metale care cristalizează astfel sunt: Li, Na, K, V, Cr,  $\alpha$ Fe, Mo, W. Din fig. 8.3b se observă că în celula de cristalizare C.F.C. se găsesc 14 atomi, din care 8 sunt situați în colțurile celulei elementare și 6 în centrele fețelor cubului (N.C.=12). Metalele care cristalizează C.F.C. sunt: Al, Ca, Ni, Cu,  $\gamma$ Fe, Sr, Ag, Pt, Au etc. În celula de cristalizare H.C. (fig.8.3c) există 17 atomi, dintre care 14 în colțurile și centrele bazelor prisme hexagonale și 3 în centrele a trei prisme triunghiulare obținute prin împărțirea prisme hexagonale în șase părți (N.C.=14). O parte din metalele care cristalizează H.C. sunt: Be, Mg, Sc, Ti, Co, Zn, Y, Zr, Cd etc.

Sub acțiunea unor forțe exterioare (*sarcini mecanice*), datorită structurii lor, cristalele metalelor suferă *deformații elastice* și *deformații plastice*. Acestea din urmă se produc datorită planelor de alunecare cristalografice (fig. 8.4) care au distanță mare între ele și densitatea maximă de atomi pe unitatea de suprafață.

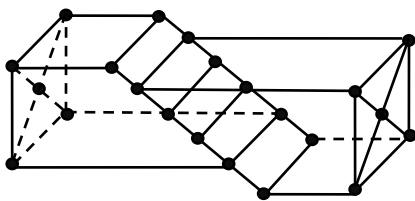


Figura 8.4 Alunecarea într-un plan de alunecare

Un sistem de cristalizare C.F.C. are 12 plane de alunecare, iar metalele cu o astfel de structură se deformează ușor; sistemul C.V.C. are 48 plane de alunecare posibile, sunt mai puțin compacte, prin urmare sunt necesare tensiuni mai mari pentru a produce alunecarea. În cazul metalelor care au o structură H.C. există 3 plane de alunecare de aceea sunt, în general, fragile.

După natura lor, materialele metalice se împart în două categorii:

- *materiale feroase* (fier, fonte și oțeluri) ce conțin, ca element chimic principal, fierul; acestea reprezintă aproximativ 90% din consumul mondial de materiale metalice;
- *materiale neferoase* (Cu, Al, Mg, Zn, Pb, Sn, Ni, W etc. și aliajele lor) care reprezintă restul de 10% din consumul mondial.

În tehnică, materialele metalice se utilizează în funcție de proprietățile lor *fizice, chimice, mecanice și tehnologice*, determinate de structura lor, coroborate cu precizările standardelor.

## 8.2. Proprietăți fizice

**a) Culoarea.** Majoritatea metalelor, în stare compactă, sunt albe-cenușii, adică absorb proporțional toate componentele luminii albe. Prezintă *luciu metalic* și sunt *opace*, datorită structurii lor cu electroni de valență care reflectă radiația luminoasă și o transformă în căldură. Unele metale solide sunt colorate astfel: Au – galben auriu, Cu – roșu arămiu, Pb – alb cu reflexe albastrii, Bi – alb cu reflexe roz, Na – alb cu reflexe gălbui ș.a. În stare de pulbere, metalele au culoarea cenușiu închis până la negru cu excepția Au care este galben, a Cu care este roșiatic spre negru, a Al și Mg care sunt argintii.

**b) Densitatea** metalelor, exprimată în  $\text{kg/m}^3$ , este cuprinsă între  $0,53 \cdot 10^3$  pentru Li și  $22,65 \cdot 10^3$  pentru Ir. Metalele cu densitatea sub  $5 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$  se numesc *metale ușoare* (metalele alcaline, metalele alcalino-pământoase, Al, Sc, Ti), iar cele cu densitate peste  $5 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$  se numesc *metale grele*.

**c) Temperatura de topire  $T_t$** , este temperatura la care metalele trec din stare solidă în stare lichidă și variază pe o plajă largă de valori: între cea a Hg de  $-38,84^\circ\text{C}$  respectiv a W de  $+3410^\circ\text{C}$ .

**d) Conductivitatea termică  $\lambda$** , (vezi 1.2.3b1 Modul 1) cea mai mare o are Ag de  $453 \text{ W/m}\cdot\text{K}$ , iar cea mai mică Hg de  $7,91 \text{ W/m}\cdot\text{K}$ .

**e) Coeficientul de dilatare termică liniară  $\alpha$**  (vezi 1.2.3b2 Modul 1) cel mai mic îl are invarul (aliaj din oțel cu 36% Ni – folosit la fabricarea instrumentelor și aparatelor de precizie) de  $0,15 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$ , iar cel mai mare Cd de  $3,08 \cdot 10^{-5} \text{ K}^{-1}$ .

**f) Conductibilitatea electrică  $\sigma$** , este proprietatea materialelor metalice de a conduce curentul electric și se exprimă în S/m (siemens / metru); scade cu creșterea temperaturii, a conținutului de impurități și a gradului de deformare. În condiții normale, conductibilitatea electrică maximă o are Ag de  $62,5 \cdot 10^6 \text{ S/m}$ , iar cea mai mică o are Mn de  $0,388 \cdot 10^6 \text{ S/m}$ . Inversul conductibilității electrice se

numește **rezistivitate electrică**  $\rho$ ; la temperaturi foarte scăzute, aproape de 0 K, rezistivitatea este nulă, iar materialele metalice devin conducătoare electrice perfecte (supraconductibilitate).

**g) Proprietățile magnetice** (inducția magnetică, permeabilitatea și susceptibilitatea magnetică, temperatura Curie) se datorează mișcărilor orbitale și de spin ale electronilor, într-un atom, și de modul în care aceștia interacționează. După comportarea materialelor metalice la acțiunea unui câmp magnetic exterior acestea se clasifică în: *diamagnetice*, *paramagnetice* și *feromagnetice*.

**8.3. Proprietățile chimice** fundamentale ale materialelor metalice sunt date de electronii de valență și de caracterul lor electrochimic; au energie de ionizare mică și afinitate mică pentru electroni adică, atomii metalelor se caracterizează prin valori mici ale electronegativității relative (vezi curs chimie). Din punct de vedere practic interesează caracterul lor electrochimic.

### 8.3.1. Electrod. Potențial de electrod

Dacă un metal este în contact cu o soluție de electrolit (soluție sau topitură capabilă de a conduce curentul electric) are loc o reacție **redox** de echilibru, între atomii metalului și ionii din soluție, astfel:



unde,  $z$  este valența metalului.

Majoritatea metalelor au tendința de a trimite ioni pozitivi în soluția apoasă cu care vin în contact adică, de a participa la reacția directă de echilibru 8.1. Electronii rezultați rămân pe metalul solid și îl încarcă negativ față de soluție. Această tendință a atomilor metalici de a trimite ioni în soluție apoasă, cu pierdere de electroni, se numește **proces de oxidare**. Procesul invers de depunere a ionilor din soluție apoasă pe atomii metalici, încărcându-i pozitiv, se numește **proces de reducere**. Metalele care manifestă tendința de reducere sunt puține și sunt cunoscute ca metale nobile (cuprul, argintul, aurul) deoarece sunt puțin active. Deplasarea echilibrului redox 8.1. într-un sens sau celălalt depinde de natura metalului și de concentrația ionilor din soluție. Astfel, pentru a avea loc reacția de oxidare (reacția directă) trebuie ca metalele să trimită ușor ioni în soluție, iar concentrația acestora să fie mică: de exemplu, Zn într-o soluție diluată de  $Zn^{2+}$  (fig. 8.5a). Pentru ca reacția de reducere (reacția inversă) să aibă loc trebuie ca metalele să fie puțin active, iar soluția de electrolit să fie concentrată în ioni: de exemplu, Cu într-o soluție concentrată de  $Cu^{2+}$  (fig. 8.5b). Echilibrele stabilite la suprafața celor două metale pot fi rupte prin legarea metalelor printr-un conductor electric prin care are loc deplasarea electronilor de la metalul cu exces de electroni ( $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$ ) spre metalul care consumă electroni ( $Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$ ).

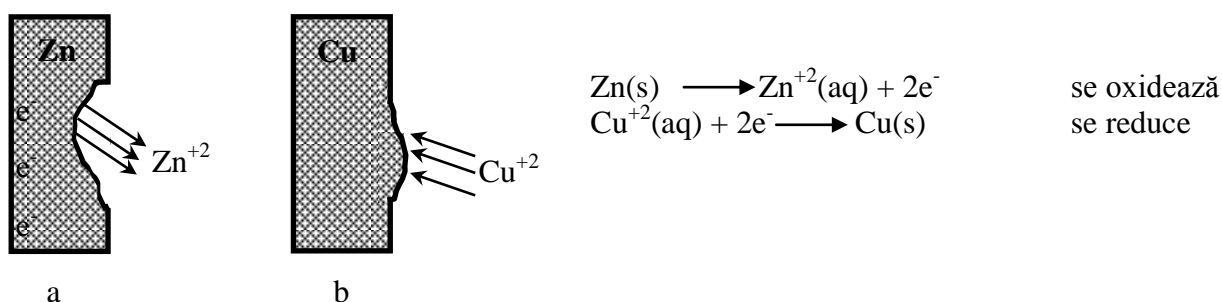


Figura 8.5. Schimbul de ioni la interfața metal soluție de electrolit



Sistemul alcătuit dintr-un *metal* (fir, bară, plăcuță) și *electrolitul* din jurul său se numește **electrod electrochimic**. La interfața metal-soluție de electrolit, apare o diferență de potențial numită **potențial de electrod ( $\epsilon$ )** datorită schimbului de ioni între metal și soluția de electrolit.

Electrodul la care au loc reacții de oxidare se numește **anod**, iar electrodul la care au loc reacțiile de reducere se numește **catod**. Ansamblul anod-catod împreună cu puntea conductoare sau joncțiunea, care face legătura electrică între electrozi, se numește **pilă electrochimică** sau **celulă galvanică** în care energia chimică se transformă în energie electrică. De obicei puntea electrolitică este formată dintr-un electrolit dizolvat într-o masă gelatinoasă, cum ar fi agar-agar sau o membrană semipermeabilă.

a) **Tensiunea electromotoare ( $E$ )** a unei pile electrochimice este dată de suma potențialului de oxidare anodică și a potențialului de reducere catodică:  $E = \epsilon_{ox} + \epsilon_{red}$ , care se exprimă în volți (V).

Semnul potențialului de electrod s-a stabilit la convenția "Comité International de Thermodynamique et Cinétique Electrochimiques" (CITCE) din anul 1967. Astfel, convențional, tensiunea electromotoare (t.e.m.) se calculează ca diferența dintre potențialele catodului și anodului adică:  $E = \epsilon_{catod} - \epsilon_{anod} = \epsilon_{+} - \epsilon_{-}$ , V.

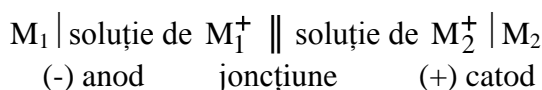
Pilele electrochimice se pot reprezenta schematic, cu respectarea următoarelor convenții:

- în partea stângă se trece **electrodul negativ, anodul (-)**, adică electrodul unde are loc *procesul de oxidare*;

- în partea dreaptă se trece **electrodul pozitiv, catodul (+)**, adică electrodul unde are loc *procesul de reducere*;

- limita de separare între metalul solid și soluția de electrolit se face printr-o bară verticală;

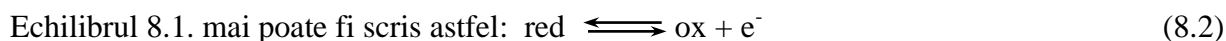
- joncțiunea dintre anod și catod se simbolizează prin două bare verticale.



În electrochimie în locul concentrației ionilor se utilizează **activitățile** lor  **$a$** , deoarece în procesele de oxidare respectiv reducere participă numai o parte dintre ionii din soluție datorită, în mod special, împiedicării electrostatice dintre ei în deplasarea acestora pentru a transporta curentul electric.

$$\text{Adică: } a = c \cdot f$$

unde:  $c$  este concentrația molară a soluției de electrolit,  $f$  - coeficient de activitate care, în general, este  $f < 1$ , iar pentru soluții foarte diluate  $f = 1$ . Coeficientul de activitate se poate determina fie experimental, prin măsurarea t.e.m. a pilei electrochimice, fie se poate calcula pentru anumite concentrații ale soluțiilor de electrolit.



iar pentru acesta se scrie constanta de echilibru:

$$K = \frac{a_{ox} \cdot a_e}{a_{red}} \quad (8.3)$$

Dacă relația de mai sus se logaritmează și se fac următoarele notații:  $p_K = -\lg K$  și  $p_e = -\lg a_e$ , prin regruparea termenilor se obține următoarea relație:

$$p_e = p_K + \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (8.4)$$

care arată că, la interfața metal/soluție de electrolit, are loc transferul de electroni, iar potențialul de electrod ( $\varepsilon$ ) depinde de cantitatea de electroni schimbată ( $p_e$ ) prin următoarea relație:

$$\varepsilon = \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot p_e \quad (8.5)$$

unde: R este constanta gazelor, în J/mol·K, T - temperatura, în grade Kelvin, F - numărul lui Faraday, în Coulombi, z - valența metalului (sarcina ionilor metalului).

Se introduce expresia lui  $p_e$ , din relația 8.4. în relația 8.5. și se obține:

$$\varepsilon = \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot p_K + \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (8.6)$$

Deoarece  $p_K = -\lg K$  este o constantă, înseamnă că primul termen din relația 8.6 este și el o constantă și se poate scrie sub forma:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (8.7)$$

unde,  $\varepsilon^0$  este o constantă care depinde de cuplul redox (oxidant-reducător) considerat, de constanta de echilibru a cuplului ( $p_K$ ) și de temperatură.

Prin înlocuirile, R = 8,31 J/mol·K, T = 298 K și F = 96.485 C se obține **ecuația lui Nernst** (Walther Nernst, 1889):

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (8.8)$$

### b) *Potențial standard de electrod*

Din ecuația lui Nernst s-a observat că  $\varepsilon^0$  este o constantă, iar pentru  $a_{ox} = a_{red} = 1$  la T = 298 K se obține o valoare a potențialului de electrod care se numește **potențial standard de electrod** ( $\varepsilon = \varepsilon^0$ ).

Fiecărui oxidant îi corespunde un reducător conjugat și invers, iar fiecărui cuplu redox îi corespunde un potențial redox standard ( $\varepsilon^0$ ).

Astfel, conform echilibrului 8.2. se poate scrie:  $\varepsilon_{red} = -\varepsilon_{ox}$ , iar relația lui Nernst devine:

$$\varepsilon_{red} = \varepsilon_{red}^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}}, \text{ iar } \varepsilon_{ox} = \varepsilon_{ox}^0 - \frac{0,059}{z} \cdot \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (8.9)$$

Deoarece IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) a adoptat utilizarea în calcule a **potențialelor de reducere** acestea se folosesc cel mai frecvent. Astfel, din datele prezentate mai sus se poate scrie expresia tensiunii electromotoare a unei pile electrochimice:

$$E = \varepsilon_{\text{red catod}} - \varepsilon_{\text{red anod}} = \varepsilon_{\text{red catod}} - (-\varepsilon_{\text{ox anod}}) = \varepsilon_{\text{red catod}} + \varepsilon_{\text{ox anod}} \quad (8.10)$$

Cum la anod are loc procesul de oxidare, iar la catod procesul de reducere, tensiunea electromotoare a unei pile se poate scrie într-o formă simplificată:

$$E = \varepsilon_{\text{ox}} + \varepsilon_{\text{red}}$$

Toate potențialele standard de oxidare, respectiv reducere ale metalelor se măsoară în raport cu **potențialul standard al electrodului de hidrogen** care, convențional, are valoarea **0 Volți** ( $\varepsilon_{\text{H}_2}^0 = 0$ ).

Electrodul de hidrogen este alcătuit dintr-o plăcuță de platină, acoperită electrolic cu un strat poros de negru de platină, introdusă într-o soluție apoasă de acid 1M, în care se barbotează hidrogen gazos, la presiunea de 1 bar (fig. 8.6).

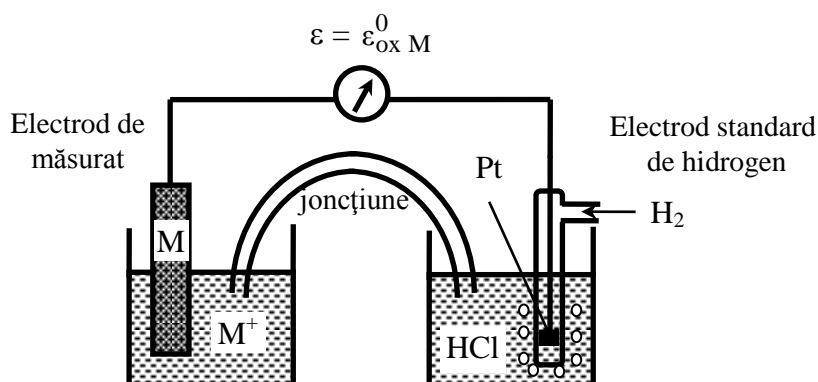


Figura 8.6. Pila electrochimică alcătuită din electrodul standard de hidrogen și un electrod metalic de măsurat

Prin intermediul pilei electrochimice din fig. 8.6. se determină, experimental, valorile relative ale potențialelor metalelor studiate; valorile absolute ale potențialului de electrod nu se pot determina experimental.

Simbolizarea electrochimică a pilei, reacțiile redox care au loc la electrozi, respectiv t.e.m. sunt prezentate în continuare



$$\varepsilon_{\text{red M}} = \varepsilon_{\text{red M}}^0 + 0,059 \lg \frac{a_{\text{M}^+}}{a_{\text{M}}}$$

$$\varepsilon_{\text{red H}_2} = \varepsilon_{\text{red H}_2}^0 + 0,059 \lg \frac{a_{\text{H}^+}}{p_{\text{H}_2}^{1/2}}$$

$$\varepsilon_{\text{ox M}} = \varepsilon_{\text{ox M}}^0 - 0,059 \lg \frac{a_{\text{M}^+}}{a_{\text{M}}}$$



Prin convenție, pentru un metal pur:  $a_M = 1$  și  $\varepsilon_{\text{red H}_2}^0 = 0$

Prin construcția pilei:  $a_{M^+} = 1$  și  $a_{H^+} = 1, p_{H_2} = 1$

Deci:

$$\varepsilon_{\text{ox M}} = \varepsilon_{\text{ox M}}^0 \quad \varepsilon_{\text{red H}_2} = 0$$

Tensiunea electromotoare a acestei pile, care se măsoară experimental prin intermediul unui voltmetru este:

$$E = \varepsilon_{\text{ox anod}} + \varepsilon_{\text{red catod}} = \varepsilon_{\text{ox M}}^0 + \varepsilon_{\text{red H}_2}^0 = \varepsilon_{\text{ox M}}^0 + 0 = \varepsilon_{\text{ox M}}^0 = \varepsilon_M^0, V$$

Prin convenție s-a stabilit că pentru un metal pur  $a_M = 1$ , iar prin construcția pilei activitatea metalului în soluție se consideră 1 ( $a_{M^+} = 1$ ), deoarece concentrația metalului nu influențează cantitativ fenomenul electrochimic, acesta fiind influențat de natura metalului.

Valorile potențialelor standard de oxidare, respectiv reducere ale metalelor, măsurate în raport cu electrodul standard de hidrogen, la 25°C, reprezintă **seria activității electrochimice** și este prezentată în tabelul 8.1.

Din acest tabel se observă că zincul, de exemplu, are potențialul standard de oxidare cel mai mare față de cele ale metalelor situate după el, în seria electrochimică; asta înseamnă că acesta poate să scoată aproape total și instantaneu toate metalele situate după el, în seria electrochimică, în reacții chimice.

### Exemple:

- ✓ Zincul se folosește la protecția catodică a construcțiilor și pieselor metalice, iar șpanul de fier se folosește, în industrie, pentru precipitarea cuprului din soluțiile minereurilor lui, cu un conținut scăzut de cupru.

Deoarece potențialul standard al electrodului de hidrogen este zero, toate metalele care se găsesc înaintea hidrogenului, în seria activității electrochimice, pot pune în libertate  $H_2$  din soluțiile de acizi (*de exemplu*,  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ ), iar metalele care urmează hidrogenul în aceeași serie nu pot scoate  $H_2$  din soluțiile de acizi (*de exemplu*, Cu nu scoate hidrogenul din soluțiile acide).

Tabel 8.1. Potențialele standard de oxidare și reducere ale unor metale, la 25°C

Electrod red/ox	Reacție de oxidare / reducere	$\varepsilon_{\text{ox}}^0, V$	$\varepsilon_{\text{red}}^0, V$
Li Li <sup>+</sup>	$Li \rightleftharpoons Li^+ + e^-$	+3,02	-3,02
K K <sup>+</sup>	$K \rightleftharpoons K^+ + e^-$	+2,92	-2,92
Ba Ba <sup>+2</sup>	$Ba \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2e^-$	+2,90	-2,90
Ca Ca <sup>+2</sup>	$Ca \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2e^-$	+2,87	-2,87
Na Na <sup>+</sup>	$Na \rightleftharpoons Na^+ + e^-$	+2,71	-2,71
Mg Mg <sup>+2</sup>	$Mg \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2e^-$	+2,38	-2,38
Al Al <sup>+3</sup>	$Al \rightleftharpoons Al^{+3} + 3e^-$	+2,35	-2,35
Be Be <sup>+2</sup>	$Be \rightleftharpoons Be^{+2} + 2e^-$	+1,70	-1,70
Mn Mn <sup>+2</sup>	$Mn \rightleftharpoons Mn^{+2} + 2e^-$	+1,05	-1,05



Zn Zn <sup>+2</sup>	$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,761	-0,761
Cr Cr <sup>+3</sup>	$\text{Cr} \rightleftharpoons \text{Cr}^{+3} + 3\text{e}^-$	+0,710	-0,710
Fe Fe <sup>+2</sup>	$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,440	-0,440
Cd Cd <sup>+2</sup>	$\text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,400	-0,400
Ni Ni <sup>+2</sup>	$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,250	-0,250
Sn Sn <sup>+2</sup>	$\text{Sn} \rightleftharpoons \text{Sn}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,135	-0,135
Pb Pb <sup>+2</sup>	$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2} + 2\text{e}^-$	+0,126	-0,126
<b>H<sub>2</sub>(Pt) 2H<sup>+</sup></b>	<b><math>\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-</math></b>	<b>0,000</b>	<b>0,000</b>
Cu Cu <sup>+2</sup>	$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^-$	-0,345	+0,345
Ag Ag <sup>+</sup>	$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^{+2} + \text{e}^-$	-0,799	+0,799
Pt Pt <sup>+2</sup>	$\text{Pt} \rightleftharpoons \text{Pt}^{+2} + 2\text{e}^-$	-1,200	+1,200
Au Au <sup>+3</sup>	$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{+3} + 3\text{e}^-$	-1,420	+1,420

Pe baza potențialelor standard de electrod se pot construi pile electrochimice care sunt utilizate ca surse de energie, la obținerea și purificarea metalelor prin electroliză, la protecția împotriva coroziunii etc.

## Bibliografie



1. Maria Popescu, Larisa Meliță, Corina Mitu, *Chimie*, Editura Conspress, București, 2010, ISBN 978-973-100-100-5.
2. Ion Robu, Maria Popescu, *Matériaux de Construction*, 3, Institut de Construction, Bucharest, 1996.
3. Maria Popescu, *Materiale de Construcții*, Institutul de Construcții București, 1990.
4. Maria Gheorghe, *Chimie generală pentru ingineri*, Editura Conspress, București, 2003, ISBN 973-8165-49-0.
5. Liliana Crăciunescu, Eugenia Popa, *Materiale de Construcție*, Editura Matrix Rom, București, 2004, ISBN 973-685-787-5.





## **Test de autoevaluare – MODULUL 8**

*Bifați căsuța corespunzătoare:*

1. La metale, electronii pot efectua salturi energetice din banda de valență în banda de conducție cu un consum foarte mic de energie.

Adevărat ☐

Fals ☐

2. Metalele și aliajele aflate în stare solidă nu au o structură cristalină.

Adevărat ☐

Fals ☐

3. Tendința atomilor metalici de a trimite ioni în soluție apoasă, cu pierdere de electroni se numește proces de oxidare.

Adevărat ☐

Fals ☐

4. Sistemul alcătuit dintr-un metal (fir, bară, plăcuță) și electrolitul din jurul său se numește electrod electrochimic.

Adevărat ☐

Fals ☐

5. La reprezentarea unei pile electrochimice în partea dreaptă se notează anodul (-).

Adevărat ☐

Fals ☐

6. Toate metalele care se găsesc înaintea hidrogenului în seria activității electrochimice pot pune în libertate  $H_2$  din soluțiile de acizi.

Adevărat ☐

Fals ☐





## **Răspunsuri**

- 1. Adevărat (pag. 3)**
- 2. Fals (pag. 3)**
- 3. Adevărat (pag. 5)**
- 4. Adevărat (pag. 6)**
- 5. Fals (pag. 5)**
- 6. Adevărat (pag. 9)**

