

Sastavili: grupa autora

Uredio: I. Horvat

Tehnički urednik: Z. Novak

Izdavač: Omegapress

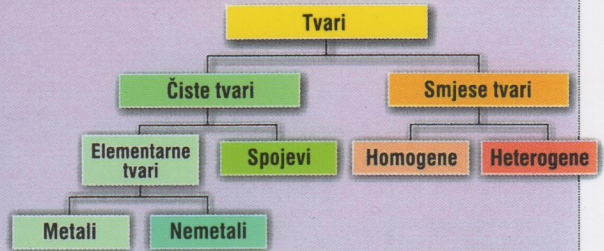
ISBN: 978-953-202-103-5



Tvari

KEMIJA je prirodna znanost koja proučava sastav, svojstva i građu tvari, reakcije između pojedinih tvari te čimbenike koji utječu na odvijanje kemijskih reakcija.

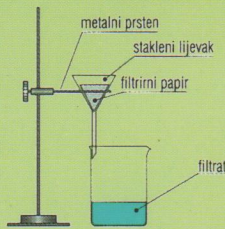
TVARI se u prirodi najčešće nalaze kao smjese dviju ili više tvari. Pojedini sastojci smjese nisu međusobno kemijski vezani, pa se oni mogu razdvojiti fizikalnim postupcima: filtracijom, destilacijom, prekriztalizacijom, sublimacijom, ekstrakcijom, kromatografijom i dr.



Metode razdvajanja smjesa

Filtracija

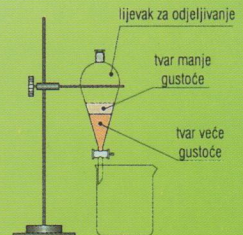
FILTRACIJA je postupak kojim se iz suspenzije (v. str. 9), odvaja čvrsta faza i to tako da tekućina prolazi kroz sredstvo za filtraciju (papir, tekstil, itd), a čvrsta tvar ostaje na filtracijskom sredstvu.



Ekstrakcija

EKSTRAKCIJA

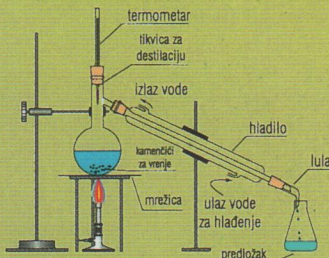
ili izmučivanje postupak je odjeljivanja tvari iz otopine pomoću otapala u kojem se željena tvar bolje otapa. Otapala se međusobno ne smiju miješati.



Destilacija

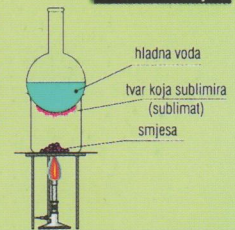
DESTILACIJA

je postupak kojim se otapalo odvaja od otopljene čvrste tvari isparavanjem i ponovnim ukapljivanjem.



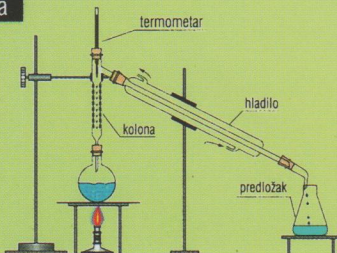
SUBLIMACIJA je izravan prijelaz iz čvrstog u plinovito stanje (I_2 , CO_2 , naftalin). Sublimacijom se može iz smjese tvari odvojiti sastojak koji sublimira.

Sublimacija



Frakcijska destilacija

FRAKCIJSKA DESTILACIJA je proces postupnog odjeljivanja smjese tekućina različitih vrelišta. Zadatak je kolone da produži put para kako bi odjeljivanje bilo bolje.



Prekriztalizacija

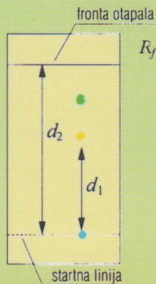
PREKRIZTALIZACIJA

je postupak kojim se pomoću adsorbensa (str. 2) mogu pročistiti tvari koje imaju veliku razliku u topljivosti u nekom otapalu pri različitim temperaturama.



Kromatografija

KROMATOGRAFIJA je postupak razdvajanja čistih tvari iz složenih homogenih smjesa na temelju različite brzine putovanja iona ili molekula, nošenih otapalom po nepokretnoj fazi (SiO_2 , Al_2O_3 , kromatografski papir). Tvari putuju različitim brzinom zbog različite adsorpcije (vezanje jedne tvari na površinu druge tvari) ili zbog različite topljivosti tvari koja se razdjeljuje između dva otapala koja se ne miješaju (ekstrakcija).



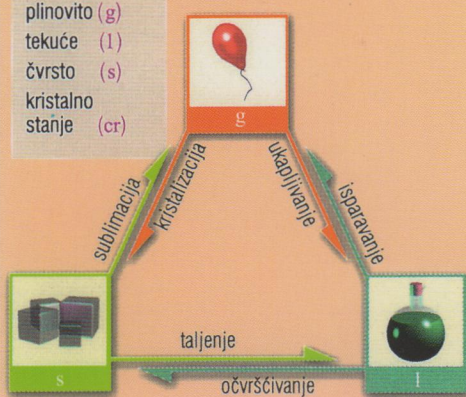
R_f - vrijednost omjer je duljina puta (d_1) koji je prešla tvar koju ispitujemo i duljine puta (d_2) koji je u isto vrijeme prešlo čisto otapalo.

$$R_f = \frac{d_1}{d_2}$$

Uređaj za uzlaznu kromatografiju

Agregatna stanja tvari i prijelazi između stanja

plinovito (g)
tekuće (l)
čvrsto (s)
kristalno stanje (cr)



VRELIŠTE (temperatura vrenja, t_v) je temperatura pri kojoj je tlak pare tekućine jednak tlaku pare iznad tekućine.

NORMALNO VRELIŠTE je temperatura pri kojoj je tlak pare tekućine 101,3 kPa.

TOPLINA je energija koju uzrokuje nesređeno gibanje molekula i atoma.

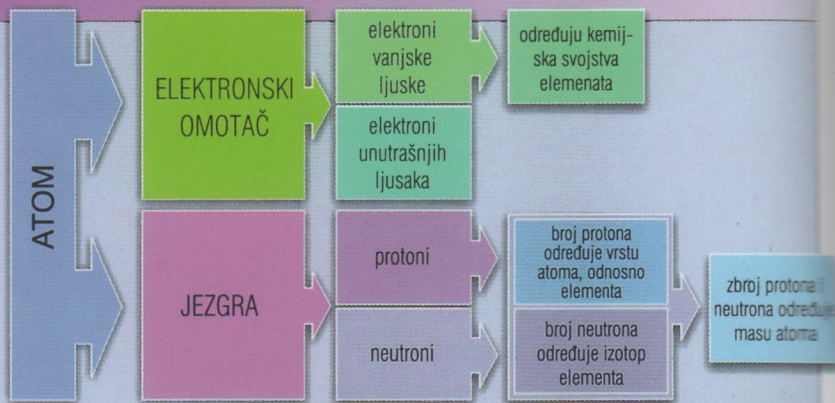
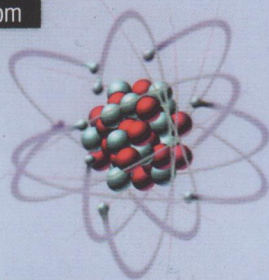
TEMPERATURA (t , T) je veličina koja karakterizira toplinsko stanje nekog fizičkog sustava.

TALIŠTE (t_t) je temperatura pri kojoj su čvrsta i tekuća faza u ravnoteži, odnosno pri kojoj čvrsta tvar prelazi u tekućinu.

Atomi i molekule

ATOM je neutralni sustav jedne jezgre i određenog broja elektrona.

Atom



Svojstva elementarnih čestica:

	čestica		
	elektron	proton	neutron
Znak	e^-	p^+	n
Masa/kg	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$
Relativna masa	0,000 549	1,007 277	1,008 665
Naboj/C	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	0
Nabojni broj	1-	1+	0

Atom elementa X određen je protonskim (atomskim) brojem Z i nukleonskim (masenim) brojem A .

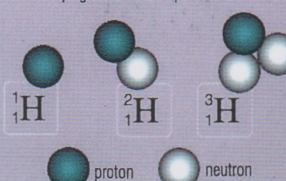
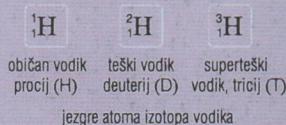
$${}^A_Z X \quad Z = N(p^+) = N(e^-) \\ A = N(p^+) + N(n)$$

Masa atoma m_a reda je veličine 10^{-27} kg, a veličina polumjera r 100 - 300 pm.

Kemijski element skup je svih atoma s istim atomskim brojem.

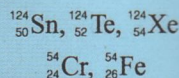
Izotopi

IZOTOP su atomi istog protonskog, a različitog nukleonskog broja.



Izobari

IZOBARI su atomi različitih elemenata istog masenog broja.



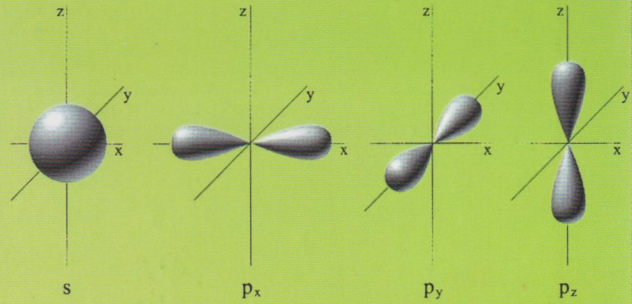
Nuklidi

NUKLIDI su vrste atoma određenog sastava jezgre, tj. određenog protonskog broja Z i određenog nukleonskog broja A .

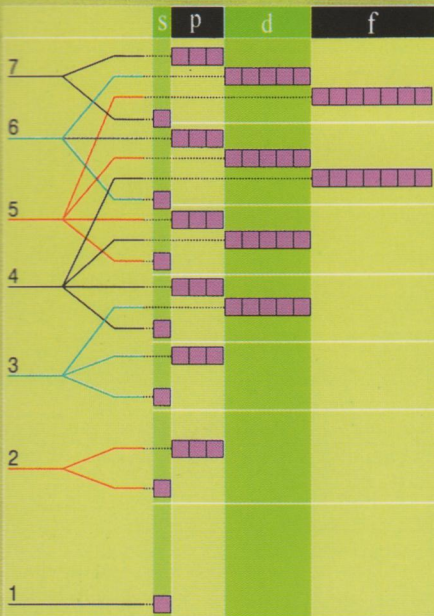


Elektronska konfiguracija

ELEKTRONSKA KONFIGURACIJA je raspored elektrona u atomu po energetskim razinama ili ljuskama koje se označavaju brojkama od 1 do 7 ili slovima K, L, M, N, O, P i Q. U svaku ljusku može se smjestiti samo točno određen broj elektrona definiran izrazom $2n^2$, gdje je n broj ljuske. Unutar jedne ljuske elektroni se raspoređuju u orbitale koje se označavaju slovima s, p, d i f, a prikazuju kvadratićem. U svakoj orbitali mogu se nalaziti po dva elektrona suprotnog spina $\uparrow\downarrow$. Pri popunjavanju orbitala vrijedi Hundovo pravilo koje kaže da se elektroni razmještaju unutar istovrsnih orbitala tako, da broj nesparenih elektrona bude što veći, jer je tada atom najstabilniji.

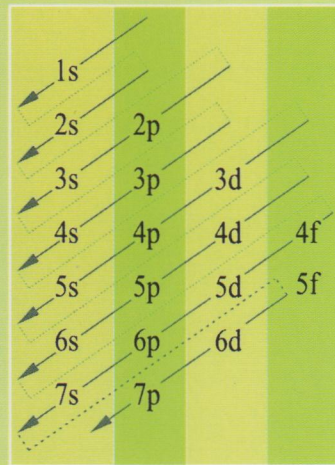


Vjerojatnost nalaženja elektrona u s-orbitali i p-orbitalama



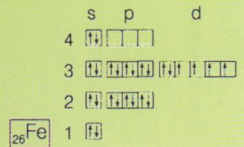
Shematski prikaz raspodjele energetskih razina i orbitala u atomu

Redoslijed popunjavanja orbitala (pravilo dijagonala)

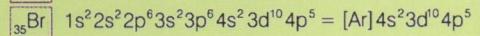
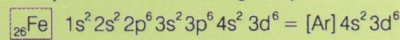


Orbitale se popunjavaju elektronima redom, od niže prema višoj energiji.

Na primjer:
4s-orbitala popunjava se prije 3d-orbitale jer ima nižu energiju.



Primjeri elektronskih konfiguracija:



Oznaka periode

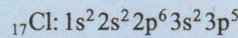
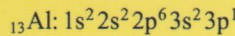
K 1	1s
L 2	2s
M 3	3s
N 4	4s
O 5	5s
P 6	6s
Q 7	7s

broj elektrona

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

broj ljuske

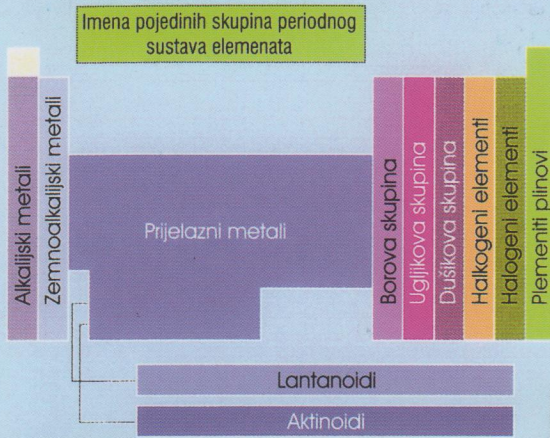
oznaka orbitale



Završetak elektronskih konfiguracija atoma plemenitog plina u odgovarajućoj periodi

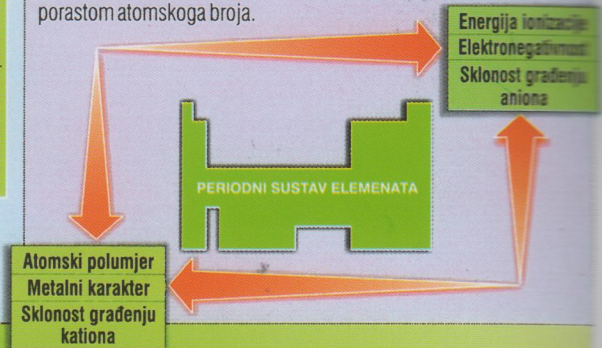
1s	s^2
2p	$2s^2 2p^6$
3p	$3s^2 3p^6$
4p	$4s^2 3d^{10} 4p^6$
5p	$5s^2 4d^{10} 5p^6$
6p	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Periodni sustav elemenata



Energija ionizacije

ENERGIJA IONIZACIJE najmanja je energija potrebna da se elektron iz pojedinačnog atoma, iona ili molekule u plinovitom stanju odvede na udaljenost na kojoj više nema djelovanja između iona i elektrona. Energija ionizacije atoma unutar iste periode raste s porastom atomskog broja, a unutar iste skupine smanjuje se s porastom atomskog broja.



Veze između atoma i molekula

Veze među atomima nazivamo kemijskim vezama. O vrstama atoma ovisi koja će veza nastati: **ionska**, **kovalentna** ili **metalna**.

Ionska veza

IONSKA VEZA nastaje tako da atomi metala predaju elektrone atomima nemetala, a nastali suprotno nabijeni ioni privlače se elektrostatskim silama. Ionska veza nije usmjerena u prostoru.

Sila privlačenja između nabijenih čestica određena je izrazom:

$$F = k \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

a poznata je kao **COULOMBOV ZAKON**, gdje je:
 F - sila privlačenja
 Q_1 i Q_2 - naboji iona
 r - zbroj ionskih polumjera
 k - konstanta

Coulombov zakon

FORMULSKA JEDINKA pokazuje najmanji odnos broja atoma pojedinih elemenata u molekuli ili kristalu.

VALENCIJA ELEMENTA u ionskom spoju jednaka je broju elektrona koje je atom metala otpustio ili atom nemetala primio.

NABOJNI BROJ iona označava koliko elementarnih naboja ima ion.

Ionski polumjeri

IONSKI POLUMJERI

Polumjer kationa (pozitivnog iona) uvijek je manji od polumjera njegova atoma. Polumjer aniona (negativnog iona) veći je od polumjera njegova atoma.



Na/Na⁺ Mg/Mg²⁺ Al/Al³⁺ Si P/P³⁻ S/S²⁻ Cl/Cl⁻

Kovalentni polumjer

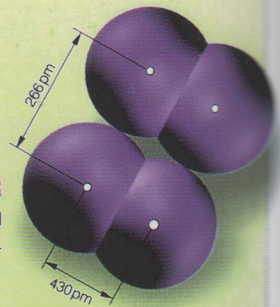
KOVALENTNI POLUMJER je polovica udaljenosti dviju jezgara u molekuli.

Duljina kovalentne veze u molekuli joda je 266 pm, pa je kovalentni polumjer 133 pm.

Van der Waalsov polumjer

VAN DER WAALSOV POLUMJER je polovica udaljenosti između središta atoma susjednih molekula koje se dodiruju.

Van der Waalsov polumjer u molekuli joda je 215 pm.



Model dviju molekula joda

Kovalentna veza

KOVALENTNA VEZA nastaje stvaranjem zajedničkih elektronskih parova. Točno je usmjerena u prostoru.

FORMULA FORMULSKE JEDINKE ujedno je i molekulska formula spoja.

VALENCIJA ELEMENTA u kovalentnom spoju jednaka je broju elektrona s kojima atom sudjeluje u stvaranju zajedničkih elektronskih parova.



Cl-Cl
Cl₂
jednostruka
kovalentna veza

O=C=O
CO₂
dvostruka
kovalentna veza

N≡N
N₂
trostruka
kovalentna veza

VAN DER WAALSOVE SILE su privlačne sile među molekulama. One su slabije od kovalentne i od vodikove veze. Jakost međumolekulskih sila utječe na vrijednost tališta i vrelišta tvari jer kidanje jačih veza među česticama zahtijeva veću energiju. Posljedica njihova djelovanja različita su agregatna stanja molekulskih tvari.

Elektronegativnost

ELEKTRONEGATIVNOST je svojstvo atoma da privlači zajednički elektronski par. Najmanji koeficijent elektronegativnosti ima cesij (0,7), a najveći fluor (4,0). O razlici elektronegativnosti atoma ovisi vrsta veza među atomima.

Polarnost molekula

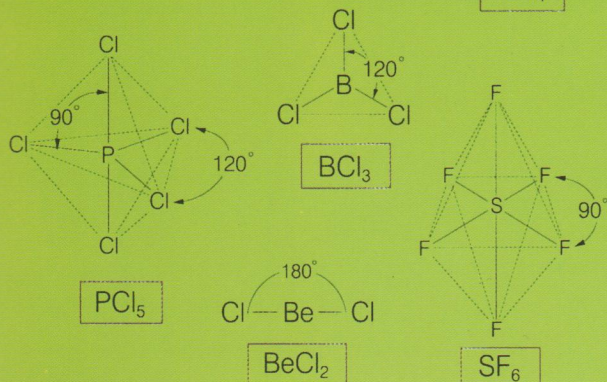
POLARNOST MOLEKULA posljedica je različite elektronegativnosti atoma u molekuli. Polarne molekule, dipoli, međusobno se privlače elektrostatskim silama, te stoga tvari s polarno građenim molekulama (H_2O , NH_3 , HF) imaju viša tališta i vrelišta od očekivanih. Veza između dvije polarne molekule u kojima je atom vodika vezan na atom jako elektronegativnog atoma (F, O, N) naziva se vodikova veza. Vodikova veza slabija je od kovalentne.

Pravilo okteta

ODSTUPANJE OD PRAVILA OKTETA

Pomoću pravila okteta (Lewisovim prikazom) možemo objasniti veze među atomima u molekulama u kojima je zbroj podijeljenih i nepodijeljenih elektronskih parova oko središnjeg atoma 4.

Ako je broj elektronskih parova drugačiji, govorimo o ODSTUPANJU OD PRAVILA OKTETA.



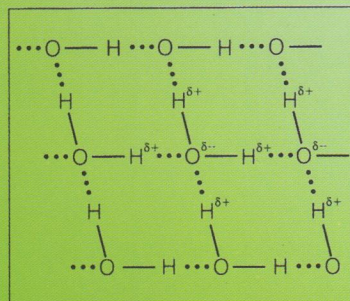
Kristali

KRISTALI su pravilna geometrijska tijela, pravilne unutrašnje građe, omeđena ravnim međusobno okomito ili koso položenim plohama. Za svaku vrstu kristala znakoviti su određeni elementi simetrije i njihov broj.

Ravnina simetrije zamišljena je ravnina koja dijeli kristal na dvije zrcalno jednake polovine. Os simetrije zamišljen je pravac koji prolazi središtem kristala i oko kojeg se kristal može zakrenuti za određeni broj stupnjeva da dođe u položaj jednak početnom položaju. Centar simetrije zamišljena je točka u središtu kristala koja je jednako udaljena od dviju istovrsnih paralelnih ploha.

Prema broju i vrsti elemenata simetrije kristale svrstavamo u 7 kristalnih sustava: kubični, tetragonski, heksagonski, trigonski, rompski, monoklinski, triklnski.

Vodikova veza među molekulama vode



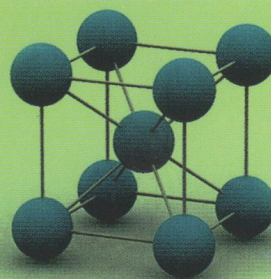
ANOMALIJA VODE

Pojava da je voda najgušća pri $4^\circ C$, a ne pri $0^\circ C$ (talište vode) naziva se anomalijom vode. Sve druge tekućine imaju najveće gustoću pri temperaturi taljenja.

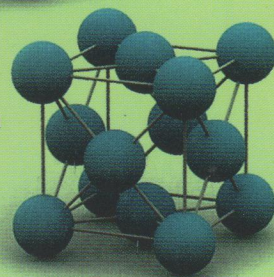
Kovinska ili metalna veza

KOVINSKA ILI METALNA VEZA

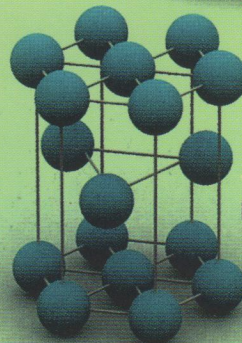
Metalna veza nastaje međusobnim povezivanjem atoma metala. U kristalu metala postoje ioni metala povezani slobodnim delokaliziranim elektronima u obliku "elektronskog plina". Kovine (metali) uglavnom kristaliziraju u kubičnom i heksagonskom sustavu.



prostorno centrirana kubična slagalina (Cr, Li, Na, W)



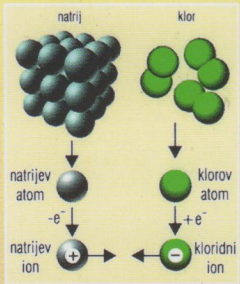
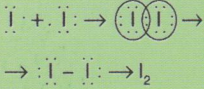
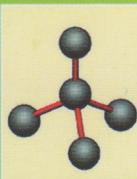

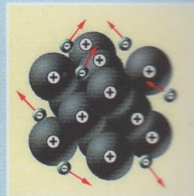
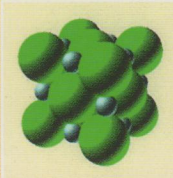
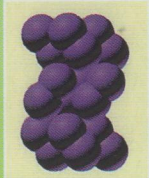
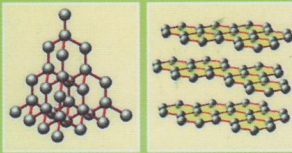
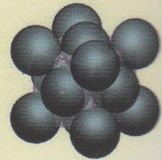





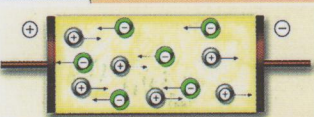
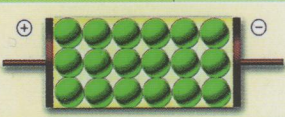
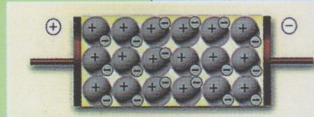
prostorno centrirana kubična slagalina (Cr, Li, Na, W)



heksagonska slagalina (Mg, Zn, Cd, Ti)

Kemijske veze i svojstva tvari

O vrstama atoma koji grade kemijski spoj ovisi koja će veza nastati

Vrsta veze	IONSKA	KOVALENTNA		METALNA	
Veza između	iona metala i iona nemetala	atoma nemetala		atoma metala	
Veza nastaje	privlačenjem suprotno nabijenih iona	stvaranjem jednog ili više zajedničkih elektronskih parova		povezivanjem iona metala slobodnim delokaliziranim elektronima	
Primjer:	$\text{Na} \cdot + \cdot \text{Cl} \cdot \rightarrow \text{Na}^+ + [\cdot \text{Cl} \cdot]^-$ 	$\cdot \text{I} \cdot + \cdot \text{I} \cdot \rightarrow \text{I} \text{---} \text{I}$ 	<p>Način vezivanja atoma ugljika:</p> <p>u dijamentu</p>  <p>u grafitu</p> 	$nM \cdot \rightarrow nM^+ + ne^-$ <p>elektronski plin</p> 	
Pri tome nastaju	IONSKI KRISTALI	MOLEKULE MOLEKULSKI KRISTALI	ATOMSKI KRISTALI	KRISTALI METALA	
Kristalna struktura					
Označava se	formulskom jedinkom: NaCl	molekulskom formulom: I ₂	C (dijamant) C (grafit)	simbolom elementa	
Električna vodljivost	<ul style="list-style-type: none"> - u čvrstom stanju izolatori - u talini ili otopini pokretljivi ioni provode električnu struju 	<ul style="list-style-type: none"> - izolatori, nema nabijenih čestica 	<ul style="list-style-type: none"> - izolator - svaki atom vezan je sa četiri susjedna atoma - nema slobodnih elektrona 	<ul style="list-style-type: none"> - dobar vodič - svaki atom ugljika vezan je s tri susjedna ugljikova atoma - između slojeva postoje delokalizirani elektroni koji provode struju 	<ul style="list-style-type: none"> - dobri vodiči u čvrstom i tekućem agregatnom stanju - delokalizirani elektroni u metalnom kristalu su pokretljivi 
					
Jakost veze	jake elektrostatske privlačne sile	slabe međumolekulske van der Waalsove sile	jaka kovalentna veza	jaka metalna veza	
Tališta i vrelišta	visoka	niska	visoka	visoka	
Agregatno stanje pri sobnoj temperaturi	čvrste tvari	plinovi, tekućine ili lako hlapljive čvrste tvari	čvrste tvari	čvrste tvari	
Topljivost: - u vodi - u organskom otapalu	- dobra - slaba	- slaba - dobra	- netopljiv - netopljiv	-netopljiv -netopljiv	

Opaska: navedena svojstva najčešća su u pojedinoj skupini tvari

Osnove kemijskog računa

Osnovne fizikalne veličine i jedinice međunarodnog sustava

Predmetci decimalnih jedinica

fizikalna veličina		osnovna SI-jedinica		Predmetak		Simbol	Predmetak		Simbol
naziv	simbol	naziv	simbol						
duljina	<i>l</i>	metar	m	10 ⁻¹	deci	d	10	deka	da
masa	<i>m</i>	kilogram	kg	10 ⁻²	centi	c	10 ²	heкто	h
vrijeme	<i>t</i>	sekunda	s	10 ⁻³	mili	m	10 ³	kilo	k
električna struja	<i>I</i>	amper	A	10 ⁻⁶	mikro	μ	10 ⁶	mega	M
termodinamička temperatura	<i>T</i>	kelvin	K	10 ⁻⁹	nano	n	10 ⁹	giga	G
množina (količina tvari)	<i>n</i>	mol	mol	10 ⁻¹²	piko	p	10 ¹²	tera	T
intenzitet svjetlosti	<i>I_v</i>	kandela	cd	10 ⁻¹⁵	femto	f	10 ¹⁵	peta	P
				10 ⁻¹⁸	ato	a	10 ¹⁸	eksa	E

Neke izvedene SI-jedinice

Fizikalna veličina	Znak fizikalne veličine	Jedinica	Znak jedinice	Definicija jedinice	Veza starih jedinica sa SI-jedinicama
površina	<i>P</i>			m ²	
volumen	<i>V</i>			m ³	
gustoća	<i>ρ</i>			kg m ⁻³	
sila	<i>F</i>	njutt	N	kg m s ⁻²	din = 10 ⁻⁵ N; kp = 9,806 N
tlak	<i>p</i>	paskal	Pa	Nm ⁻² = m ⁻¹ kg s ⁻²	bar = 10 ⁵ Pa; atm = 101,325 Pa; mmHg = 133,322 Pa
energija	<i>E</i>	džul	J	N m = m ² kg s ⁻²	erg = 10 ⁻⁷ J; cal = 4,18 J K; kWh = 3,6 · 10 ⁶ J
množinska koncentracija	<i>c</i>			mol m ⁻³	
molarni volumen	<i>V_m</i>			m ³ mol ⁻¹	
toplinski kapacitet	<i>C</i>			J K ⁻¹ = m ² kg s ⁻² K ⁻¹	
entropija	<i>S</i>			J K ⁻¹ = m ² kg s ⁻² K ⁻¹	
molarni toplinski kapacitet	<i>C_m</i>			J K ⁻¹ mol ⁻¹ = m ² kg s ⁻² K ⁻¹ mol ⁻¹	
molarna entropija	<i>S_m</i>			J K ⁻¹ mol ⁻¹ = m ² kg s ⁻² K ⁻¹ mol ⁻¹	
specifični toplinski kapacitet	<i>c</i>			J K ⁻¹ kg ⁻¹ = m ² s ⁻² K ⁻¹	
reakcijska entalpija	<i>H_r</i>			J mol ⁻¹ = m ² kg s ⁻² mol ⁻¹	
napetost površine	<i>σ</i>			N m ⁻¹ , J m ⁻² = kg s ⁻²	din cm ⁻¹ = 10 ⁻³ N m ⁻¹ ; erg cm ⁻² = 10 ⁻³ J m ⁻²
dinamička viskoznost	<i>η</i>			Pa s = kg m ⁻¹ s ⁻¹	P = 10 ⁻¹ Pa s
električni potencijal	<i>E</i>	volt	V	J C ⁻¹ = m ² kg s ⁻³ A ⁻¹	
električni naboj	<i>Q</i>	kulon	C	A s	

Neke osnovne prirodne konstante

Grčki alfabet

Konstanta	Znak i relacija	Vrijednost			
brzina svjetlosti u vakuumu	<i>c₀</i>	2,997 924 58 · 10 ⁸ $\frac{m}{s}$ (točno)	A	α	alfa
elementarni naboj	<i>e</i>	1,602 177 33 (1 ± 0,30 · 10 ⁻⁶) · 10 ⁻¹⁹ C	B	β	beta
Planckova konstanta	<i>h</i>	6,626 075 5 (1 ± 0,60 · 10 ⁻⁶) · 10 ⁻³⁴ J s	Γ	γ	gamma
gravitacijska konstanta	<i>G</i>	6,672 59 (1 ± 1,28 · 10 ⁻⁴) · 10 ⁻¹¹ $\frac{Nm^2}{kg^2}$	Δ	δ	delta
Avogardova konstanta	<i>N_A</i> ; <i>L</i>	6,022 136 7 (1 ± 0,59 · 10 ⁻⁶) · 10 ²³ mol ⁻¹	E	ε	epsilon
atomska jedinica mase	<i>m_p</i> ; <i>u</i>	1,660 540 2 (1 ± 0,59 · 10 ⁻⁶) · 10 ⁻²⁷ kg	Z	ζ	zeta
plinska konstanta idealnog plina	<i>R</i>	8,314 510 (1 ± 8,4 · 10 ⁻⁶) · $\frac{J}{mol K}$	H	η	eta
Boltzmanova konstanta	<i>k</i> = $\frac{R}{L}$	1,380 658 (1 ± 8,5 · 10 ⁻⁶) · 10 ⁻²³ · $\frac{J}{K}$	Θ	θ	theta
Faradayeva konstanta	<i>F</i> = <i>eL</i>	9,648 530 9 (1 ± 0,30 · 10 ⁻⁶) · $\frac{C}{mol}$	I	ι	jota
molarni obujam idealnog plina pri 0°C i 1 bar	<i>V_m^o</i>	22,414 10 (1 ± 8,4 · 10 ⁻⁶) · 10 ⁻³ · $\frac{m^3}{mol}$	K	κ	kapa
			Λ	λ	lambda
			M	μ	mi
			N	ν	ni
				ξ	ksi
			O	ο	omikron
			Π	π	pi
			P	ρ	ro
			Σ	σ	sigma
			T	τ	tau
			Υ	υ	ipsilon
			Φ	φ	fi
			X	χ	hi
			Ψ	ψ	psi
			Ω	ω	omega

Relativna atomska masa

RELATIVNA ATOMSKA MASA (A_r) broj je koji kazuje koliko je puta masa nekog atoma veća od 1/12 mase atoma izotopa ugljika - 12 (^{12}C).

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{u} \quad u = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = \text{atomska jedinica mase}$$

$$M_r(X) = \frac{m_f(X)}{u} \quad M_r - \text{relativna molekulska masa} \\ m_f - \text{masa formulске jedinice}$$

Maseni udio

Masenim udjelom iskazujemo sastav smjese ili kemijskog spoja.

Za sastojak X u smjesi X+Y:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(X+Y)} \quad m(X) - \text{masa tvari} \\ m(X+Y) - \text{masa smjese}$$

Za atome A u spoju A_2B

$$w(A) = \frac{2A_r(A)}{M_r(A_2B)}$$

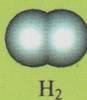
Množina (količina tvari)

Mol je jedinica za množinu. U jednom molu bilo koje tvari ima onoliko jedinica koliko ima atoma u 12 g izotopa ugljika ^{12}C . Taj broj poznat je pod imenom **AVOGADROV BROJ**, a iznosi $6,022 \cdot 10^{23}$.

Avogadrov zakon

Jednake množine plinova zauzimaju jednake volumene pri istoj temperaturi i tlaku.

Jedan mol vodika



Jedan mol metana



Jedan mol vodene pare



$$N = 6,022 \cdot 10^{23} \quad m = 2,016 \text{ g} \quad N = 6,022 \cdot 10^{23} \quad m = 16,043 \text{ g} \quad N = 6,022 \cdot 10^{23} \quad m = 18,015 \text{ g}$$

STANDARDNI MOLARNI VOLUMEN PLINA (V_m^0) jest volumen

1 mola bilo kojeg plina pri 0°C i 100 kPa (1 bar).

Množina je dana izrazima:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A} = \frac{V^0(X)}{V_m^0}$$

$$M(X) = M_r(X) \text{ g mol}^{-1}$$

$$V_m^0 = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Elementarna kvantitativna analiza i formula spoja

ELEMENTARNOM ANALIZOM određuje se sastav nekog spoja. Taj se sastav iskazuje **KEMIJSKOM FORMULOM**. **EMPIRIJSKA FORMULA** predočava najmanji odnos atoma elemenata u molekuli ili formulskoj jedinici kemijskog spoja. **MOLEKULSKA FORMULA** prikazuje stvarni odnos broja atoma elemenata u molekuli ili formulskoj jedinici.

$$n(A) : n(B) : n(C) \dots = N(A) : N(B) : N(C) \dots$$

Iskazivanje sastava otopina

OTOPINA = OTOPLJENA TVAR + OTAPALO

Fizikalne veličine i jedinice za iskazivanje sastava: **UDJELI, OMJERI, KONCENTRACIJE** i **MOLALNOST**.

Razrjeđivanje otopina

$$\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2$$

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

FIZIKALNA VELIČINA

JEDINICA

NAZIV	ZNAK	DEFINICIJA	SI-SUSTAV	IZVAN SI-SUSTAVA
Maseni udio	w	$w(A) = \frac{m(A)}{\Sigma m_i}$	1	%, ‰, ppm
Volumni udio	ϕ	$\phi(A) = \frac{V(A)}{\Sigma V_i}$	1	%, ‰, ppm
Množinski ili brojevi udio	x	$x(A) = \frac{n(A)}{\Sigma n_i} = \frac{N(A)}{\Sigma N_i}$	1	%, ‰, ppm
Maseni omjer	ζ	$\zeta(A,B) = \frac{m(A)}{m(B)}$	1	%, ‰, ppm
Volumni omjer	ψ	$\psi(A,B) = \frac{V(A)}{V(B)}$	1	%, ‰, ppm
Množinski ili brojevi omjer	r	$r(A,B) = \frac{n(A)}{n(B)} = \frac{N(A)}{N(B)}$	1	%, ‰, ppm
Masena koncentracija	γ	$\gamma(A) = \frac{m(A)}{V}$	$\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$	$\frac{\text{g}}{\text{L}}, \frac{\text{mg}}{\text{L}}$
Volumna koncentracija	σ	$\sigma(A) = \frac{V(A)}{V}$	1	%, ‰, ppm
Množinska koncentracija	c	$c(A) = \frac{n(A)}{V}$	$\frac{\text{mol}}{\text{m}^3}$	$\frac{\text{mol}}{\text{L}}, \frac{\text{mmol}}{\text{L}}$
Molalnost	b	$b(A) = \frac{n(A)}{m(\text{otapalo})}$	$\frac{\text{mol}}{\text{kg}}$	

Osnovna svojstva tekućina

Gustoća

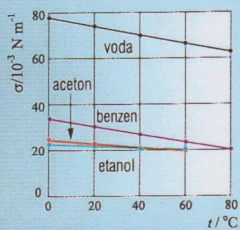
GUSTOĆA tvari određena je omjerom mase i volumena, a ovisi o temperaturi.

$$\rho(A) = \frac{m(A)}{V(A)}$$

Napetost površine

NAPETOST POVRŠINE

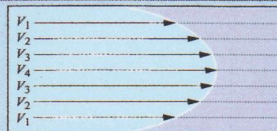
(σ) mjera je za silu kojom bi valjalo djelovati na površinske molekule da bi one pokazivale jednaku silu međudjelovanja kao molekule u unutrašnjosti tekućine.



Ovisnost napetosti površine o temperaturi. Iz dijagrama se vidi da voda ima vrlo veliku napetost površine što je posljedica vodikovih veza između molekula.

Viskoznost

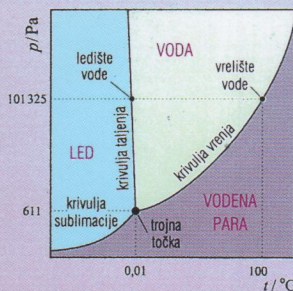
VIŠKOZNOST tekućine η mjera je za unutrašnje trenje između slojeva tekućine u gibanju uzrokovano međumolekulskim privlačnim silama uključujući i Londonove sile. Jedinica je Pa · s.



Prikaz brzine gibanja slojeva tekućine kroz cijev

Fazni dijagram

FAZNI ILI RAVNOTEŽNI DIJAGRAM. Led, voda i vodena para tri su različite faze iste tvari. Točka na dijagramu koja pokazuje uvjete tlaka i temperature pri kojima se sve tri faze nalaze u ravnoteži naziva se **trojnom točkom**. Vrijednosti na krivuljama odgovaraju stanju ravnoteže između dvije faze, dok pri vrijednostima tlaka i temperature u plohama nema ravnoteže.



Dijagram stanja za vodu (fazni dijagram)

Otopine i koloidni sustavi

OTOPINE su homogene smjese dviju ili više tvari.

DISPERZNI SUSTAVI

Velicina čestica disperzne faze

Topljivost

TOPLJIVOST je određena masom tvari koja se može otopiti u 100 grama čistog otapala pri određenoj temperaturi. Određena je sastavom zasićene otopine.

OTOPINA

OTAPALO (DISPERZNO SREDSTVO)

OTOPLJENA TVAR (DISPERZNA FAZA)

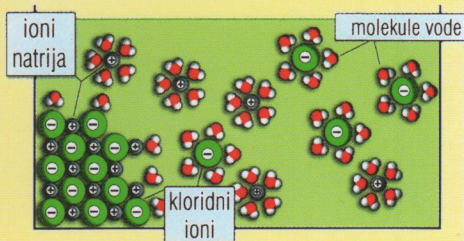
Prave otopine
Koloidne otopine
Grubo disperzni sustavi (suspenzija)

< 1 nm
1-200 nm
> 200 nm

Koligativna svojstva otopina

Svojstva su razrijeđenih otopina koja ovise o broju čestica otopljenog tvari, a ne ovise o vrsti tvari. To su tlak pare iznad otopine, sniženje leđišta, povišenje vrelišta i osmotski tlak.

Otapanjem čvrstih tvari razaraju se kristalne rešetke, a za taj je proces potrebna određena energija. Istodobno dolazi do hidratacije (solvatacije), pri čemu se molekule otapala vežu za čestice otopljenog tvari. Toplina koja se troši ili oslobađa pri otapanju tvari naziva se **ENTALPIJA OTAPANJA**, Δ otapanja H , jer se otopine pripremaju uglavnom pri stalnom tlaku, a iskazuje se kJ/mol.



Otapanje natrijevog klorida u vodi i hidratacija iona.

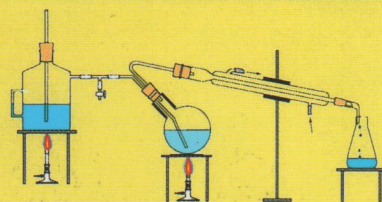
Raoultov zakon

Tlak pare (p) iznad otopine proporcionalan je umnošku množinskog udjela otapala (x_0) i tlaka pare čistog otapala (p^0).

$$p = x_0 \cdot p^0$$

Ta je jednadžba poznata kao **RAOULTOV ZAKON**.

U smjesi tekućina koje se ne miješaju svaka tekućina ima tlak pare kao čista tekućina, a zbroj tih tlakova jednak je vanjskom tlaku. To omogućuje da se destilacijom s vodenom parom predestilira tekućina višeg vrelišta pri temperaturi nižoj od 100 °C, čime se često sprječava raspad tvari čije je vrelište iznad 100 °C.



Uređaj za destilaciju s vodenom parom

KRIOSKOPIJA je postupak kojim se određuje sniženje leđišta.

$$\Delta T = f \cdot K_k \cdot b$$

f - broj čestica na koje se raspada formulska jedinica otopljenog tvari
 K_k - krioskopska konstanta
 b - molalnost

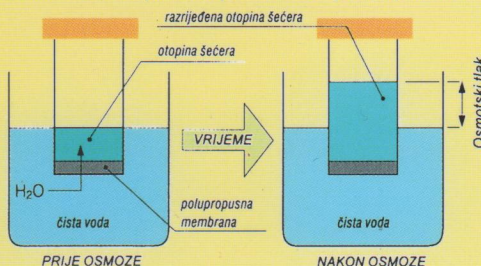
EBULIOSKOPIJA je postupak kojim se određuje povišenje vrelišta.

$$\Delta T = f \cdot K_b \cdot b \quad K_b - \text{ebulioskopska konstanta}$$

Osmoza

OSMOZA je spontani proces pri kojemu molekule otapala prolaze kroz polupropusnu membranu iz otopine manje koncentracije u otopinu veće koncentracije.

Osmotski tlak



OSMOTSKI TLAK je tlak stupca otopine nakon uspostavljanja ravnoteže.

$$\Pi = f \cdot c \cdot R \cdot T$$

Π - osmotski tlak
 c - množinska koncentracija
 R - opća plinska konstanta
 T - termodinamička temperatura

Koloidni sustavi

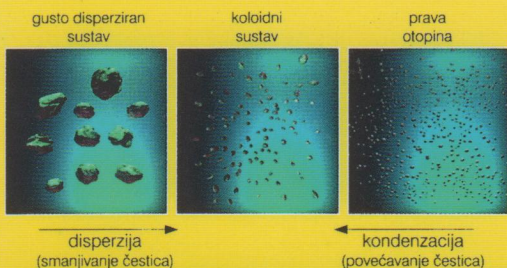
KOLOIDNI SUSTAVI su mikroheterogeni sustavi. Sastoje se od disperzne faze i disperznog sredstva.

SOL - koloidni sustav u kojem je disperzna faza čvrsta, a disperzno sredstvo tekuće.

GEL - koloidni sustav u kojem je disperzna faza mrežaste strukture u koju je uklopljeno disperzno sredstvo.

Dobivanje koloidnih otopina

• metodom disperzije • metodom kondenzacije



Svojstva koloidnih otopina

Tyndallov fenomen je pojava raspršivanja svjetlosti na česticama koloidnih dimenzija.

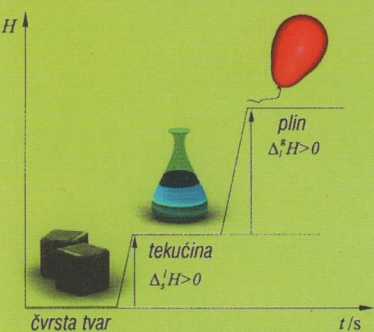
Velika površina uzrokuje nestabilnost koloidnih sustava, ali i veliku sposobnost vezanja čestica na površinu (**adsorpcija**).

Elektroforeza je gibanje koloidnih čestica u električnom polju prema suprotno nabijenoj elektrodi; sve koloidne čestice u koloidnoj otopini imaju jednak naboj.

Dijaliza je metoda odvajanja koloidnih čestica od iona pomoću polupropusne membrane.

Termokemija

TERMOKEMIJA je dio kemije koji proučava oslobađanje ili trošenje energije pri kemijskim reakcijama. Svaka promjena agregatnog stanja tvari i svaka kemijska reakcija uzrokuju promjenu energetskog stanja sustava.



Energija i entalpija

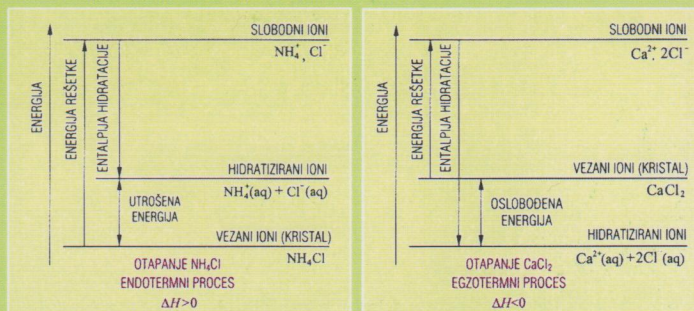
ENERGIJA I ENTALPIJA. Dovođenje ili odvođenje topline iz nekog sustava pri stalnom tlaku uzrokuje promjenu entalpije sustava. Mjeriti se može samo promjena entalpije ΔH .

Reakcijska entalpija $\Delta_r H$, odgovara prirastu entalpije u reakciji koja je prikazana jednadžbom ako se ona odvijala Avogadrov broj puta tj. po molu reakcije.

$$\Delta H = H_k - H_p$$

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot n$$

Energetske promjene pri otapanju: a) NH_4Cl , b) CaCl_2

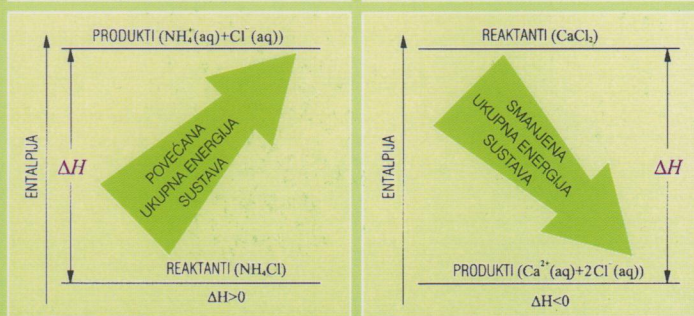


STANDARDNA ENTALPIJA STVARANJA ($\Delta_f H$) zapravo je reakcijska entalpija koja se odnosi na stvaranje tvari iz elementarnih tvari u standardnom stanju. Entalpije stvaranja elementarnih tvari u standardnom stanju jednake su nuli. Jedinica je kJ/mol.

Toplina koja se troši pri prijelazu između agregatnih stanja, pri stalnom tlaku je **ENTALPIJA PRIJELAZA**.

MOLARNA ENTALPIJA ISPARAVANJA ($\Delta_v H$) jest omjer entalpije isparavanja i množine tvari, a **SPECIFIČNA ENTALPIJA ISPARAVANJA** ($\Delta_v h$) omjer je entalpije isparavanja i mase tvari. Jedinica je kJ/mol odnosno kJ/g.

ENTALPIJA SAGORIJEVANJA ($\Delta_c H$) je promjena entalpije pri sagorijevanju tvari.



PRVI ZAKON TERMODINAMIKE. Energija se ne može stvoriti niti uništiti, može samo prijeći iz jednog oblika u drugi.

HESSOV ZAKON. Promjena reakcijske entalpije ne ovisi o putu kojim se proces vodi.

DRUGI ZAKON TERMODINAMIKE. Kad se god odigra neki spontani događaj poraste entropija svemira.

ENTROPIJA (S) je pojava nesređenog širenja energije. ΔS je promjena entropije.

TREĆI ZAKON TERMODINAMIKE. Entropija savršenog kristala je nula pri temperaturi apsolutne nule.

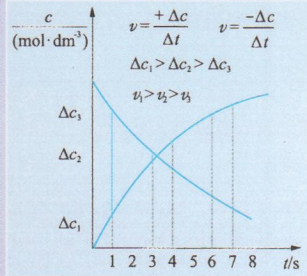
Kemijska kinetika

KEMIJSKA KINETIKA proučava brzinu kemijske reakcije, čimbenike koji djeluju na brzinu kemijske reakcije te način na koji se neka reakcija odvija. **Brzina prirasta koncentracije sastojka (A)** određena je omjerom promjene koncentracije i vremena u kojem je ta promjena nastala.

$$v(A) = \frac{\Delta c(A)}{\Delta t}$$

Za kemijske reakcije pri stalnom volumenu, brzina reakcije r , brzina je prirasta koncentracije sastojka A, B ili C, podijeljenih njihovim stehiometrijskim brojem ν , koji je negativan za reaktante, a pozitivan za produkte.

$$\text{Za reakciju: } 2A + B_2 \longrightarrow 2AB \quad r = -\frac{1}{2} \frac{c(A)}{\Delta t} = -\frac{c(B_2)}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{c(AB)}{\Delta t}$$



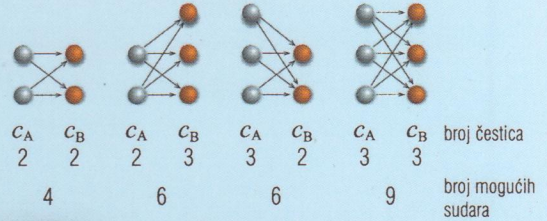
Na brzinu kemijske reakcije utječu:

- koncentracija reaktanata
- tlak (ako su reaktanti plinovi)
- temperatura
- agregatno stanje tvari
- građa molekule
- katalizatori

Općenito se može reći da je brzina kemijske reakcije proporcionalna umnošku koncentracije reaktanata.

$$v = k \cdot c_a \cdot c_b$$

k - konstanta brzine reakcije

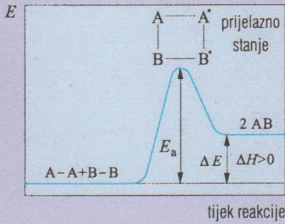


Energija aktivacije

ENERGIJA AKTIVACIJE

je najmanja energija potrebna do dođe do kemijske reakcije (E_a).

To je energija potrebna za svladavanje energetske barijere.



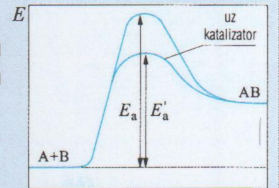
Katalizatori

KATALIZATORI su tvari koje smanjuju energiju aktivacije jer vode reakciju drugim putem.

INHIBITORI ili negativni katalizatori smanjuju brzinu kemijske reakcije.

Reakcija bez katalizatora:
 $A+B \rightleftharpoons AB$

Reakcija s katalizatorom (K):
 $A+K \rightleftharpoons AK$
 $AK+B \rightleftharpoons AB+K$



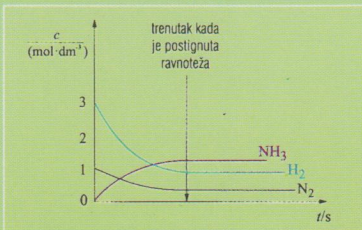
Ravnoteža kemijskih reakcija

DINAMIČKA RAVNOTEŽA je stanje u kojem su izjednačene brzine polazne i povratne reakcije. Konstanta ravnoteže kemijske reakcije određena je pri stalnoj temperaturi omjerom umnožaka množinskih koncentracija produkata i reaktanata potenciranih njihovim stehiometrijskim brojevima.

Velika konstanta ravnoteže ukazuje da je ravnoteža uspostavljena kad je koncentracija produkata znatno veća od koncentracije reaktanata.

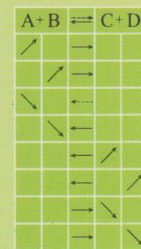
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

Ravnoteža je uspostavljena kada se koncentracije tvari koje sudjeluju u reakciji više ne mijenjaju.



$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta_r H < 0 \quad K_c = \frac{c^2(NH_3)}{c(N_2) \cdot c^3(H_2)}$$

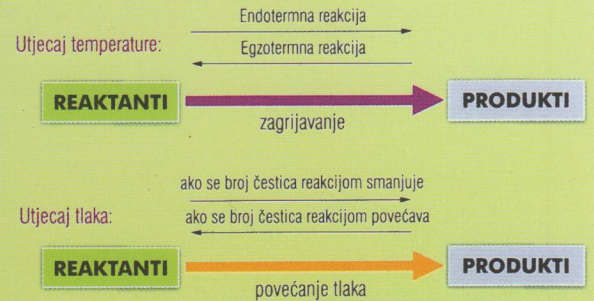
Na položaj ravnoteže može se djelovati promjenom koncentracije, tlaka i temperature.



Utjecaj koncentracije u reakciji: $A+B \rightleftharpoons C+D$

- ✓ povećanje koncentracije
- \ smanjenje koncentracije

LE CHATELIEROVO NAČELO: ako na sustav u ravnoteži djelujemo vanjskim čimbenicima, sustav će reagirati tako da se njihov utjecaj smanji.



Katalizatori ne utječu na položaj ravnoteže.

Kiseline, baze i soli

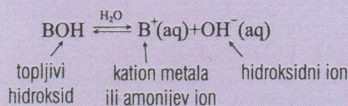
Kiseline i baze

ARRHENIUSOVA TEORIJA: Kiseline su tvari koje u vodenim otopinama povećavaju koncentraciju $H^+(aq)$ ili $H_3O^+(aq)$ iona.

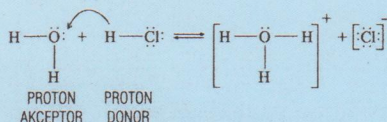


$H_3O^+(aq)$ - oksonijev ion

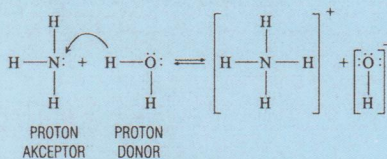
Baze su tvari koje disocijacijom u vodenim otopinama povećavaju koncentraciju hidroksidnih iona (OH^-).



BRÖNSTEDOVA TEORIJA: Kiseline su tvari koje daju proton (proton - donori).

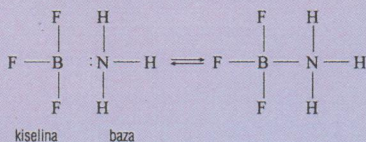


Baze su tvari koje primaju proton (proton - akceptori).



LEWISOVA TEORIJA. Kiseline su tvari koje mogu primiti elektronski par (elektron - akceptor).

Baze su tvari koje imaju slobodan elektronski par (elektron - donator).



pH

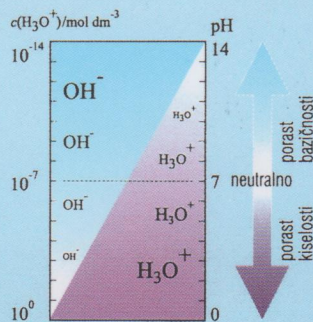
pH je mjera kiselosti nekog sustava.

$$pH = -\lg \frac{c(H^+)}{\text{mol dm}^{-3}}$$

neutralna otopina
 $c(H^+) = c(OH^-)$

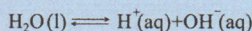
kisela otopina
 $c(H^+) > c(OH^-)$

lužnata otopina
 $c(H^+) < c(OH^-)$



Ionski produkt vode

Reakcija ionizacije vode:



$$K_c = \frac{c(H^+) \cdot c(OH^-)}{c(H_2O)} \quad c(H_2O) = 55,56 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$K_c \cdot c(H_2O) = K_w \quad (K_w - \text{ionski produkt vode})$$

$$K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-)$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6} \text{ pri } 25^\circ C$$

Stupanj ionizacije

Kiseline u vodenim otopinama ioniziraju na oksonijeve ione i ione kiselinog ostatka. **Stupanj ionizacije** (α) pokazuje udio molekula koje ioniziraju na ione u polarnom otapalu.

$$\alpha = \frac{\text{broj ioniziranih molekula}}{\text{ukupan broj molekula}}$$

Za reakciju:

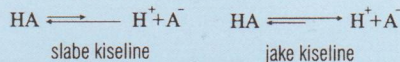


Konstanta ravnoteže dana je izrazom:

$$K_c = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA) \cdot c(H_2O)}$$

$$K_c \cdot c(H_2O) = K_a = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)}$$

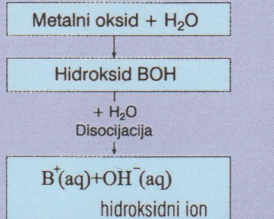
K_a je konstanta ionizacije kiseline. Njome se iskazuje jakost kiseline.



Podjela kiseline i lužina prema jakosti

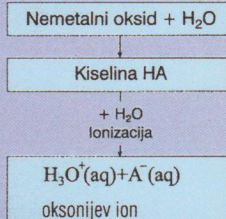
jake kiseline	$HClO_4, HI, H_2SO_4, HCl, HNO_3$
srednje jake kiseline	H_2SO_3, H_3PO_4, HF
slabe kiseline	$CH_3COOH, H_2CO_3, H_2S, HCN$
jake lužine	lužine metala 1. i 2. skupine
srednje jake lužine	$Mg(OH)_2$
slabe lužine	NH_4OH

Dobivanje lužina



topljivji hidroksid $\xrightarrow{H_2O}$ lužina
ionska kristalna rešetka slobodni ioni

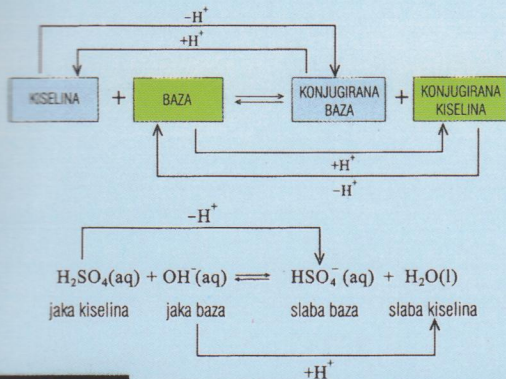
Dobivanje kiseline



Konjugirani par kiselina-baza

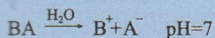
SVAKA KISELINA ima konjugiranu bazu koja nastaje gubitkom protona.

SVAKA BAZA ima konjugiranu kiselinu koja nastaje primanjem protona.

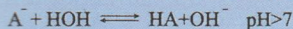


Hidroliza soli

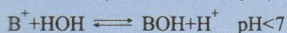
HIDROLIZA SOLI je kemijska reakcija između iona soli slabih kiselina ili slabih baza s molekulama vode. Otopine soli jakih kiselina i jakih baza reagiraju neutralno:



- jakih baza i slabih kiselina reagiraju lužnato:

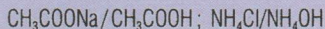


- slabih baza i jakih kiselina reagiraju kiselo:



Puferi

PUFERI su smjese slabih baza i njihovih soli ili slabih kiselina i njihovih soli koje omogućuju održavanje pH vrijednosti otopine dodatkom kiseline ili baze.

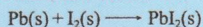


Soli

SOLI su spojevi ionske kristalne građe. Kation je ion metala ili amonijev ion, a anion je kiselinski ostatak.

Dobivanje soli:

1. METAL + NEMETAL → SOL



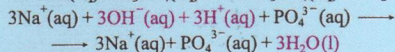
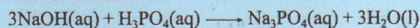
2. METAL + KISELINA → SOL + VODIK



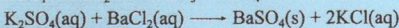
3. METALNI OKSID + KISELINA → SOL + VODA



4. BAZA + KISELINA → SOL + VODA

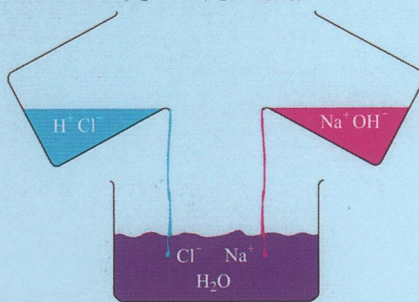
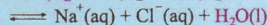
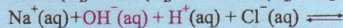
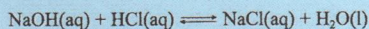


5. REAKCIJA DVIJU SOLI



Neutralizacija

NEUTRALIZACIJA je reakcija kiselina i lužina, pri čemu nastaju sol i voda.



POZNATIJI KATIONI I ANIONI

JEDNOVALENTNI KATIONI	DVOVALENTNI KATIONI	JEDNOVALENTNI ANIONI		DVOVALENTNI ANIONI
H ₃ O ⁺ - oksonijev	Be ²⁺ - berilijev	F ⁻ - fluoridni	ClO ₃ ⁻ - kloratni	O ²⁻ - oksidni
Li ⁺ - litijev	Mg ²⁺ - magnezijev	Cl ⁻ - kloridni	ClO ₂ ⁻ - kloritni	S ²⁻ - sulfidni
Na ⁺ - natrijev	Ca ²⁺ - kalcijev	Br ⁻ - bromidni	ClO ⁻ - hipokloritni	CO ₃ ²⁻ - karbonatni
K ⁺ - kalijev	Sr ²⁺ - stroncijev	I ⁻ - jodidni	HCO ₃ ⁻ - hidrogenkarbonatni	SO ₄ ²⁻ - sulfatni
Rb ⁺ - rubidijev	Ba ²⁺ - barijev	BrO ₃ ⁻ - bromatni	HS ⁻ - hidrogensulfidni	SO ₃ ²⁻ - sulfitni
Cs ⁺ - cezijev	Cr ²⁺ - kromov (II)	BrO ₂ ⁻ - bromitni	HSO ₄ ⁻ - hidrogensulfatni	C ₂ O ₄ ²⁻ - oksalatni
Cu ⁺ - bakrov (I)*	Mn ²⁺ - manganov (II)	BrO ⁻ - hipobromitni	HSO ₃ ⁻ - hidrogensulfitni	CrO ₄ ²⁻ - kromatni
Ag ⁺ - srebrov	Fe ²⁺ - željezov (II)	IO ₄ ⁻ - perjodatni	H ₂ PO ₄ ⁻ - dihidrogenfosfatni	Cr ₂ O ₇ ²⁻ - dikromatni
NH ₄ ⁺ - amonijev	Co ²⁺ - kobaltov (II)	IO ₃ ⁻ - jodatni	SCN ⁻ - tiocijanatni	HPO ₄ ²⁻ - hidrogenfosfatni
	Ni ²⁺ - niklov (II)	NO ₃ ⁻ - nitratni	CN ⁻ - cijanidni	O ₂ ²⁻ - peroksidni
	Cu ²⁺ - bakrov (II)	NO ₂ ⁻ - nitritni	H ⁻ - hidridni	
TROVALENTNI KATIONI	Zn ²⁺ - cinkov	OH ⁻ - hidroksidni		TROVALENTNI ANIONI
Al ³⁺ - aluminijev	Cd ²⁺ - kadmijev (II)	CH ₃ COO ⁻ - acetatni (etanoatni)		N ³⁻ - nitridni
Ga ³⁺ - galijev	Hg ₂ ²⁺ - živin (I)	MnO ₄ ⁻ - permanganatni		P ³⁻ - fosfidni
Cr ³⁺ - kromov (III)	Hg ²⁺ - živin (II)	ClO ₄ ⁻ - perkloratni		PO ₃ ³⁻ - fosfatni
Mn ³⁺ - manganov (III)	Sn ²⁺ - kositrov (II)			
Fe ³⁺ - željezov (III)	Pb ²⁺ - olovov (II)			
Co ³⁺ - kobaltov (III)				

*Napomena: Bakrov (I) - rimski broj u zagrad navodi se u imenima elemenata koji mogu imati različitu valenciju.

Oksidoredukcijski procesi

Redoks reakcije

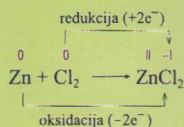
Redukcijsko i oksidacijsko sredstvo

U REDOKS REAKCIJAMA dolazi do prijelaza elektrona i zbog toga do promjene oksidacijskog broja tvari koje sudjeluju u kemijskoj reakciji. **OKSIDACIJSKI BROJ** bio bi jednak nabojnom broju atoma kada bi se svi elektroni u kemijskoj vezi pripisivali elektronegativnijem atomu.

Oksidacijski broj:

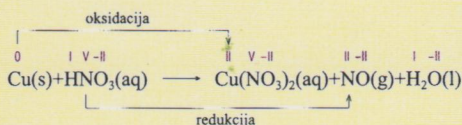
- atoma i molekula elemenata je 0
- vodika je: I (HCl, H₂SO₄)
-I samo u metalnim hidridima (NaH, MgH₂)
- kisika je: -II (H₂SO₄, H₂O)
-I samo u peroksidima (H₂O₂, BaO₂)
- jednostavnog iona jednak je naboju broju iona (Cu²⁺, Na⁺)
- zbroj oksidacijskih brojeva svih atoma u složenom ionu jednak je naboju broju tog iona (SO₄²⁻)
- zbroj oksidacijskih brojeva atoma u molekuli je 0 (HCl, HNO₃)

U reakciji cinka i klor, cink se oksidira; on je **redukcijsko sredstvo** ili **reducens**. Oksidacijski broj atoma cinka se povećava. Klor se reducira; on je **oksidacijsko sredstvo** ili **oksidans**. Oksidacijski broj atoma klor se smanjuje.

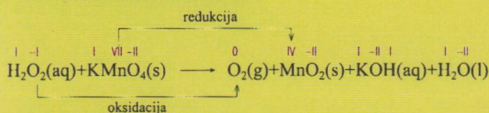


Reakcija u kiselom mediju

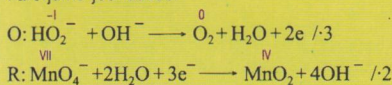
U redoks reakcijama koje se odvijaju u kiselom mediju uvijek ima vodikovih iona, a u onima koje se odvijaju u lužnatom mediju hidroksidnih, koji sudjeluju u ukupnoj reakciji.



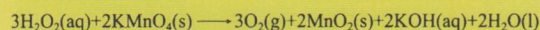
Reakcija u lužnatom mediju



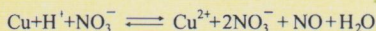
Parcijalne jednačbe:



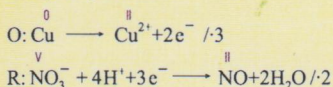
Konačna jednačba:



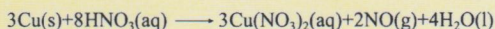
Disocijacija:



Parcijalne jednačbe:



Konačna jednačba:

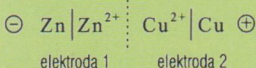


Elektrokemijski procesi

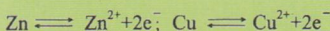
Galvanski članak

U elektrokemijskim procesima kemijska energija pretvara se u električnu ili obratno. Svi su elektrokemijski procesi redoks procesi. U galvanskim člancima kemijska energija spontano se pretvara u električnu. Galvanski članak sastoji se od dva različita redoks para koje nazivamo elektrodama galvanskog članka.

Schematski prikazano:

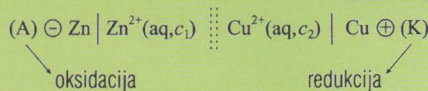


Dok elektrode nisu spojene, u svakoj se elektrodi uspostavlja ravnoteža između oksidiranog i reduciranog oblika tj: metalnih iona u otopini i metala.



Cink se lakše oksidira od bakra. Zato na cinkovoj pločici ima više elektrona pa cinkova elektroda ima negativniji redukcijski elektrodni potencijal.

On ovisi o koncentraciji elektrolita i temperaturi. Razlika elektrodnih potencijala katode i anode daje elektromotornu silu članka (E_{MF} ili E_{cl}). Standardni elektrodni potencijal E^0 elektroda ima pri standardnim uvjetima, ako je $c = 1 \text{ mol/dm}^3$.



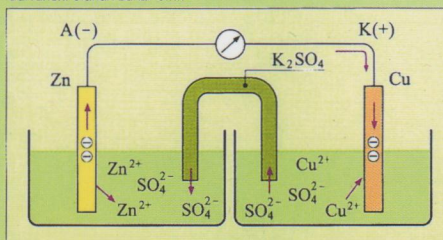
Reakcija u članku je:



$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{V} \quad E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,35\text{V}$$

$$E_{cl} = E_K - E_A = 0,35\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,1\text{V}$$

Galvanski članak bakar-cink



STANDARDNA VODIKOVA ELEKTRODA Pt, H₂/H⁺ ($c = 1 \text{ mol/dm}^3$) jest elektroda prema kojoj su dogovorno određeni potencijali svih elektroda. Potencijal standardne vodikove elektrode je dogovorno 0.

Elektroliza

ELEKTROLIZA je proces u kojem se kemijske reakcije na elektrodama u vodenim otopinama ili talinama odvijaju djelovanjem vanjskog istosmjernog napona i napredovat će tako dugo dok se dovodi struja.

Faradayev zakon elektrolize

Masa tvari izlučena na elektrodi proporcionalna je množini elektriciteta koja je prošla kroz elektrolit.

$$m(M) = \frac{M(M)}{z F} \cdot Q = \frac{M(M)}{z F} \cdot I t$$

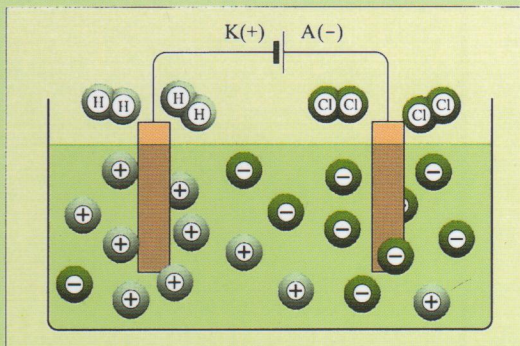
$$F = e L = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 96 480 \text{ C mol}^{-1} = 26,8 \text{ Ah mol}^{-1}$$

F = Faradayeva konstanta

Za dva serijski spojena elektrolizera vrijedi:

Množine tvari izlučene na elektrodama istom množinom elektriciteta obrnuto su proporcionalne broju izmijenjenih elektrona u tim reakcijama.

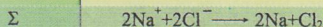
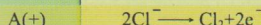
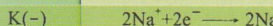
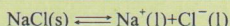
Elektrolizom vodenih otopina soli metala 1. i 2. skupine, kao i aluminijska, u pravilu se na katodi reducira vodik iz vode. Elektrolizom vodenih otopina sulfata, nitrata, karbonata i fosfata na anodi se u pravilu oksidira kisik iz vode.



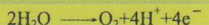
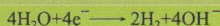
Uređaj za elektrolizu klorovodične kiseline

Elektroliza

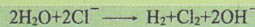
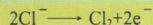
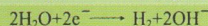
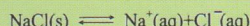
TALINE NaCl



VODE



OTOPINE NaCl

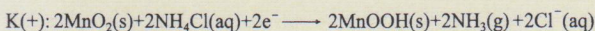


Agregatna stanja tvari i prijelazi između stanja

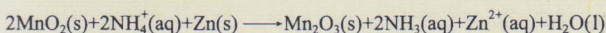
NEPOVRATNI ILI IREVERZIBILNI ČLANCI - **BATERIJE**

LECLANCHÉOV ILI SUHI ČLANAK - BATERIJA

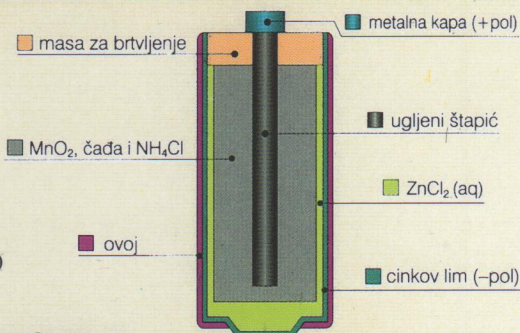
Na elektrodama pri radu članka dolazi do ovih reakcija:



Reakcija u članku je:

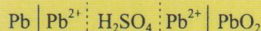


Nastali amonijak daje s cinkovim ionima kompleksan ion $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

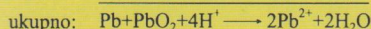
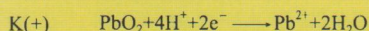
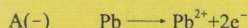


POVRATNI ILI REVERZIBILNI ČLANCI - **AKUMULATORI**

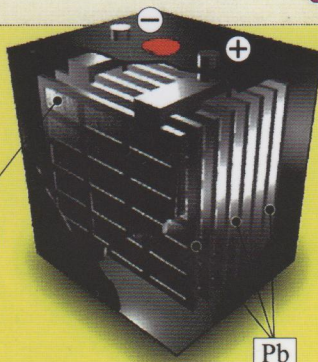
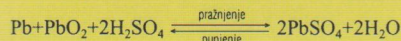
OLOVNI AKUMULATOR



Pražnjenje akumulatora:



Pri punjenju akumulatora reakcija se odvija u suprotnom smjeru.



Gorivni članci

U gorivni članak gorivo za reakciju i oksidans dovode se iz vanjskog spremnika.

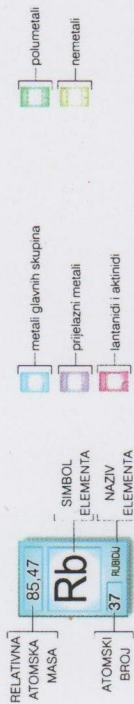
Radi jednako kao i elektrokemijski članak. Od gorivnih članaka do danas je praktično upotrijebljen samo članak vodik - kisik.

Periodni sustav elemenata

13 14 15 16 17 18

1	1,008 H 1 VODIK	
2	6,941 Li 3 LITIJ	9,012 Be 4 BERILIJ
3	22,99 Na 11 Natrij	24,31 Mg 12 MAGNEZIJ
4	39,10 K 19 KALIJ	40,08 Ca 20 KALCIJ
5	85,47 Rb 37 RUBIDIJ	87,62 Sr 38 STRONCIJ
6	132,9 Cs 55 Cezij	137,3 Ba 56 BARIJ
7	(223) Fr 87 FRANCIJ	(226) Ra 88 RADIJ

Periode



3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
44,96 Sc 21 SKANDIJ	47,90 Ti 22 TITANIJ	50,94 V 23 VANADIJ	52,00 Cr 24 KROM	54,94 Mn 25 MANGAN	55,85 Fe 26 ŽELJEZO	58,93 Co 27 KOBALT	58,70 Ni 28 NIKEL	63,55 Cu 29 BAKAR	65,38 Zn 30 CINK
88,91 Y 39 ITRIJ	91,22 Zr 40 CIPRIJUM	92,91 Nb 41 NIOBIJ	95,94 Mo 42 MOLIBDEN	101,1 Tc 43 TEHNECIJ	101,1 Ru 44 RUTENIJ	102,9 Rh 45 RODOJ	106,4 Pd 46 PALADIJ	107,9 Ag 47 SREBRO	112,4 Cd 48 KADMIJ
174,97 Lu 71 LUTECIJ	178,5 Hf 72 HAFNIJ	180,9 Ta 73 TANTALIJ	183,9 W 74 VOLFRAM	186,2 Re 75 RENIJ	190,2 Os 76 OSMIJ	192,2 Ir 77 IRIJ	195,1 Pt 78 PLATINA	197,0 Au 79 ZLATO	200,6 Hg 80 ŽIVA
260,11 Lr 103 LUTECIJUM	(261) Rf 104 RIFENIJUM	(262) Db 105 DUBNIJUM	(263) Sg 106 SEABORGIJUM	(264) Bh 107 BERKELIJUM	(265) Hs 108 HASLIJUM	(266) Mt 109 METERNIJUM	Uun 110	Uuu 111	Uub 112

s-orbitale

Lantanoidi

Aktinoidi

d-orbitale

138,91 La 57 LANTANIJUM	140,1 Ce 58 CERIJUM	140,9 Pr 59 PRIZMIJUM	144,2 Nd 60 NEODIJUM	145 Pm 61 PROMETIJUM	150,4 Sm 62 SAMARIJUM	152,0 Eu 63 EUROPIJUM	157,3 Gd 64 GADOLINIJUM	158,9 Tb 65 TERBIJUM	162,5 Dy 66 DIZMIJUM	164,9 Ho 67 HOLMIJUM	167,3 Er 68 ERBIJUM	168,9 Tm 69 TULIJUM	173,0 Yb 70 ITERBIJUM
227,03 Ac 89 AKTIJUM	232,0 Th 90 TORIJUM	231 Pa 91 PROTAKTIJUM	238,0 U 92 URANIJUM	(237) Np 93 NEPTUNIJUM	(244) Pu 94 PLUTONIJUM	(243) Am 95 AMERIČKIJUM	(247) Cm 96 KURIJUM	(247) Bk 97 BERKELIJUM	(254) Cf 98 KALIFORNIJUM	(254) Es 99 ENSTAJNIJUM	(257) Fm 100 FERMIJUM	(258) Md 101 MENDELIJEVIJUM	(259) No 102 NOBELIJUM

p-orbitale

f-orbitale