

Włodzimierz Opoka Bożena Muszyńska

Anita Rutkowska Małgorzata Schlegel-Zawadzka Małgorzata Płonka

**Właściwości fizykochemiczne i biologiczne
wybranych pierwiastków**

Kraków 2015

Copyright by ZOZ Ośrodek UMEA Shinoda-Kuracejo
Kopiowanie w całości i fragmentach niedozwolone
Wydanie I, Kraków 2015

Projekt okładki:
Bożena Muszyńska, Jacek Lelek

Skład komputerowy
Jacek Lelek, Bożena Muszyńska

Wydawca:
ZOZ Ośrodek UMEA Shinoda-Kuracejo
31-851 Kraków, os. Alberytyńskie 1-2,
tel./fax 12 649-98-74, tel. kom. 601-919-305
e-mail: umea@interia.pl
<http://umeaopoka.republika.pl>

ISBN 978-83-936591-4-2

1. WSTĘP

Niniejsze opracowanie, zawiera ważne informacje dotyczące wybranych właściwości fizykochemicznych i biologicznych pierwiastków, szczególnie tych, które są istotne dla życia i zdrowia człowieka. Są one omawiane w kolejności grup Układu Okresowego Pierwiastków: blok **s**, blok **p** i na końcu blok **d** z uwzględnieniem form występowania w środowisku naturalnym, związków chemicznych, które mogą tworzyć, a także wybranych informacji dotyczących analizy jakościowej kationów według rozdziału Freseniusa i anionów wg rozdziału Bunsena. Przedstawiono rolę w organizmie człowieka pierwiastków mających fizjologiczne znaczenie jako makroelementy (pierwiastki występujące w ilościach powyżej 0,01%), mikroelementy (w ilościach mniejszych niż 0,01 i do $1 \cdot 10^{-4}\%$) oraz ultraelementy (poniżej $1 \cdot 10^{-4}\%$).

W starożytności uważano, że pierwiastki są to substancje proste i według filozofów greckich zaliczano do nich: wodę, ogień, powietrze i ziemię. Arystoteles zdefiniował pierwiastek jako "jedno z tych ciał, na które inne ciała mogą być rozłożone i które samo nie może być już dalej podzielone". Za twórcę obecnego określenia pierwiastka można uznać Roberta Boyle'a, który powrócił do pierwotnej definicji Arystotelesa w roku 1661 w dziele "The Sceptical Chymist" i uznał, że pierwiastki to substancje będące kresem analizy chemicznej. Definicję tę częściowo obaliło dopiero odkrycie przez Marię Skłodowską-Curie (1867-1934) zjawiska rozpadu promieniotwórczego (nagroda Nobla 1903). Obecna definicja pierwiastka obowiązuje od lat czterdziestych XX wieku i została ustalona przez IUPAC (ang. International Union of Pure and Applied Chemistry – Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej). Według tej definicji pierwiastek jest substancją składającą się wyłącznie z atomów o tej samej liczbie protonów w jądrze. Począwszy od Układu Okresowego Pierwiastków zaproponowanego w 1869 r. przez rosyjskiego uczonego Dymitra Mendelejewa (1834-1907) (według znanych wówczas liczb masowych A) i na podstawie odkrytego empirycznie prawa okresowości (niezależnie od J.L. Meyera), własności chemiczne i fizyczne ulegają cyklicznym zmianom od pierwiastków o niższych masach atomowych do pierwiastków o wyższych masach atomowych (we współczesnym sformułowaniu prawa okresowości liczba masowa A jest zastąpiona liczbą atomową Z). Aktualnie znacznie wzrosła liczba pierwiastków chemicznych o te otrzymywane w wyniku sztucznych reakcji jądrowych o liczbie atomowej większej od 92. W przeciwieństwie do innych uczonych, którzy podejmowali próby graficznego przedstawienia pierwiastków Mendelejew jako jedyny przewidział „luki” w swoim Układzie Okresowym Pierwiastków, które w wyniku rozwoju chemii oraz fizyki były i są uzupełniane. Według Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej od 01.05.2013 roku w układzie okresowym występują pierwiastki o liczbie atomowej od $Z=1$ do $Z=112$ oraz zatwierdzone pierwiastki o $Z=114$ i $Z=116$. Opublikowano także doniesienia o otrzymaniu kolejnych pierwiastków o liczbach atomowych 113,

115, 117 i 118, które muszą zostać jeszcze potwierdzone, aby IUPAC oficjalnie je uznała. Współczesna wersja układu okresowego, publikowana przez IUPAC od 2013 roku nie uwzględnia przyjętego podziału pierwiastków w układzie okresowym na metale, półmetale i niemetale. Proponuje się podział tylko na metale i niemetale. Wśród wszystkich pierwiastków metale stanowią większość (80%), a pozostałe to niemetale w tym do niedawna pierwiastki określane jako półmetale (Ryc. 1).

IUPAC Periodic Table of the Elements																	
1 H Hydrogen (1.007 84) 2 He Helium (4.002 6) 3 Li Lithium (6.938 4) 4 Be Beryllium (9.012 2) 5 B Boron (10.81 10.82) 6 C Carbon (12.010 10.82) 7 N Nitrogen (14.006 14.01) 8 O Oxygen (15.999 15.99) 9 F Fluorine (18.998 18.99) 10 Ne Neon (20.179 20.18) 11 Na Sodium (22.989 22.99) 12 Mg Magnesium (24.304 24.31) 13 Al Aluminum (26.981 26.98) 14 Si Silicon (28.085 28.09) 15 P Phosphorus (30.973 30.97) 16 S Sulfur (32.06 32.06) 17 Cl Chlorine (35.45 35.45) 18 Ar Argon (39.948 39.95) 19 K Potassium (39.098 39.10) 20 Ca Calcium (40.078 40.08) 21 Sc Scandium (44.955 44.96) 22 Ti Titanium (47.867 47.87) 23 V Vanadium (50.941 50.94) 24 Cr Chromium (51.996 51.99) 25 Mn Manganese (54.938 54.94) 26 Fe Iron (55.845 55.85) 27 Co Cobalt (58.933 58.93) 28 Ni Nickel (58.693 58.69) 29 Cu Copper (63.546 63.55) 30 Zn Zinc (65.38 65.38) 31 Ga Gallium (69.723 69.72) 32 Ge Germanium (72.630 72.63) 33 As Arsenic (74.921 74.92) 34 Se Selenium (78.96 78.96) 35 Br Bromine (79.904 79.90) 36 Kr Krypton (83.80 83.80) 37 Rb Rubidium (85.467 85.47) 38 Sr Strontium (87.62 87.62) 39 Y Yttrium (88.905 88.91) 40 Zr Zirconium (91.224 91.22) 41 Nb Niobium (92.906 92.91) 42 Mo Molybdenum (95.94 95.94) 43 Tc Technetium (98 98) 44 Ru Ruthenium (101.07 101.1) 45 Rh Rhodium (102.905 102.9) 46 Pd Palladium (106.367 106.4) 47 Ag Silver (107.868 107.9) 48 Cd Cadmium (112.411 112.4) 49 In Indium (114.818 114.8) 50 Sn Tin (118.710 118.7) 51 Sb Antimony (121.757 121.8) 52 Te Tellurium (127.6 127.6) 53 I Iodine (126.905 126.9) 54 Xe Xenon (131.29 131.3) 55 Cs Cesium (132.905 132.9) 56 Ba Barium (137.327 137.3) 57-71 Lanthanoids 72 Hf Hafnium (178.49 178.5) 73 Ta Tantalum (180.947 180.9) 74 W Tungsten (183.84 183.8) 75 Re Rhenium (186.207 186.2) 76 Os Osmium (190.23 190.2) 77 Ir Iridium (192.222 192.2) 78 Pt Platinum (195.083 195.1) 79 Au Gold (196.966 197) 80 Hg Mercury (200.59 200.6) 81 Tl Thallium (204.383 204.4) 82 Pb Lead (207.2 207.2) 83 Bi Bismuth (208.979 209) 84 Po Polonium (209 209) 85 At Astatine (210 210) 86 Rn Radon (222 222) 87 Fr Francium (223 223) 88 Ra Radium (226 226) 89-103 Actinoids 104 Rf Rutherfordium (261 261) 105 Db Dubnium (262 262) 106 Sg Seaborgium (266 266) 107 Bh Bohrium (264 264) 108 Hs Hassium (277 277) 109 Mt Meitnerium (268 268) 110 Ds Darmstadtium (271 271) 111 Rg Roentgenium (272 272) 112 Cn Copernicium (285 285) 113 Nh Nihonium (284 284) 114 Fl Flerovium (289 289) 115 Mc Moscovium (288 288) 116 Lv Livermorium (293 293) 117 Ts Tennessine (294 294) 118 Og Oganeson (294 294)																	



Ryc. 1. Układ Okresowy Pierwiastków wg IUPAC

W powyższym układzie okresowym pierwiastków podano następujące nazwy pierwiastków począwszy od liczby atomowej Z=104:

104Rf – rutherfordium

105Db – dubnium

106Sg – seaborgium

107Bh – bohrium

108Hs – hassium

109Mt – meitnerium

110Ds – darmstadtium

111Rg – roentgenium

112Cn – copernicium

114Fl – flerovium

116Lv – livermorium

W warunkach standardowych (temp. 25°C/298 K, ciśnienie 1013,25 hPa) większość pierwiastków występuje w stanie stałym, dwa są w postaci cieczy (brom i rtęć), a jedenaście w formie gazu (wodór, azot, tlen, fluor, chlor oraz helowce: hel, neon, argon, ksenon, krypton, radon).

Trudno do końca zgodzić się z podziałem tylko na metale i niemetale, gdyż rzeczywiście w grupie półmetali występują takie cechy fizyczne, jakie przypisuje się metalom, czyli mają połyskliwą powierzchnię w fazie krystalicznej, wysokie temperatury topnienia, a jednocześnie wykazują słabsze przewodnictwo prądu elektrycznego i ciepła, co stawia je w szeregu z niemetalami. Z punktu widzenia własności chemicznych tworząc dość silne kwasy nieorganiczne wykazują cechy niemetalu, ale z kolei mając zdolność do tworzenia zasad i zdolność do tworzenia związków kompleksowych podobnie jak metale bloku *d* potwierdzają posiadanie cech metali. Szanując zalecenia IUPAC autorzy proponują ze względu na okres adaptacyjny w niniejszym opracowaniu jako element graficzny Układ Okresowy Pierwiastków chemicznych uwzględniający półmetale.

Ewolucja naszej planety nie jest jeszcze do końca poznana, ale wiadomo, że wszystko zaczęło się od pierwiastków. Pięć miliardów lat temu w atmosferze powstającej Ziemi było niewiele pierwiastków w postaci prostych związków nieorganicznych pozostających w fazie gazowej i w obecności pary wodnej. Częste wyładowania elektryczne, katalizując pierwsze reakcje, doprowadziły do powstania z nich związków nieorganicznych, które zaczęły tworzyć początkowo płynną skorupę ziemską. Gdy lava stygła tworzyły się z istniejących związków nieorganicznych prymitywne związki organiczne zwane koacerwatami, następnie powstały kwasy nukleinowe: rybonukleinowy i białka oraz w końcu kwas deoksyrybonukleinowy jako nośnik informacji genetycznej, dzięki czemu mogły pojawić się pierwsze komórki i wreszcie wielokomórkowe organizmy. Patrząc na otaczający Świat, żyjąc wśród różnych form i kształtów, nieczęsto zastanawiamy się, że to po prostu pierwiastki, które go budują, dzięki nieprzerwanym zachodzącym reakcjom chemicznym. Pierwiastki występują w ekosystemach, a w skorupie ziemskiej bardzo rzadko w formie czystej jak np. srebro czy złoto.

Zgodnie z aktualnym stanem wiedzy wiadomo, że wiele z pierwiastków warunkuje prawidłowe funkcjonowanie organizmów żywych i musi być dostarczane do nich wraz z dietą. Znajomość właściwości oraz roli pierwiastków w przyrodzie pozwala lepiej zrozumieć możliwości ich profilaktycznego wykorzystania, w dobrze zbilansowanej diecie, a także unikać zagrożeń, które mogą być spowodowane ich nadmierną ilością lub niedoborem w organizmach żywych. Pierwiastki wchodząc w skład związków nieorganicznych i organicznych w organizmach często działają też jako jony aktywujące enzymy. Na przykład wiadomo, że bez wapnia nie wytworzy się skrzep na ranie. Dzieje się tak dlatego, że pierwiastek ten aktywując enzym trombokinazę uruchamia kaskadę krzepnięcia krwi. Są też pierwiastki, które w formie jonów mogą hamować działanie enzymów i poprzez to powodować zatrucie, nawet śmiertelne.

Oddając w ręce Czytelników to opracowanie mamy nadzieję udowodnić jak istotna jest rola pierwsiastków w prawidłowym funkcjonowaniu ekosystemów.

2. WODÓR

Wodór (łac. *Hydrogenium*; ang. Hydrogen); odkrycie: Henry Cavendish, 1766 r. (Londyn, Anglia).

Występowanie w przyrodzie

Głównie we Wszechświecie (ok. 75% masy wszystkich atomów). Stanowi znaczną część atmosfery słońca (80%), dużą część hydrosfery oraz wchodzi w skład wielu związków organicznych w organizmach roślinnych i zwierzęcych oraz w przyrodzie nieożywionej. Skorupa ziemska zawiera 0,9%, a organizm człowieka 10% wodoru.

Otrzymywanie

Reakcje wypierania wodoru z wody, roztworów kwasów i wodorotlenków za pomocą metali o niższych potencjałach redoks.

- $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{K} + \text{H}_3\text{O}^+ = \frac{1}{2}\text{H}_2 + \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \text{MgO} + \text{H}_2$
- $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
- W wyniku elektrolizy wody wydzielą się na katodzie. Produkt uboczny przy elektrolitycznym otrzymywaniu NaOH z NaCl. W wyniku elektrolizy stopionego np. NaH wydzielą się na anodzie.
- Konwersja węglowodorów z parą wodną. (Ni – katalizator) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$
- W reakcji wodorku: $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2$
- Skroplony przez Karola Olszewskiego i Zygmunta Wróblewskiego – bezbarwna ciecz o gęstości 0,07 g·mL⁻¹

Podstawowe izotopy	Masa atomowa	Naturalny udział [%]
^1H (^1H) prot	1,0079	99,980
^2H (^2D) deuter	2,0158	0,015
^3H (^3T) tryt	3,0237	0,005

Właściwości fizykochemiczne

- ☐ Gaz bezbarwny bez zapachu i smaku
- ☐ Palny
- ☐ Z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową
- ☐ Słabo rozpuszcza się w wodzie (0,021 obj. H₂ w 1 obj. H₂O w temp. 298 K)
- ☐ Temp. top. [K]: 13,95
- ☐ Temp. wrz. [K]: 20,28
- ☐ Gęstość [g L⁻¹]: 0,0899 (273,15 K)
- ☐ Promienie [pm]: H⁺ 10⁻⁵, H⁻ 154
- ☐ Atom. 78
- ☐ Elektroujemność 2,20 (Pauling)
- ☐ Najlepszy przewodnik ciepła spośród gazów
- ☐ Powinowactwo elektronowe: (M → M⁺) [kJ · mol⁻¹]: 72,8
- ☐ E⁰ H⁺/H⁰ [V] 0

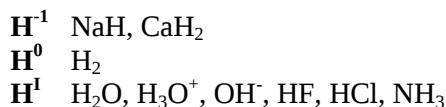
Energie jonizacji [kJ · mol⁻¹]



Konfiguracja elektronowa stanu podstawowego



Stopnie utlenienia



Ważniejsze nieorganiczne związki chemiczne

H₂O, H₂O₂, NH₃; kwasy typu: HX (HF, HI, HCl, HBr, HNO₃); H₂X (H₂S, H₂Se, H₂SO₄); H₃X (H₃PO₄, H₃BO₃); wodorotlenki typu: YOH, Y(OH)₂, Y(OH)₃, Y(OH)₄; wodorki: LiH, CaH₂, jon oksoniowy H₃O⁺.

Rola w organizmie

Wodór należący do makroelementów, jest po tlenie i węglu trzecim co do zawartości wagowej związkiem organizmów żywych. Wchodzi w skład wielu związków biologicznie czynnych. W połączeniu z tlenem tworzy wodę. Wodorowi nie przypisuje się bezpośredniej funkcji w organizmie człowieka lecz pośrednią, gdyż wchodząc w skład niezbędnych fizjologicznie substancji pośrednio pełni bardzo ważną rolę w organizmach roślin i zwierząt. Na szczególną uwagę zasługują jego liczne połączenia z węglem, tlenem i azotem, a więc węglowodany, tłuszcze i białka. Ważnym związkiem chemicznym dla organizmu człowieka jest m.in. alkohol glicerynowy (propano-1,2,3-triol) jako prekursor wielu szlaków metabolicznych w organizmach żywych, czy glukoza, która stanowi główne źródło energii mięśni podczas ruchu. Niektóre węglowodany złożone – polisacharydy takie jak skrobia, glikogen, inulina, agar-agar, laminaryna są substancjami zapasowymi, a dla organizmu człowieka prozdrowotnymi, a te które budują rośliny i grzyby (celuloza, chityna, pektyny) stanowią niezbędny błonnik pokarmowy.

Występowanie w żywności

Wodór jest składnikiem wody, która stanowi średnio około 80% zawartości świeżej masy organizmów żywych. Występuje we wszystkich związkach organicznych np. w białkach, których najlepszym źródłem jest mięso czerwone i białe, ryby, owoce morza, jaja, produkty mleczne, a także nasiona roślin strączkowych, zboża oraz orzechy. Jest składnikiem cukrów prostych, takich jak fruktoza, która występuje w owocach (m.in. winogrona), sacharoza (cukier używany do słodzenia potraw i napojów), występująca w dużych ilościach w trzcinie cukrowej i burakach cukrowych. Laktoza, należąca również do disacharydów znajduje się w mleku, a inny disacharyd – maltoza jest zawarta w kiełkującym jęczmieniu. Wodór jest też składnikiem tłuszczu. Orzechy, ryby, oleje roślinne i niektóre margaryny miękkie zawierają tłuszcze nienasycone korzystne w diecie człowieka. Wodór wykorzystywany jest w procesie utwardzania tłuszczu roślinnych np. w trakcie przekształcania olejów roślinnych w margarynę.

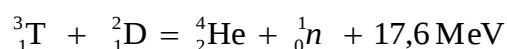
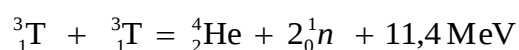
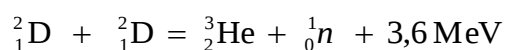
Zastosowanie

Wodór w postaci gazowej wykorzystywano do unoszenia sterowców. Jest gazem palnym, który w odpowiednich warunkach może spalać się wybuchowo. Gaz ten łatwo dyfunduje przez niektóre metale jak np. pallad. Wykorzystywany jest w palnikach gazowych, w niektórych silnikach ekologicznych (obecnie coraz częściej w samochodach, jako źródło energii), a także w technice chroma-

tografii gazowej jako gaz nośny. W wodzie jony wodoru tworzą jon oksoniowy (dawniej nazywany hydroniowy) H_3O^+ . Izotopy wodoru: deuter i tryt zostały po raz pierwszy (1952) przez fizyków Edwarda Tellera i Stanisława Ulama wykorzystane jako paliwo w amerykańskiej bombie termojądrowej, której siła wybuchu przewyższała kilkaset razy siłę wybuchu bomby atomowej zrzuconej na Hiroszimę.

Istotne

Wodór jest podstawowym składnikiem gwiazd, a jego przemiana w hel – zasadniczym źródłem energii we Wszechświecie. Mieszanina wodoru z tlenem stanowi tzw. „mieszaninę piorunującą” ulegającą wybuchowemu spalaniu. Wodór, a głównie reakcje pomiędzy jego nuklidami na Słońcu stanowią źródło olbrzymiej energii, dzięki której występuje wiele form życia na Ziemi.



Istnieje niebezpieczeństwo wykorzystania energii otrzymanej w podanych wyżej reakcjach do celów militarnych, dlatego należy mieć świadomość, że skutki eksplozji termojądrowej tzw. wielostopniowej bomby wodorowej o mocy np. 20 MT będą bardzo groźne: kula ognia od miejsca detonacji obejmie obszar ok. 3 km w każdym kierunku, wznecając setki tysięcy pożarów i nastąpi skokowy wzrost ciśnienia do 0,44 MPa, prędkość wiatru przekroczy 1000 km/h. Fala cieplna od miejsca detonacji sięgnie ponad 26 km i na tym obszarze ulegnie spaleniu wszystko, co możliwe oraz nastąpi nawet zniszczenie ukrytych pod ziemią schronów. Zniszczenia obejmą obszar ok. 1280 km² i jeśli wybuch nastąpiłby w strefie metropolitalnej o liczbie mieszkańców 3 miliony, to wtedy przewiduje się w ciągu kilku minut jeden milion zabitych i pół miliona rannych, ciężko poparzonych. W reakcji otrzymywania helu wydziela się więcej energii niż w reakcji rozszczepiania jąder uranu ²³⁵U lub plutonu ²³⁹Pu.

3. LIT

Lit (łac. *Lithium*; ang. Lithium); odkrycie: Johan August Arfvedson, 1817 r. (Szwecja, Sztokholm); wyodrębnienie czystego metalu: William Thomas Brande i Humphry Davy.

6,941 Li

Występowanie w przyrodzie

W skorupie ziemskiej ($5 \cdot 10^{-3}\%$ wag.) m. in. w postaci glinokrzemianów, np.: (spodumen) $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$

Otrzymywanie

- ❑ Elektroliza stopionego chlorku lub wodorotlenku litu.
- ❑ Rozkład termiczny azydki litu LiN_3 .

Stopnie utlenienia

Li^{I} roztwory litu w ciekłym amoniaku
 Li^{I} Li_2O , LiOH , LiH

Podstawowe izotopy	Masa atomowa	Naturalny udział [%]
${}^6\text{Li}$	6,015121	7,5
${}^7\text{Li}$	7,016003	92,5

Konfiguracja elektronowa stanu podstawowego
 $[\text{He}]2s^1$

Właściwości fizykochemiczne

- ❑ Miękki, srebrzystoszary metal o charakterze elektrododatnim
- ❑ Łatwo reaguje m.in. z tlenem i azotem
- ❑ Najlżejszy metal
- ❑ Pływa po wodzie, ale reaguje z nią bardzo intensywnie
- ❑ Łatwo reaguje z powietrzem.
- ❑ Tworzy stopy z innymi metalami np. z Al, Mg
- ❑ Temp. top. [K]: 453,69
- ❑ Temp. wrz. [K]: 1615,15
- ❑ Gęstość [$\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$]: 0,534 (293K)
- ❑ Promienie [pm]: Li^+ 78;
- ❑ Atom. 152;
- ❑ Elektroujemność 0,98 (Pauling)
- ❑ Powinowactwo elektronowe: ($M \rightarrow M^+$) [$\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$]: 59,6
- ❑ $E^0 \text{Li}^+/\text{Li}^0$ [V] -3,04
- ❑ Wprowadzone na przeciku platynowym sole litu do płomienia palnika gazowego zabarwiają go na **karminowoczerwono** (odcień wiśniowy)

Energie jonizacji [kJ mol^{-1}]

1. $M \rightarrow M^+$ 513,3
2. $M^+ \rightarrow M^{2+}$ 7298,0
3. $M^{2+} \rightarrow M^{3+}$ 11814,8

Ważniejsze nieorganiczne związki chemiczne

LiH – wodorek litu, $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – tetrahydrydoglinianu litu; Li_3N – azotek litu; Li_2O – tlenek litu LiOH – wodorotlenek litu; Li_2CO_3 – węglan litu; LiNO_3 – azotan(V) litu; Li_2SO_4 – siarczan(VI) litu; LiCl – chlorek litu.

Rola w organizmie

Lit jest mikroelementem i występuje w tkankach organizmu człowieka. Umiejscawia się w błonie komórkowej neuronów i stąd oddziałuje na skomplikowaną strukturę wewnętrzną komórki. Pierwiastek ten jest niezbędnym do życia. Jego właściwości zostały poznane zwłaszcza dzięki badaniom australijskiego psychiatry F.J. Cade'a w XX wieku. Wykazał on skuteczność stosowania litu w leczeniu choroby afektywnej dwubiegunowej oraz łagodzeniu objawów psychoz. Jako stabilizator nastroju obniża skłonność do agresji i przemocy, wpływa na samopoczucie człowieka, tym samym na zdrowie. Przy dużej podatności na stres stosuje się go w połączeniu z magnezem. Duński psychiatra Mogens Schou, zajmujący się leczeniem depresji dwubiegunowej, wprowadził lit do terapii i został nominowany za to do nagrody Nobla. Do lecznictwa sole tego pierwiastka wprowadzono w latach 50-tych XX wieku. Lit nasila przekąźnictwo serotoninergiczne w hipokampie przez zwiększanie uwalniania serotoniny oraz noradrenaliny poprzez hamowanie cykazy adenylowej. Przedostaje się on bardzo szybko do krwi, natomiast równie szybko jest wydalany z moczem. Akumuluje się on głównie w nerkach i trzustce, ale też w innych organach miękkich. Kumulacja może być przyczyną działania toksycznego na organizm człowieka, dlatego zaleca się spożywanie go w ilości nie większej niż ok. 1 mg/dobę. Przy nadmiarze litu mogą pojawić się objawy toksyczne dotyczące wielu narządów: układu nerwowego (drżenie mięśni, zmiany w EEG, obrzęk tarczy nerwu wzrokowego, ruchy kloniczne, niezdolność, zawroty głowy, drgawki, oczopląs, senność, nietrzymanie moczu i stolca, tiki, halucynacje itp.), układu sercowo-naczyniowego (hipotonia, zaburzenia rytmu, bradykardia, zmiany w EKG – spłaszczenie lub odwrócenie załamka T), układu pokarmowego (nudności, wymioty, biegunka, obrzęk ślinianek, bóle brzucha, ślinotok, wzdęcia), układu moczowego (cukromocz, białkomocz, moczówka prosta nerkopochodna), skóry (trądzik, suchość, wypadanie włosów, świąd, owrzodzenia, obrzęki), układu endokrynnego (wole, niedoczynność gruczołu tarczycowego, nadczynność gruczołów przytarczycznych, impotencja). Terapia litem wymaga jego stałego monitoringu w organizmie człowieka. Poziom fizjologiczny tego pierwiastka w surowicy wynosi 1 mmol L^{-1} , natomiast dawka toksyczna: 92-200 mg.

Występowanie w żywności

Naturalnym źródłem litu są: owoce dzikiej róży, goździki, kapusta, ziemniaki, pomidory, papryka, sól kuchenna szara, twarda woda pitna (woda mineralna lecznicza Słotwinka – $0,32 \text{ mg L}^{-1}$). Dotychczas nie stwierdzono zatrucia litem u osób stosujących urozmaiconą prawidłową dietę.

Ze względu na jego niewielką zawartość w różnych produktach pokarmowych nie ma możliwości osiągnięcia dawki toksycznej dla człowieka.

Zastosowanie

Zastosowanie przemysłowe litu do produkcji szkła i ceramiki żaroodpornej, wytrzymałych stopów używanych w lotnictwie, ogniwach litowych oraz akumulatorach litowo-jonowych.

Lithium carbonicum; Lithii carbonas – węglan litu.

Wykorzystanie w medycynie: leczenie fazy maniakalnej, zapobieganie występowania faz depresyjnych w chorobie afektywnej dwubiegunowej, a także zmniejszenie nasilenia i częstotliwości kolejnych epizodów manii, w leczeniu łojotokowego zapalenia skóry.

Preparaty: Camcolit zawierający 250 mg Lithium Carbonate, stosowany jest także pod postacią żelu lub toniku.

Istotne

Pierwiastek ten ze względu na dużą reaktywność przechowuje się w pojemnikach pod warstwą ciekłych związków organicznych o mniejszej gęstości niż gęstość litu ($0,534 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) np. pod warstwą benzyny.

4. SÓD

Sód (łac. *Natrium*; ang. Sodium); odkrycie: Humphry Davy, 1807 r. (Londyn, Anglia).

22,989

11

Na

1																	18																	
1 H 1,00794																	18 Ar 39,948																	
3 Li 6,941	4 Be 9,012															19 K 39,098																		
5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,180												20 Ca 40,078																	
11 Na 22,989	12 Mg 24,304															21 Sc 44,956																		
13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,948	19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,723	32 Ge 72,63	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,8											
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc 98	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,42	47 Ag 107,868	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,6	53 I 126,905	54 Xe 131,29	55 Cs 132,905	56 Ba 137,327	57 La 138,905	58 Ce 140,12	59 Pr 140,908	60 Nd 144,24	61 Pm 145	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,259	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967
73 Fr 223	74 Ra 226	75 Ac 227	76 Th 232,0377	77 Pa 231,03688	78 U 238,02891	79 Np 237,04817	80 Pu 244,06422	81 Am 243,06136	82 Cm 247,07035	83 Bk 247,07035	84 Cf 251,0832	85 Es 252,0832	86 Fm 257,10	87 Md 258,10	88 No 259,10	89 Lr 262,10																		

Lanthanides

57 La 138,905	58 Ce 140,12	59 Pr 140,908	60 Nd 144,24	61 Pm 145	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,259	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967
---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	-----------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	--------------------	---------------------	---------------------	---------------------	--------------------	---------------------

Actinides

89 Ac	90 Th 232,0377	91 Pa 231,03688	92 U 238,02891	93 Np 237,04817	94 Pu 244,06422	95 Am 243,06136	96 Cm 247,07035	97 Bk 247,07035	98 Cf 251,0832	99 Es 252,0832	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10	103 Lr 262,10
----------	----------------------	-----------------------	----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	----------------------	----------------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------

Występowanie w przyrodzie

- ❑ Albit – $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ oraz jego roztwory stałe z glinokrzemianami potasu i wapnia.
- ❑ Chlorek sodu – NaCl
- ❑ Azotan(V) sodu (saletra chilijska) – NaNO_3

Otrzymywanie

- ❑ Elektroliza stopionego chlorku sodu lub stopionego wodorotlenku sodu.
- ❑ Rozkład termiczny azydku sodu.
 $2\text{NaN}_3 \rightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$

Właściwości fizykochemiczne

- ❑ Miękki srebrzysty metal
- ❑ Gwałtownie utlenia się w powietrzu, jak i w reakcji z wodą.
- ❑ Temp. top. [K]: 370,96
- ❑ Temp. wrz. [K]: 1156,1
- ❑ Gęstość $[\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}]$ 0,971 (293K)
- ❑ Promienie [pm]: Na^+ 98
- ❑ Atom. 153,7
- ❑ Elektroujemność 0,93 (Pauling)
- ❑ Powinowactwo elektronowe: $(\text{M} \rightarrow \text{M}^+) [\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]$: 52,9
- ❑ $E_{\text{Na}^+/\text{Na}^0} [\text{V}]$ -2,71
- ❑ Wprowadzone na przeciku platynowym sole sodu do płomienia palnika gazowego, zabarwiają go na ja-skrawożółty kolor

Stopnie utlenienia

Na^{I} roztwory metalicznego Na w ciekłym NH_3
 Na^{I} Na_2O , Na_2O_2 , NaOH , NaHCO_3

Konfiguracja elektronowa stanu podstawowego
 $[\text{Ne}]3s^1$

Energie jonizacji [kJ · mol⁻¹]

1. $\text{M} \rightarrow \text{M}^+$ 495,8
2. $\text{M}^+ \rightarrow \text{M}^{2+}$ 4562,4
3. $\text{M}^{2+} \rightarrow \text{M}^{3+}$ 6912

Podstawowe izotopy	Masa atomowa	Naturalny udział [%]
²² Na	21,994434	-
²³ Na	22,989767	100

Na^+ V grupa kationów wg rozdziału Freseniusa

Ważniejsze nieorganiczne związki chemiczne

NaCl – chlorek sodu [sól kuchenna]; **Na₂O** – tlenek sodu; **NaOH** – wodorotlenek sodu, **Na₂O₂** – nadutlenek disodu; **NaCN** – cyjanek sodu; **NaSCN** – cyjanian sodu; **Na₂CO₃** – węglan sodu; **NaHCO₃** – wodorowęglan sodu; **NaNO₃** – azotan(V) sodu; **Na₂SO₄** – siarczan(VI) sodu; **Na₃PO₄** – ortofosforan(V) sodu; **Na₂HPO₄** – wodorootofosforan(V) disodu; **Na₂S** – siarczek sodu; **NaN₃** – azyd sodu.

Rola w organizmie

Sód należy do makroelementów. Organizm człowieka zawiera około 105 g sodu, tj. ok. 4567 mmol. Znaczne ilości tego pierwiastka znajdują się w płynach ustrojowych, głównie w pozakomórkowym, podobnie jak w osoczu krwi. W organizmie człowieka sód występuje wraz z anionami, przede wszystkim: chlorkowym oraz wodorowęglanowym, który jest niezbędny w regulacji równowagi kwasowo-zasadowej. Z tkanek najbogatsze w sód są skóra i kości. Sód występuje również w soku trzustkowym i jelitowym.

Sód odgrywa podstawową rolę w:

- regulacji gospodarki wodnej organizmu,
- utrzymaniu ciśnienia osmotycznego płynów ustrojowych,
- zobojętnianiu reszt kwasowych powstających podczas przemiany materii,
- zachowaniu prawidłowej pobudliwości mięśni i przepuszczalności błon komórkowych (wraz z potasem).

Stężenie sodu w osoczu krwi wynosi 135-145 mmol/L, a w moczu ok. 80 mmol/L. Spadek stężenia sodu we krwi poniżej 135 mmol/L określany jest jako hiponatremia, a wzrost powyżej 148 mmol/L hipernatremia. Bardzo rzadko występuje hiponatremia prowadząca na zasadzie osmozy do obrzęku komórek, może do niej dojść przez skrajne odwodnienie np. u maratończyków czy osób nadużywających środków odwadniających czy przeczyszczających. Niedobór sodu spowodowany nadmierną aktywnością wazopresyny może też prowadzić do hiponatremii.

Znajomość zawartości sodu w produktach spożywczych jest szczególnie ważna ze względu na fakt, iż jego nadmierne spożycie ma wpływ na zatrzymanie wody w organizmie człowieka, co skutkować może obrzękami oraz rozwojem nadciśnienia tętniczego. Nadmiar sodu zwiększa wydalanie wapnia z moczem, sprzyjając tym samym powstawaniu ujemnego bilansu wapniowego i zwiększeniu zagrożenia osteoporozą, zwiększa też ryzyko powstawania raka żołądka (uszkadza błonę śluzową) i udarów mózgu (powiązane pośrednio z nadciśnieniem/niedociśnieniem krwi).

Ze względu na to, że sód jest antagonistą potasu oba pierwiastki muszą występować w organizmie człowieka w określonych proporcjach, a co za tym idzie ich stosunek stężeń w pokarmie (Na : K) powinien wynosić 1:1,7. Należy zwrócić uwagę na fakt, że zarówno potas jak i sód są wydalone z organizmu także z potem, a straty te podczas dużego wysiłku fizycznego mogą być znaczne. Konieczne jest wówczas uzupełnianie ubytków wody i składników mineralnych poprzez podanie preparatów zawierających te minerały.

Niedobór sodu u zwierząt powoduje zaburzenie pobudliwości komórek ze względu na zanikanie różnicy potencjałów błonowych. U roślin odgrywa niewielką rolę, ponieważ dominujący jest potas, który odpowiada za potencjał osmotyczny i turgor w komórkach roślin. Sód ma znaczenie dla słonorośli czyli roślin rosnących np. na skałach, u których występuje w soku komórkowym we wło-

śnikach, aby umożliwić pobieranie wody (osmoza – przeciwdziała wysokiemu potencjałowi osmotycznemu wody w glebie, wynikającemu z ilości rozpuszczonych soli ze skał).

Występowanie w żywności

Głównym źródłem sodu w pokarmie (ok. 90% dziennej racji spożytego sodu) jest sól kuchenna – chlorek sodu (NaCl), stosowany w przetwórstwie żywności i podczas przygotowywania potraw. Tylko 10% sodu pochodzi z produktów spożywczych nieprzetworzonych, jako naturalny ich składnik, np. mleka, mięsa, ryb. Dzienna minimalna norma spożycia sodu wynosi dla dorosłego człowieka ok. 0,50-0,60 g co odpowiada ok. 1,27-1,53 g chlorku sodu. Dla dzieci i młodzieży zaleca się mniejsze jego ilości. Tymczasem zwyczajowe spożycie soli kuchennej w wielu krajach, w tym także w Polsce przewyższa zalecane normy. Dobrym nawykiem jest zmniejszenie ilości soli dodawanej do przygotowywanych w domu potraw. Powyżej 120 mg sodu w 100 g zawierają podroby (nerki, mózg), jaja, produkty przetwarzane z dodatkiem soli kuchennej (np. pieczywo, sery). Mniejsze ilości chlorku sodu, od 40 mg do 120 mg/100 g zawiera mleko, mięso, wątroba, ryby wędliny – np. polędwica 748 mg/100 g, drób, niektóre warzywa: buraki, seler oraz marchew zawierająca ok. 80 mg/100 g. Poniżej 40 mg chlorku sodu znajduje się w 100 g owoców, suchych nasionach roślin strączkowych, mąkach, kaszach, a w 100 g ziemniaków – 7 mg. Grzyby mają znacznie większą niż rośliny zielne zdolność akumulacji w owocnikach pierwiastków. Największą zawartością sodu – 46,80 mg/100 g s.m. (suchej masy) – charakteryzuje się powszechnie występujący gatunek – maślak sitarz (*Suillus bovinus*). Zawartość sodu w tym gatunku jest dwukrotnie wyższa niż w innych gatunkach Basidiomycota np. gąska zielonka (*Tricholoma equestre*) – 26,80 mg/100 g s.m.

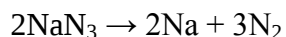
Zastosowanie

Wykorzystanie w medycynie. Sód w postaci soli fizjologicznej (sterylny 0,9% roztwór NaCl) stosowany jest przede wszystkim w zaburzeniach gospodarki elektrolitowej występujących w trakcie zabiegów i po zabiegach chirurgicznych, w stanach odwodnienia będących wynikiem oparzenia, urazów, obfitych biegunk, wymiotów, we wstrząsie, odwodnieniu. Sól fizjologiczna stosowana jest miejscowo do przemywania i przepłukiwania oczu, nosa, gardła oraz do iniekcji. W postaci kropli do oczu niezawierających środków konserwujących stosowany do nawilżania powierzchni gałki ocznej i soczewek kontaktowych w przypadku pieczenia, kłucia czy przemęczenia oczu w celu zapewnienia pacjentowi większego komfortu.

Preparaty: Olimp-Chela-Potas; Hydronea Baby Plus, Ozone ArthroKomplex, Sojaprotein, Basica proszek, Zdrowit-Litorsal; Zdrowit-Optimum V+; Zdrowit-Witaminy i minerały + luteina, Zdrowit-Multiwitamina; Geriatrix, Runner, Sensilab Sprawny Układ Moczowy, Zdrowit-Witaminy i minerały + Żeń-szeń.

Istotne

Wybuchowy rozkład azydku sodu jest wykorzystywany w poduszkach powietrznych



Czas napełnienia poduszki powietrznej zainicjowany wypadkiem samochodowym wynosi kilka milisekund. Sód 23 [^{23}Na] – trwały, niepromieniotwórczy izotop sodu występujący w przyrodzie.