

Periodický zákon, periodická soustava prvků

Autor: Mgr. Jaromír JUŘEK

Kopírování a jakékoliv další využití výukového materiálu je povoleno pouze s uvedením odkazu na www.jarjurek.cz.

1. Periodický zákon, periodická tabulka prvků

Periodický zákon

Pokusy o utřídění všech známých chemických prvků se začaly objevovat na přelomu 18. a 19. století. Mezník ve vývoji nejen klasifikace prvků, ale i v celé oblasti teoretické chemie přinesly teprve práce ruského vědce, profesora petrohradské univerzity **D. I. Mendělejeva**. Ten v roce 1869 sestavil všech, tehdy známých, 63 prvků do **periodické soustavy prvků**, která vyjadřovala pravidelně se opakující podobnosti prvků v závislosti na jejich rostoucí atomové hmotnosti. Mendělejev ve své tabulce dokonce ponechal volná místa tam, kde předpověděl, že v budoucnu ještě budou další prvky. Tak předpověděl např. existenci a vlastnosti prvků germania a gallia. V době Mendělejevových výzkumů a objevů ještě nebyla známa struktura atomů, nebyly známy ani protony, ani elektrony, ani neutrony. Nebyly tedy známy ani izotopy, ale ani například radioaktivita. Vztahy mezi prvky v periodické soustavě Mendělejev vyjádřil slovně ve formě **periodického zákona**, který byl později upraven a nyní je formulován takto:

Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonových čísel.

Periodická tabulka byla postupem času dále doplňována o nově objevené prvky. Např. v roce 1914 končila periodická soustava uranem U(92) a dosud ještě nebylo známo šest ze dvaadvadesáti prvků; nebyly známy prvky s protonovým číslem 43, 61, 72, 85, 87 a 91. V současné době má periodická tabulka 105 prvků. Na finálních úpravách periodické tabulky se podílel i český chemik B. Brauner - profesor chemie na Karlově univerzitě v Praze.

Periodická soustava prvků

Periodická tabulka prvků																		
Perioda	Nepřechodné prvky		Přechodné prvky								Nepřechodné prvky							
	s^1	s^2	$(n-1)d^{1-10} + ns^{0-2}$								p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	$p^6(s^2)$		
n	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	H 1															He 2		
2	Li 3	Be 4									B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10		
3	Na 11	Mg 12									Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18		
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Ku 104	Ha 105													
Vnitřní přechodné prvky																		
	$(n-2)f^{0-14} + (n-1)d^{0-2} + ns^{0-2}$																	
	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	lanthanoidy			
	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103	aktinoidy			

Periodická soustava prvků je tabulkovým vyjádřením periodického zákona. Tabulka je rozčleněna do 7 řádků, které se nazývají **periody**. Periody se označují arabskými číslicemi 1, 2, 3, ..., 7. Do 6. periody patří za prvek lanthan skupina 14 prvků zvaných **lanthanoidy**. Podobně do 7. periody za prvek aktinium se řadí skupina 14 prvků zvaných **aktinoidy**. Tyto dvě skupiny pro větší přehlednost se většinou z tabulky vyčleňují a uvádějí se zvlášť. Svisle je periodická soustava rozdělena do 16 skupin. Označují se římskými číslicemi a ještě velkým písmenem. Vzniká tak označení I. A, II. A, ..., VIII. A a dále I. B, II. B, ..., VIII. B. Prvky ve skupinách A se nazývají **nepřechodné**, ve skupinách B jsou pak prvky **přechodné**. Jejich podmožinou jsou prvky vnitřně přechodné (lanthanoidy a aktinoidy).

Používáme další skupinové názvy prvků, a to:

Skupinový název prvků	Zahrnuje prvky	Skupina nebo perioda
-----------------------	----------------	----------------------

Alkalické kovy	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	I. A skupina
Kovy alkalických zemin	Ca, Sr, Ba, Ra	II. A skupina
Chalkogeny	O, S, Se, Te, Po	VI. A skupina
Halogeny	F, Cl, Br, I, At	VII. A skupina
Vzácné plyny	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	VIII. A skupina
Platinové kovy	Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt	VIII. B skupina
Lanthanoidy	14 prvků se $Z = 57$ až 71	6. perioda
Aktinoidy	14 prvků se $Z = 90$ až 103	7. perioda
Transurany	Prvky následující za U(92) se $Z = 93$ a více	7. perioda

Zařazení jednotlivých prvků do periodického systému je důsledkem elektronového uspořádání jejich atomů. U atomů s větším počtem elektronů jsou však zápisy elektronové konfigurace zdouhavé a málo přehledné. Proto častěji používáme zkrácený zápis, v němž využíváme charakteristické elektronové uspořádání v atomech vzácných plynů uzavírajících 1. až 6. periodu periodické soustavy:

1. perioda: He(2): $1s^2$

2. perioda: Ne(10): $1s^2 2s^2 2p^6$

3. perioda: Ar(18): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

atd.

K vyjádření elektronového uspořádání atomu libovolného prvku tedy stačí uvést jen ty orbitály a elektrony, které má daný atom navíc oproti atomům předcházejícího vzácného plynu.

Pro vlastnosti chemických prvků mají určující význam elektrony s nejvyšší energií - tzv. valenční elektrony.

Valenční elektrony v atomech nepřechodných prvků jsou všechny elektrony umístěné v orbitalech ns a np. Valenční elektrony v atomech přechodných prvků (s výjimkou Zn, Cd a Hg) jsou elektrony umístěné v orbitalech ns a (n - 1)d.

Valenční elektrony lze nejjednodušeji určit právě ze zkráceného zápisu elektronového uspořádání. Všimněme si i toho, že valenční elektrony jsou umístěny maximálně ve dvou typech orbitalů.

Vztahy a zákonitosti v periodické soustavě prvků

A. Růst protonového čísla

V periodách jsou prvky seřazeny tak, že každý následující prvek má protonové číslo Z o jednotku větší než prvek předcházející.

B. Růst relativní atomové hmotnosti

Hodnota relativní atomové hmotnosti A , vzrůstá v periodách současně s rostoucí hodnotou protonového čísla.

C. Počet prvků v periodách

Počet prvků v periodě je roven dvojnásobku počtu orbitalů, které se v atomech prvků příslušné periody zaplňují.

D. Počet elektronových vrstev v atomech

Všechny atomy prvků téže periody mají shodný počet elektronových vrstev, který je roven pořadovému číslu periody.

E. Chemická podobnost prvků

Pod sebou jsou řazeny prvky podobných chemických vlastností. Počet valenčních elektronů je v atomech nepřechodných prvků (s výjimkou hélia) roven číslu skupiny periodické soustavy, v níž je daný prvek zařazen. Prvky podobných chemických vlastností mají shodný počet valenčních elektronů umístěných v týchž typech orbitalů.

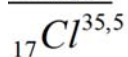
Užití a význam periodické soustavy prvků

Periodická soustava prvků obsahuje tři základní údaje u každého prvku:

- symbol prvku
- hodnotu protonového čísla prvku Z
- hodnotu relativní atomové hmotnosti prvku A

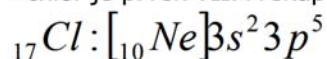
Kromě toho lze stanovit prvky obdobných chemických vlastností, určit počet a uspořádání valenčních elektronů v atomech prvků, apod.

Příklad:



vyjadřuje:


- symbol prvku chloru je Cl
- protonové číslo je 17, chlor je proto 17. prvkem periodické soustavy a všechny jeho nesloučené atomy obsahují 17 protonů a rovněž 17 elektronů
- relativní atomová hmotnost je 35, 5
- chlor je prvek 3. periody; jeho atomy mají proto elektrony uspořádány do tří vrstev: K, L a M.
- chlor je prvek VII. A skupiny, je to tedy nepřechodný prvek, jehož atomy mají elektronové uspořádání:



Atomy chloru obsahují 7 valenčních elektronů umístěných v orbitalech 3s a 3p.

- podobné elektronové uspořádání, a tedy i podobné chemické vlastnosti jako chlor mají i další prvky VII. A skupiny: fluor, brom, jód a astat.

Obsah

 1. Periodický zákon, periodická tabulka prvků

2