

Periodická tabulka prvků

Historie periodické tabulky prvků

- První pokus o dělení prvků – německý chemik **Johann Döbereiner** – 19.st. – pravidlo triád – v triádě prvků (například Li, Na, K) má střední prvek průměrné vlastnosti krajních prvků.
- 2. polovina 19. st. – anglický chemik **John Newlands** – pravidlo oktáv – první uspořádání prvků podle jejich atomové hmotnosti (využíval analogii podobnosti prvků s podobností tónů v hudbě).
- **Dmitrij Ivanovič Mendělejev** v roce 1869 publikoval v časopise Ruské chemické společnosti svou Periodickou tabulku.
 - Seřadil prvky podle jejich *relativní atomové hmotnosti* (tehdy bylo známo 63 prvků). Z prvků s podobnými vlastnostmi vytvořil skupiny, čím se rozpadl seznam na více řad a sloupců a tím vytvořil periodickou soustavu prvků.
 - Původní definice Periodického zákona: **Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomového hmotnosti.**
 - Mendělejev nechal v tabulce volná místa pro prvky, která budou ještě objevená a s vysokou přesností předpověděl také jejich chemické vlastnosti.
 - Postupným objevováním dalších poznatků se dokázalo, že Periodický zákon je *jeden ze základních přírodních zákonů*.
 - Dnes se na základě poznání vnitřní struktury atomů periodický zákon formuluje takto: **Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonových čísel.**

Periodická tabulka prvků

- Krátká a dlouhá forma (nejpoužívanější, obsahuje také lanthanoidy a aktinoidy), z netradičních modifikací představuje hlavní příklad tabulka prvků podle jejich výskytu na Zemi.
- Prvky v periodické tabulce jsou uspořádány do **7-mi horizontálních řad – period**, které jsou označovány arabskými číslicemi a do **18-ich vertikálních skupin** označovaných římskými číslicemi. Skupiny se dále dělí na **hlavní podskupiny** (I.A...VIII.A) a **vedlejší skupiny** (I.B...VIII.B).
- **Číslo periody je totožné s maximálním hlavním kvantovým číslem**, tj. s číslem valenční vrstvy elektronů.
- První perioda začíná vodíkem H, který má elektronovou konfiguraci $1s^1$ a končí heliem, které má elektronovou konfiguraci $1s^2$.
- Prvek každé další periody začíná elektronovou konfigurací ns^1 .
- Podle zaplnění určitých typů orbitalů valenčními elektrony můžeme prvky dělit na:
 - **nepřechodné prvky** :
 - **s-prvky** – valenční elektrony jsou v orbitalech ns
 - **p-prvky** – valenční elektrony jsou v orbitalech ns np
 - **přechodné prvky**:
 - **d-prvky** – valenční elektrony jsou v orbitalech ns (n – 1)d
 - **vnitřně přechodné prvky**
 - **f-prvky** – lanthanoidy a aktinoidy – valenčními elektrony si doplňují orbitály (n – 2)f
- **počet valenčních elektronů je totožný s číslem skupiny**, ve které se prvek nachází (výjimka – některé prvky VIII.B skupiny)
- Z postavení prvku v tabulce tedy můžeme určit:
 - elektronovou konfiguraci atomu
 - fyzikální a chemické vlastnosti prvku (mají periodický charakter)
 - možné předpovědět mnohé vlastnosti a případné sloučeniny

Periodicita fyzikálních a chemických vlastností atomů prvků

První ionizační energie atomů prvků

- energie potřebná na odtrhnutí jednoho elektronu z každého atomu v 1 molu plyných atomů v základním stavu
- **hodnota ionizační energie charakterizuje schopnost atomu odevzdat elektrony**
- hlavní faktory ovlivňující 1. ionizační energii:
 - **velikost kladného náboje jádra atomu – zvětšení** jádra atomu (se zvětšujícím se protonovým číslem) způsobí také zvětšení 1. ionizační energie – laicky: čím větší jádro, tím **větší ionizační energie**
 - **vzdálenost elektronu od jádra** – čím je valenční vrstva elektronů **dále od jádra**, tím **menší ionizační energii** je třeba dodat na odtržení elektronu
 - **krycí efekt elektronů** – týká se atomů, které obsahují vnitřní elektronové vrstvy. Vnitřní elektrony „tlumí“ efekt přitažlivého jádra. Čím **větší krycí efekt**, tím je potřeba **menší ionizační energie** na odtrhnutí elektronu
- z toho vyplývá: **první ionizační energie atomů prvků v periodách narůstá zleva doprava a klesá ve skupinách směrem dolů**
- přičemž společné působení efektu vzdálenosti a krytí zeslabuje efekt narůstání kladného náboje jádra

Atomové poloměry prvků

- atomové poloměry prvků v periodě klesají zleva doprava a ve skupinách stoupají směrem dolů

Elektronegativita

- Elektronegativita je schopnost prvku přitahovat k sobě vazebné elektrony (míra schopnosti přitahovat svoje vazebné elektrony)
- v periodě stoupá zleva doprava a ve skupině klesá směrem dolů**
- elektronegativní prvky: snaha dosáhnout elektronové konfigurace nejbližšího vzácného plynu – tzv. **oktetové pravidlo**
- elektropozitivní prvky: snaha dosáhnout konfigurace předcházejícího vzácného plynu

Kovy, nekovy a polokovy

- kovy** – elektropozitivní prvky, hlavně s-prvky a p-prvky s malým počtem elektronů ve valenční vrstvě, d a f-prvky. Lehce vytvářejí kationty, v pevném skupenství vytvářejí kovovou mřížku
- nekovy** – elektronegativní prvky, především p-prvky s větším počtem elektronů ve valenční vrstvě (například: halogeny, chalkogeny, vodík, uhlík, dusík,...). Lehce vytvářejí anionty.
- polokovy** – mají některé vlastnosti kovů a některé nekovů.
- kovové vlastnosti prvků narůstají ve skupinách směrem dolů a v periodách zprava doleva**

		Group																		
		I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII	
Period	1	1 H																		2 He
	2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
	3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
	4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
	5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
	6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
	7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
	8	119 Uun																		
* Lanthanides		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
** Actinides		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				
Alkali metals		Alkaline earth metals		Lanthanides			Actinides			Transition metals										
Poor metals		Metalloids		Nonmetals			Halogens			Noble gases										
State at standard temperature and pressure		solid border: at least one isotope is older than the Earth (Primordial elements)																		
		dashed border: at least one isotope naturally arise from decay of other chemical elements and isotopes are older than the earth																		
		dotted border: only artificially made isotopes (synthetic elements)																		
		no border: undiscovered																		
Atomic number in red: gas																				
Atomic number in blue: liquid																				
Atomic number in black: solid																				