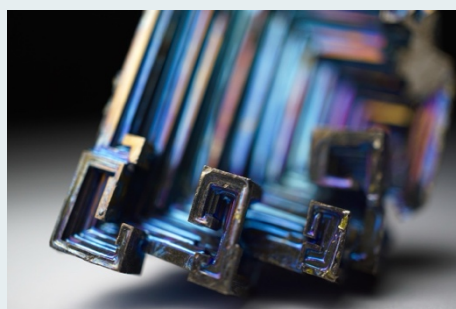
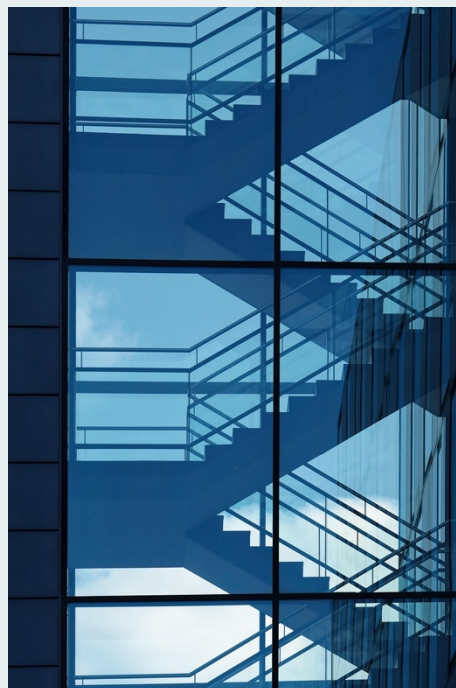
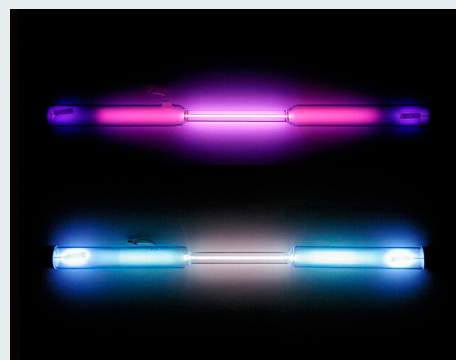


Periodická soustava prvků

Určitě jste se někdy setkali s různobarevnou mozaikou. Představte si, že každý její kousek představuje chemický prvek – jedinečný svou povahou, ale zároveň dokonale zapadající do celkového systému. Jak tyto dílky poskládat, aby vytvářely smysluplný celek? Právě takové rozluštění skryté struktury přírody vedlo k objevu periodické tabulky. Pojďme společně odhalit základní principy jednoho z největších objevů vědy.

V této kapitole se dozvíte, podle jakých pravidel je periodická soustava prvků uspořádána a kdo stál u objevu popisu tohoto systému. Seznámíte se s různými variantami a uspořádáními periodických tabulek až po moderní podobu tabulky, kterou dnes používáme. Zjistíte, proč mají některé prvky velmi podobné vlastnosti, a proč se naopak od sebe liší. Dozvíte se, jak lze na základě periodické tabulky předvídat chování prvků, a porozumíte klíčovým periodickým trendům, jako jsou elektronegativita, ionizační energie či atomový poloměr.



Obsah kapitoly:

1. Historie periodické tabulky prvků
2. Současná periodická tabulka prvků
3. Trendy periodické soustavy prvků

Na konci této kapitoly budete schopni:

- Vysvětlit principy, na jejichž základě je sestavena periodická tabulka
- Klasifikovat prvky podle specifických vlastností
- Předpovědět trendy ve fyzikálních vlastnostech prvků (atomový a iontový poloměr, ionizační energie či elektronová afinita) na základě jejich pozice v tabulce
- Předpovědět chemické vlastnosti prvků (reaktivitu) na základě jejich pozice v tabulce

1 Historie periodické tabulky

Než se periodická tabulka prvků ustálila do své dnešní podoby, vědci museli projít dlouhou cestu objevování a poznávání chemických látek. Pojďme se společně podívat na některé významné historické milníky, které nám pomohou lépe pochopit principy, na nichž je tato tabulka postavena.

Od pravěku až do konce 16. století bylo známo 14 prvků, převážně kovového charakteru. S objevy dalších prvků přicházela potřeba prvky třídit, a to hlavně podle jejich vnějších vlastností a chování při chemických reakcích. Jedním z prvních průkopníků v systematizaci prvků byl francouzský chemik **Antoine Lavoisier**, který na konci 18. století roztrídil dosud známé prvky na **kovy** a **nekovy**. S dalším významným rozlišením přišel švédský chemik **Jöns Jacob Berzelius**. Rozdělil prvky podle jejich chemického chování v reakcích a vymyslel moderní chemické značky prvků, které vycházejí z názvů odvozených z řečtiny a latiny.

Třídění prvků však stále nebylo dostačující, takže v roce 1869 publikovali **Julius Lothar Meyer** v Německu a **Dmitrij Ivanovič Mendělejev** (viz Obr. 2) v Rusku velmi podobný systém prvků.

	Gruppe I. R'O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R'O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R'O ⁵	Gruppe VI. RH ³ RO ³	Gruppe VII. RH R'O ⁷	Gruppe VIII. — RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	N = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56 Co = 59 Ni = 60, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 56	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 104.
7	(Ag = 104)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	—
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	—

Mendeleev's Periodic Table of 1871, redrawn by J. O. Moran, 2013

Obr. 1 Mendělejeva periodická tabulka z roku 1871, přepsána

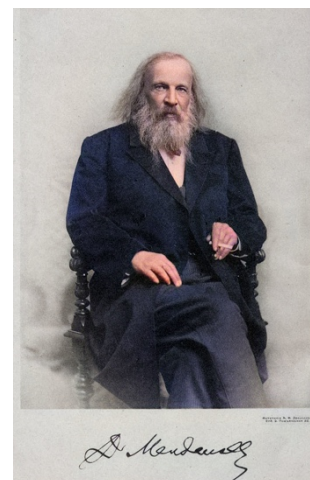
Dnes je připisováno sestavení periodické tabulky právě Mendělejevi, protože své závěry prosadil s největším úspěchem. Prvky v tabulce byly tehdy seřazeny do 12 řádků podle vzrůstající „atomové váhy“ a poskládány do 8 skupin (sloupců) podle podobných vlastností – například podle charakteru oxidů, které tvoří (viz Obr. 1). Na základě svých objevů dokázal s velkou přesností předpovědět některé z dosud neobjevených prvků.



Video – Obrozenci a názvy chemických prvků



Pokuste se sami vymyslet vlastní názvy některých prvků podle jejich fyzikálních a chemických vlastností.



Obr. 2 Dmitrij Ivanovič Mendělejev (1834–1907)



Český chemik **Bohuslav Brauner** (1855–1935) patřil mezi hlavní propagátory Mendělejeva díla a významné chemiky své doby. Se samotným Mendělejevem ho pojilo přátelství a podstatně přispěl k rozvoji periodického systému – hlavně v oblasti atomových hmotností prvků. Objevil a pojmenoval **neodym** a **praseodym**, ale kvůli jeho váhavosti a silné konkurenci mu tento objev nebyl přiznán.

2 Současná periodická tabulka prvků

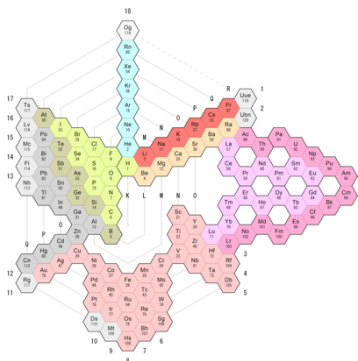
V minulé kapitole jsme si pověděli, jakým vývojem si periodická tabulka prošla. Nyní se podíváme na to, jak funguje moderní periodická tabulka prvků a co všechno nám může prozradit.



 Když vezmeme v úvahu, že někde ve vzdáleném vesmíru existuje vyspělá kultura, můžeme předpokládat, že mají vlastní systém prvků. Naše moderní pojetí periodické tabulky tedy není jediné možné uspořádání prvků, se kterými se můžete setkat, protože existuje mnoho variací periodických tabulek.

Ačkoli se současná periodická tabulka někdy označuje jako Mendělejevova, její podoba se od té původně sestavené Mendělejevem liší.

V současnosti se tabulka skládá ze 118 prvků, které jsou **uspořádány** podle **vzrůstajícího protonového čísla**. Prvky jsou seřazeny do **18 skupin** (sloupců) a **7 period** (řádků).



Obr. 3 Moranova spirální periodická tabulka prvků (2019)



 Skupiny lze také značit **římskými číslicemi** s příponou **A** či **B** (např. IV. A nebo III. B). Dnes se však upřednostňuje mezinárodní značení **arabskými číslicemi** (1-18).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Obr. 4 Struktura moderní periodické tabulky prvků

Toto současné znázornění tzv. dlouhé periodické tabulky prvků je moderním grafickým vyjádřením **periodického zákona**.



Periodický zákon říká, že vlastnosti prvků se periodicky opakují v závislosti na vzrůstajícím protonovém čísle.

Z toho vyplývá, že prvky **v jedné skupině** mají **podobné fyzikální a chemické vlastnosti** a zároveň **obdobnou elektronovou konfiguraci valenční sféry**. Podle struktury elektronového obalu můžeme prvky rozdělit do čtyř bloků **s, p, d, f**, jak lze vidět na následujících schématech.

Můžete se také setkat s tzv. **velmi dlouhou formou tabulky** (viz Obr. 5), kde jsou lanthanoidy a aktinoidy vmezeřeny mezi třetí a čtvrtou skupinou. Toto znázornění lépe ukazuje, že tyto řady prvků jsou součástí šesté a sedmé periody a vyčleňují se pouze z důvodu větší přehlednosti.



Web – Další varianty periodických tabulek



1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1 2 3 4 5 6 7

alkalické kovy
kovy alkalických zemin

blok s
blok p
blok d
blok f

pniktogeny
chalkogeny
halogeny
vzácné plyny

La
Ac

lanthanoidy
aktinoidy

Obr. 6 Rozdělení periodické tabulky na bloky a vybrané skupiny

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1 2 3 4 5 6 7

Obr. 5 Velmi dlouhá periodická tabulka prvků

Struktura elektronového obalu, a především počet valenčních elektronů, předurčuje společné chemické vlastnosti ve skupinách.



Valenční elektrony jsou elektrony s nejvyšší energií. Nachází se v poslední nebo předposlední vrstvě elektronového obalu – tzv. **valenční vrstvě**.

Valenční vrstva je z chemického hlediska nejvýznamnější, protože při chemických procesech se účastní elektrony z této vrstvy.

V bloku **s** se počet valenčních elektronů rovná číslu skupiny, ve které se prvek nachází. V bloku **p** tento počet odpovídá číslu sníženém o 10. Výjimku tohoto bloku tvoří vzácný plyn helium, protože je zařazen podle svých vlastností do 18. skupiny, ačkoliv má pouze 2 valenční elektrony v orbitalu **s**, a proto se řadí mezi **s** prvky.

Počet elektronových vrstev prvku je dán číslem periody. Například neon nacházející se ve **druhé periodě** má **dvě elektronové vrstvy**. První vrstva je tvořena orbitalem **1s**. Elektrony v druhé vrstvě obsazují orbitály **2s** a **2p** (viz Tab. 2)



S rozvojem moderního pojetí periodické tabulky vznikaly v 19. století i názvy některých skupin podle jejich společných chemických vlastností.

Tab. 1 Další triviální názvy některých skupin

13	skupina boru triely
14	skupina uhlíku tetrelly
15	skupina dusíku pentely



Prvkům s protonovým číslem větším než 92 říkáme **transurany** (prvky ležící za uranem). Všechny byly připraveny uměle a představují možnosti rozšíření periodické tabulky o další prvky.

Tab. 2 Elektronové konfigurace atomů v základním stavu. Barevně jsou zvýrazněny valenční elektrony podle **s** bloku (červeně) a **p** bloku (zeleně).

perioda	1	2	3
orbital	1s	2s 2p	3s 3p
1 H	1		
2 He	2		
3 Li	2	1	
4 Be	2	2	
5 B	2	2 1	
6 C	2	2 2	
7 N	2	2 3	
8 O	2	2 4	
9 F	2	2 5	
10 Ne	2	2 6	
11 Na	2	2 6	1
12 Mg	2	2 6	2
13 Al	2	2 6	2 1
14 Si	2	2 6	2 2
15 P	2	2 6	2 3
16 S	2	2 6	2 4
17 Cl	2	2 6	2 5
18 Ar	2	2 6	2 6



Prozkoumejte zaplňování elektronového obalu atomu u všech prvků

[periodické tabulky.](#)



Z umístění prvku v tabulce určete počet valenčních elektronů, maximální a minimální oxidační číslo, které může mít atom dusíku ve sloučeninách.

Řešení

Dusík řadíme do 15. skupiny. Valenční vrstva v základním stavu obsahuje tedy 5 valenčních elektronů ($15 - 10 = 5$). Maximální možné oxidační číslo je V, protože může poskytnout 5 elektronů. Minimální oxidační číslo je -III, protože může přijmout až 3 elektrony ($18 - 15 = 3$).

Prvky bloku **s** (s-prvky) a prvky bloku **p** (p-prvky) se řadí mezi tzv. **nepřechodné prvky**. Jejich **valenční elektrony** se nachází v **ns** a **np** orbitalech, kde **n** představuje **hlavní kvantové číslo** (odpovídá číslu periody).

Tab. 3 Elektronové konfigurace valenční vrstvy u vybraných prvků bloků s, p, d a f.

perioda	prvek	valenční vrstva
2	Be	$2s^2$
3	S	$3s^2 3p^4$
5	Ag	$4d^{10} 5s^1$
6	Pr	$4f^3 6s^2$

Prvky bloku **d** (d-prvky) se řadí mezi tzv. **přechodné prvky**, protože svými vlastnostmi tvoří pomyslný přechod mezi s-prvky a p-prvky. Hodnota hlavního kvantového čísla posledních obsazovaných elektronů je o jedno menší, než je číslo periody. Valenční elektrony jsou tedy v **ns** a **(n - 1)d** orbitalech.

Prvky bloku **f** (f-prvky) se řadí mezi tzv. **vnitřně přechodné prvky**. Hodnota hlavního kvantového čísla posledních obsazovaných elektronů je o dvě menší, než je číslo periody. Valenční elektrony jsou tedy v **ns** a **(n - 2)f**, případně **(n - 1)d** orbitalech.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	■																	■
2	■	■												■	■	■	■	■
3	■	■												■	■	■	■	■
4	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■
5	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■
6	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■
7	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■	■

Legend: ■ nepřechodné, ■ přechodné, ■ vnitřně přechodné

Obr. 7 Rozdělení periodické tabulky prvků na bloky

3 Trendy periodické soustavy prvků

V této kapitole prozkoumáme klíčové trendy, jako je atomový poloměr, ionizační energie, elektronegativita či kovový a nekovový charakter. Ukážeme si, proč se prvky v určitých směrech tabulky chovají podobně, jak se jejich vlastnosti mění v závislosti na poloze a jaké důsledky to může mít pro chemické reakce a využití prvků v praxi.

Uspořádání prvků v periodické tabulce odhaluje skryté zákonitosti, známé jako **periodické trendy**, které vědcům umožňují předpovídat chování látek při chemických reakcích.

Jedním z možných faktorů ovlivňujících vlastnosti prvků je **velikost atomů**. Protože atomy nemají pevné hranice, jejich **atomový poloměr** je obvykle založený na vzdálenosti, na kterou se dva shodné atomy mohou k sobě přiblížit.



Atomový poloměr je vzdálenost od středu atomového jádra k nejvzdálenějšímu stabilnímu elektronu v elektronovém obalu.

Tato hodnota poskytuje důležité informace o struktuře a reaktivitě prvků a jejich sloučenin. Z tabulky jsou patrné dva trendy:

1 Å	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

Obr. 8 Tabulka trendu atomového poloměru (Van der Waalsův) vybraných prvků

Ve skupině poloměr atomů roste. To může být vysvětleno tím, že se zvyšuje počet elektronových vrstev (podle čísla periody). Zvětšuje se vzdálenost, kde se valenční elektrony mohou vyskytovat.

V periodě poloměr atomů klesá. To může být vysvětleno tím, že se zvyšujícím se protonovým číslem zároveň roste tzv. **efektivní náboj jádra**, který způsobuje přitahování záporně nabitého obalu směrem k jádru.



Možná jste se setkali s informací, že velikost atomu je asi $10 \cdot 10^{-10}$ m.

Tato velikost odpovídá také **1 Å (Ångström)**. Což je jednotka délky, která je praktičtějším pomocníkem při tak malých velikostech.



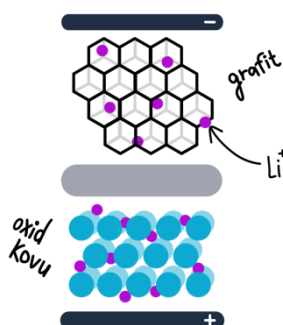
[Mikrosvět vs. makrosvět – velikost atomu](#)





Znalosti iontového poloměru je využito například v lithium-

iontovém akumulátoru (Li-ion baterii), kde je membrána mezi elektrodami propustná právě pro velmi malé kationty lithia (68 pm). Pro svou vysokou efektivitu jsou tyto baterie široce rozšířené a můžeme je najít v mobilních zařízeních nebo například elektromobilech.



Obr. 9 Schéma lithium-iontového akumulátoru



S využitím znalostí o poloměrech atomů a ionizačních energií rozhodněte, zda ve skupině alkalických kovů reaktivita směrem dolů klesá nebo stoupá. Svou hypotézu ověřte v následujícím videu.

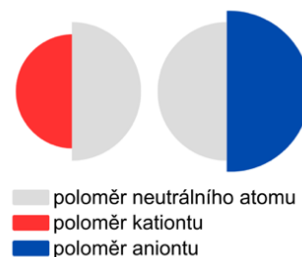


[Reaktivita alkalických kovů](#)



V chemii se kromě neutrálních atomů setkáváme i s ionty – kladně nabitými kationty a záporně nabitými anionty. V této souvislosti mluvíme o **iontovém poloměru**.

Poloměr kationtu je vždy **menší** než atomový poloměr daného atomu, zatímco **poloměr aniontu** je vždy **větší** než atomový poloměr téhož atomu. Trend poloměru kationtů i aniontů odpovídá trendu růstu trendu atomového poloměru v periodické tabulce.



Obr. 10 Porovnání velikostí kationtu a aniontu

Dále platí, že **čím vyšší je kladný náboj kationtu, tím menší je jeho poloměr** (např. Cu^{2+} je menší než Cu^+). Naopak **čím vyšší je záporný náboj aniontu, tím větší je jeho poloměr**.

Další vlastností, kterou lze v rámci periodické soustavy prvků zkoumat, je minimální energie, která je potřeba k odtržení elektronu od atomu. Takové energii říkáme **ionizační energie**.

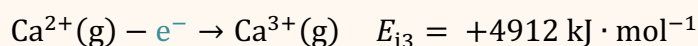
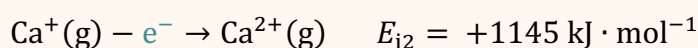


První ionizační energie (E_{i1}) je energie potřebná k odtržení prvního elektronu z neutrálního atomu.

Hodnoty této energie se liší v závislosti na poloměru atomu. **Malé atomy** mají **větší hodnoty**, **velké atomy** mají **menší hodnoty** první **ionizační energie**. To souvisí s kladným nábojem jádra, které přitahuje záporně nabitě elektrony silněji u malých atomů.

Hodnoty první ionizační energie mají přibližně opačný trend než poloměry atomů. Můžeme tedy říct, že čím větší atom, tím je snazší odtrhnout elektron z jeho elektronového obalu.

Z neutrálního atomu se může odtrhnout elektronů více. Tyto energie potřebné k odtržení druhého (E_{i2}), třetího (E_{i3}), popřípadě dalších elektronů se postupně zvyšují. Jako příklad si můžeme uvést ionizační energie vápníku:



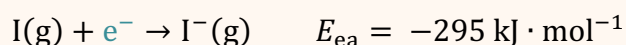
Třetí ionizační energie je výrazně vyšší, protože je to energie potřebná k odtržení elektronu, který už není součástí valenční vrstvy (je blíže k jádru). Z tohoto důvodu se nesetkáte s kationtem Ca^{3+} .

Atomy mohou tvořit i anionty, a to tak, že přijmou jeden nebo více elektronů za uvolnění energie. V takovém případě mluvíme o tzv. **elektronové afinitě**.



Elektronová afinita (E_{ea}) je energie, která se uvolní, přijme-li atom další elektron.

Platí tedy:



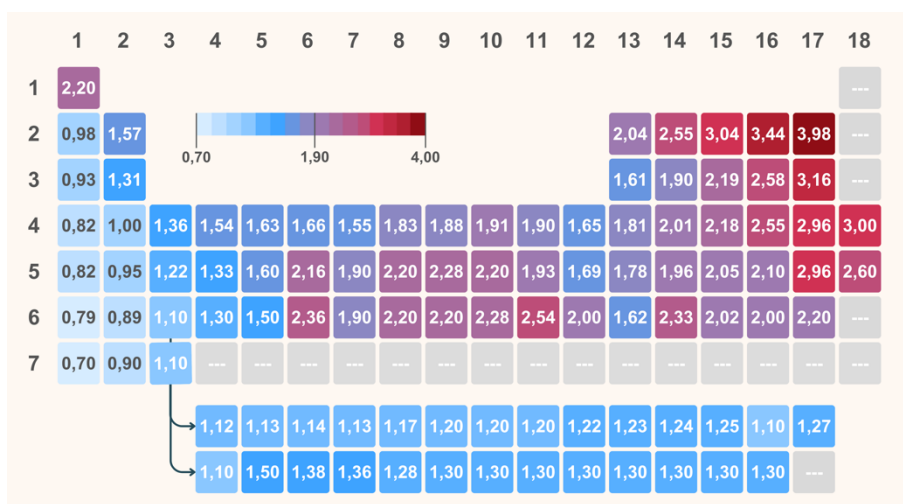
Stejně jako u ionizační energie je zde patrný trend **zvyšujících se hodnot v periodě** a **snížujících se hodnot ve skupině** s rostoucím protonovým číslem.

Podobně jako u ionizační energie je zde rovněž patrná souvislost s velikostí atomu. **Menší atomy tvoří anionty snadněji**, protože přitažlivé síly kladně nabitého jádra jsou výraznější.

Pomocí ionizační energie a elektronové afinity lze vypočítat Paulingovy hodnoty **elektronegativit**, které je možné vidět v tabulce níže. Ty kopírují trend obou energií. Nejnížší hodnotu elektronegativity má **francium** (0,70), které je tak nejméně elektronegativním prvkem. Můžeme také říct, že je nejvíce **elektropozitivní**. Naopak nejvíce elektronegativním prvkem je **fluor** (3,98).



Z důvodu malé stability prvků s protonovým číslem větším než 102 nemůžeme určit hodnotu elektronegativity. Naopak u některých vzácných plynů toto číslo nelze stanovit, protože prakticky netvoří sloučeniny.



Obr. 11 Tabulka elektronegativit dle Paulinga



V následující kapitole o chemické vazbě se s konceptem elektronegativity seznámíte podrobněji.



Najděte v tabulce francium a fluor podle hodnot elektronegativit.

Tento významný teoretický koncept nám pomáhá lépe pochopit vlastnosti chemických látek.



*Obr. 12 Stříbrný pražský groš
z počátku 14. století*

Periodic table of elements color-coded by material properties:

- kovy (grey):** Metals, including alkali metals, alkaline earth metals, transition metals, lanthanides, actinides, and post-transition metals.
- polokovy (yellow):** Semimetals, including Boron, Silicon, Germanium, Arsenic, Antimony, Tellurium, and Astatine.
- nekovy (cyan):** Nonmetals, including Hydrogen, Carbon, Nitrogen, Oxygen, Fluorine, Neon, Halogens, and Noble gases.

Obr. 14 Dělení prvků dle kovového charakteru

Tab. 4 Vybrané skupiny kovů

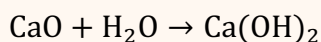
ALKALICKÉ KOVY					
Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN					
Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
KOVY SKUPINY ŽELEZA					
Fe		Co		Ni	
PLATINOVÉ KOVY					
Lehké:		Ru	Rh	Pd	
Těžké:		Os	Ir	Pt	
UŠLECHTILÉ KOVY					
Cu	Ag	Au	Hg	Ru	Rh
Pd	Re	Os	Ir	Pt	

Za **kovy** obvykle považujeme látky s tzv. **kovovými vlastnostmi**. S výjimkou rtuti, která je za standardních podmínek kapalná, jsou kovy pevné, lesklé, kujné a tažné a vykazují elektrickou a tepelnou vodivost. S ostatními kovy mohou vytvářet **slitiny** – homogenní směsi, které jsou charakteristické odlišnými vlastnostmi než měly původní prvky.

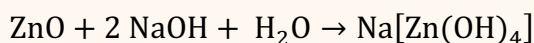
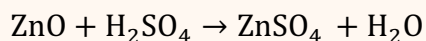
Protože **kovy** tvoří značnou část periodické tabulky, jsou řazeny dále do jednotlivých podskupin na základě jejich specifických vlastností (viz Tab. 4)

Většina kovů je charakteristická svou elektropozitivitou, proto často tvoří s elektronegativními nekovy sloučeniny iontového charakteru. Kov zde vystupuje jako kation.

Oxidy kovů jsou z velké části **zásadotvorné**. Ve vodném prostředí reagují za vzniku hydroxidů.

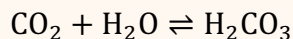


Některé kovy či polokovy v blízkosti hranice s nekovy mají **amfoterní charakter**, tzn. že reagují ve vodném prostředí s kyselinami i zásadami.



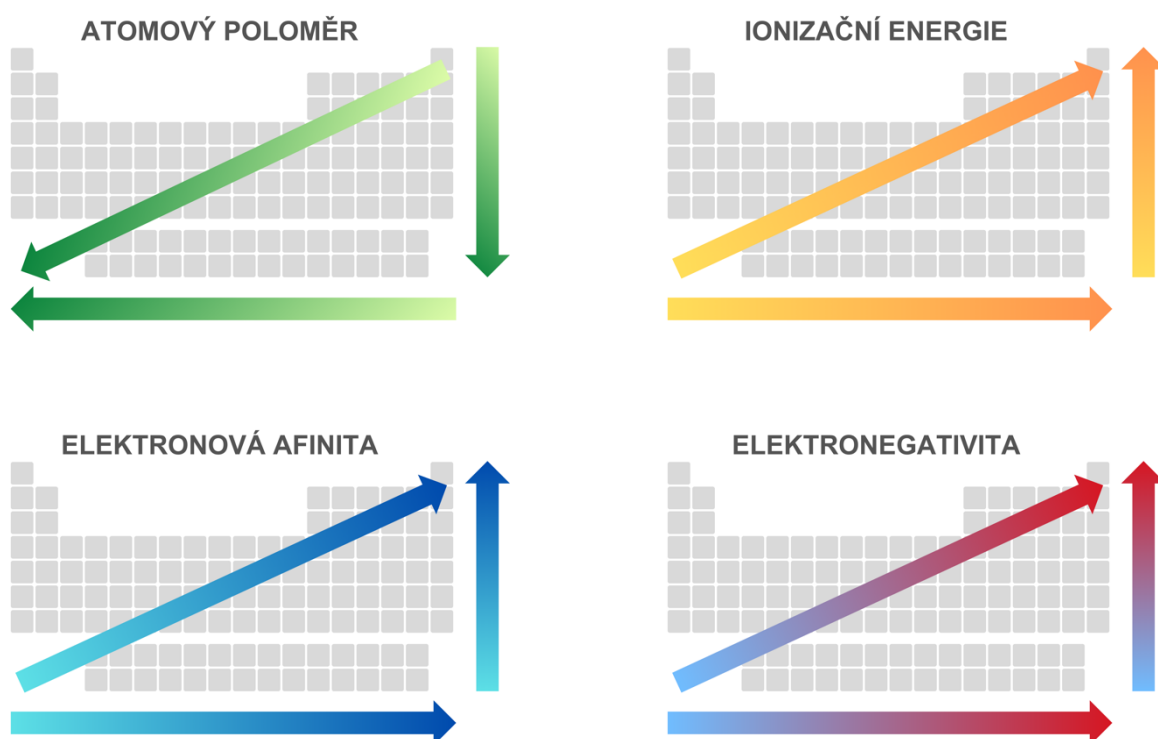
Obr. 13 Mírně kyslá voda sycená oxidem uhličitým

Nekovy mají tendenci vytvářet anionty a jejich **oxidy** jsou na rozdíl od kovů **kyselinotvorné**. Ve vodném prostředí reagují za vzniku kyslíkatých kyselin.



Zároveň existují tzv. **neutrální oxidy**, které nereagují s kyselinami ani zásadami. Patří mezi ně například oxid uhelnatý (CO), oxid křemičitý (SiO₂) či oxid dusnatý (NO).

Shrnutí vybraných trendů periodické soustavy prvků:



Shrnutí:



Periodická soustava prvků je systematickým uspořádáním chemických prvků podle jejich **protonového čísla** a periodicky se opakujících fyzikálně-chemických vlastností. V současnosti obsahuje **118 prvků**, které jsou rozděleny do **18 skupin a 7 period**. Prvky se také člení do **čtyř bloků** (s, p, d, f) na základě jejich elektronové konfigurace. Mezi klíčové periodické trendy patří **kovalentní a iontový poloměr**, **ionizační energie**, **elektronová afinita** a **elektronegativita**, které umožňují předpovídat chemické chování prvků. Dále lze prvky rozdělit na **kovy, polokovy a nekovy**. **Kovy** jsou obvykle elektropozitivní a jejich oxidy mají **zásadotvorný charakter**, zatímco **nekovy** jsou spíše elektronegativní a tvoří **kyselinotvorné oxidy**.



Vyřešte následující úlohy a zjistěte, co jste si z této kapitoly zapamatovali.

- Seřad'te tyto prvky podle rostoucí atomové hmotnosti:
a) Ca, Hg, He, Po, Br
- Najděte v tabulce prvek neodým. Určete jeho protonové číslo a vyhledejte informace o jeho využití.
- Napište elektronovou konfiguraci fosforu v základním stavu a zvýrazněte valenční vstvu.
- Seřad'te následující prvky podle rostoucího atomového poloměru:
a) Be, Rb, N, F, Li
- Porovnej velikosti atomu olova a jeho iontů:
a) Pb, Pb²⁺, Pb⁴⁺
- Pomocí následujících hodnot ionizačních energií urči, zda atom lithia tvoří kation Li²⁺. Svou odpověď zdůvodni.



- Který z těchto atomů se nejsnáze zbavuje svého elektronu?
a) Cs, V, Si, Cl
- Zapište rovnici vznik chloridového aniontu z atomu chloru.
- Vyhledejte v periodické tabulce jeden kov, polokov a nekov, jejichž české názvy začínají písmenem K. Uveďte jejich chemické symboly, skupinu a periodu.
- Který kov je na vzduchu stabilnější – hořčík nebo vápník? Vysvětlete svou odpověď s využitím znalostí o velikosti atomů a ionizačních energiích.
- Podle umístění prvku v tabulce rozhodněte, zda se jedná o zásadotvorný, amfoterní nebo kyselinotvorný oxid: P₂O₅, Na₂O, Al₂O₃, MgO, NO₂
- Doplňte rovnice reakcí oxidů:
a) Li₂O + H₂O → ...
b) SO₂ + H₂O → ...

Literatura (1–9)

1. ČAPEK ADAMEC, Martin. *Chemie 1 – Obecná a anorganická chemie*. 1.vydání. Praha: Eduko nakladatelství, s.r.o., 2024. ISBN 978-80-88473-19-0.
2. ŠVANDOVÁ, Veronika, Alena ŠAFROVÁ, Iveta ŽABOVÁ a Bruno KOSTURA. *Obecná chemie – 1.díl*. 1.vydání. Praha: Taktik International, s. r. o., 2018. ISBN 978-80-7563-590-7.
3. FLEMR, Vratislav a Bohuslav DUŠEK. *Chemie pro gymnázia I.: Obecná a anorganická*. 2. vydání. Praha: SPN, 2007. ISBN 978-80-7235-369-9.
4. Periodic Table: Trends. *The Royal Society of Chemistry* [online]. [vid. 2025-03-09]. Dostupné z: <https://periodic-table.rsc.org/trends>
5. TESAŘÍK, Bohumil. Vklad Bohuslava Braunera do pokladnice světové chemie | 3 pól – Magazín plný pozitivní energie [online]. 2015 [vid. 2025-03-18]. Dostupné z: https://www.3pol.cz/cz/rubriky/biografie/1743-vklad-bohuslava-braunera-do-pokladnice-svetove-chemie?utm_source=chatgpt.com
6. MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1.díl*. 3.opravené vydání. Olomouc: Nakladatelství Olomouc s.r.o., 2013. ISBN 978-80-902402-0-9.
7. CÍDLOVÁ, Hana a KOLEKTIV. *Historie chemie - studijní materiál* [online]. 2011 [vid. 2025-04-26]. Dostupné z: <https://www.ped.muni.cz/wchem/sm/hc/hist/>
8. LACINA, Aleš. Počátky novodobého chemického atomismu [online]. 2019. Dostupné z: https://www.ucitseucit.cz/media/3237127/19-6_413-420_lacina_periodicka-tabulka-prvku.pdf
9. LibreTexts. *Chemistry LibreTexts* [online]. 2. říjen 2013 [vid. 2025-04-26]. Dostupné z: <https://chem.libretexts.org>

Použité obrázky

Úvodní obr. 1 Výbojka argonu. Dostupné z: [Wikimedia commons](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-ND 4.0](#).

Úvodní obr. 2 Výbojka kryptonu. Dostupné z: [Wikimedia commons](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-ND 4.0](#).

Úvodní obr. 3 Dům. Dostupné z: [Pixabay](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Úvodní obr. 4 Bismuth. Dostupné z: [Pixabay](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Úvodní obr. 5 Mozaika. Vytvořeno v programu ChatGPT. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 1 Mendělejeva periodická tabulka z roku 1871, přepsána. Dostupné z: [The Internet Database of Periodic Tables](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-ND 4.0](#).

Obr. 2 Dmitrij Ivanovič Mendělejev (1834–1907). Dostupné z: [Wikimedia commons](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 3 Moranova spirální periodická tabulka prvků (2019). Dostupné z: [The Internet Database of Periodic Tables](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-ND 4.0](#).

Obr. 4 Struktura moderní periodické tabulky prvků. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 5 Rozdělení periodické tabulky na bloky a vybrané skupiny. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 6 Velmi dlouhá periodická tabulka prvků. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 7 Rozdělení periodické tabulky prvků na bloky. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 8 Tabulka trendu atomových poloměrů vybraných prvků. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 9 Schéma lithium-iontového akumulátoru. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Linearity Curve. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 10 Porovnání velikostí kationtu a aniontu. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 11 Tabulka elektronegativit dle Paulinga. LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 12 Stříbrný pražský groš z počátku 14. století. Dostupné z: [Wikimedia common](#). Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 13 Mírně kyselá voda syčená oxidem uhličitým. Vytvořeno v programu ChatGPT. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).

Obr. 14 Dělení prvků dle kovového charakteru LAUER, Martin. Vytvořeno v programu Canva. Tento obrázek je publikován pod licencí [CC BY-SA 4.0](#).