

# Elektronegativita

Schopnost poutat vazebné elektronové páry při vzniku chemické vazby je u různých atomů prvků rozdílná. Mírou této schopnosti je bezrozměrná **elektronegativita** prvků  $\chi$ . Zjednodušeně řečeno, čím vyšší je elektronegativita prvku, tím více k sobě přitahuje vazebné elektrony.

Opakem elektronegativity je *elektropozitivita*, která vyjadřuje schopnost předat elektron jinému atomu

Elektronegativita prvků v periodické tabulce vzrůstá v periodách zleva doprava a ve skupinách shora dolů klesá. Nejelektronegativnější jsou halogeny (v čele s fluorem), naopak nejméně elektronegativní jsou alkalické kovy.


Nejpoužívanější definice elektronegativity prvků pochází od *Linuse Paulinga*. Vychází z pozorování, že kovalentní vazba v dvouprvkové sloučenině A-B je pevnější, než bychom očekávali na základě vlastností vazeb ve sloučeninách A-A a B-B. Pauling tuto „dodatečnou stabilizaci“ vazby přičítal elektrické síle, která působí mezi částečně ionizovanými atomy, které se na vazbě účastní.

Jak jsme uvedli, experimentálně lze ověřit, že disociační energie kovalentní vazby v dvouatomové sloučenině A-B je větší než průměr disociačních energií vazeb ve sloučeninách A-A a B-B:

$$E_d(AB) > \frac{E_d(AA) + E_d(BB)}{2}$$

Velikost tohoto rozdílu odpovídá Paulingově definici rozdílu elektronegativit:

$$\Delta\chi = \sqrt{E_d(AB) - \frac{E_d(AA) + E_d(BB)}{2}}$$

 Podrobnější informace naleznete na stránce [w:en:Electronegativity#Methods of calculation](https://en.wikipedia.org/wiki/Electronegativity#Methods_of_calculation).

Na základě empirických měření lze vypočítat pouze *rozdl* elektronegativit atomů ve sloučenině. Aby bylo možné pro každý prvek tabelovat elektronegativitu, je v tzv. Paulingově škále arbitrárně stanoven referenční bod. Původně to byla elektronegativita fluoru (Paulingem stanovená jako 4,0), dnes je to elektronegativita vodíku (v poslední revizi 2,20).

Přísně vzato závisí elektronegativita atomu na vazebném kontextu - v různých sloučeninách se elektronegativita téhož prvku mírně liší.

## Závislost elektronegativity na poloze prvku v periodické tabulce

→ Atomový poloměr se zmenšuje → Ionizační energie vzrůstá → Elektronegativita vzrůstá →

Skupina	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Perioda																		
1	H 2.20																	He 3.89
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne 3.67
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar 3.3
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.99	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
Lanthanoidy	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Aktinoidy	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

## Polarita vazby

Nejčastěji se elektronegativita prvků využívá pro odhad vlastností vazeb ve sloučeninách, které tvoří. Čím větší je rozdíl elektronegativit atomů spojených vazbou, tím je tato vazba polárnější.

Typ vazby podle rozdílu elektronegativit

Typ vazby	Rozdíl elektronegativit
Nepolární kovalentní	< 0,4
Polární kovalentní	0,4 – 1,7
Iontová	> 1,7

*Vazby mezi stejnými prvky, např. vazby C–C mezi uhlíky v organických sloučeninách, jsou nepolární – oba atomy mají stejnou elektronegativitu, rozdíl je tedy nulový.*

*Rovněž vazby C–H jsou nepolární (rozdíl elektronegativit těsně pod 0,4). Naproti tomu vazby C–O, C–N nebo N–H jsou polární (rozdíly elektronegativit 1,0; 0,6; 1,4).*

*Chlorid sodný NaCl je sloučenina iontová (rozdíl elektronegativit 1,9).*

## Odkazy

### Reference

### Použitá literatura

- ŠRÁMEK, Vratislav. *Chemie obecná a anorganická*. 2. vydání. Olomouc. 2005.
- GÄRTNER, Harald, et al. *Kompendium chemie*. 1. vydání. Universum, 2007.

### Doporučená literatura

- Článek o elektronegativitě na anglické Wikipedii