

Chemická vazba

■ Ve skupinách PSP:

LiOH	Be(OH) ₂
NaOH	Mg(OH) ₂
KOH	Ca(OH) ₂
RbOH	Sr(OH) ₂
Cs ₃ OH	Ba(OH) ₂

roste bazicita

zapamatuj si

Bazicita O²⁻, OH⁻ ve skupinách s rostoucím Z roste.

Acidobazické vlastnosti O²⁻, OH⁻ téhož prvku jsou závislé na příslušném oxidačním čísle. Nejbazičtější jsou O²⁻, OH⁻ v nižším oxidačním čísle.

MnO	MnO ₂	Mn ₂ O ₇	
CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃	Fe(OH) ₂ > Fe(OH) ₃
bazický	amfoterní	kyselé	slabě bazický amfoterní

Magnetické vlastnosti

- **paramagnetický atom** – obsahuje jeden či více nespárovaných e⁻ (zesílení vnějšího magnetického pole, př.: O₂)
- **diamagnetické částice** – všechny e⁻ jsou spárovány (zeslabení vnějšího magnetického pole, př.: N₂)

zajímavost

Podrobněji vysvětluje teorie molekulových orbitalů.

3. CHEMICKÁ VAZBA

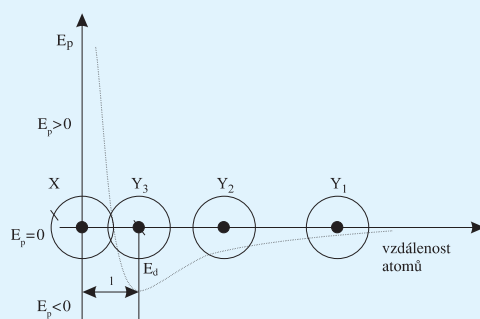
Atomy většiny prvků jsou spojeny do větších celků – molekul. Toto **spojení** je realizováno **prostřednictvím valenčních elektronů** a nazývá se **chemická vazba**.

Vznik a typy chemické vazby

KRITERIA PRO VZNIK CHEMICKÉ VAZBY

- **rozhodující** – hledisko **energetické**
- **vazba vznikne** tehdy, dojde-li při tomto ději k **uvolnění energie** ⇒ stav s **minimální potenciální E_p**
- čím více energie se uvolní, tím stabilnější vazba vznikne

Graf závislosti potenciální energie obou atomů na jejich vzdálenosti při vzniku molekuly X–Y



1 ... délka chemické vazby ⇒ mezijaderná vzdálenost ve stavu s minimální E_p
 E_d(E_v) ... disociační energie (vazebná energie) ⇒ energie potřebná k rozštěpení chemické vazby mezi atomy, resp. energie, která se uvolní při vzniku chemické vazby

Teorie valenčních vazeb – VB teorie

(z angl. valence bond)

Lewis 1916: Základem – představa **společného sdílení elektronového páru** dvěma atomy ⇒ stabilizace elektronových obalů ⇒ vzniká kovalentní vazba, která přísluší oběma zúčastněným atomům.

Nejstabilnější elektronová konfigurace vzácných plynů ⇒ sloučeniny se snaží vytvořením chemické vazby dosáhnout ve valenční sféře 2 nebo 8 elektronů (tzv. oktet).

- kovalentní vazba je lokalizovaná mezi dvěma atomy a má směrový charakter
- podle počtu sdílených elektronových párů: vazba **jednoduchá** (1 elektronový pár) H–H
dvojná (2 elektronové páry) O=O
trojná (3 elektronové páry) N≡N
- **volné elektronové páry** – dvojice spárovaných elektronů, které nevytvářejí chemickou vazbu

PODMÍNKY PRO VZNIK CHEMICKÉ VAZBY PODLE VB TEORIE

- **dostatečné překrytí** valenčních AO
- **nespárované elektrony** v překrývajících se valenčních AO

odkaz

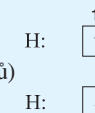
Podrobněji o chemické vazbě viz teorie molekulových orbitalů.

ZNÁZORNĚNÍ VZNIKU CHEMICKÉ VAZBY

- Pomocí **překryvů** prostorových tvarů valenčních orbitalů



- Pomocí **spojnice rámečků** (spojnice znázorňuje překrytí orbitalů)



- **Valenční čárkou** (znázorňuje vazebný elektronový pár) H–H

zapamatuj si

- **Vazba kovalentní** – vznikne překrytím orbitalů obsahujících vždy jeden elektron s opačným spinem.
- **Vazba koordinačně kovalentní (donor akceptorová, dativní)** – vznikne překrytím orbitalu obsahujícího volný elektronový pár s orbitalem prázdným (vakantním):
 - **donor (dárce)** – atom poskytující vazebný elektronový pár
 - **akceptor (příjemce)** – atom poskytující prázdný (vakantní) valenční orbital