Chemická vazba

* vazebná síla, jimiž jsou k sobě navzájem poutány sloučené atomy v molekula
* vzniklý celek je stabilnější než volné atomy (má nižší energii)
* u všech prvků kromě VIII.A skupiny
* při vzniku vazby se uvolňuje vazebná energie
	+ [Ev] = kJ × mol-1
	+ čím je Ev vyšší, tím je vazba pevnější
* valenční elektrony – sdílení, nebo předávání
* překrytí valenčních orbitalů přiblížených atomů (zvýšení elektronové hustoty)
* vhodná vzdálenost a orientace

# Typy chemické vazby

* kovalentní – vznik překrytím orbitalů obsahujících nepárový elektron
	1. jednoduchá, na vazbě se podílí 1 elektron z každého atomu, například H2



* 1. dvojná – na vazbě se podílejí 2 elektrony z každého atomu, například O2
	2. trojná, na vazbě se podílejí 3 elektrony z kaženého atomu, například N2
	+ vaznost = číslo udávající, kolik kovalentních vazeb vytváří atom prvku v určité sloučenině
	+ elektronegativita (X)
		- bezrozměrné číslo
		- schopnost atomu přitahovat elektrony chemické vazby
		- u molekul tvořených atomy s různou hodnotou X jsou elektrony více přitahovány k atomu s vyšší X
		- u atomu s vyšší X → dílčí (parciální) záporný náboj δ-, u atomu z nižší X → dílčí (parciální) kladný náboj δ+
		
	+ ΔX = rozdíl X (kladné číslo)
		- míra polarity kovalentní vazby
		- ΔX < 0,4 kovalentní nepolární
		- 0,4 < ΔX < 1,2 kovalentní polární
		- ΔX > 1,2 kovalentní iontová
* iontová vazba
	+ silná polární vazba
	+ sdílené elektrony patří téměř úplně do elektronového obalu elektroreaktivnějšího atomu
	
	+ sloučeniny tvoří pravidelnou vnitřní stavbu, krystaly (krystalovou mřížku), kde se kationty a anionty pravidelně opakují
	+ sloučeniny jsou měkké, křehké, rozpustné v polárních rozpouštědlech
* koordinačně-kovalentní vazba = dativní vazba = donor-akceptorová vazba
	+ zvláštní typ kovalentní vazby, kdy elektronový pár pochází od jednoho z atomů (dárce, donor), druhý atom (příjemce, akceptor) musí mít volný orbital
	+ například $NH\_{4}^{+}$



* kovová vazba
	+ mezi atomy kovů v pevném skupenství
	+ vytvoření mřížky z kationtů kovu a delokalizace valenčních elektronů (elektronový plyn)
	+ umožňuje elektrickou a tepelnou vodivost, lesk, neprůsvitnost

# Mezimolekulové síly

* interakce mezi molekulami
* slabší než chemické vazby
* Van der Waalsovy síly
* interakce dipól-dipól
* příklad – **vodíkové vazby** (můstky)
	+ vodík vázaný na atom s vysokou X (O, F, N)
	+ jedná se o silně polární vazby
	+ látky s těmito vazbami vytvářejí shluky částic
	+ tyto vazby podmiňují stálost prostorového uspořádání bílkovin a nukleových kyselin, zároveň také kapalnost vody