Chemická väzba

@MaruskaMacMa

Iónová väzba

Chlorid sodný – soľ vzniká reakciou (video)sodíka a chlóru:

$$2\ Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NaCl(s)$$

Na videu (video sa otvorí po kliknutí na odkaz vyššie) po iniciácii prebieha reakcia rýchlo a exotermicky. Uvoľní sa teplo a žlté svetlo, vzniká biely NaCl. To je to, čo vidíme „navonok“. Čo sa však deje vo vnútri atómov?

Sodík – *Na* - odovzdá elektrón, chlór - *Cl* -ho prijme.
Vzniknuté ióny Na^+ a Cl^- vytvoria iónovú kryštálovú mriežku.

Sodík sa skladuje pod petrolejom

Kryštály NaCl

Chlór (Cl_2)

Ilustračný obrázok

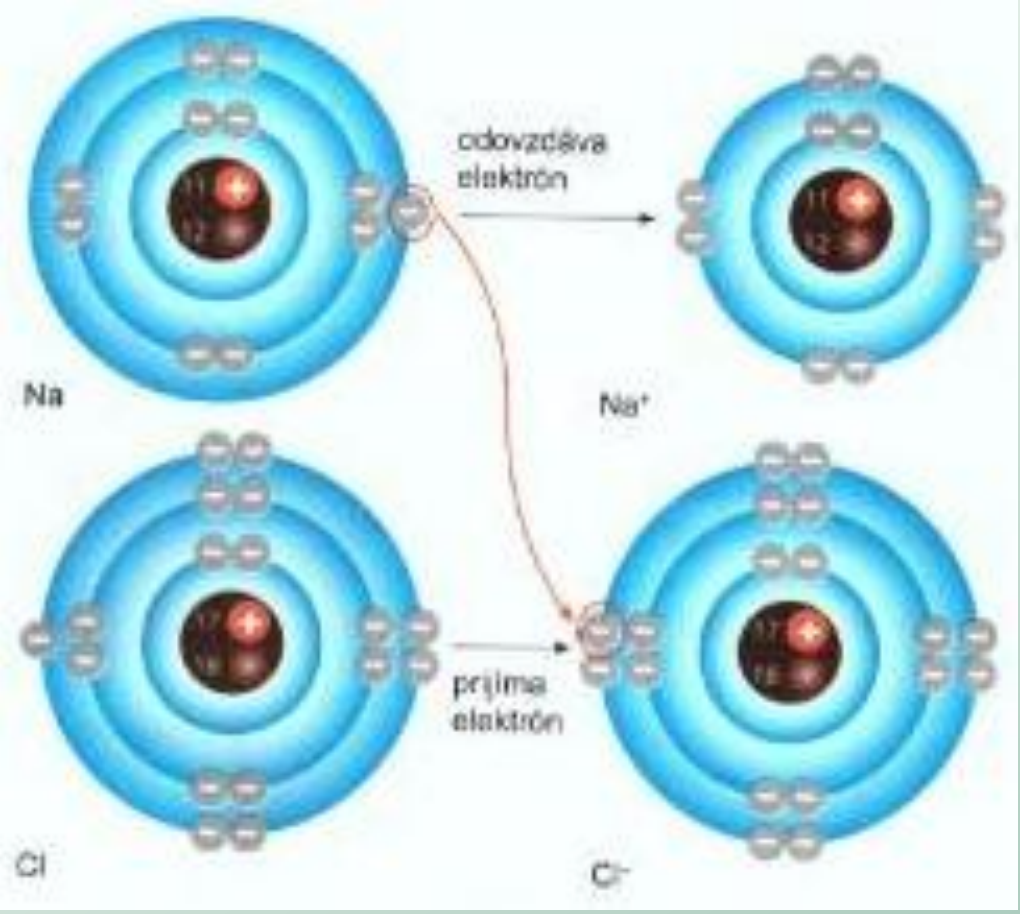
Overenie vlastností a zaradenie látok

Porozmýšľaj, ako by si overil vlastnosit sodíka a chloridu sodného:

- Aký má lesk? Je tvárny? Vodivý?
- Na základe pozorovaných vlastností by si ho zaradil medzi aké látky (kovové, iónové, kovalentné)?

	Očakávaný výsledok a zaradenie	
Sodík (Na)	*Tvárny, vedie prúd v pevnom stave. Kovová látka.*	
NaCl	*Krehký, pevný nevedie prúd, roztok vedie. Iónová látka.*	

Vznik iónov sodíka a chlóru



Zdroj obr.: učebnica pre 8. r. ZŠ

Sodík – *Na* – odovzdá jeden elektrón z poslednej vrstvy - vznikne kladne nabitý ión - Na^+ ktorý nazývame (sodný) katión.

$$\mathbf{Na \rightarrow Na^+ + e^-}$$

Chlór – *Cl* – prijme jeden elektrón (ktorý odovzdal sodík) na poslednú vrstvu. Tým vznikne záporne nabitý ión - Cl^-, ktorý nazývame (chloridový) anión.

$$\mathbf{Cl + e^- \rightarrow Cl^-}$$

Elektrónový oktet a iónová väzba

Po prenose elektrónu má Na^+ aj Cl^- v poslednej obsadenej vrstve 8 elektrónov – elektrónový oktet je stabilné usporiadanie 8 elektrónov.

Častica	Elektróny v jednotlivých vrstvách	Vonkajšia (vaôenčná) vrstva
Atóm Na	2, 8, 1	1 elektrón
Ión Na^+	2, 8	8 elektrónov
Atóm Cl	2, 8, 7	7 elektrónov
Ión Cl^-	2, 8, 8	8 elektrónov

Vlastnosti prvkov závisia predovšetkým od počtu elektrónov na poslednej vrstve. Iónová väzba je medzi opačne nabitými iónmi. Je veľmi silná, katióny a anióny sú pevne viazané.

Vlastnosti iónových látok

Uvedieme si prehľad na príklade chloridu sodného. NaCl má vysokú teplotu topenia, je krehký a dobre sa rozpúšťa vo vode.

Pevný chlorid sodný

Ióny zostávajú na svojich miestach v kryštálovej mriežke.

Pevný NaCl nevedie elektrický prúd.

Vodný roztok NaCl

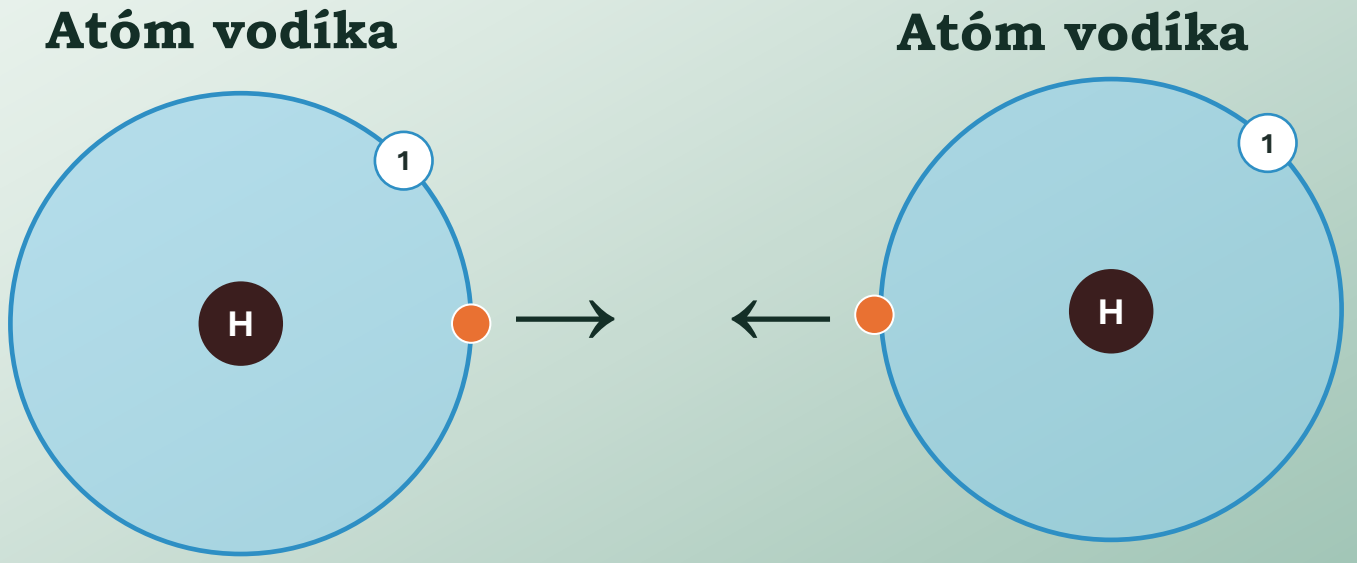
Po rozpustení sa ióny Na^+ a Cl^- môžu pohybovať v roztoku.

Roztok NaCl vedie elektrický prúd.

Ióny prenášajú náboj, keď sa môžu voľne pohybovať.

Kovalentná väzba

Vzniká tak, že každý atóm poskytne jeden elektrón z poslednej vrstvy na vznik spoločného väzbového elektrónového páru. Vzniká napríklad v molekule vodíka: v prvom kroku sa atómy vodíka k sebe priblížia:

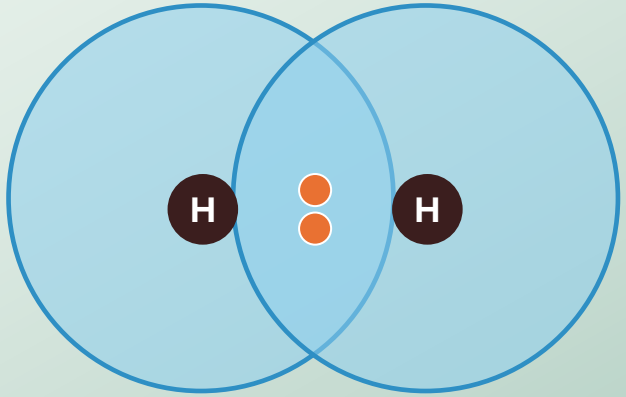


H• + •H

Každý atóm H potrebuje v obale 2 elektróny – doplní si ich zdieľaním.

V 2. kroku sa obaly atómov prekryjú a elektróny vytvoria dvojicu elektrónov,- elektrónový pár, ktorý patrí obom atómom rovnako, t.j. každý atóm má dva elektróny:

Molekula H_2



H• + •H → H–H

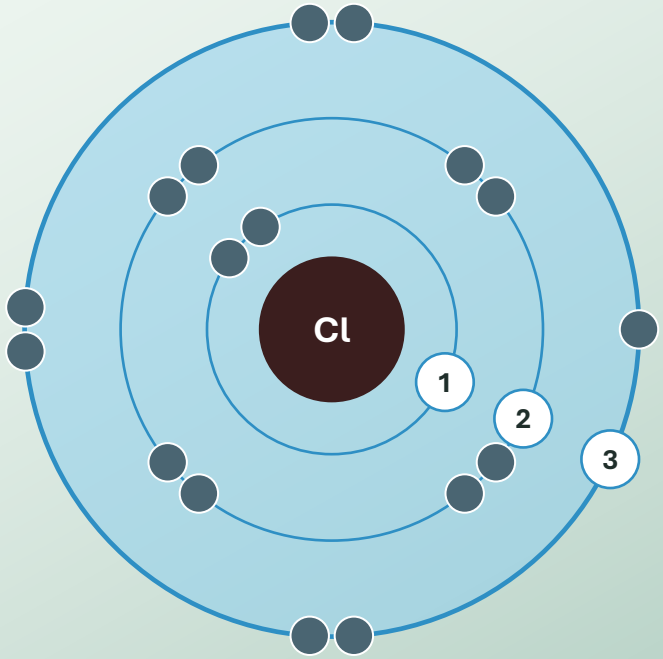
Elektrónový väzbový pár leží uprostred medzi rovnakými atómami – vznikla **nepolárna kovalentná väzba** (oba atómy priťahujú väzbový elektrónový pár rovnako silno). Nepolárna kovalentná väzba vzniká medzi atómami s rovnakou alebo podobnou hodnotou **elektronegativity**. Elektronegativita atómu je miera schopnosti atómu priťahovať väzbový elektrónový pár. Označujeme ju ***X*** a jej hodnotu pre každý prvok nájdeme v tabuľkách. Nepolárna kovalentná väzba vzniká, ak rozdiel elektronegativít zlúčených atómov je 0 – 0,04.

Polárna kovalentná väzba vznikne, ak rozdiel elektronegativít zlučovaných prvkov ΔX je 0,41 – 0,7. Príkladom je väzba v molekule kyseliny chlorovodíkovej – HCl. Hodnoty elektronegativity X nájdeme v PSP. Elektronegativita vodíka je 2,20 a chlóru 3,16. Ak od seba tieto dve hodnoty odčítame (menšiu od väčšej), zistíme, že rozdiel elektronegativít je 0,96 – teda, vzniknutá väzba bude polárna kovalentná. Zapisujeme:

$$X_{Cl} = 3{,}16$$
$$X_{H} = 2{,}20$$
$$\Delta X(HCl) = 3{,}16 - 2{,}20 = \mathbf{0{,}96}$$

V prípade **iónovej väzby** je rozdiel elektronegativít zlúčených prvkov väčší ako 0,7.

Poďme si názorne priblížiť vznik väzby medzi atómami vodíka a chlóru. Atóm chlóru má v obale elektróny rozložené v troch vrstvách:

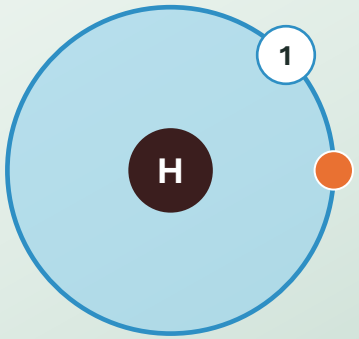


1. 1. vrstva – 2 elektróny
2. 2. vrstva – 8 elektrónov
3. 3. vrstva – 7 elektrónov

V poslednej vrstve sú 3 páry elektrónov a 1 nespárený e^- – t.j. do elektrónového oktetu (8 elektrónov) chýba 1 elektrón.

Vznik molekuly HCl: V 1. kroku sa atómy k sebe približujú:

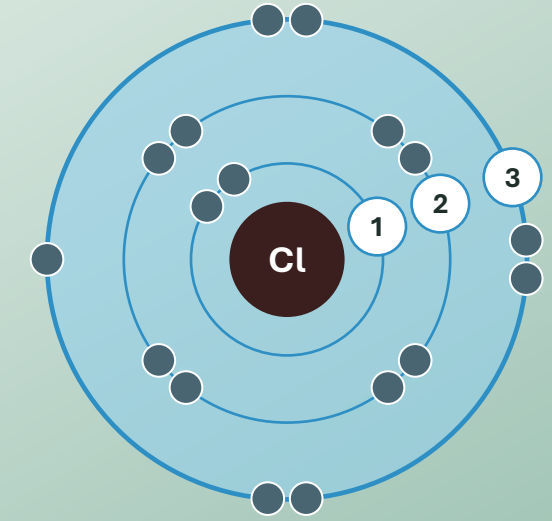
Atóm vodíka



1 vrstva, 1 elektrón

→ ←

Atóm chlóru



3 vrstvy: 2 + 8 + 7 elektrónov

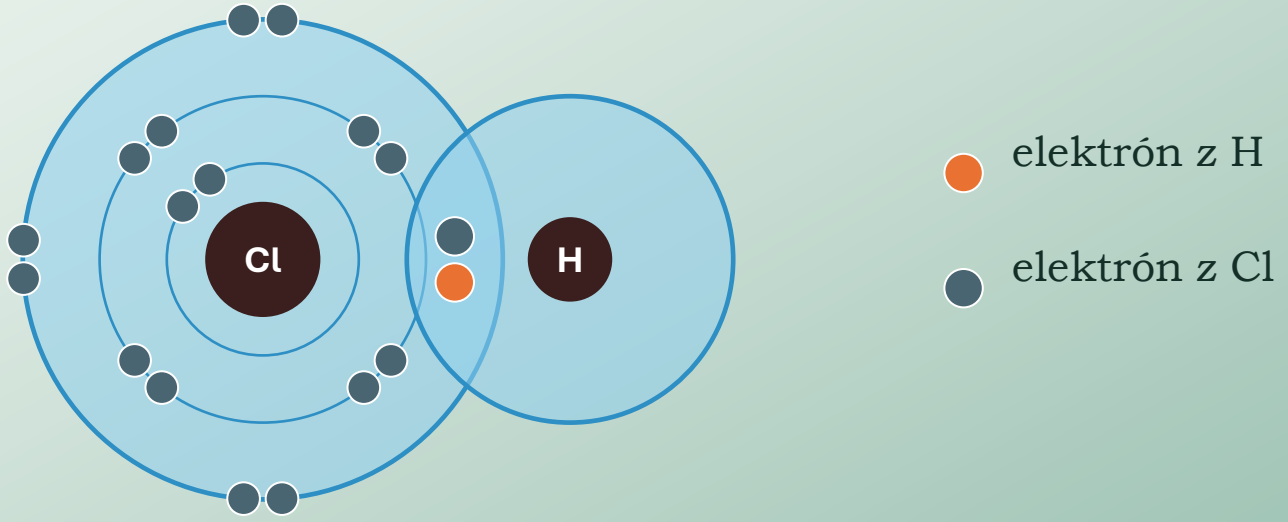
H• + •Cl

H aj Cl potrebujú ešte 1 elektrón na to, aby na poslednej vrstve mali maximálny možný počet elektrónov* – doplnia si ho zdieľaním páru.

**Pozn.: na 1. vrstve od jadra môžu byť maximálne 2 e*

V 2. kroku vytvorením spoločného väzbového elektrónového páru vznikne molekula HCl.

Molekula HCl



Spoločný väzbový elektrónový pár: vodík má 2 e^-, chlór má v poslednej vrstve oktet (8 e^-)

H• + •Cl → H–Cl

Väzbový elektrónový pár je ale bližšie k atómu chlóru – väzba je polárna kovalentná.

V skutočnosti to je trošku zložitejšie. Nevieme určiť presnú polohu elektrónu. Iba miesto, kde sa s najväčšou pravdepodobnosťou elektrón nachádza. A treba si uvedomiť že sa bavíme o nepredstaviteľne malých časticiach. ☺

Typ väzby podľa rozdielu elektronegativít - prehľad

rozdiel elektronegativít ΔX	**typ väzby**	**spoločný elektrónový pár**	**príklad**
0 – 0,4	nepolárna kovalentná	rovnomerne medzi oboma atómami	H_2, Cl_2 ($\Delta X = 0$)
0,41 – 1,7	polárna kovalentná	posunutý k atómu s väčšou elektronegativitou	HCl ($\Delta X = 0,96$)
nad 1,7	iónová	prenos elektrónu – vznik iónov	NaCl ($\Delta X = 2,23$)

Čím väčší je rozdiel elektronegativít, tým viac sa väzbový elektrónový pár posúva k atómu s vyššou elektronegativitou.

Príklad:

Podľa rozdielu elektronegativít v zlúčenine chloridu železitého $FeCl_3$ urči, o aký typ väzby sa v zlúčenine jedná.

Riešenie:

Zápis: V tabuľke si nájdeme hodnoty elektronegativít:

$X_{Fe} = 1{,}8$
$X_{Cl} = 3{,}44$
$\Delta X_{FeCl_3} = ?$

Výpočet:

$$\Delta X_{FeCl_3} = 3{,}44 - 1{,}8 = \mathbf{1,64} \rightarrow \textbf{\textit{polárna kovalentná väzba}}$$

Pri tvorbe tejto prezentácie bola využitá pomoc AI.