

27.6 Właściwości wiązań jonowych

Związki jonowe (sole) mają charakterystyczne, wspólne cechy:

- Stopione sole i roztwory wodne soli przewodzą *prąd elektryczny* (por. rozdz. 27.2). Zawarte w nich jony układają się w regularne struktury krystaliczne, które przybierają formy charakterystyczne dla danej soli, zarówno w skali makro- jak i mikroskopowej.
- Kryształy soli są *twarde i kruche*. Nie jest możliwe odkształcenie plastyczne, ponieważ przesunięcia w sieci krystalicznej powodują zgromadzenie takich samych ładunków, przy czym ich wzajemne odpychanie prowadzi do pęknięcia sieci, a tym samym kryształu.
- *Stopienie soli wymaga wysokich temperatur*, np. NaCl topi się przy 801°C.

Siły przyciągania między jonami w sieci są bardzo silne. Przy wzroście temperatury jony coraz bardziej oscylują wokół ich miejsca w sieci, ale mogą je opuścić dopiero przy wystarczającej i, w tym przypadku, bardzo wysokiej dostawie energii.

W stopionej soli wciąż istnieją znaczne siły oddziaływania między jonami.

Duże różnice w temperaturach topnienia są ściśle zależne od wielkości i ładunku zaangażowanych jonów: przykładowo tlenki (= sole z anionem O^{2-}), ze względu na podwójny ładunek anionu tlenu, wykazują szczególnie wysokie punkty topnienia.

28 Wiązanie kowalencyjne

Oprócz możliwości osiągnięcia energetycznie korzystnego oktetu elektronowego przez przeniesienie elektronu i w konsekwencji powstania wiązań jonowych, może także dojść do utworzenia wiązania poprzez uwspólnienie e^- atomów uczestniczących w wiązaniu.

- Te *wiązania*, w przeciwieństwie do działającego we wszystkich kierunkach wiązania jonowego, są *zlokalizowane między dwoma atomami uczestniczącymi w wiązaniu*, tzn. że elektrony wiążące utrzymują się w przestrzeni między atomami.
- U obu partnerów wiązania elektrony wiążące doliczane są do oktetu elektronowego.
- Elektrony wiążące są zawsze elektronami walencyjnymi (zob. rozdz. 26.3).

28.1 Kreskowe wzory wartościowości

Aby przedstawić cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi w zrozumiały i prosty sposób, rozwinięto *kreskowy sposób zapisu wartościowości*. Wynikowe wzory nazywane są *wzorami Lewisa*.

28.1.1 Wzory Lewisa dla wodoru, tlenu, azotu i fluoru

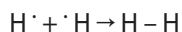
Pierwiastki H, N, O i halogeny F, Cl, Br, I występują w stanie podstawowym jako cząsteczki dwuatomowe (zob. też rozdz. 12.3). Fakt ten wynika z osiągnięcia konfiguracji gazu szlachetnego przy tworzeniu cząsteczki.

- Wodór:
Atomy posiadają jeden elektron, symbolizowany przez kropkę obok symbolu pierwiastka.

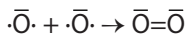
Elektrony tworzą *razem* wiązanie między dwoma atomami. Każdy z atomów wodoru ma w ten sposób wpływ na oba elektrony i w pewnym sensie osiąga konfigurację helu.

Taka *para elektronów* prezentowana jest przez prostą kreskę.

Między atomami H znajduje się *wiązanie proste*.



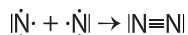
- Tlen:
Atomy posiadają sześć elektronów walencyjnych, tzn. pojedynczym atomom do osiągnięcia oktetu brakuje jeszcze dwóch elektronów.



Każdy atom O wnosi do wiązania *dwa* elektrony, które w ten sposób tworzą dwie pary elektronów (cztery e^-). Każdy atom O uzyskuje oktet elektronowy. Wiązanie podwójne jest symbolizowane przez dwie linie.

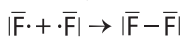
Azot:

- Ze swoimi zaledwie pięcioma elektronami walencyjnymi azot może osiągnąć oktet elektronowy, jeśli każdy z dwóch atomów N uczestniczących w wiązaniu wniesie do wspólnego bilansu *trzy* elektrony.



W stanie podstawowym między atomami azotu znajduje się *wiązanie potrójne*.

- Halogeny na przykładzie fluoru:
Atomy halogenów ze swoimi siedmioma elektronami są bliskie uzyskania oktetu, tzn. że jeden dodatkowy elektron wystarczy do utworzenia wiązania.



W dwuatomowych cząsteczkach halogenów znajdują się wiązania pojedyncze.

28.1.2 Niewiążące pary elektronowe

Pary elektronów walencyjnych nie uczestniczących w wiązaniu, zaznaczone są we wzorach jako kreski, które nie znajdują się między symbolami pierwiastków.

Takie pary elektronów nazywane są *wolnymi parami elektronowymi*.

28.2 Warunki powstawania wiązań na przykładzie drugiego okresu

Rozważania dotyczące tworzenia wiązań przez pierwiastki z drugiego okresu układu okresowego (Li–Ne) z innymi atomami prowadzą do następujących wniosków:

- Li i Be wiążą się w sole tylko z niemetalami i dlatego tworzą wiązania jonowe (zob. rozdz. 26.4).
- Należy wspomnieć, że B (bor) osiąga oktet elektronowy, tworząc wiązania kowalencyjne i *tylko* dzięki specyficznym interakcjom z jego trzema partnerami wiązania.
- **C odgrywa szczególnie ważną rolę:**
Pierwiastek C posiada cztery elektrony walencyjne. Odpowiednio, do utworzenia „wyższego” oktetu potrzebuje dodatkowych czterech elektronów (Teoretyczne wiązanie poczwórne z *innym atomem węgla* nie jest możliwe, ze względu na układ przestrzenny wiązań kowalencyjnych. Oddanie lub przyjęcie czterech elektronów jest niekorzystne energetycznie.)