

Kapitola 1

Literatura

1. Ch. Kittel, Úvod do fyziky pevných látek, Academia, Praha 1985
2. L. Eckertová, Elektronika povrchů, SPN, Praha 1983
3. Hlávka, skripta, Univerzita J. E. Purkyně, Brno
4. L. Eckertová (ed.), Metody analýzy povrchů - elektronová spektroskopie, Academia, Praha 1990
5. L. Frank, J. Král (ed.), Metody analýzy povrchů - iontové, sondové a speciální metody, Academia 2002
6. A. Zangwill, Physics at Surfaces, Cambridge University Press 1988
7. P. E. J. Flewitt, R. K. Wild, Physical Methods for Materials Characterisation, IOP Publishing, Bristol 1994

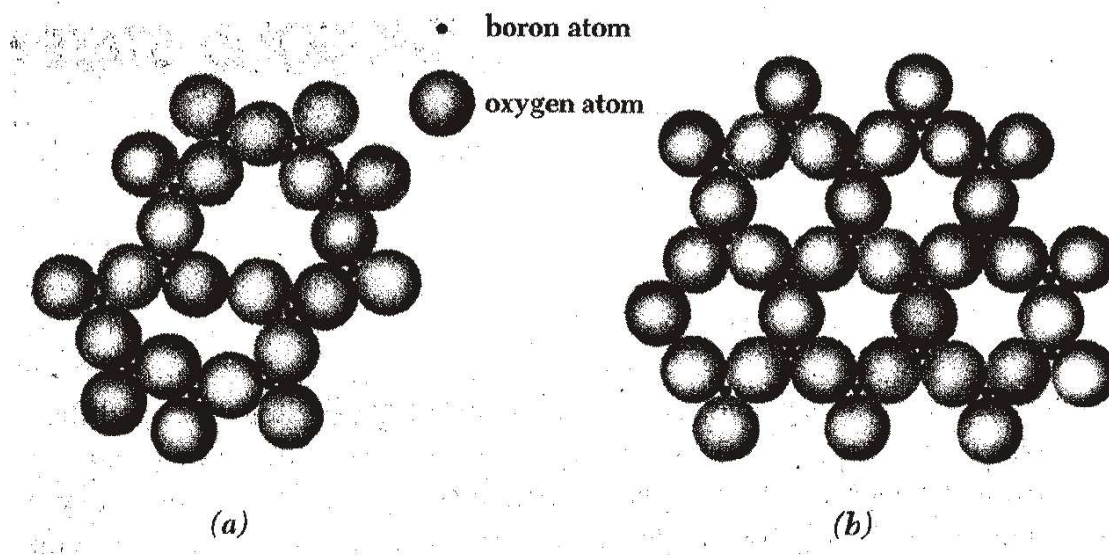
Kapitola 2

Krystalické a amorfní pevné látky

Většina pevných látek jsou krystaly, takže atomy, ionty nebo molekuly, ze kterých jsou složeny, tvoří tří-dimenzionální strukturu. V krystalické látce tedy existuje dalekodosahové uspořádání. Jiným látkám toto uspořádání chybí a můžeme je považovat za super-podchlazené kapaliny, jejichž tuhost je důsledkem extrémně vysoké viskozity. Amorfní látky ovšem vykazují uspořádání na krátkou vzdálenost. Rozdíl mezi krystalickými a amorfními látkami můžeme demonstrovat např. na příkladu oxidu bóru B_2O_3 , který tvoří obě formy. Atom bóru je obklopen třemi atomy kyslíku, což představuje krátkodosahové uspořádání. V krystalu B_2O_3 jsou kyslíkové atomy uspořádány do hexagonální struktury (viz obr. 2.1).

2.1 Krystalová struktura

- Struktura všech krystalů je popsána pomocí **mřížky** a skupiny atomů (**báze**, spojených s každým mřížkovým bodem).
- Mřížka je definována takovými třemi **základními (elementárními) translačními vektory**



Obrázek 2.1: Dvoudimenzionální schéma B_2O_3 : a) amorfní B_2O_3 vykazující pouze krátkodosahové uspořádání b) krystalický B_2O_3 s dalekodosahovým uspořádáním

tory \vec{a} , \vec{b} , \vec{c} , že uspořádání atomů vypadá zcela stejně, je-li pozorováno z libovolného bodu \vec{r} , nebo z bodu

$$\vec{r}' = \vec{r} + u\vec{a} + v\vec{b} + w\vec{c}, \quad (2.1)$$

kde u, v, w jsou libovolná celá čísla.

- Rovnoběžnostěn definovaný základními (elementárními) translačními vektory se nazývá **základní (elementární) buňka**.
- Mřížka a její translační vektory se nazývají **primitivní** (prosté), jestliže každé dva body \vec{r}, \vec{r}' , z nichž seskupení atomů vypadá stejně, vždy splňují (2.1) s vhodně vybranými celými čísly u, v, w .
- Primitivní translační vektory definují **primitivní buňku**. Předchozí definice zaručuje, že jde o nejmenší možnou základní buňku dané struktury.
- Primitivní translační vektory často používáme k definici **krystalových os**. Mohou být však použity i jiné translační vektory, jestliže jsou jednodušší.
- **Operace mřížkové translace** je definována jako rovnoběžné posunutí celého krystalu o translační vektor

$$\vec{T} = u\vec{a} + v\vec{b} + w\vec{c}, \quad (2.2)$$

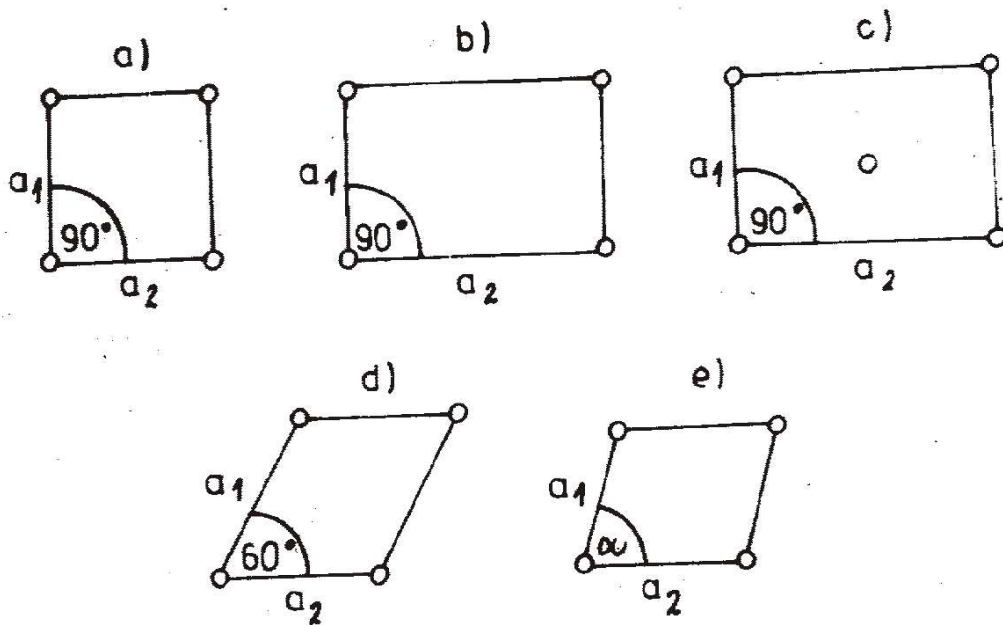
- **Operace symetrie** převádějí krystalovou strukturu samu v sebe. Mezi ně patří operace mřížkových translací (2.2), bodových operací (rotace, zrcadlení) a dále složené operace vytvořené kombinací translací a bodových operací.

Při popisu krystalové struktury je třeba vyjasnit tři důležité otázky:

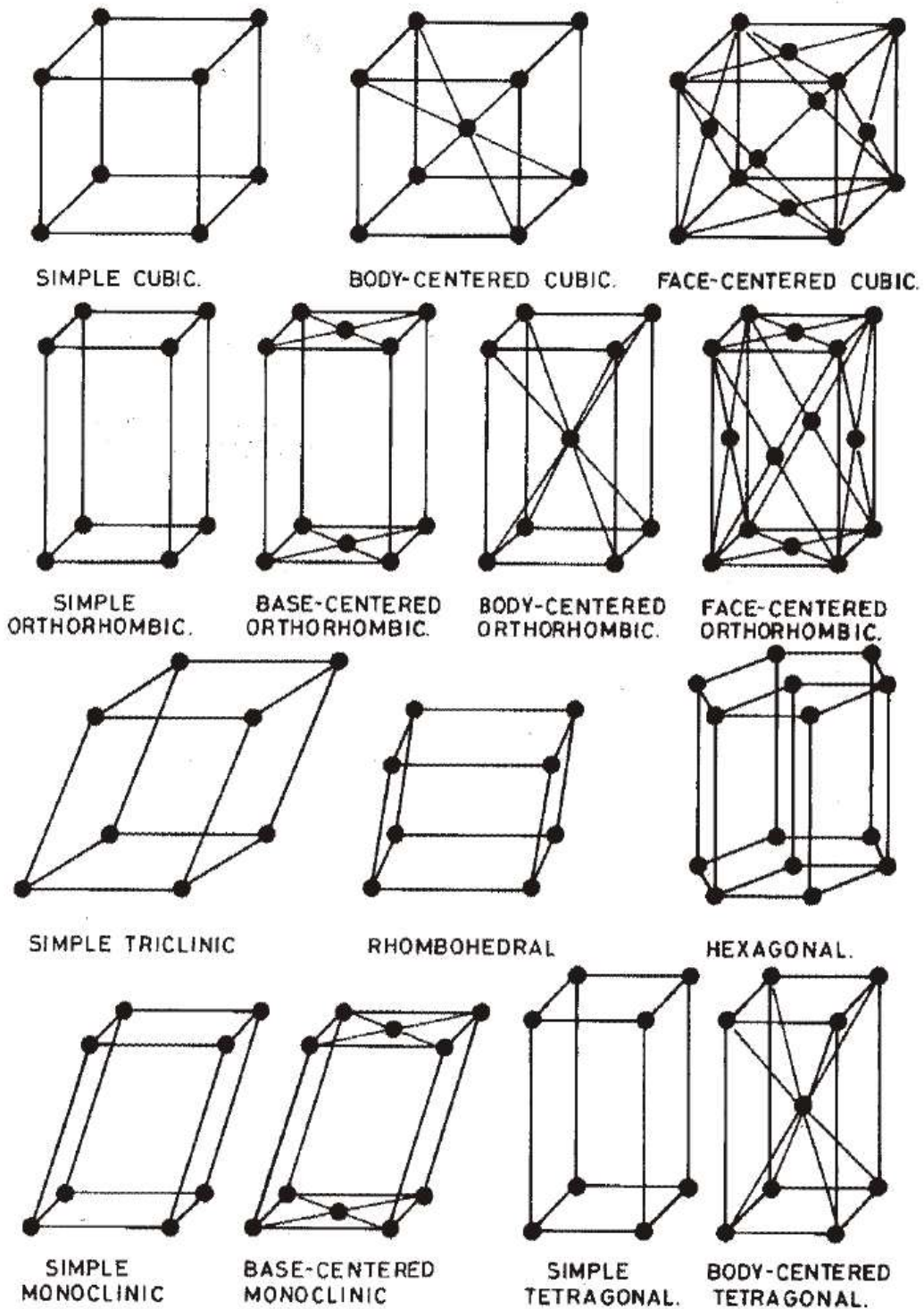
1. **jaká je mřížka** (pro určitou strukturu jich může být více),
2. **jaké základní translační vektory** $\vec{a}, \vec{b}, \vec{c}$ budeme používat při popisu mřížky (pro danou mřížku je možné zvolit více než jeden soubor základních translačních vektorů) a
3. **jaká je báze** (tu můžeme zvolit až po té, co jsme vybrali mřížku a základní translační vektory).

Ve **dvou dimenzích** existuje **5 Bravaisových mřížek** (jedna obecná a čtyři speciální splňující bodové grupy symetrie): čtverečná, pravoúhlá prostá, pravoúhlá centrovaná, šesterečná a kosoúhlá.

Ve **třech dimenzích** vyžadují bodové grupy symetrie **14** různých (jeden obecný a 13 speciálních) typů Bravaisových mřížek. Čtrnáct typů mřížek je vhodně seskupeno do sedmi krystalových soustav (kubická, ortorombická, triklinická, romboedrická, hexagonální, monoklinická a tetragonální) podle sedmi typů elementárních buňek. Poloha a orientace libovolné krystalové roviny jsou určeny třemi body roviny, které leží na krystalových osách. Polohy bodů se vyjádří pomocí mřížkových konstant. Převrácene hodnoty těchto čísel se převedou na tři celá čísla, která mají stejný vzájemný poměr (obvykle se volí nejmenší čísla). Výsledek se zapíše v kulatých závorkách ve tvaru (hkl) .



Obrázek 2.2: 2D krystalové mřížky



Obrázek 2.3: 3D krystalové mřížky

Kapitola 3

Vazby v pevných látkách

- iontová
- kovaletní
- kovová
- Van der Waalsova

3.1 Iontová vazba

K iontové vazbě dochází pokud atomy s nízkou ionizační energií (ztrácejí lehce elektrony, tj. stávají se kladnými ionty) interagují s atomy s vysokou elektronovou afinitou (lehce elektrony přijímají, tj. stávají se zápornými ionty). Jde tedy o vazbu mezi kladným a záporným iontem, která je důsledkem elektrostatické interakce. V rovnovážné konfiguraci iontového krystalu musí být odpudivé síly stejně nabitých iontů menší než přitažlivé síly opačně nabitých iontů. Vylučovací princip kvantové mechaniky pak zabraňuje přiblížení iontů příliš blízko k sobě, neboť vyžaduje obsazení vyšší energií stavů, pokud se elektronové orbitály atomů začínají překrývat.

Ionizační energie atomů se periodicky mění v závislosti na atomovém čísle, jak je ukázáno na obr. ???. Není těžké nahlédnout důvod této závislosti. Např. atomy alkalických kovů (skupina I periodické tabulky prvků) mají jeden s elektron mimo uzavřenou podslupku. Elektrony ve vnitřních slupkách částečně stíní vnější elektron od náboje jádra $+Ze$, takže efektivní náboj, který přitahuje tento elektron je spíše e než $+Ze$. Stačí tedy vynaložit relativně málo energie, abychom tento jeden elektron od atomu oddělili. Čím je atom větší, tím je elektron dále od jádra a potřebujeme nižší energii. Zvyšování ionizační energie v jedné z "period" je způsobeno zvyšováním náboje jádra, zatímco počet stínících elektronů zůstává konstantní. Opačným extrémem než alkalické kovy jsou halogeny, které se snaží doplnit si vnější p slupku o jeden chybějící elektron. Halogeny mají vysokou elektronovou afinitu (viz tabulka 3.1) Elektronová afinita je definovaná jako energie uvolněná, když je prvku přidán jeden elektron. Elektronové konfigurace všech iontů podílejících se na vazbě odpovídají uzavřeným elektronovým slupkám nejbližší stojících inertních plynů. Rozdělení elektronového náboje u atomů inertních plynů je kulově symetrické, takže lze očekávat, že směrovanost vazby je velmi nízká.

Obecně je v iontovém krystalu každý iont obklopen tolika ionty opačného znaménka, kolik se jich vejde, což vede k maximální stabilitě krystalu. Relativní velikost jednotlivých typů iontů tedy určuje typ krystalové struktury. Nejčastěji se vyskytují dva typy: plošně nebo prostorově centrovaná kubická mřížka. Prvním typem je např. krystal NaCl (obr. ???), kde každý atom má

6 nejbližších sousedů jiného typu, protože velikost atomů Na a Cl se dosti liší. Ke druhému typu patří např. krystal CsCl (obr. ??) - tyto atomy mají podobnou velikost, a každý má tedy osm nejbližších sousedů druhého druhu.

Kohezní energie krystalu je energie, která se uvolní, když vytvoříme s individuálních neutrálních atomů krystal. Základním příspěvkem ke kohezní energii iontového krystalu je potenciální Coulombovská energie iontů $V_{Coulomb}$. Uvažujme iont Na^+ v NaCl. Jeho nejbližšími sousedy je šest iontů Cl^- ve vzdálenosti r , takže

$$V_1 = -\frac{6e^2}{4\pi\epsilon_0 r}. \quad (3.1)$$

Dalšími nejbližšími sousedy je 12 Na^+ , každý ve vzdálenosti $\sqrt{2}r$, tj.

$$V_2 = +\frac{12e^2}{4\pi\epsilon_0\sqrt{2}r}. \quad (3.2)$$

Když uděláme sumaci přes celý krystal, dostaneme

$$\begin{aligned} V_{Coulomb} &= -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \left(6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \dots \right) \\ &= -1,748 \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \\ &= -\alpha \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}. \end{aligned} \quad (3.3)$$

Konstanta α se nazývá Madelungova konstanta krystalu a má stejnou hodnotu pro krystaly stejné struktury. Její hodnota pro jednoduché krystalové struktury se pohybuje mezi 1,6 a 1,8.

Příspěvek odpudivé síly k celkové potenciální energii krystalu může být aproximativně zapsán jako

$$V_{odpud} = \frac{B}{r^n}. \quad (3.4)$$

Znaménko je kladné, což odpovídá odpudivé interakci a závislost r^{-n} , kde n je velké číslo, koresponduje s krátkodosahovým charakterem síly. Celková potenciální energie krystalu je tedy

$$\begin{aligned} V &= V_{Coulomb} + V_{odpud} \\ &= -\frac{\alpha e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + \frac{B}{r^n}. \end{aligned} \quad (3.5)$$

V rovnovážném případě separace iontů na vzdálenost r_0 musí být V minimální

$$\left(\frac{dV}{dr} \right)_r = r_0 = 0, \quad (3.6)$$

Tabulka 3.1: Elektronové afinity halogenů v eV.

fluór	3,45
chlór	3,61
bróm	3,36
iód	3,06

takže

$$B = \frac{\alpha e^2}{4\pi\epsilon_0 n} r_0^{n-1} \quad (3.7)$$

a celková potenciální energie je

$$V = -\frac{\alpha e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right). \quad (3.8)$$

Hodnota exponentu n je přibližně 9. V krystalu NaCl je $r_0 = 2.81 \text{ \AA}$, takže $V = -1,27 \times 10^{-18} \text{ J} = -7,97 \text{ eV}$. Protože nemůžeme počítat každý iont více než jedenkrát, je pouze polovina této hodnoty kohezni energií na jeden iont. Musíme ale počítat také s energií potřebnou k přenosu jednoho elektronu mezi Na a Cl, což se rovná rozdílu mezi ionizační energií $+5,14 \text{ eV}$ pro Na a elektronovou afinitou $-3,61 \text{ eV}$ pro Cl, tj. $+1,53 \text{ eV}$. Každý atom tedy přispívá polovinou této hodnoty, takže celková kohezni energie na jeden atom je $E_{\text{kohez}} = (-3,99 + 0,77) \text{ eV/atom} = -3,22 \text{ eV/atom}$.

Mnoho iontových krystalů jsou tvrdé materiály díky pevnosti jejich vazeb a mají vysoký bod tání. Zároveň jsou také křehké, protože skluz atomů je omezen střídáním kladných a záporných iontů. Polární kapaliny je mohou rozpouštět.

3.2 Kovalentní vazba

Kovalentní vazba je vazbou elektronových párů neboli chemickou homeopolární vazbou. Je to nejrozšířenější typ chemické vazby mezi atomy. Elektrony vytvářející vazbu mají tendenci k částečné lokalizaci v oblasti mezi dvěma atomy spojenými vazbou a vždy opačný spin. Kovalentní krystaly např. diamant, Si, SiC. Kohezni energie je 3–5 eV/atom.

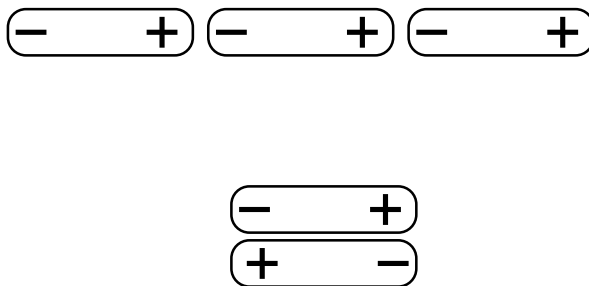
3.3 Van der Waalsova vazba

All atoms and molecules, even inert-gas atoms such as those of helium and argon, exhibit weak, short-range attractions for one another due to *van der Waals forces*. These forces were proposed a century ago by the Dutch physicist Johannes van der Waals to explain observed departures from the ideal-gas law. The explanation of the actual mechanism of the force, of course, is more recent.

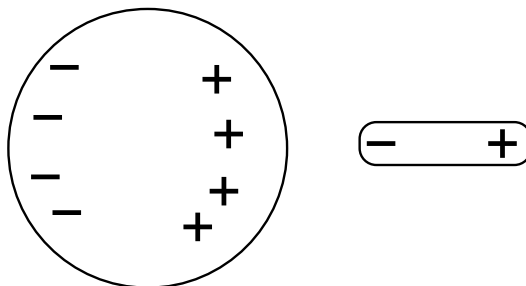
Van der Waals forces are responsible for the condensation of gases into liquids and the freezing of liquids into solids in the absence of ionic, covalent, or metallic bonding mechanisms. Such familiar aspects of the behaviour of matter in bulk as friction, surface tension, viscosity, adhesion, cohesion, and so on, also arise from these forces. As we shall find, the van der Waals attraction between two molecules r apart is proportional to r^{-7} , so that it is significant only for molecules very close together.

3.3.1 Polar-polar attraction

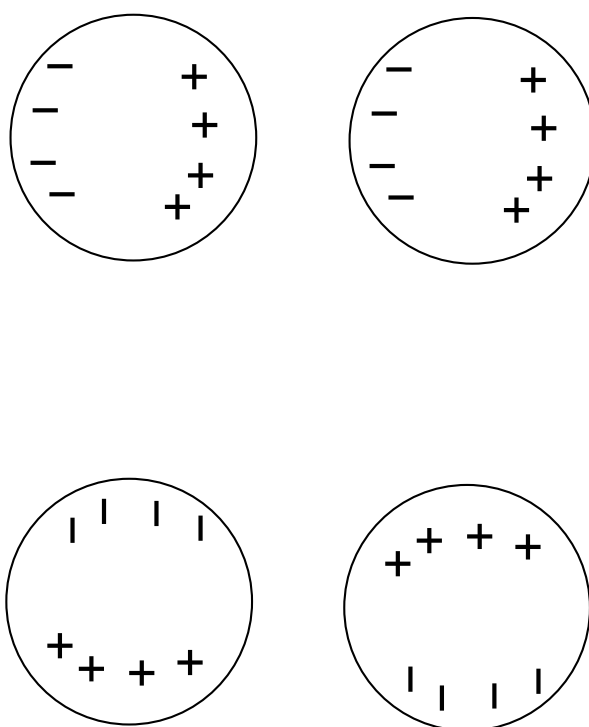
We begin by noting that many molecules, called *polar molecules*, have permanent electric dipole moments. An example is the H_2O molecule (Fig. 3.4), in which the concentration of electrons around the oxygen atom makes that end of the molecule more negative than the end where the hydrogen atoms are. Such molecules tend to align themselves so that ends of opposite sign are adjacent, as in Fig. ???. In this orientation the molecules strongly attract each other.



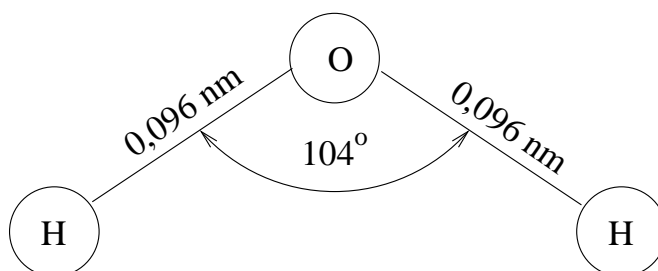
Obrázek 3.1: Polar-polar attraction



Obrázek 3.2: Polar-nepolar attraction



Obrázek 3.3: Nepolar-nepolar attraction



Obrázek 3.4: Molecule of water

3.3.2 Polar-nonpolar attraction

A polar molecule is also able to attract molecules which do not normally have a permanent dipole moment. The process is illustrated in Fig. ???. The electrical field of the polar molecule causes a separation of charge in the other molecule, with the induced moment the same in direction as that of the polar molecule. The result is an attractive force. The effect is the same as that involved in the attraction of an unmagnetized piece of iron by a magnet.

It is not difficult to determine the characteristics of the attractive force between a polar and a nonpolar molecule. The electric field \vec{E} at a distance r from a dipole of moment \vec{p} is given by

$$\vec{E} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left[\frac{\vec{p}}{r^3} - \frac{3(\vec{p}\vec{r})}{r^5} \vec{r} \right] \quad (3.9)$$

We recall from vector analyses that $\vec{p}\vec{r} = pr \cos \theta$, where θ is the angle between \vec{p} and \vec{r} . The field \vec{E} induces in the other, normally nonpolar molecule an electric dipole moment \vec{p}' proportional to \vec{E} in magnitude and ideally in the same direction. Hence

$$\vec{p}' = \alpha \vec{E} \quad (3.10)$$

where α is a constant called the *polarizability* of the molecule. The energy of the induced dipole in the electrical field \vec{E} is

$$\mathcal{E} = -\vec{p}' \vec{E} = -\frac{\alpha}{(4\pi\epsilon_0)^2} (1 + \cos^2 \theta) \frac{p^2}{r^6} \quad (3.11)$$

The mutual energy of the molecules that arises from their interaction is thus negative, signifying that the force between them is attractive, and is proportional to r^{-6} . The force itself is equal to $d\mathcal{E}/dr$ and so proportional to r^{-7} , which means that it drops rapidly with increasing separation. Doubling the distance between two molecules reduces the attractive force between them to only 0.8 % of its original value.

3.3.3 Nonpolar-nonpolar attraction

More remarkably, two nonpolar molecules can attract each other by the above mechanism. Even though the electron distribution in a nonpolar molecule is symmetric on the average, the electrons themselves are in the constant motion and at any given instant one part or another of the molecule has an excess of them. Instead of the fixed charge asymmetry of a polar molecule, a nonpolar molecule has a constantly shifting asymmetry. When two nonpolar molecules are close enough, their fluctuating charge distributions tend to shift together, adjacent ends always having opposite sign (Fig. ??) and so always causing an attractive force.

3.3.4 Hydrogen bond

An especially strong type of van der Waals bond called a *hydrogen bond* occurs between certain molecules containing hydrogen atoms. The electron distribution in such an atom is so distorted by the affinity of the “parent” atom for electrons that each hydrogen atom in essence has donated most of its negative charge to the parent atom, leaving behind a poorly shielded proton. The result is a molecule with a localized positive charge which can link up with the concentration of negative charge elsewhere in another molecule of the same kind. The key factor here is the small effective size of the poorly shielded proton, since electric forces vary as r^{-2} .

3.4 Kovová vazba

Kovová vazba je tvořena vodivostními elektrony. U některých kovů přispívá interakce iontů s vodivostními elektrony významně k vazební energii, ale charakteristickým rysem kovové vazby je snížení energie valenčních elektronů v kovu ve srovnání s volným atomem. V přechodných kovech mohou dále k vazbě přispívat i vnitřní slupky elektronů.

3.4.1 Systém elektronů v kovech

Především se tento problém řeší pomocí tzv. jednoelektronové aproximace. Je však nutné zavést ještě další aproximace, např.

- přiblížení volných elektronů - umožňuje správně pochopit řadu vlastností kovů, např. měrné teplo, tepelnou vodivost, el. vodivost.
- přiblížení slabě vázaných elektronů - vysvětlení dalších důležitých jevů, jako je rozdíl mezi kovy, polokovy a izolátory, vztah mezi vodivostními a valenčními elektrony v kovu apod.

V obou případech považujeme systém elektronů za kvantový ideální plyn fermionů (max. 1 částice v daném stavu). Pak je rozdělení elektronů podle energií $n(\epsilon)$

$$n(\epsilon) = \frac{dn}{d\epsilon} = f_{\text{FD}} g(\epsilon), \quad (3.12)$$

kde $g(\epsilon)$ je rozdělení hustoty energiových stavů a f_{FD} je Fermi-Diracova statistika

$$f_{\text{FD}} = \frac{1}{\exp\left(\frac{\epsilon - \mu}{kT}\right) + 1}. \quad (3.13)$$

Chemický potenciál μ , který můžeme určit z normovací podmínky na počet elektronů N

$$N = \int_0^{\infty} f_{\text{FD}} g(\epsilon) d\epsilon. \quad (3.14)$$

je funkcí teploty T .

Pro částice s $m \neq 0$, tj. $\epsilon = \vec{p}^2/2m$ je

$$g(\epsilon)d\epsilon = g_0 \frac{\int_{\epsilon}^{\epsilon+d\epsilon} d\vec{q}d\vec{p}}{h^3}, \quad (3.15)$$

3.5. A SUMMARY OF PHYSICAL AND MECHANICAL PROPERTIES ASSOCIATED WITH INTERA

kde g_0 obsahuje informace o vnitřních stupních volnosti (např. spin). Po úpravách a přihlédnutí k dvojí orientaci spinu elektronu dostaneme

$$g(\epsilon)d\epsilon = \frac{4\pi L^3}{h^3}(2m)^{3/2}\epsilon^{1/2}d\epsilon \quad (3.16)$$

Při $T = 0$ připomíná f_{FD} reprezentaci Heavysidovy funkce. Hodnota rozdělovací funkce se v bodě, který nazýváme Fermiho energie $\epsilon = \mu = E_F$, skokem mění z 1 na 0. Fermiho energie se tedy definuje jako energie nejvyššího obsazeného stavu při absolutní nule.

Pro silně degenerovaný plyn, tj. při dostatečně nízké teplotě, je chemický potenciál roven

$$\mu = \mu_0 \left(1 - \frac{\pi^2}{12} \left(\frac{kT}{\mu_0} \right)^2 + \dots \right), \quad (3.17)$$

kde μ_0 je chemický potenciál při absolutní nule.

Z řešením Schrödingerovy rovnice v el. poli periodického potenciálu iontových zbytků krystalu vyplývá existence pásů oddělených oblastmi energie, kterým neodpovídají žádné vlnové stavy. Tyto oblasti se nazývají **zakázané pásy**. Pro chování látky v el. poli je důležitá poloha Fermiho hladiny vzhledem k zakázanému pásu.

3.5 A summary of physical and mechanical properties associated with interatomic bonds

Property	Ionic	Covalent	Metallic	Van der Waals
	Non-directional; Structures of high coordination	Directional; Structures of low coordination and low density	Non-directional; Structures of high coordination and high density	Analogous to metallic bonds
Mechanical	Strong, hard crystals	Strong, hard crystals	Variable crystals	Weak, soft crystals
Thermal	High melting point, low expansion coefficient	High melting point, low expansion coefficient	Range of melting points extended liquidus range	Low melting point large expansion coefficient
Electrical	Weak insulator, conduction by ion transport when liquid	Insulator in solid and liquid state	Conduction by electron transport	Insulator
Optical	Absorption and other properties mainly of the individual ions	High refractive index, absorption different in solid and gas	Opaque, with similar properties in liquid state	Properties of individual molecules

Kapitola 4

Typy materiálu

Tabulka 4.1: Classification of materials based on nature and applications by Bever (1986)

Nature	Applications
Ceramics	Industrial Materials
Glasses	Electrical Materials
Metals and Alloys	Electronic Materials
Other Inorganic Materials	Superconducting Materials
Polymers	Magnetic Materials
Elastomers	Nuclear Materials
Fibres	Material for other Energy Applications
Composite Materials	Optical Materials
Wood	Biomedical Applications
Paper and Paperboard	Dental Materials
Other Biological Materials	Building Materials

(*) M. B. Bever ed., Encyclopedia of Materials, Science and Engineering, Vol. 1 ed. R. W. Cahn, Oxford (1986), Pergamon

4.1 Ceramics

The constitution of a ceramic is usually a combination of one or more metals with a non-metallic element, usually oxygen. As a result, the atoms in a ceramic crystal are linked by a combination of ionic and covalent bonds. The combination of oxygen atoms with the metal atoms provides a strong ionic bond because oxygen, with two vacancies in the outer electron shell, effectively borrows two electrons from the neighbouring metal atoms.

If ceramic crystals were of perfectly organised structure and uniform microstructure, these materials would have mechanical properties that exceed those achieved. Indeed, failure of a ceramic is generally a consequence of a microstructural defect, or combination of defects, such as inclusions, pores, voids and distribution of irregular size grain.

4.2 Glasses

Glass is a class of materials that does not crystallise when cooled from the molten state and, therefore, does not have long range periodicity within the atomic structure. A pure oxide glass consists of a random three-dimensional network of atoms where each oxygen atom is bonded to two atoms of metals, such as boron and each metal atom is bonded with three oxygen atoms. However, there are many type of glasses and in the case of silica glass, each metal atom is bonded with four oxygen atoms producing a more complex atomic configuration. The addition of fluxing atoms such as sodium reduces the number of bond cross links.

The major constituents of glasses are in two separated regions of the Periodic Table, Group VI (O, Si, Se and Te) and Groups I and II (used primarily as fluxes).

4.3 Metals and Alloys

Metals and alloys are opaque, lustrous and relatively heavy, easily fabricated and shaped, have good mechanical strength and high thermal and electrical conductivity. All these properties are a consequence of the metallic bonds. In general, they form one of the face centred cubic (fcc), body centred cubic (bcc) or hexagonal close packed (hcp) structures.

The overall mechanical properties of metals and alloys are controlled by the crystal lattice defects, such as dislocations and vacancies. Mechanical and chemical properties can be modified by the addition of alloying elements in varying proportion.

4.4 Polymers

Polymers are by definition materials composed of long-chain molecules, typically 10 to 20 nm, that have been developed as a consequence of the linking of many smaller molecules, monomers. The combination of tensile strength and flexibility make these materials attractive.

If the molecular chains are packed side by side, the molecules form an array with a crystalline structure. Natural polymers have complex microstructure comprising a mixture of crystalline and amorphous material. In the case of polymeric materials, the interatomic bonds between molecular chains are the weak van der Waals forces, but in the crystalline structures, the chains are closer together over comparatively large distances so that the contribution of intermolecular forces has the effect of producing a more rigid material. To develop stronger, more rigid, polymers:

1. production of a crystalline structure (polyethylene, nylon)
2. formation of a strong covalent bond between the molecular chains by cross linking (vulcanising raw rubber by heating with the controlled addition of sulphur atoms)

4.5 Composite Materials

A composite material was originally considered to be a combination of two materials but now this class of material is regarded as any combination which has particular physical and mechanical properties. The concept of composite materials has led to the design and manufacture of a new range of structural materials that are generally lighter, stiffer and stronger than anything previously manufactured.

- natural composites: wood - cellulose fibres provide tensile strength and flexibility and lignin provides the matrix for binding and adds the property of stiffness; bone - strong, but soft, protein collagen and the hard, brittle mineral apatite.
- synthetic composites: combining individual properties such as strong fibres of a material (for example carbon) in a soft matrix (such as an epoxy resin)

