

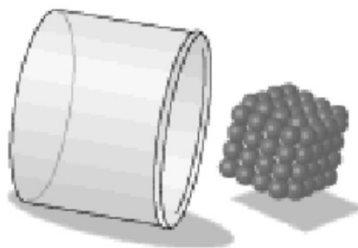
V. Агрегатна состојба и основни закони во хемијата

Гасови, течности и цврсти супстанци

Најголем број од супстанците, можат да постојат во трите агрегатни состојби, **цврста, течна, или гасовита агрегатна состојба**. Агрегатната состојба е определена од степенот на привлечните интеракции помеѓу градивните единици на супстанцата. **Кај цврстите** супстанци, градивните единици цврсто се држат помеѓу себе и се распоредени во просторот на строго определен геометриски начин. Ваквите цврсти супстанци се нарекуваат **кристални супстанци**.

*(Забелешка: Мора да се напомне дека постојат цврсти супстанци кај кои градивните единици немаат толку строго определен геометриски распоред. Ваквите цврсти супстанци се нарекуваат **аморфни супстанци**. Пример за аморфна цврста супстанца е стаклото.)*

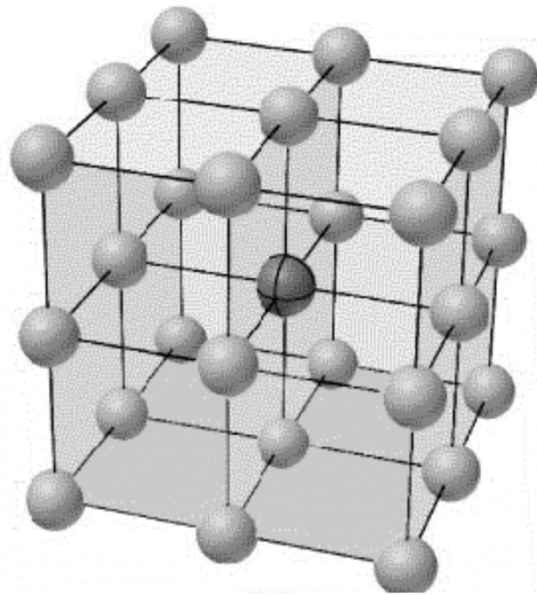
Степенот на слобода на градивните единици кај цврстите супстанци е многу мал. Нивните единствени движења се одреден вид на осцилации околу определена рамнотежна положба. Положбата на градивните единици, во однос на соседните единици, практично може да се смета за непроменлива.



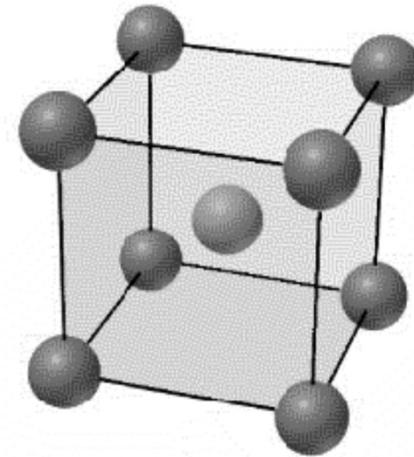
Шематски приказ на распоредот на градивните единици кај цврстите супстанци.

Доколку градивните единици на цврстата кристална супстанца се апроксимираат со геометриски точки, тогаш кристалната супстанца може да се замисли како бескрајна тродимензионална решетка од точки. Така, целокупниот кристал може да се прикаже со т.н. *кристална решетка*. Спред тоа, геометрискиот распоред на точките во кристалната решетка го прикажува вистинскиот распоред на градивните единици.

Со анализа на геометрискиот распоред на точките во кристалната решетка, може да се дефинира елементарно геометриско тело, составено од конечен број на геометриски точки, со чија трансляција долж трите оски на координатниот систем може да се оформи целата кристална решетка. Ова елементарно геометриско тело се нарекува *елементарна ќелија*. Елементарната ќелија е вистинскиот репрезент на кристалната структура на цврстата кристална супстанца.



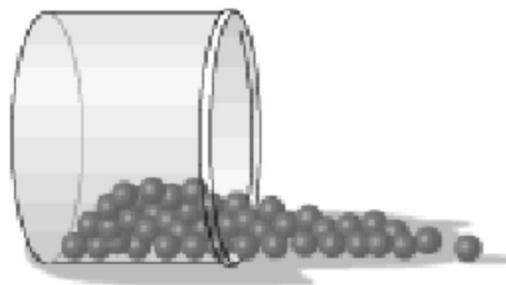
Шематски приказ на дел од кристална решетка.



Шематски приказ на елементарна ќелија на определена кристална решетка.

Елементарната ќелија е кубична, односно распоредот на атомите одговара на геометриското тело коцка. Во центарот на коцката се наѓа друг вид на атом, различен од атомите распоредени по темињата на коцката. Затоа, оваа елементарна ќелија може да се нарече *центросиметрична кубична ќелија*.

Кај течностите, привлечните сили помеѓу градивните единици се значително големи, но степенот на слобода е значително поголем во споредба со цврстите супстанции. Кај течностите не може да стане збор за константна положба на градивните единици во однос на нивните соседи. Една честичка може да ја измине соседната честичка и да стапи во интеракција со други честички во друг дел од течноста. Од овие причини, течностите имаат најчесто помала густина од цврстите супстанции, но немаат определен геометриски облик. При ладење, доаѓа до намалување на кинетичката енергија на градивните единици на течноста, со што се намалува степенот на нивната слобода. При одредена критична температура, течноста преминува во цврста супстанца. Температурата при којашто се случува оваа фазна претворба се нарекува ***точка на кристализација***. При истата критична температура, цврстата супстанца преминува во течна. Тој процес се нарекува топење, а критичната температура се нарекува ***точка на топење***. Точката на топење и кристализација се идентични вредности. Најдобро е оваа критична температура да се нарекува ***точка на фазната претворба цврсто-течно***.



Шематски приказ на распоредот на градивните единици кај течностите.

- ***Кај гасовите***, градивните единици имаат највисок степен на слобода во средба со течностите и цврстите супстанции. Привлечните интеракции помеѓу градивните единици на гасот се практично занемарливи. Градивните единици се движат слободно низ целиот простор што им е на располагање. Единствениот вид на интеракции помеѓу градивните единици на гасот се случајните судири. Растојанијата помеѓу единките на гасот се значително поголеми од димензиите на градивните единици.
- Од овие причини, гасовитите супстанции имаат способност за ***експанзија, компресија и дифузија***. Затоа гасовитите супстанции ***немаат дефиниран волумен нити облик***.
- “гас” - доаѓа од грчкиот збор “хаос” - значи хаос или простор.



(a)

Шематски приказ на распоредот на градивните единици кај гасовите.

Закони за идеалните гасови

Идеален гас е хипотетички (нереален) гас во којшто честичките на гасот не вршат никакви интеракции помеѓу себе. Параметрите што ја определуваат состојбата на идеалниот гас се:

P -притисок, V -волумен, n -количество супстанца, T -температура

Равенка за
состојбата на
идеален гас:

$$PV = nRT$$

R -универзална гасна константа
 $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
 $J = \text{Pa m}^3$

Важно! При користење на горната равенка, единиците за притисок, волумен, количество супстанца и температура мора да бидат: Pa, m³, mol и K, соодветно.

Упростени облици на равенката за состојбата на идеален гас

При **константно количество** на гасот и **константна температура**, равенката за состојбата на идеалниот гас се упростува до следниот облик:

$$PV = nRT \quad (1)$$

$$n = \text{const.} \quad (2)$$

$$T = \text{const.} \quad (3)$$

$$R = \text{const.} \quad (4)$$

$$PV = \text{const.} \quad (5)$$

$$P = \frac{\text{const.}}{V} \quad (6)$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (7)$$

Математичкиот извод покажува дека производот на величините n , T и R е константен, бидејќи сите три величини се константни (види ги равенките 1-5). Отука следува дека волуменот на гасот, при константни температура и количество на гасот, се менува обратно пропорционално со притисокот (види ја равенката 6). Тоа е суштината на Бојл-Мариотовиот закон. Бидејќи производот PV мора да е константен, возможно е да се споредуваат две различни состојби на гасот, односно равенката 5 може да се напише во друг облик, односно во облик на равенката 7. Равенката 7 овозможува да се пресмета една од величините, доколку трите останати се познати. *На пример*, доколку P_1 , V_1 и V_2 се познати величини, тогаш може да се пресмета и P_2 .

При **КОНСТАНТНО КОЛИЧЕСТВО** на гасот и **КОНСТАНТЕН ПРИТИСОК**,
равенката за состојбата на идеалниот гас се упростува до следниот
облик:

$$PV = nRT \quad (1)$$

$$n = \text{const.} \quad (2)$$

$$P = \text{const.} \quad (3)$$

$$R = \text{const.} \quad (4)$$

$$\frac{V}{T} = \text{const.} \quad (5)$$

$$V = \text{const.} \cdot T \quad (6)$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (7)$$

Равенката 6 покажува дека волуменот на гасот, при константен притисок и константно количество на гасот, се менува пропорционално со апсолутната температурата. Тоа е суштината на Шарл-Геј-Лисаков закон.

Равенката 7 овозможува да се споредуваат две различни состојби на гасот. Доколку се познати три величини од равенката 7, тогаш четвртата може лесно да се пресмета.

Важно е да се запомни дека во сите математички изрази за идеалните гасови, единици за температурата мора да бидат келвинови степени! Во спротивно, изразите не се точни.

При **КОНСТАНТНО КОЛИЧЕСТВО** на гасот и **КОНСТАНТЕН ВОЛУМЕН**,
равенката за состојбата на идеалниот гас се упростува до следниот
облик:

$$PV = nRT \quad (1)$$

$$n = \text{const.} \quad (2)$$

$$V = \text{const.} \quad (3)$$

$$R = \text{const.} \quad (4)$$

$$\frac{P}{T} = \text{const.} \quad (5)$$

$$P = \text{const.} \cdot T \quad (6)$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (7)$$

Равенката 6 покажува дека притисокот на идеалниот гас, при константен волумен и константно количество на гасот, се менува право пропорционално со температурата.

Равенката 7 овозможува да се споредуваат две различни состојби на гасот. Доколку се познати три величини од равенката 7, тогаш четвртата може лесно да се пресмета.

При константно количество на гасот, равенката за состојбата на идеалниот гас се упростува до следниот облик:

$$PV = nRT \quad (1)$$

$$n = \text{const.} \quad (2)$$

$$R = \text{const.} \quad (4)$$

$$\frac{PV}{T} = \text{const.} \quad (5)$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (6)$$

Равенката 6 овозможува да се споредуваат две различни состојби на гасот. Доколку се познати пет величини од равенката 7, тогаш шесттата може лесно да се пресмета.

Важно: Законите за идеалните гасови со задоволителна точност ја опишуваат состојбата и однесувањето на реалните гасови, при обични услови. Сепак, кај реалните гасови постојат интеракции помеѓу честичките на гасот. Однесувањето на реалните гасови отстапува од погоре наведените закони при висок притисок. При тоа доаѓа до зголемување на интеракциите (привлечни или одбивни) помеѓу градивните честички на гасот. Покрај ова, отстапувања се јавуваат и при ниска температура, кога кинетичката енергија на честичките е мала со што привлечните интеракциите помеѓу нив стануваат се позначителни.

Авогадров закон: молекули и моларен волумен

Значајна заслуга за разбирањето на структурата и однесувањето на гасовитите супстанции има италијанскиот научник Амадео Авогадро. Тој, во 1811 година во Италија поставил две важни хипотези во врска со гасовитите супстанции:

Прва хипотеза: Најмалите честички од кои се изградени гасовите не се атоми, туку групи од атоми кои се викаат молекули (lat. molliculus - ситен).

Со оваа хипотеза, Авогадро за прв пат го вовел поимот **молекула** во хемијата. Денес знаеме дека оваа хипотеза е само делумно точна. Најголем дел од гасовитите супстанции навистина се изградени од молекули, како што се O_2 , CO_2 , H_2 , F_2 , Cl_2 итн. Меѓутоа, постојат и гасови чии градивни единици се атоми. Такви се инертните гасови: He, Ne, Kr, Xe, Rn.

Втора хипотеза: Исти волумени од различни гасови, при ист притисок и температура, содржат ист број молекули.

Оваа хипотеза денес е потврдена и важи како научен закон. Последица од Авогадровиот закон е:

Ист број молекули од различни гасови, при исти услови, зафаќаат ист волумен. Или, волуменот на билокој гас зависи само од бројот на честичките, а не од нивниот хемиски вид.

При стандардни услови ($P = 101.325,00 \text{ Pa}$, $T = 273,15 \text{ K}$) еден мол од било кој гас зафаќа волумен од $22,4 \text{ dm}^3$. Овој волумен се нарекува **моларен волумен** на гасовите, $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$. Сопред ова, следува нова дефиниција за количество супстанца:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Важно: Оваа формула важи само за гасови при стандардни услови!

Далтонов закон за парцијални притисоци

Законот се однесува на смеса од гасови и гласи:

Вкупниот притисок на гасната смеса е збир од поодделните, парцијалните, притисоци на гасовите што ја сочинуваат смесата.

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

P - вкупен притисок на гасната смеса

P_n - парцијален притисок на n-тата гасна компонента

Парцијалниот притисок на една гасна компонента во гасна смеса е еднаков на притисокот што таа компонента би го вршела кога би била единствена во вкупниот волумен што го зафаќа гасната смеса.

Определување на релативната молекулска маса на гасовите

Равенка за состојбата на идеален гас може да се искористи за определување на моларната маса на гасовите. Со едноставни математички трансформации на равенката за состојбата на идеален гас се покажува дека моларната маса на гасот може да се определи ако е позната неговата густина при определена температура и притисок.

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$PM = \frac{m}{V} RT$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$M = \frac{\rho RT}{P}$$

$$M_r = \frac{M}{\text{g mol}^{-1}}$$

Експериментална постапка:

Се определува густината на гасот преку мерење на масата и волуменот на гасот при различни притисоци. Се врши екстраполирање на зависноста на густината ρ од притисокот P , до бесконечно мал притисок, за да се определи т.н. “*гранична густина*” на гасот. При бескрајно мал притисок, се претпоставува дека и интеракциите помеѓу честичките на гасот се бескрајно мали, па релниот гас би се однесувал како идеален, а со тоа и би било оправдано користењето на равенката за состојбата на идеален гас.