

G. Gazul ideal

- G.1. Mărimi ce caracterizează structura materiei
- G.2. Gazul ideal. Ecuația termică de stare.
- G.3. Transformări ale gazului ideal
- G.4. Transformarea izotermă
- G.5. Transformarea izocoră
- G.6. Transformarea izobară
- G.7. Energia internă. Ecuația calorică a gazului ideal

G.1. Mărimi ce caracterizează structura materiei

- **Unitatea atomică de masă (uam)** este egală cu a 12-a parte din masa atomică a izotopului de ^{12}C
 $1 \text{ uam} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- **Masa atomică (moleculară) relativă** este numărul care arată de câte ori masa unui atom (molecule) este mai mare decât unitatea atomică de masă
- **Exemplu:** masa atomică a atomului de $^{12}\text{C} = 12$
- **Molul** este cantitatea de substanță, exprimată în grame, a carei masă este numeric egală cu masa moleculară relativă
- **Exemplu:** 1 mol de $^{12}\text{C} = 12\text{g}$
- **Volumul molar** este volumul ocupat de un mol de gaz în condiții normale ($p=1 \text{ atm}$, $t=0^\circ\text{C}$)
 $V_\mu = 22,42 \text{ m}^3/\text{kmol}$
- **Numărul lui Avogadro** este numărul de molecule într-un mol de gaz (este independent de tipul substanței)
 $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molecule/mol}$

G.2. Gazul ideal

este caracterizat de molecule fără dimensiune care interacționează numai prin ciocniri perfect elastice (fără pierdere de energie)

Mărimi ce caracterizează gazul: p - presiune, V – volum,
 T – temperatura absolută (grade Celsius+273.15)

Ecuatia termică de stare a gazului ideal (Clapeyron-Mendeleev)

descrie legatura între p , V , și T :

$$pV = \nu RT$$

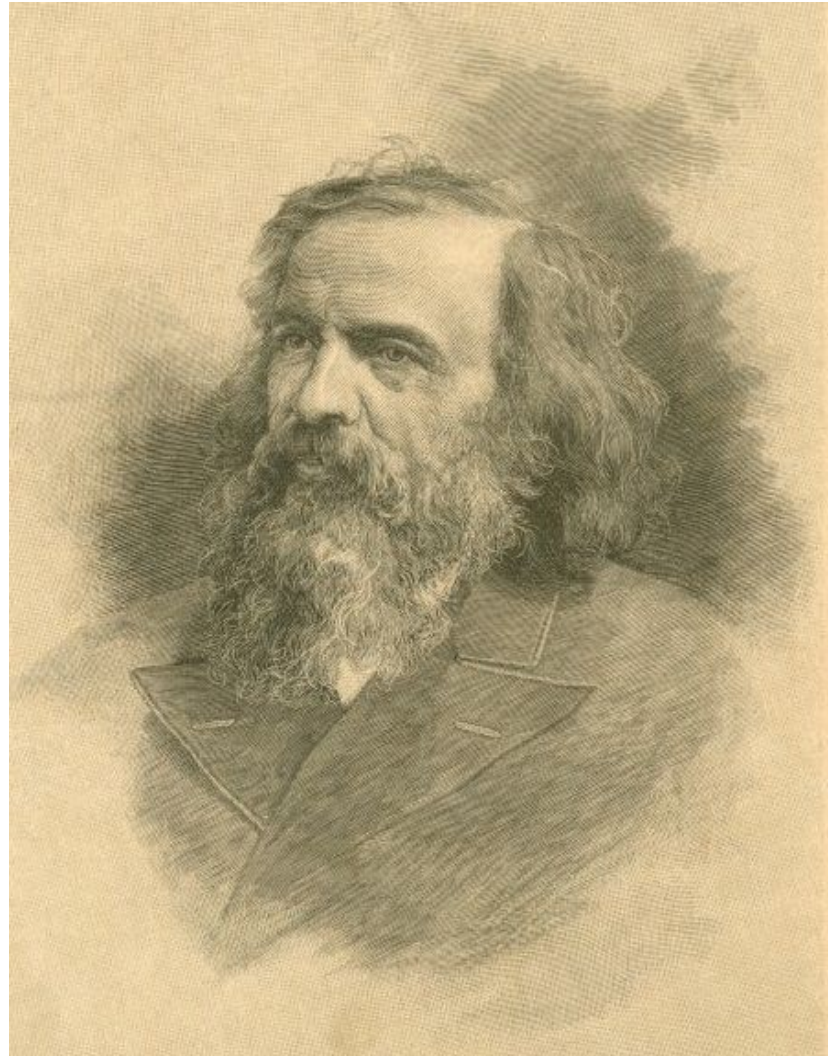
$$\nu = \frac{m}{\mu} = \frac{N}{N_A}$$

numărul de moli este egal cu masa împărțită la masa molară, sau numărul de particule împărțit la numărul lui Avogadro

$$R = 8,31 \frac{J}{mol.K}$$

constanta molară
a gazului ideal
(constanta lui Mendeleev)

Dimitri Ivanovici Mendeleev
chimist rus (1837-1907)



G.3. Transformări ale gazului ideal

$$pV = \nu RT$$

Transformarea izotermă, $T = \text{const}$ $pV = \text{const}$

Transformarea izocoră, $V = \text{const}$ $\frac{p}{T} = \text{const}$

Transformarea izobară, $p = \text{const}$ $\frac{V}{T} = \text{const}$

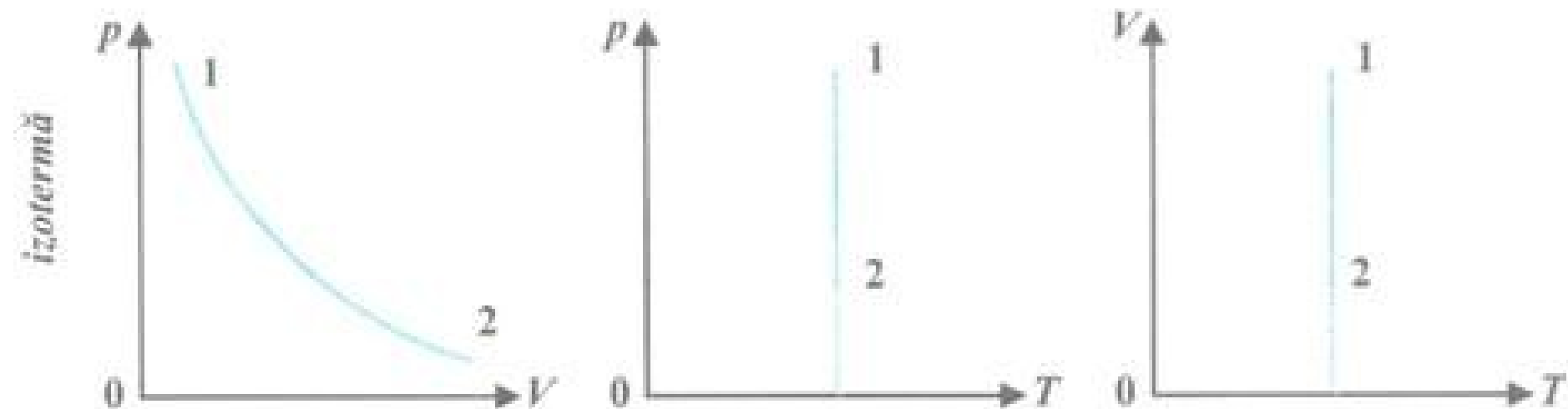
Transformarea adiabatică, $Q = 0$ $pV^\gamma = \text{const}$

γ se numește exponent adiabatic

G.4. Transformarea izotermă ($T=\text{const}$)

Legea Boyle-Mariotte

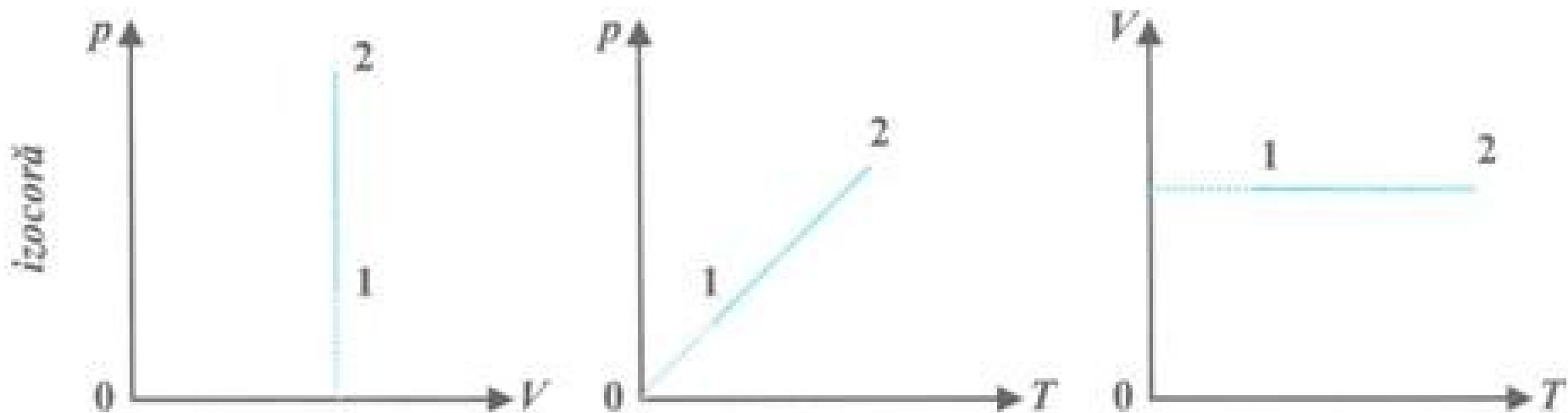
$$pV = \nu RT = \text{const}$$



G.5. Transformarea izocoră ($V=\text{const}$)

compresia gazului la volum constant

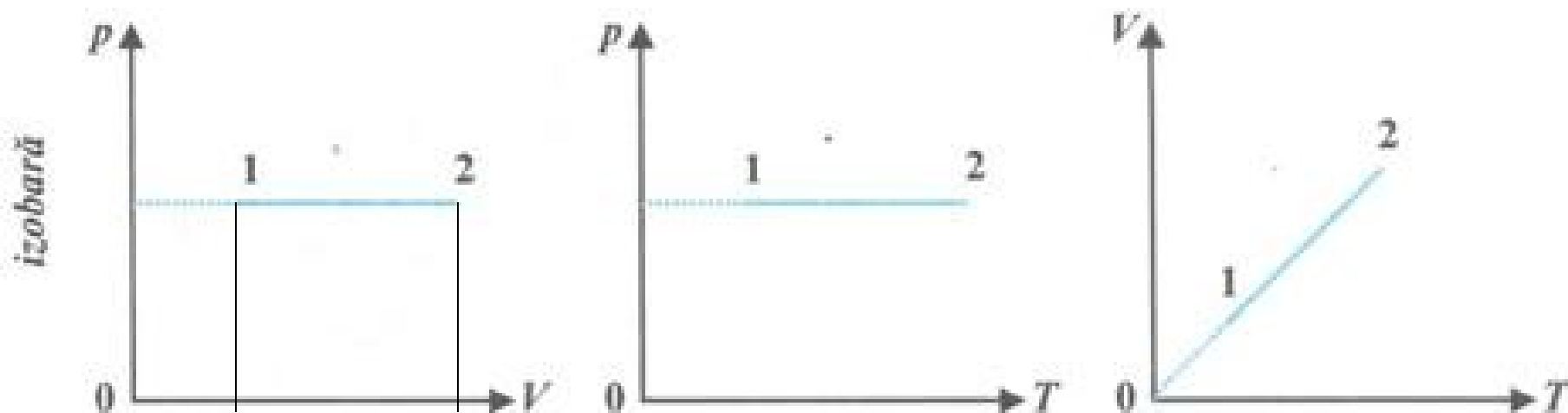
$$\frac{p}{T} = \frac{\nu R}{V} = \text{const}$$



G.6. Transformarea izobară ($p=\text{const}$)

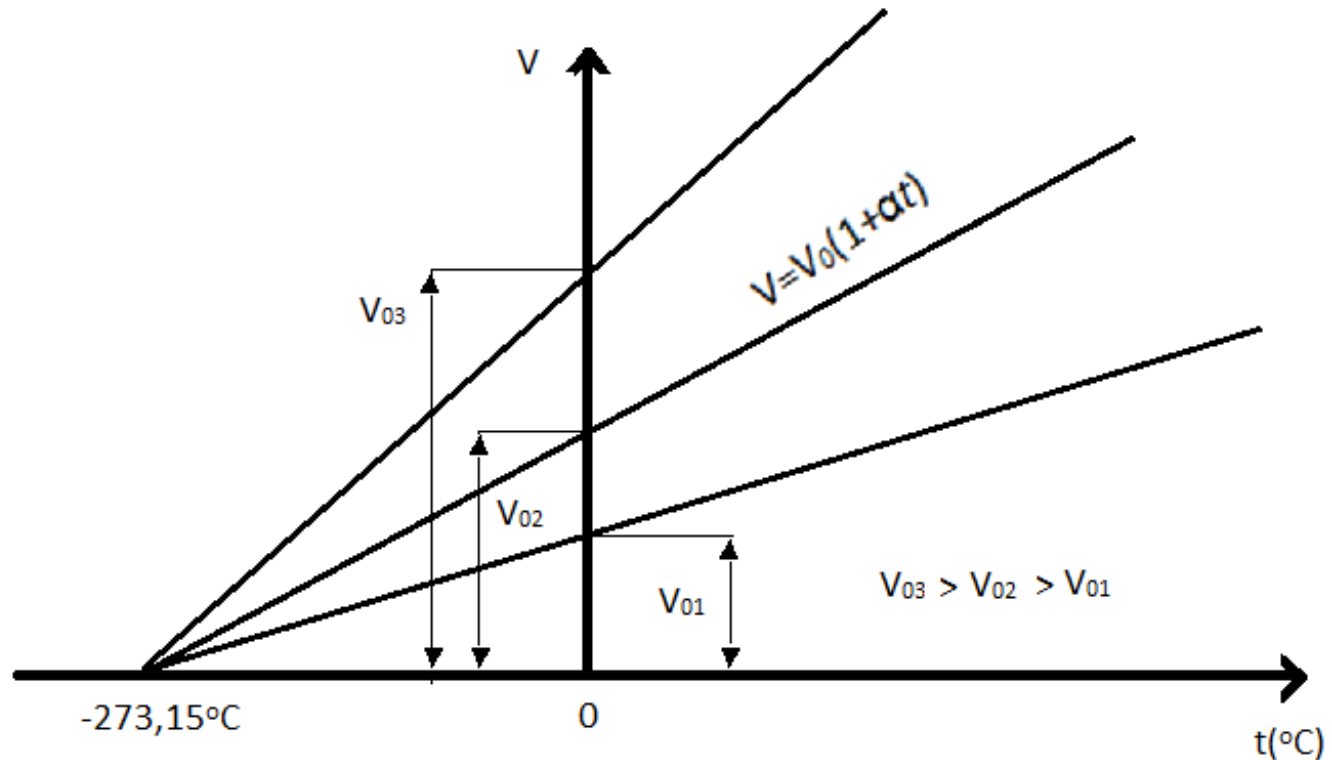
dilatarea/compresia gazelor la presiune constantă

$$\frac{V}{T} = \frac{\nu R}{p} = \text{const}$$



Lucrul mecanic $L = F\Delta x = pS\Delta x = p\Delta V$
este aria de sub curba $p(V)$

Legea dilatării gazelor a permis prezicerea punctului de zero absolut



α se numește coeficient de dilatare

G.7. Energia internă

a gazului ideal cuprinde energia internă a sistemului, care este constituită numai din energiile cinetice ale moleculelor

Echipartia energiei pe grade de libertate

Energia particulei corespunzătoare fiecărui grad de libertate este

$$E_c = \frac{n_g}{2} k_B T$$

$$k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K} \quad \text{este constanta lui Boltzman}$$

Numărul de grade de libertate este:

$n_{gr}=3$ pentru o moleculă monoatomică, adică:

3 grade de translație în spațiu

$n_{gr}=5$ pentru o moleculă bi-atomică, adică:

3 grade de translație în spațiu + 2 grade de rotație în plan

Ecuatia calorică a gazului ideal

exprimă energia totală a gazului în
funcție de temperatura

$$U = NE_c = N \frac{n_{gr}}{2} k_B T = \frac{n_{gr}}{2} \nu RT$$

T. Termodinamica

- T.1. Elemente de bază ale termodinamicii
- T.2. Echilibrul termic. Temperatura
- T.3. Scări de temperatură
- T.4. Lucrul mecanic. Căldura
- T.5. Principiul I al termodinamicii
- T.6. Coeficienți calorici
- T.7. Relația lui Mayer pentru Gazul ideal
- T.8. Calorimetria. Ecuația calorimetrică
- T.9. Aplicație: Determinarea cădurii specifice
- T.10. Transformări de fază
- T.11. Ecuația calorimetrică generalizată
- T.12. Aplicație: Panoul solar termodinamic
- T.13. Principiul al II-lea al termodinamicii
- T.14. Ciclul Carnot. Randamentul
- T.15. Entropia. Principiul al III-lea al termodinamicii

T.1. Elemente de bază ale termodinamicii

- **Parametrii de stare:** descriu starea unui sistem fizic
 - **Parametri intensivi:** depind de punct
 - **Exemple:** densitate, presiune, temperatura
 - **Parametri extensivi:** caracterizează întregul sistem
 - **Exemple:** volum, masa
- **Echilibrul termodinamic:** apare când parametrii de stare nu depind de timp (sistemul este staționar)
- **Transformare de stare:** trecerea unui sistem termodinamic dintr-o stare de echilibru în alta stare de echilibru
- **Tipuri de transformări:**
 - **cvasistatice:** stările intermediare pot fi considerate de echilibru
 - **reversibile:** sistemul poate parcurge stările intermediare și invers
 - **ciclice:** starea finală coincide cu cea inițială

T.2. Echilibrul termic. Temperatura

- **Contactul termic** este contactul realizat între două sau mai multe sisteme atunci când acestea pot schimba energie între ele **altfel decât prin efectuarea de lucru mecanic**
- **Echilibrul termic** este starea pe care o au două sau mai multe corpuri care, puse în contact termic, **nu fac schimb de caldură**
- **Temperatura** este un parametru de stare ce caracterizează **echilibrul termic**
- **Măsurarea temperaturii** este un procedeu care se bazează pe realizarea echilibrului termic între corpul a cărui temperatură se măsoară și instrumentul de măsură
- **Termostatul** este corpul a cărui temperatură nu se modifică în urma contactului termic cu alte corpuri

T.3. Scări de temperatură

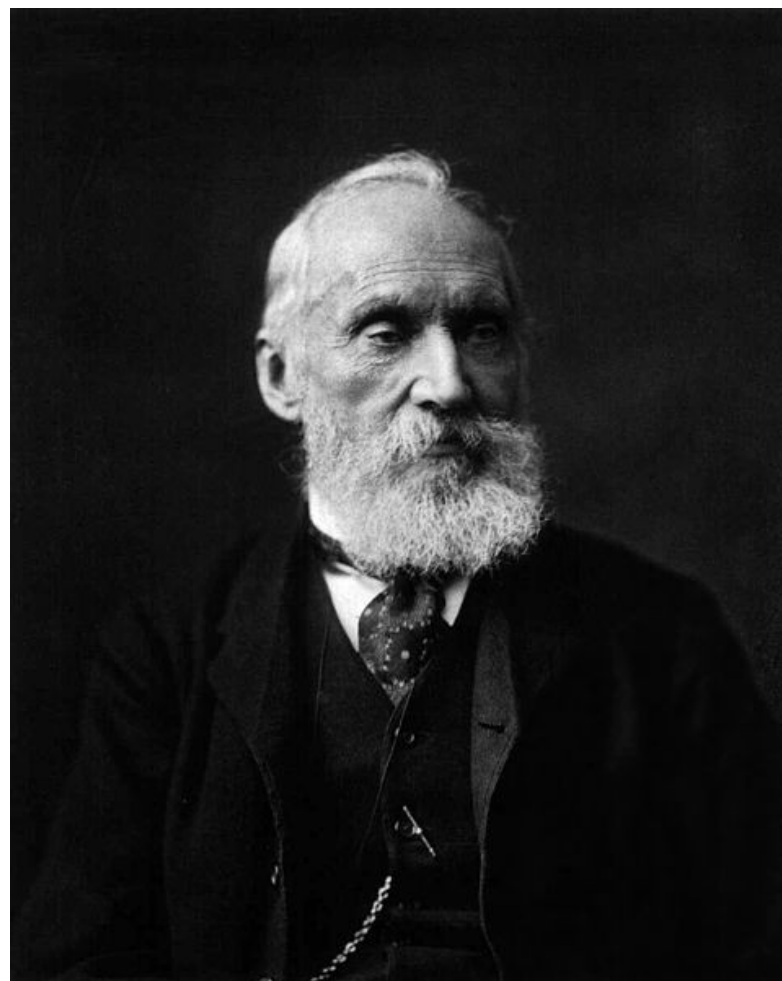
- **Scara de temperatură** este scara ce presupune determinarea punctelor fixe de temperatura (care raman constante in natură) și divizarea intervalului de temperatură între aceste puncte fixe
- **Scara Celsius** are ca puncte fixe punctul de topire a gheții (0°C) și de fierbere a apei pure (100°C) I, la presiunea atmosferică de 1 atm.
- Gradul Celsius este 1/100 din intervalul între cele doua puncte fixe
- **Scara Kelvin** (scara de temperatură absolută) este scara ce are punctul de zero la -173.15 °C, punct numit zero absolut și corespunde absenței mișcării termice a moleculelor
- Kelvinul are aceeași mărime ca gradul Celsius ($\Delta t = \Delta T$) și este adoptat de SI ca unitate fundamentală de măsurare a temperaturii
- Legătură între cele doua scări de temperatură este dată de relația:

$$T = t + 273.15$$

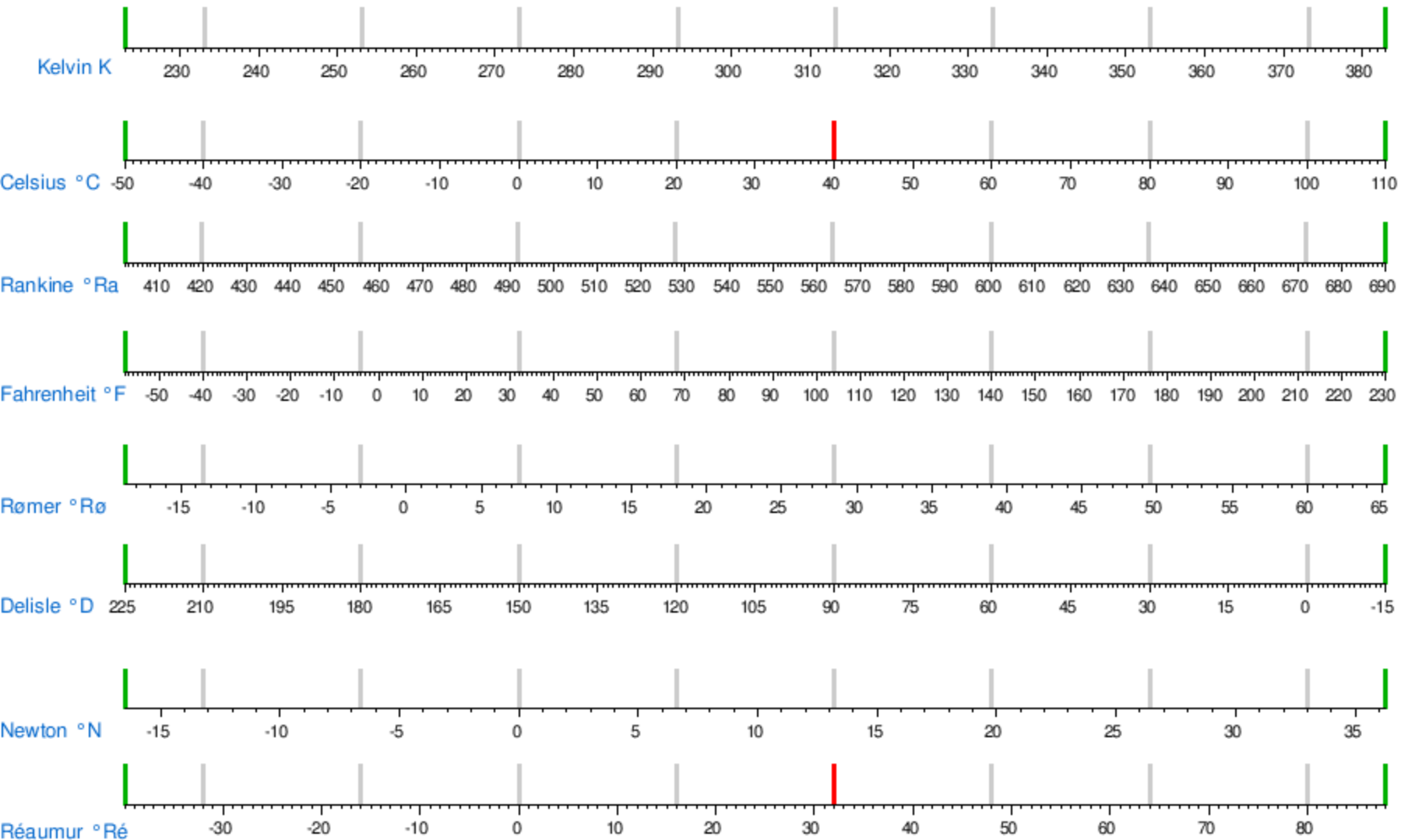
Anders Celsius
fizician suedez (1701-1744)



Willian Thomson
Lord Kelvin
fizician britanic (1824-1907)



Alte scări de temperatură



$$40\text{ }^{\circ}\text{C} = 313.15\text{ K} = 104\text{ }^{\circ}\text{F} = 563.67\text{ }^{\circ}\text{Ra} = 28.5\text{ }^{\circ}\text{Rø} = 13.2\text{ }^{\circ}\text{N} = 90\text{ }^{\circ}\text{D} = 32\text{ }^{\circ}\text{Ré}$$

T.4. Lucrul mecanic

$$\Delta L = F\Delta x = pS\Delta x = p\Delta V$$

Convenție de semn:

$\Delta L > 0$: sistemul efectuează lucru asupra mediului

$\Delta L < 0$: mediul efectuează lucru asupra sistemului

Căldura

este energia care se transmite între două corpuri având temperaturi diferite, pâna când între acestea se realizează echilibrul termic

Convenție de semn:

$Q > 0$: sistemul absoarbe căldura din mediu

$Q < 0$: sistemul cedează căldura mediului

Termodinamica

are 3 principii

(enunțate pe baza studiului stărilor de agregare ale materiei și a experienței motoarelor cu aburi):

- I. Principiul transformării energiei mecanice în căldură
(legea lui Joule)
- II. Principiul creșterii entropiei (dezordinii)
(principiul Clausius-Carnot)
- III. Principiul anulării entropiei la zero absolut
(principiul lui Nernst)

T.5. Principiul I al termodinamicii **(conservarea energiei sistemului)**

**căldura transmisă unui sistem se transformă în
variația energiei interne
plus lucrul mecanic efectuat (Joule)**

$$Q = \Delta U + \Delta L$$

Caloria: unitate de măsură tolerată pentru caldură
egală cu cantitatea de căldură necesară
încălzirii unui gram de apă cu 1°C
1 cal = 4,1868 J

James Joule
fizician englez (1818-1889)



T.6. Coeficienții calorici

Căldura specifică

este cantitatea de caldură
necesară pentru a încălzi 1kg cu 1°C

$$c = \frac{Q}{m\Delta T}$$

Căldura molară

este cantitatea de caldură
necesară pentru a încălzi 1 mol cu 1°C

$$C = \frac{Q}{\nu\Delta T}$$

Se calculează la volum constant,
sau la presiune constantă

Exemple de călduri molare pentru gaze la volum constant ($Q=\Delta U$)

$$C_v = \frac{Q}{\nu\Delta T} = \frac{\Delta U}{\nu\Delta T} = \frac{n_{gr}\nu R\Delta T}{2\nu\Delta T} = \frac{n_{gr}}{2} R$$

Gazul cu molecule monoatomice ($n_{gr}=3$)

$$C_v = \frac{3}{2} R$$

Gazul cu molecule biatomice ($n_{gr}=5$)

$$C_v = \frac{5}{2} R$$

T.7. Relația lui Robert Mayer pentru gazul ideal

$$C_p - C_v = R$$

pentru ca din principiul I rezulta

$$Q_p = \Delta U + \Delta L; \quad Q_v = \Delta U$$

și deci obținem folosind
ecuația Clapeyron-Mendeleev

$$\begin{aligned} C_p - C_v &= \frac{(\Delta U + \Delta L) - \Delta U}{v\Delta T} = \frac{\Delta L}{v\Delta T} = \\ &= \frac{p\Delta V}{v\Delta T} = \frac{vR\Delta T}{v\Delta T} = R \end{aligned}$$

Julius Robert von Mayer
medic german (1814-1878)



T.8. Calorimetria

Calorimetrul este dispozitivul care măsoara cantitatea de **căldura** schimbată de un corp cu mediul (în general lichid)

Ecuția calorimetrică

Cantitatea de cădură absorbită este egală cu valoarea cantității de de cădură cedate

$$Q_{absorbit} = |Q_{cedat}|$$

T.9. Aplicație: Determinarea căldurii specifice

Căldura specifică a unui corp c_1 de masă m_1
poate fi determinată cu calorimetrul
având căldura specifică c_2 și masa m_2
folosind ecuația calorimetrică.

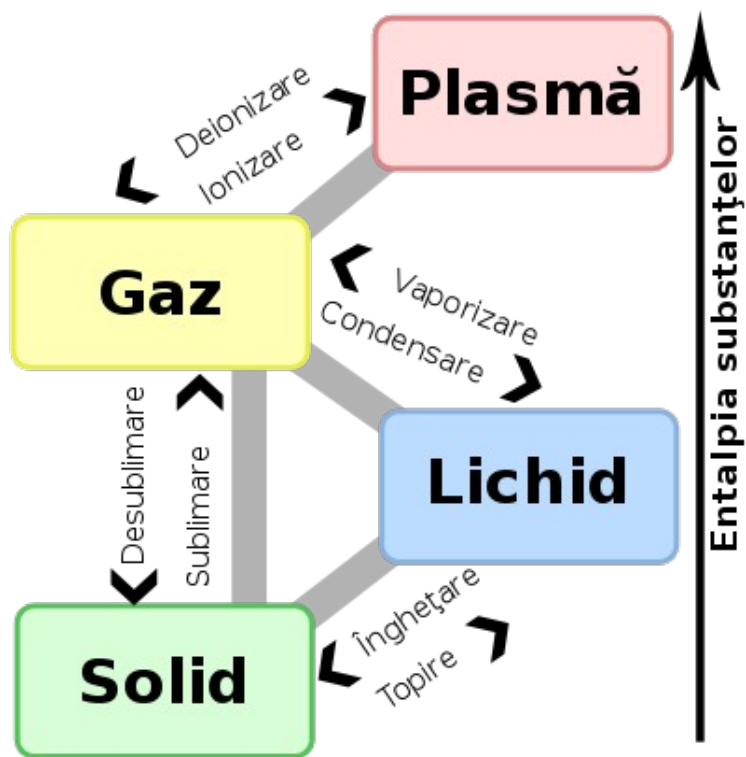
Corpul se încălzește de la t_1 la t_0 , calorimetrul se răcește de la t_2 la t_0

$$Q_{abs} = m_1 c_1 (t_0 - t_1) = |Q_{ced}| = m_2 c_2 (t_2 - t_0)$$



$$c_1 = \frac{m_2 c_2 (t_2 - t_0)}{m_1 (t_0 - t_1)}$$

T.10. Transformări de faza



Căldura latentă specifică este căldura primita sau cedată de o masă de 1kg Necesară schimbării stării de agregare

$$\lambda = \frac{Q}{m}$$

T.11. Ecuația calorimetrică generalizată

1) Gheața de masă m_g se încălzește de la $t_g < 0$ la $t_0 = 0^\circ\text{C}$ și masa m_a se topește transformandu-se în apă.

Calorimetrul de masă m_c se răcește de la t_c la $t_0 = 0^\circ\text{C}$

$$Q_{abs} = m_g c_g (t_0 - t_g) + m_a \lambda =$$

$$|Q_{ced}| = m_c c_c (t_c - t_0)$$

unde $t_0 = 0$

2) Dacă gheața de topește integral, iar apa rezultată cu masa $m_a = m_g$ se încălzește la $t_0 > 0$ se folosește relația:

$$Q_{abs} = m_g c_g (0 - t_g) + m_g \lambda + m_g c_a (t_0 - 0) =$$

$$|Q_{ced}| = m_c c_c (t_c - t_0)$$

T.13. Principiul al II-lea al termodinamicii

(creșterea entropiei sistemului în sisteme închise)

1) Formularea lui Carnot

**Nu este posibil un proces al cărui unic rezultat
este absorbția de căldură de la o sursă
(rezervor cu combustibil) și transformarea sa
completă în lucru mecanic**

sau:

**dezordinea (mișcarea termică)
nu poate trece de la sine în
ordine (lucrul mecanic)**

2) Formularea lui Clausius

**Nu poate exista un proces ciclic în care
căldura să treacă de la sine
de la sursa rece la cea caldă**

T.14. Ciclul Carnot al motorului cu aburi

1-2: destindere adiabatică: $Q=0$

2-3: compresie izotermă: cedează Q_2 sursei reci

3-4: compresie adiabatică: $Q=0$

4-1: destindere izotermă: absoarbe Q_1 de la sursa caldă

Variația energiei interne pe un ciclu este nulă: $\Delta U=0$

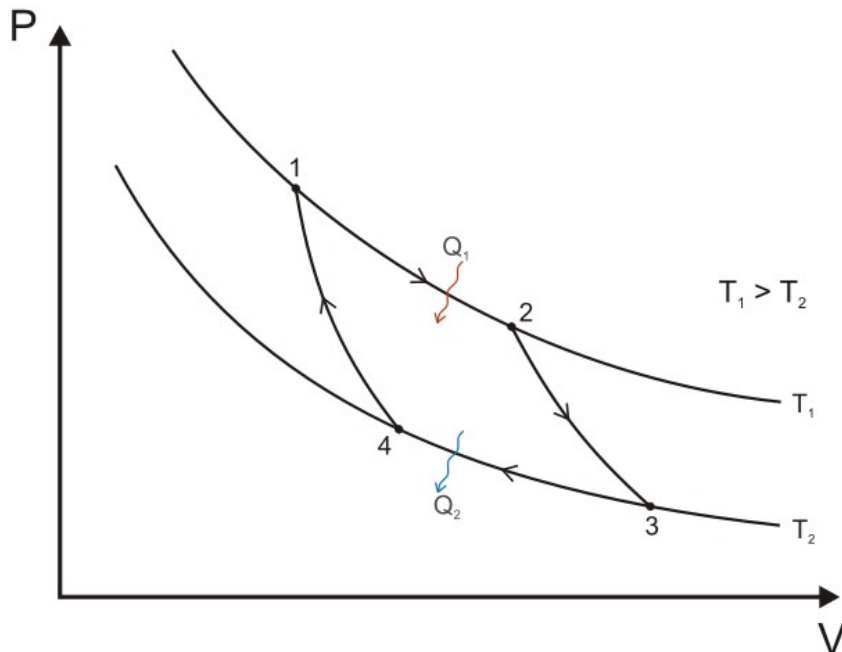
Lucrul mecanic=aria din interiorul ciclului

Randamentul ciclului Carnot:

$$\eta = \frac{L}{Q_{abs}} = 1 - \frac{|Q_2|}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Se obține relația următoare:

$$\frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2}$$



Nicolas Leonard Sadi Carnot
matematician francez (1792-1832)



T.15. Entropia

Variația entropiei unui sistem este

$$\Delta S = \frac{Q_{final}}{T_{final}} - \frac{Q_{initial}}{T_{initial}} = S_{final} - S_{initial} \geq 0$$

In procese ciclice reversibile entropia se conservă
(cum este cazul în ciclul Carnot)

In procese ciclice ireversibile pentru sisteme inchise
entropia crește

Entropia unei stări

definește măsura ordinii sistemului

$$S = -k_B \ln P$$

unde k_B este constanta lui Boltzman, iar
 P este probabilitatea de a ocupa o stare.

Probabilitatea minimă: $P=0$, $\ln 0 = -\infty$

→ entropia maximă: $S=\infty$

Probabilitatea maximă: $P=1$

→ entropia minimă: $S=0$

Principiul al III-lea la termodinamicii (Nernst)

Atunci când temperatura tinde la zero absolut
entropia tinde la o constantă universală finită
care pentru sistemele condensate poate fi zero.

Ludwig Boltzman
Fizician austriac (1844-1907)



BIOTERMODINAMICA

si studiul lichidelor

- L.1. Entropia sistemelor biologice
- L.2. Proprietatile apei
- L.3. Solutii
- L.4. Difuzia
- L.5. Osmoza
- L.6. Fotosinteza

L.1 Entropia sistemelor biologice

Sistemele biologice sunt deschise din punct de vedere termodinamic. Ele se autorganizeaza prin materia si energia care o iau din exterior. Rezulta ca in sistemele biologice procesele evolueaza cu micsorarea entropiei $\Delta S < 0$. Principiul al II-lea al termodinamicii se aplica pentru intreg sistemul

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{bio} + \Delta S_{mediu} > 0$$

Rezulta ca o scadere a entropiei sistemului biologic duce la o crestere a entropiei mediului extern $\Delta S_{mediu} > 0$.

L.2. Proprietatile apei

Apa (H_2O) se afla in mari si oceane (96%) si ape dulci (4%). Apa reprezinta 70-90% din componenta organismelor biologice.

Cantitate de apă din diverse organisme

Organism	Cantitate de apă
meduze	95%
om adult	70%
embrion	90%
vârstnic	< 60%

Apa din țesuturi

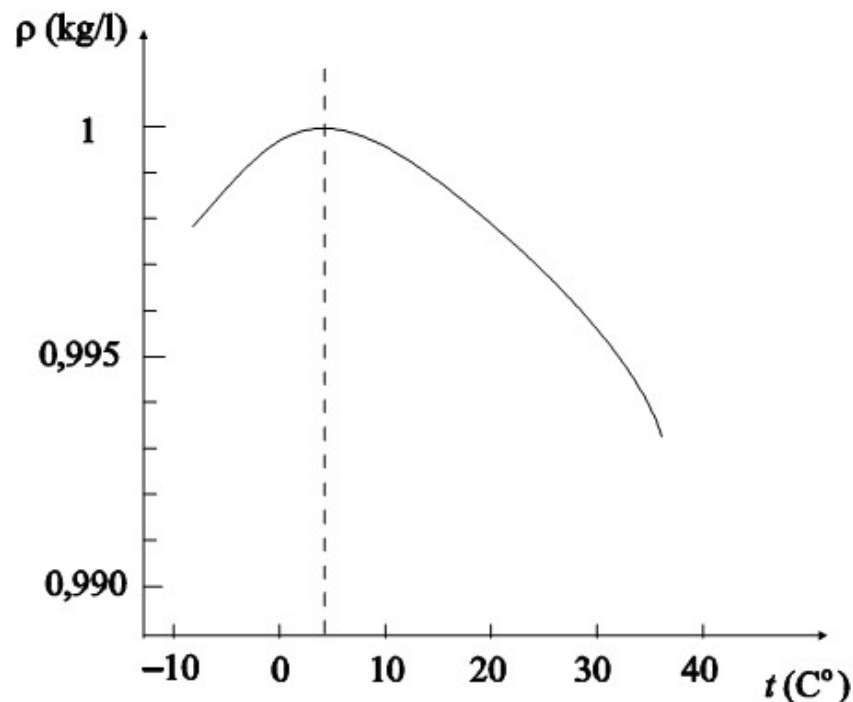
Țesut	Cantitate apă	Țesut	Cantitate apă
nervos	84%	adipos	30%
plămân	81%	păr	4%
rinichi	80%	dentină	9%
inimă	77%		
ficat	74%		

Proprietăți fizice ale compușilor similari apei

Substanța	Temperatură	Temperatură
	de topire	de fierbere
H ₂ S	-82 °C	-60 °C
H ₂ Se	-65,73 °C	-41,25 °C
H ₂ Te	-49 °C	-2,2 °C
H ₂ O	0 °C	+100 °C

Apa are caldura specifica $c=1\text{calorie/g}=4,185\text{J/g}$

Densitatea apei are un maxim la 4°C



Proprietatile apei grele (D₂O)

in care locul hidrogenului este luat de deuteriu

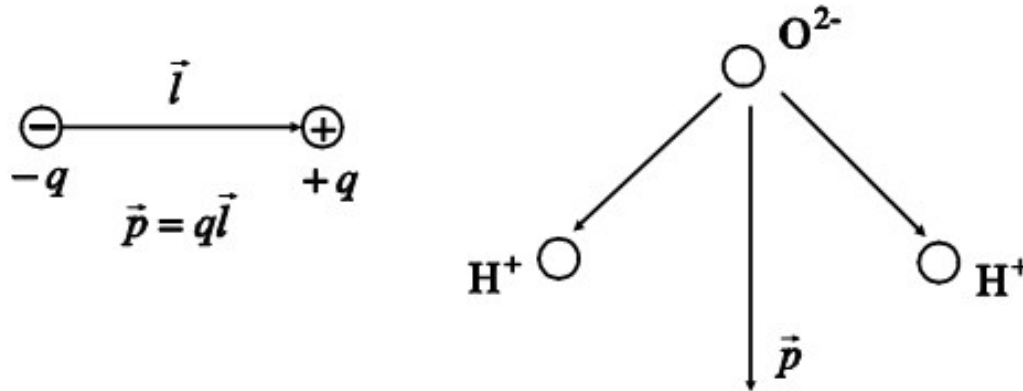
Comparație între proprietățile apei grele și apei obișnuite

Parametri	H ₂ O	D ₂ O
μ	18	20
ρ (g/cm ³)	0,997075	1,10446
$\rho_{\max}$ (g/cm ³)	1,00000	1,10597
t_s (°C)	0	3,802
t_f (°C)	100	101,43
σ (N/m)	0,07275	0,0673
ε_r	81,5	80,7
n	1,333207	1,3283
η (daP)	0,001009	0,00126

Structura spatiala a apei

Intrucat oxigenul atrage electronii hidrogenului (este mai electronegativ ca acesta) atomii de H devin ioni pozitivi si se comporta practic ca niste protoni.

Sarcinile pozitive ale ionilor H^+ se resping si prin urmare apa in stare lichida are atomii de hidrogen sub un unghi $\approx 104^\circ$

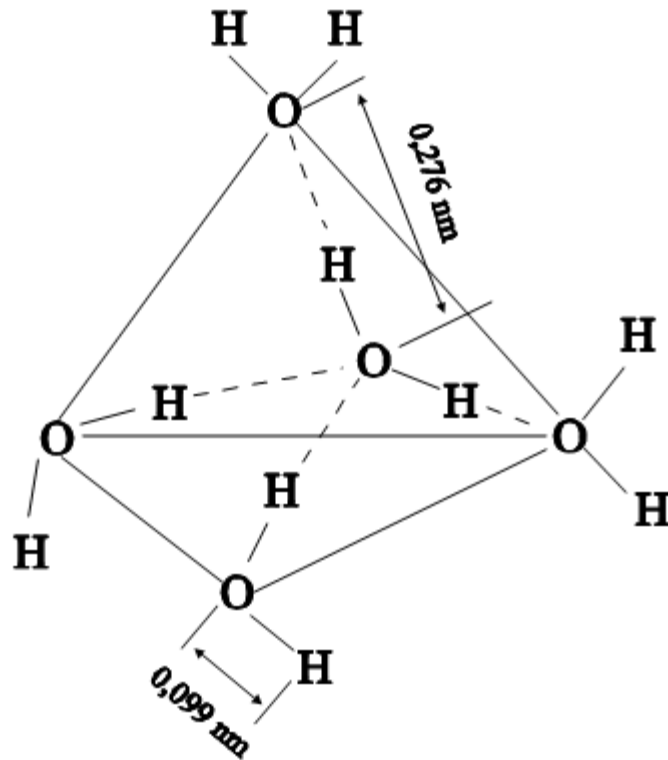


Se formeaza in acest mod un dipol electric intre sarcina negativa O^{2-} si sarcina pozitiva $2H^+$ cu momentul dipolar $p=el=6.2 \cdot 10^{-30} \text{Cm}$. Prin urmare moleculele de apa oscileaza in prezenta unui camp electromagnetic variabil, cum este in cazul cuptorului cu microunde.

Legatura de hidrogen

Sarcina pozitiva a ionilor de hidrogen interactioneaza puternic cu atomii de oxigen din alte molecule de apa vecine formand legaturi de hidrogen.

Aceasta legatura are drept consecinta structura tetragonala a ghetii

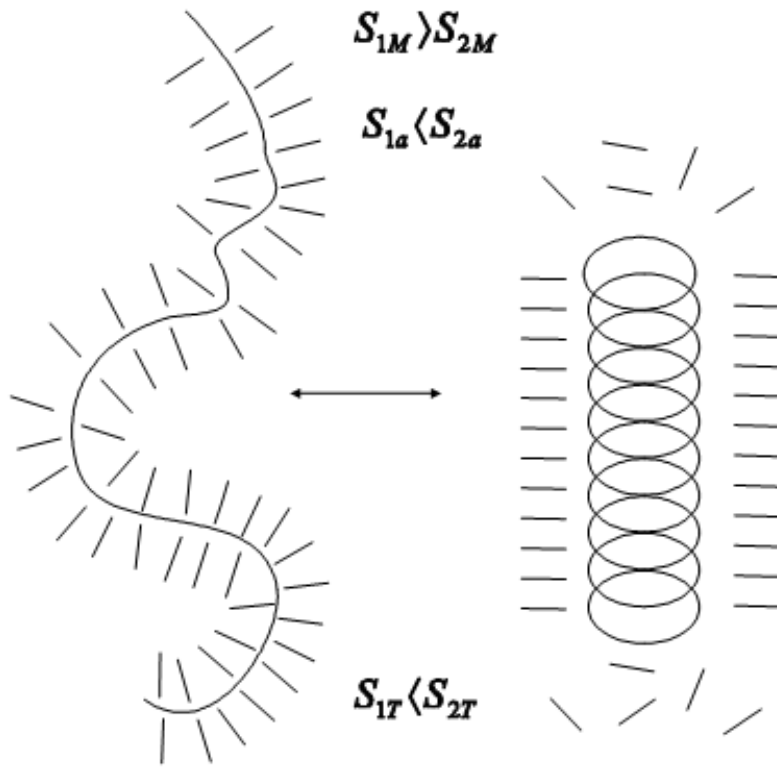


Structura se pastreaza in apa care se dezgheata sub forma de **clusteri** (grupuri) de 100-500 molecule.

O data cu cresterea temperaturii numarul scade pana la 25-75 in vecinatatea punctului de fierbere.

Hidratarea

O consecinta a legaturii de hidrogen este interactia puternica cu moleculele organice, procesul fiind cunoscut sub numele de **hidratare**.



Formarea unei elici
moleculare prin scaderea
entropiei unui lant molecular
 S_m in contul cresterii entropiei
moleculelor de apa adiacente
 S_a care hidrateaza.
In acest mod entropia totala a
sistemului S_T creste.

L.3. Solutii

Solutia este o faza omogena din punct de vedere chimic avand in constitutie sa doua sau mai multe substante chimice diferite numite constitienti.

Dizolvarea este procesul prin care o substanta gazoasa, lichida sau solida se disperseaza intr-un lichid.

Dizolvantul (solventul) este substanta care permite dizolvarea.

Solvitul este substanta care se dizolva.

Concentratia unei solutii este raportul intre masa solvitului si masa totala.

Disocierea este procesul in care substanta se descompune in ioni.

Ioni pozitivi: atomi cu deficit de electroni

Ioni negativi: atomi cu surplus de electroni

Solvatarea consta in fenomenul de formare a unor legatori noi intre moleculele sau ionii solventului si moleculele sau ionii solvitului iar substanta noua se numeste **solvat**.

Hidratarea este procesul de stabilirea a legaturilor intre moleculele de solvit si cele de apa.

Sistemele disperse sunt formate din doua sau mai multe substante in care una este dispersata in particule mici sau agregate moleculare (**faza dispersa**). **Faza dispersiva** este substanta care permite dispersia. Spre deosebire de solutie faza sistemele disperse nu sunt substante omogene.

Emulsia este amestecul dispers a doua lichide.

Emulsia coloidala contine particule de dimensiuni 10^{-7} - 10^{-9} m.

Aerosolii sunt emulsii coloidale de particule in aer.

Hidrosolii sunt emulsii coloidale de particule in apa.

Disocierea apei

consta in descopunerea moleculei de apa in ioni de hidrogen si hidroxil



O molecula de apa se disociaza in medie o data la 11 ore.

Intre ionii de hidrogen si hidroxil exista in medie 800 de molecule de apa deci concentratia ionilor din apa este scazuta.

Concentratia ionilor de hidrogen se masoara prin pH, definit astfel:

$$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+}$$

Apa pura are concentratia de $c_{\text{H}^+}=10^{-7}$, deci $\text{pH}=-\lg 10^{-7}=7$

pH creste invers proportional cu concentratia ionilor de H^+ .

Acizii au un pH mic iar (concentratie mare de H^+)
Bazele au un pH mare (concentratie mica de H^+).

Valori ale pH-ului pentru diverse substanțe

Nr.	Substanță	pH
1	Acid baterie	0,5
2	Suc gastric	1
3	Suc lămâie	2,4
4	Cola	2,5
5	Suc portocale	3,5
6	Bere	4,5
7	Cafea	5
8	Ceai	5,5
9	Urină	6
10	Lapte	6,5
11	Salivă	6,5-7,4
12	Sânge	7,35-7,45
13	Apă de mare	8
14	Secreție de pancreas	8,1
15	Săpun	9-10
16	Sodă caustică	13,8

L.4. Difuzia

Difuzia este formarea uni flux de particule intre zone cu zone de concentratii diferite.

Concentratia numarului de molecule intr-un punct $\mathbf{r}$ este definita de limita raportului intre numarul de molecule si volum:

$$n(\mathbf{r}) = \lim_{\Delta V \rightarrow 0} \frac{\Delta N}{\Delta V} = \frac{dN}{dV}$$

Concentratia de masa intr-un punct $\mathbf{r}$ este definita de limita raportului intre masa si volum:

$$c(\mathbf{r}) = \lim_{\Delta V \rightarrow 0} \frac{\Delta m}{\Delta V} = \frac{dm}{dV}$$

Densitatea fluxului de substanta intr-un punct $\mathbf{r}$ este definit de limita raportului intre masa transportata si sectiunea inmultita cu intervalul de timp:

$$j(\mathbf{r}) = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta m}{S \Delta t} = \frac{dm}{S dt}$$

Legile difuziei

1. Legea lui Fick

Densitatea fluxului de substanta datorata difuziei este proportionala cu gradientul de concentratie

$$j(x) = -D \frac{dc(x)}{dx}$$

unde D este coeficientul de difuzie.

2. Ecuatia difuziei

Variatia concentratiei in timp este proportionala cu derivata a doua a concentratiei

$$\frac{\partial c(x,t)}{\partial t} = D \frac{\partial^2 c(x,t)}{\partial x^2}$$

unde simbolul ∂ denota derivata partiala dupa variabila indicata.

Difuzia prin membrane

Clasificarea membranelor dupa diametrul porilor

- 1) $D < 10\text{\AA}$: semipermeabile, poate trece numai solventul
- 2) $20 < D < 50\text{\AA}$: poate trece solventul si molecule mici de solvit
dar nu si macromolecule

Aceste membrane sunt folosite in dializa

- 3) $D > 100\text{\AA}$: poroase (permeabile), poate trece solventul si solvitul

Difuzia prin membrane poate avea loc sub actiunea

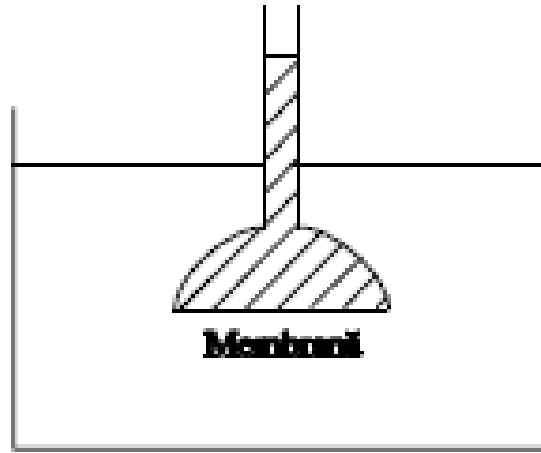
- gradientului de presiune hidrostatica in cazul solventului
- gradientului de concentratie in cazul moleculelor dizolvate

DIALIZA prin membrane de tip 2:

Se inchide amestecul molecular care trebuie separat intr-un sac format dintr-o astfel de membrana. Acesta se introduce int-un recipient cu apa pura. Moleculele mici difuzeaza din sac in apa pura si in plus lichidul din sac, numit lichid de dializa, este reinoit pentru a mentine gradientul mare.

L.5. Osmoza

Celula Pfeffer: in interiorul clopotului se afla solutie de apa+sare iar in vas solvent pur (apa)



Gura clopotului este acoperita cu o membrana semipermeabila care permite numai trecerea apei, nu si a moleculelor dizolvate. Are loc un fenomen de difuzie prin trecerea apei in clopot, datorita tendintei de egalizare a concentratiei de sare din clopot si vas. Fenomenul se opreste cand presiunea coloanei de lichid din clopot, $p = \rho gh = \pi$, egaleaza **presiunea osmotica π** .

Legea Van't Hoff (1877)

Exista o analogie intre o solutie de molecule dizolvate intr-un lichid si un gaz molecular. Ecuatia termica de stare a gazului ideal

$$p = \frac{v}{V} RT$$

se poate aplica unei solutii ideale de concentratie c astfel incat presiunea osmotica poate fi exprimata astfel:

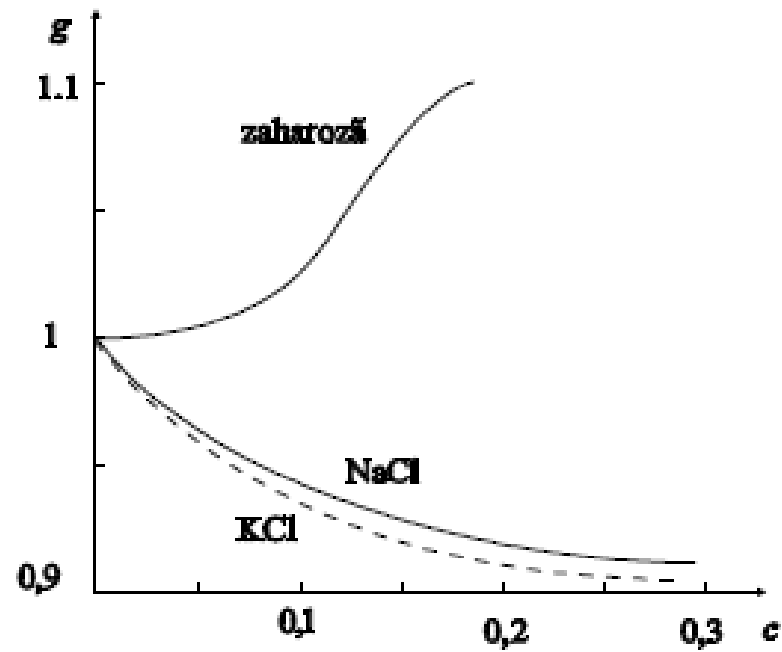
$$\pi = cRT$$

Pentru solutii reale relatia este corectata cu coeficientul osmotic g :

$$\pi = gcRT = \omega RT$$

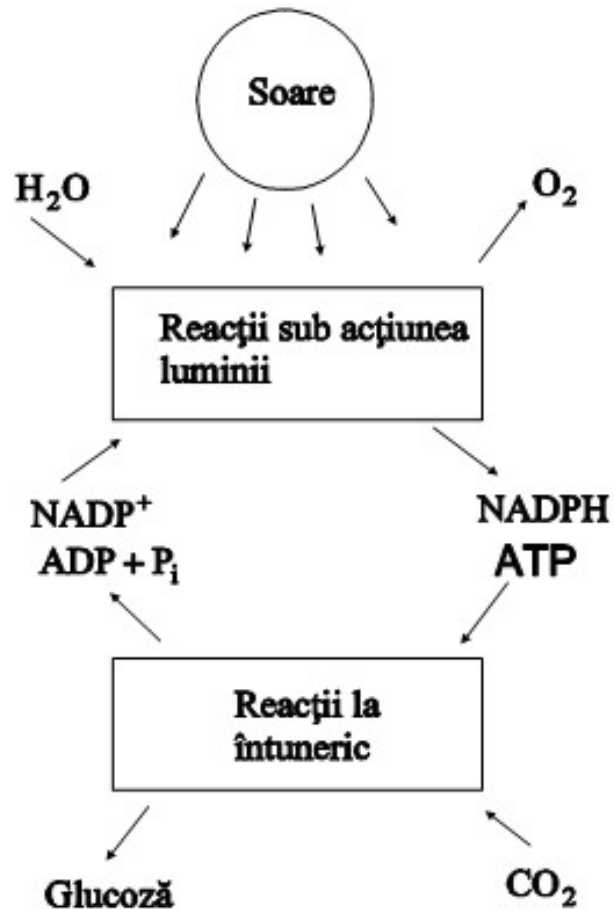
unde ω se numeste osmolaritate.

Coeficientul osmotic g depinde de concentratie



L.5. Fotosinteza

este reactia de producere a substantelor organice de catre organismele autotrofe fotosintetice



1) Faza luminoasa:

captarea energiei luminoase si descompunerea apei

2) Faza la întuneric:

reactia de sintetizare a glucozei din dioxid de carbon si produsele rezultate din prima faza cu producerea oxigenului

Reactia globala este:

