

TURINYS

I dalis. Medžiagų sandara ir sudėtis

1. Matavimai ir skaičiavimai	8
1.1. Matavimai, paklaidos, reikšminiai skaitmenys	9
1.2. Reikšminiai skaitmenys atliekant skaičiavimus	14
1.3. Tirpalo procentinė sudėtis ir tankis	17
1.4. Molis – medžiagos kiekio matas	19
1.5. Masės ir molinė koncentracija	23
1.6. Ką rodo cheminė lygtis	26
Skyriaus „Matavimai ir skaičiavimai“ apibendrinimas	31
Santrauka	31
Praktinės užduotys	31
Papildomos užduotys	34
2. Atomo sandara	38
2.1. Atomą sudarančios dalelės	39
2.2. Izotopo santykinė atominė masė	41
2.3. Cheminio elemento santykinė atominė masė	44
2.4. Elektronų sluoksniai	47
2.5. Kvantinis atomo modelis: orbitalės	50
2.6. Orbitalių energinė diagrama	52
2.7. Ketvirtąjo periodo elementų elektroninė sandara	55
2.8. Radioaktyvumas	58
Skyriaus „Atomo sandara“ apibendrinimas	62
Santrauka	62
Praktinė užduotis	62
Papildomos užduotys	63
3. Cheminiai ryšiai	66
3.1. Joninis ryšys ir joninis kristalas	67
3.2. Kovalentinis ryšys: molekulės	73
3.3. Kovalentinis ryšys: ne tik molekulės	76
3.4. Orbitalių hibridizacija	81
3.5. Koordinacinis (donorinis-akceptorinis) ryšys	84
3.6. Metališkasis ryšys	86
3.7. Tarpmolekuliniai ryšiai	88
Skyriaus „Cheminiai ryšiai“ apibendrinimas	96
Santrauka	96
Praktinė užduotis	97
Papildomos užduotys	98

TURINYS

4. Periodiškas	101
4.1. Elementų elektroninės sandaros ir savybių periodiškumas.....	102
4.2. Oksidacijos laipsnis.....	106
4.3. Būdingieji elementų oksidacijos laipsniai ir dvinariai junginiai su deguonimi ir vandeniliu	110
4.4. Oksidai.....	113
4.5. Dvinariai junginiai su vandeniliu.....	116
4.6. Cheminių reakcijų įvairovė	118
4.7. Mainų reakcijos.....	121
Skyriaus „Periodiškas“ apibendrinimas	124
Santrauka	124
Praktinės užduotys	124
Papildomos užduotys	126

II dalis. Cheminės reakcijos

5. Energija	129
5.1. Cheminių reakcijų šiluminiai efektai	130
5.2. Energijos virsmai vykstant cheminei reakcijai.....	134
5.3. Junginio susidarymo standartinė entalpija. Heso dėsnis.....	137
5.4. Fotosintezė, ląstelinis kvėpavimas ir energijos pokyčiai.....	142
Skyriaus „Energija“ apibendrinimas	145
Santrauka	145
Praktinės užduotys	145
Papildomos užduotys	148
6. Cheminių reakcijų greitis	152
6.1. Cheminės reakcijos greitis	153
6.2. Reakcijos greitį lemiantys veiksniai.....	157
6.3. Temperatūros ir katalizatorių įtaka reakcijos greičiui.....	164
Skyriaus „Cheminių reakcijų greitis“ apibendrinimas	169
Santrauka	169
Praktinė užduotis	169
Papildomos užduotys	171
7. Oksidacijos-redukcijos reakcijos	174
7.1. Oksidacijos-redukcijos reakcijų lyginimas.....	175
7.2. Pavdavimo reakcijos.....	179
7.3. Druskos, azoto ir sieros.....	183
7.4. Elektrolizė	186

7.5. Vario junginių elektrolizė	189
7.6. Elektrolizė: apibendrinimas	191
7.7. Metalų korozija.....	194
Skyriaus „Oksidacijos-redukcijos reakcijos“ apibendrinimas.....	197
Santrauka	197
Praktinės užduotys	197
Papildomos užduotys	198

III dalis. Cheminė pusiausvyra

8. Cheminių reakcijų grįžtamumas ir pusiausvyra 202

8.1. Cheminių reakcijų grįžtamumas, cheminė pusiausvyra, pusiausvyros konstanta.....	203
8.2. Pusiausvyros konstantos taikymas kiekybiniam skaičiavimams	209
8.3. Pusiausvyros padėties poslinkis	213
8.4. Pramoninių procesų valdymas	220
Skyriaus „Cheminių reakcijų grįžtamumas ir pusiausvyra“ apibendrinimas.....	222
Santrauka	222
Praktinės užduotys	222
Papildomos užduotys	224

9. Pusiausvyra vandeniniuose tirpaluose..... 228

9.1. Vandens savybės	229
9.2. Vandens autojonizacija.....	233
9.3. Rūgštys.....	238
9.4. Bazės	241
9.5. Stipriųjų rūgščių ir bazių tirpalų pH rodiklis.....	244
9.6. Silpnųjų rūgščių ir bazių tirpalų pH.....	247
9.7. Druskų hidrolizė	251
9.8. Titravimo kreivė	254
9.9. Vandens kietis.....	257
Skyriaus „Pusiausvyra vandeniniuose tirpaluose“ apibendrinimas.....	259
Santrauka	259
Praktinės užduotys	260
Papildomos užduotys	261

10. Priedai 266

Dalykinė rodyklė	281
Iliustracijų šaltinių sąrašas	283
Užduočių atsakymai	284
Periodinė cheminių elementų lentelė	290

Kiekvienas skyrius baigiamas apibendrinimu.

Skyrius santrauka pravers kartojant skyriaus medžiaga.

Skyrius „Atomo sandara“ apibendrinimas

2 skyrius. Atomo sandara

Santrauka

Nuoskaidi didėjant elemento atominiam skaičiui, t. y. protonų skaičiui branduolyje, elektronų skaičius išoriniame sluoksnyje kinta periodiškai – didėja iki atominio (tik pirmojo periodo iki dviejų), tada atsiranda naujas sluoksnis, ir elektronų skaičius jame pradeda iš naujo didėti. Elektroninės sandaros periodiškumas lemia elementų savybių periodinį pasikartojimą (daugiau apie tai – IV skyriuje).

1 amv (atominės masės vienetas) masė lygi 1/12 anglies-12 atomo masės.

Santykinė atominė masė rodo, kiek kartų atomo masė didesnė už 1 a. m. v. masę.

Izotopų santykinė masė nustatoma masių spektrometru.

Elemento santykinė atominė masė yra jo gamtinių izotopų santykinių atominių masių svėrinis vidurkis, apskaičiuotas atsižvelgiant į izotopų paplitimą gamtoje.

Atomo elektronai išsidėsto sluoksniuose. Sluoksnio numeris n vadinamas pagrindiniu kvantiniu skaičiumi.

Sluoksnį sudaro n^o orbitalių. Kadangi kiekvienoje orbitalyje gali būti ne daugiau kaip du elektronai, sluoksnyje gali būti ne daugiau kaip 2n² elektronų.

Orbitalės skiriasi savo forma ir energija.

Elektronai turi ne tik neigiamąjį elektrinį, bet ir magnetinį lauką. Elektronų porų sudaro, jei nebūna tuščios tos pačios energijos orbitalių.

Vienodos energijos orbitalės pirmiausia užpildomos pavieniais elektronais. Elektronų poros susidaro, jei nebūna tuščios tos pačios energijos orbitalių.

Trečiojo sluoksnio pildymas elektronais vyksta dviem etapais. Pirmiausia užpildomos tik 3s ir 3p orbitalės, vėliau – 4s orbitalė, ir tik tada pradeda gautis elektronų 3d orbitalėse.

3d orbitalių pildymas elektronais prasideda nuo skandžio. Elementai, kurių elektroninė sandara sutapsi su 3d orbitalių pildymu, vadinami perėjimaisiais.

Į perėjimųjų elementų išskirtinį yra chromo ir vario elektroninė sandara. Šie elementai turi tik po vieną elektroną 4s orbitalyje.

Dėl cheminių reakcijų branduolių sudėtis nekinta, ji gali pakisti tik vykstant branduoliniams reikioms.

Dalies atomų branduoliai yra nepatvarūs, jiems būdingas savaiminis radioaktyvumo skilimas.

Reikės

Spiritinės lemputės arba dujų degulio, 15–20 cm ilgio nichromo vielos, relių, druskos rūgšties tirpalo (50 ml koncentracijos druskos rūgšties praskiedžiama įpylus 50 ml distiliuoto vandens), po 1–2 ml įvairių druskų vandeninių 1–2 mol/l koncentracijos tirpalų (mėsa natrio, kalcio, stroncio, ličio, bario chloridai arba nitratai; galite išbandyti ir kitų metalų druskas).

Tyrimo Singiniai

- Replemsi sulenkite nichromo vielos galą taip, kad susidarytų medžiagė 2–3 mm skersmens kėlelė. Kitą vielos galą privitynkite prie kokio nors laikiklio.
- Uždėkite dujų degulį arba spiritinę lemputę ir karščiausioje liepsnos dalyje kaitinkite vielos kėlelę, kol ši taps raudona (1 pav.).
- Panardinkite karštą vielos kėlelę į druskos rūgšties tirpalą. Dar kartą kaitinkite ir vėl panardinkite į druskos rūgšties tirpalą. Kartokite tol, kol kėlelute nebekels liepsnos spalvos.
- Panardinkite atšalusią kėlelę į vieną iš druskų tirpalų ir vėl kaitinkite. Stebėkite ir atsimarkuokite liepsnos spalvą.
- Prieš bandant kitos druskos tirpalą kėlelute reikia nuvalyti. Tai daroma vėl kartojant 2 ir 3 žingsnius.

Ši tyrima galima atlikti kiek kitu būdu. Jei turite indelių su purkšteliais, galima į liepsną įpurškiti tiriamojo tirpalo.

Diskusija

Aptarkite, kur praktikoje gali būti pritaikytas liepsnos nuspalvinimo reiškinys. Naudojami jums pritaikyti informacijos šaltiniai išsiskiria kodėl įkaitinta medžiaga skleidžia tam tikros spalvos šviesą, kaip tai susiję su elektronų pasiskirstymu orbitalėse. Pasisakykite savo rasta informacija su bendraklasiais.

Papildomos užduotys

- Nustatykite, kurio elemento elektronų pasiskirstymas sluoksniuose yra:
 - a) 2, 8, 2; b) 2, 8, 8, 1; c) 2, 8, 6.
- Nustatykite, kurio elemento elektroninė formulė yra:
 - a) 1s²2s²2p⁶; b) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶; c) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.
- Trečiaji periodas baigiasi argonu, turintį tris elektronų sluoksnius. Apskaičiuokite, kiek daugiausia elektronų gali būti trečiajame sluoksnyje, ir nustatykite, ar šis argono atomo sluoksnis jau užpildytas.
- Matų spektrometru ištyrus magnio mėginį, gautas jo masių spektras (2 pav., p. 64).
 - a) Paralykite gamtinei randamų magnio izotopų simbolius, nurodykite masės ir atominį skaičių. Paralykite, kiek kiekvienas izotopas turi protonų, neutronų ir elektronų.
 - b) Apskaičiuokite apytikslę magnio santykinę atominę masę. Paaiškinkite, kad izotopų santykinė atominė masė sutampa su masės skaičiumi. Atsakydami pasitikrinkite periodinėje lentelėje.

Papildomos užduotys skirtos norintiems įtvirtinti ir pagilinti chemijos žinias.

Praktinės užduotys skatina taikyti turimas žinias ir gebėjimus, kelti klausimus, ieškoti atsakymų, kūrybiškai mąstyti.

Prieduose pateikiami įvairūs matavimo vienetai, formulės, konstantos ir kita pravarti informacija.

Vadovėlio gale pateikiama dalykinė rodyklė padės greičiau rasti reikiamą informaciją vadovėlyje.

10. Priedai

1. Matai, konstantos ir priešdėliai

1 m³ = 1000 dm³ = 1000 l
1 dm³ = 1 l = 1000 cm³ = 1000 ml
1 cm³ = 1 ml
1 kg = 1000 g
1 g = 1000 mg
1 kl = 1000 l
1 mol = 1000 mmol = 10³ μmol.
N_A = 6,022 · 10²³ mol⁻¹ = 6,022 · 10²³ mol⁻¹
V_m = 22,7 dm³/mol = 22,7 l/mol (galioja esant 0 °C temperatūrai ir 1 bar slėgiui).

Priešdėlio šlymėjimas	Priešdėlio pavadinimas	Daugkylė
M	mega-	1 000 000 = 10 ⁶
k	kilo-	1 000 = 10 ³
h	hekto-	100 = 10 ²
da	deka-	10 = 10 ¹
d	deci-	0,1 = 10 ⁻¹
c	centi-	0,01 = 10 ⁻²
m	мили-	0,001 = 10 ⁻³
μ	mikro-	0,000 001 = 10 ⁻⁶
n	nano-	0,000 000 001 = 10 ⁻⁹

2. Formulės

$\Delta r = |x_{\text{priešdėlio}} - x_{\text{tikras}}|$
 $\eta = \frac{\Delta r}{x_{\text{tikras}}} \cdot 100\%$
 $\alpha(\text{tipas}) = \frac{\text{atomo masė}}{\text{tipas}} \cdot 100\%$
 $\rho(\text{tipas}) = \frac{\text{atomo masė}}{\text{tipas}} \cdot 100\%$
 $c = \frac{\text{atomo masė}}{\text{tipas} \cdot \text{volumas}} \cdot 100\%$
 $n = \frac{R}{R_0} \cdot 100\%$; $n = \frac{R}{R_0} \cdot 100\%$; $n = \frac{R}{R_0} \cdot 100\%$

Dalykinė rodyklė

A	akceptorius	84	silikas	14	hidrofilinė grupė	231
	aktinoidas	102	donoras	84	hidrofobinė grupė	231
	alotropinė atmaina	137	donorinis-akceptorinis ryšys	84	homogeninė reakcija	119
	amfoteris	105, 114, 116, 123	druskų hidrolizė	251–253	homogeninis mišinys	17
	amoniakas	84	dvinaris junginys	186, 110	Hando taisyklė	53
	anijonas	40	E	40	I	
	anodas	186	egiprominė reakcija	131	indikatoriaus spalvos kitimo intervalas	240
	inertinis	189, 191	elektrolitas	121–122, 231	indikatorius	123, 240
	tipiškas	189, 191	elektroinė disociacija	231	inertinės dujos	67
	apytikslis dydis	14	elektronizė	186, 191	inhibitorius	166
	atominis skaičius	39	CaCl ₂ (aq)	189–190	liejama	27–28, 207
	atomo	19	NaCl(aq)	187	liejama	27–28, 207
	santykinė masė	19	NaCl(s)	186	izotopas	39, 59
	spindulys	103, 104, 105	elektrono sukūrymas	51		
	autonociacija	233–234	elektronų konfigūracija	47		
	Avogadro	29	perėjimųjų metalų	71	jonas	40
	densis	29	elementas perėjimaisiais	55	amoniako	84
	konstanta	19	endoterminė reakcija	131	akoniomo	85
			energija		joniniai	

Chemija IV gimnazijos klasei

Užduočių atsakymai

1 skyrius

1.1. 1. a) 4; b) 4; c) 5; d) 4; e) 3. 2. a) 4 ir 3; b) 0,02 ir 0,3. 3. D, A, C, B.
1.2. 2. 0,0810 g. trimis reikšimais. 3. 51 g. dviem reikšimais. 4. 4,32 g.
1.3. 1. 30,0 g; ir 17,0 g; 2. 35,3 g; 3. 12,0%. 4. a) 2,25 kg; b) 4,17 · 10⁶ dm³; c) 625 g; d) 625 g; 5. 160 g.
1.4. 2. 3,9 km; 3. a) 0,010 mol; b) 0,010 mol; 6,0 · 10²³ atomų; c) 0,080 mol; 4.8 · 10²³ atomų.
4. 9,982 · 10²³ g. 5. Etano. 6. 2,6 · 10⁻⁶ g = 2,6 μg.
1.5. 3. 0,37 g; 4. 0,30 dm³; 5. a) 12 g; b) 22 g.
1.6. 1. a) 2 : 3; b) 1 : 1; 2. 2. a) 62,5 mol; b) 62,5 l; ir 65,8 mol; c) 62,5 l; ir 65,8 l; 3. a) 0,0014 g; b) 16 ml.
4. a) 0,060 g; b) 0,0715 g; 5. a) 3,4 · 10⁻⁶ kg; b) 4,0 · 10⁻⁶ kg.

Papildomos užduotys

1. a) 0,00206; b) 0,00210; c) 106; d) 2,55 · 10⁻⁷; 2. 0,7841 g/mol; 4 reikšimais skaitmenys. 3. 32, 4, 167 %, 5, 1,13 kg, 6, 24 %, 7, 38,0 %, 8, 1,71 mol/l; reikia žinoti pagaminto tirpalo tankį. 9. b) 13,2 mol/l; c) 19,3 g; 10. b) 15 % talpo paklaida = 0,008 g/mol; ir = 0,9 %; 25 % talpo paklaida = 0,010 g/mol; ir = 1,3 %; c) 11,5 %; d) 143 ml; c) 171 g; 11. a) Parayduliai, A – cukraus tirpalas, B – vanduo; b) A – cukraus tirpalas, B – etanolis; tirpalas: 12. 201 g/mol; 13. 0,06 mol; 14. 0,030 mol; 15. a) 4,4 · 10⁶ molekulių; b) 1,5 · 10⁶ mol/l; c) 8,1 · 10⁶ mol/l; d) 8,2 g; e) 1,0 · 10⁶ g; f) 15,67 %. 16. 1,83 g/dm³; 17. 2,74 · 10⁶ molekulių; 17. a) 1,3 · 10⁶ g; b) 9,0 dm³; c) 1,6 · 10⁶ molekulių; d) 4,995 · 10²³ g. 18. 1.6 %, 19. 3,2 · 10⁶ g; 20. 0,13 g; 21. 23,30 g.

2 skyrius

2.1. 3. a) 12 protonų, 12 neutronų ir 12 elektronų; b) 12 protonų, 13 neutronų ir 10 elektronų; c) 8 protonų, 10 neutronų ir 10 elektronų. 4. a) sup. ²⁶Fe ir ²⁶Mg; b) ne; c) visi turi vienodą skaičių neutronų. 3. C, 7, 7; Tl, 8, 8; K, 2.
2.2. 2. a) 5; b) ²³Tl; c) ⁷⁹Br. 4. a) 0,10 g; b) magnis; c) 1,5 : 1 ir 1,52 : 1. 5. 1838.

Vadovėlio gale taip pat rasite daugelio užduočių atsakymus, periodinę cheminių elementų lentelę.

3 pavyzdys

Apskaičiuokite gliukozės $C_6H_{12}O_6$ masės ir procentinę koncentraciją tirpale, jei šios medžiagos molinė koncentracija yra $2,00 \text{ mol/dm}^3$. Tirpalo tankis $1,13 \text{ g/cm}^3$, gliukozės molinė masė $180,12 \text{ g/mol}$.

Sprendimas

Koncentracijai perskaičiuoti pakanka žinoti tirpalo tankį ρ ir medžiagos molinę masę M (1.5.3 pav.). Pasirenkame skaičiuoti patogų tirpalo mėginį. Duota molinė koncentracija, tad pasirinkę 1 dm^3 (t. y. vieną litrą) tirpalo iš karto žinome, kad jame yra $2,00 \text{ mol}$ gliukozės. Belieka apskaičiuoti, kokia yra gliukozės masė.

$$m(\text{gliukozės}) = n \cdot M = 2,00 \text{ mol} \cdot 180,12 \text{ g/mol} = 360,36 \text{ g} \approx 360 \text{ g};$$

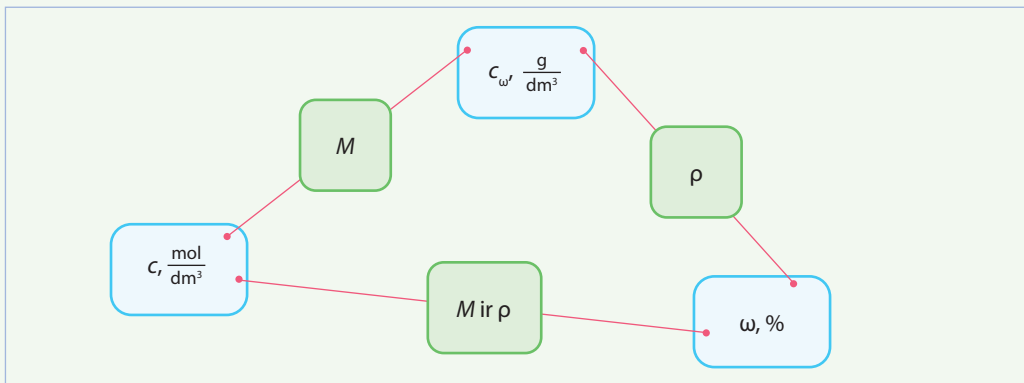
$$c_{\omega}(\text{gliukozės}) = \frac{m}{V} = \frac{360 \text{ g}}{1 \text{ dm}^3} = 360 \text{ g/dm}^3.$$

Procentinei koncentracijai apskaičiuoti dar reikia sužinoti tirpalo masę. Žinome, kad $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$.

$$m = \rho \cdot V = 1,13 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1130 \text{ g};$$

$$\omega(\text{gliukozės}) = \frac{m(\text{tirpinio})}{m(\text{tirpalo})} \cdot 100 \% = \frac{360 \text{ g}}{1130 \text{ g}} \cdot 100 \% = 31,9 \%$$

Atsakymas: gliukozės masės koncentracija 360 g/dm^3 , o procentinė koncentracija $31,9 \%$.



1.5.3 pav. Dydžiai, kuriuos būtina žinoti perskaičiuojant koncentraciją

Klausimai ir užduotys

1. Tirpalą sudaro ne mažiau kaip dvi medžiagos. Kaip vadinama kiekviena šių medžiagų?
2. Tirpalas yra mišinys. Žinome, kad mišiniai skirstomi į vienalyčius (homogeninius) ir įvairialyčius (heterogeninius). Kuriai mišinių grupei priskiriami tirpalai?
3. Apskaičiuokite, kiek gramų natrio chlorido NaCl reikia gaminant 250 cm^3 $0,025 \text{ mol/dm}^3$ šios medžiagos tirpalo?
4. Apskaičiuokite tirpalo, kuriame cukraus $C_{12}H_{22}O_{11}$ molinė koncentracija $0,055 \text{ mol/dm}^3$, tūrį. Žinoma, kad tirpalas gautas ištirpinus $5,7 \text{ g}$ cukraus.
5. Bandymams reikia $0,15 \text{ kg}$ tirpalo, kuriame geležies(II) sulfato procentinė koncentracija $8,0 \%$. Apskaičiuokite tirpalui gaminti reikalingo vandens ir tirpinamosios medžiagos masę, jeigu tirpalas gaminamas iš: **a)** bevandenio FeSO_4 ; **b)** kristalohidrato $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10



e-lankos.lt/xnj5

1.6. Ką rodo cheminė lygtis

Reaguojančiosios medžiagos, reakcijos produktai, kiekių santykis (moliais), reikšminiai skaitmenys, papildomi skaitmenys, išeiga, nūostoliai, Avogadro dėsnis, dujų molinis tūris.

1 Skaičiavimai remiantis reakcijos lygtimi

Cheminė lygtis rodo **reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų kiekių santykį**. Paganrinėkime, kaip atliekami skaičiavimai remiantis chemine lygtimi ir kaip taikomos reikšminių skaitmenų taisyklės.

1 pavyzdys

Į 20,0 g nežinomos procentinės koncentracijos etano rūgšties tirpalo įdėjus magnio, išsiskyrė 0,34 dm³ dujų ir liko dalis nesureagavusio magnio. Dujų tūris nurodytas standartinėmis sąlygomis. Apskaičiuokite etano rūgšties procentinę koncentraciją tirpale.

Sprendimas

Išsiskiriančios dujos – tai vandenilis. Nurodyta, jog liko nesureagavusio magnio, vadinasi, etano rūgštis sureagavo visa. Medžiagos reaguoja taip:



Išsiskyrusio vandenilio kiekį randame pasinaudoję (1.4.3) formule (žr. p. 19):

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{0,34 \text{ dm}^3}{22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 0,01498 \text{ mol}.$$

Cheminė lygtis rodo, jog sureagavus 2 moliams etano rūgšties išsiskiria 1 molis vandenilio. Lygties koeficientai yra tikslūs skaičiai ir reikšminių skaitmenų skaičiaus neriboja.

Sudarome proporciją:

sureagavus **2 mol** CH₃COOH susidaro **1 mol** H₂,
sureagavus **x mol** CH₃COOH susidaro **0,01498 mol** H₂;

$$\frac{2 \text{ mol}}{x \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{0,01498 \text{ mol}}.$$

Išsprendę gauname: $x = 0,02995 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$.

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,06 \text{ g/mol};$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = n \cdot M = 0,02995 \text{ mol} \cdot 60,06 \text{ g/mol} = 1,799 \text{ g}.$$

Sudarome proporciją:

$$\begin{aligned} 20,0 \text{ g} &- 100 \%, \\ 1,799 \text{ g} &- x \%; \end{aligned}$$

$$\frac{20,0 \text{ g}}{1,799 \text{ g}} = \frac{100 \%}{x \%}; \quad x = 8,994 \% \approx 9,0 \%$$

Atsakymas: etano rūgšties procentinė koncentracija – 9,0 %.

Komentaras. Sprendimuose atlikome tik daugybos ir dalybos veiksmus. Mažiausiai reikšminių skaitmenų – du – turi tūrio duomenys, todėl galutinis atsakymas suapvalintas iki dviejų reikšminių skaitmenų. Tarpiniuose atsakymuose palikome po du papildomus skaitmenis. Taip išvengėme apvalinimo paklaidų kaupimosi. Jeigu kiekviename sprendimo žingsnyje apvalinsime iki reikšminių skaitmenų, apvalinimo paklaidos gali susikaupti ir gerokai pakeisti rezultatą.

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

$$m_f(\text{Ag}) = 12,368 \text{ g} - 12,345 \text{ g} = 0,023 \text{ g};$$

$$n_f(\text{Ag}) = \frac{m_f}{M} = \frac{0,023 \text{ g}}{107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol};$$

$$\eta = \frac{n_f}{n_t} \cdot 100 \% = \frac{2,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}} \cdot 100 \% = 88,8 \% \approx 89 \%.$$

Arba galima apskaičiuoti sudarant proporciją:

$$2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag} - 100 \%,$$

$$2,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag} - \eta;$$

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}}{2,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}} = \frac{100 \%}{\eta}; \quad \eta = 88,8 \% \approx 89 \%.$$

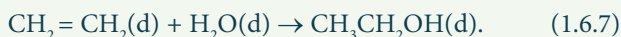
Atsakymas: sidabro išeiga – 89 %.

Tarkime, reikia pagaminti užsąkytą reakcijos produkto kiekį. Jeigu yra nuostolių, reaguojančiųjų medžiagų teks imti daugiau, nei apskaičiuota pagal reakcijos lygtį. Taip nuostolius galima kompensuoti.

4 pavyzdys

Įmonė etanolį gamina eteną veikdama vandeniu. Reakcija vyksta esant aukštai temperatūrai ir naudojant katalizatorius. Etanolio išeiga – 80,0 %. Kiek molių eteno sunaudojama gaminant 124 mol etanolio?

Sprendimas



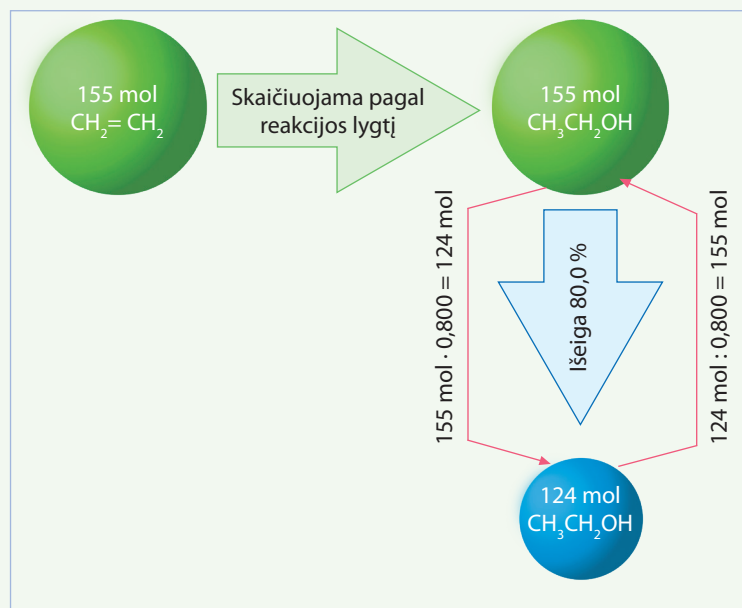
Iš formulės $\eta = \frac{n_f}{n_t} \cdot 100 \%$ išreiškiame n_t :

$$n_t = \frac{n_f}{\eta} \cdot 100 \% = \frac{124 \text{ mol}}{80,0 \%} \cdot 100 \% = 155 \text{ mol};$$

$$n(\text{eteno}) = n(\text{etanolio}) = 155 \text{ mol}.$$

Atsakymas: 155 mol eteno.

Komentaras. Jei nebūtų nuostolių, reikėtų 124 mol eteno. Nuostoliams kompensuoti jo tenka naudoti daugiau (1.6.1 pav.).



1.6.1 pav. Išeigos uždavinių sprendimo schema. Jeigu žinomas reaguojančiosios medžiagos kiekis, pirmiausia remiantis reakcijos lygtimi apskaičiuojamas teorinis produkto kiekis. Šį kiekį padauginus iš išeigos, gaunamas faktinis produkto kiekis. Jis visada mažesnis už teorinį. Jeigu reikia pagaminti nurodytą produkto kiekį, sprendžiamame atvirkščia seka. Faktinį kiekį dalijame iš išeigos ir gauname teorinį (didesnį) kiekį. Toliau sprendžiamame remdamiesi reakcijos lygtimi.

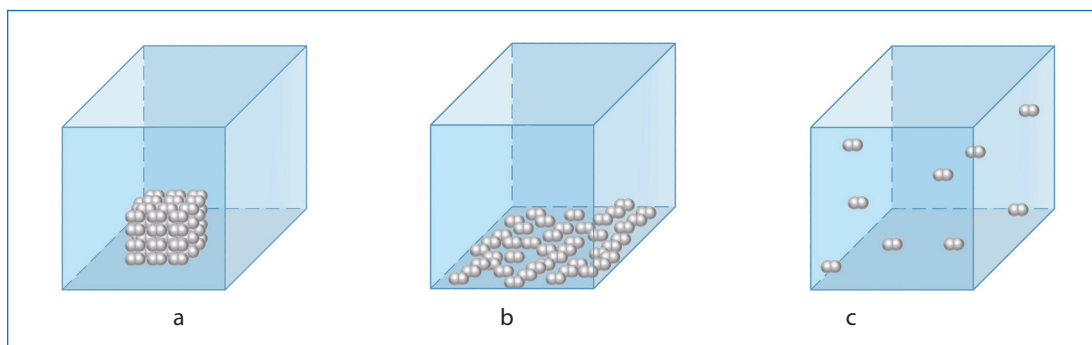
Avogadro dėsnis

Kietosiose medžiagose ir skystuose molekules yra arti viena kitos, todėl medžiagos užimamas tūris priklauso ir nuo molekulių dydžio, ir nuo jų išsidėstymo tvarkos. Dujose atstumas tarp molekulių daug didesnis už pačių molekulių matmenis, todėl molekulių dydis neturi įtakos medžiagos užimamam tūriui (1.6.2 pav.). Dujoms galioja **Avogadro dėsnis**, suformuluotas Amadėjaus Avogadro (*Amedeo Avogadro*, 1776–1856).

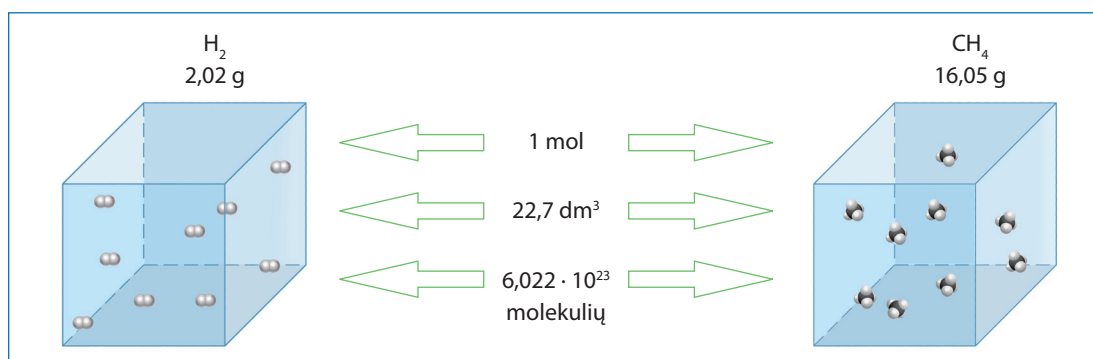
Vienodame įvairių dujų tūryje vienodomis sąlygomis yra vienodas molekulių skaičius.

Vienodos sąlygos – tai vienoda temperatūra ir slėgis. Svarbiausios šio dėsnio išvados:

- 1 mol bet kurių dujų vienodomis sąlygomis užima vienodą tūrį. Standartinėmis sąlygomis (temperatūra 0 °C, o slėgis 100 000 Pa, arba 1 bar) šis tūris yra 22,7 dm³ (1.6.3 pav.). Jis vadinamas **dujų moliniu tūriū**, $V_m = 22,7 \text{ dm}^3/\text{mol}$.
- Reakcijos lygties dujinių medžiagų koeficientai rodo ne tik kokių molekulių santykiu, bet ir kokių tūrių santykiu reaguoja medžiagos. Ši išvada galioja ne tik standartinėmis sąlygomis.



1.6.2 pav. Kietosios (a), skystosios (b) ir dujinės (c) būsenos vandenilis H₂

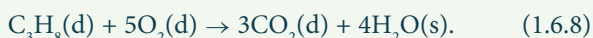


1.6.3 pav. Dujų molinis tūris standartinėmis sąlygomis. 1 mol bet kurių dujų, esant 0 °C temperatūrai ir 1 bar slėgiui, užima 22,7 dm³ tūrį.

5 pavyzdys

Apskaičiuokite deguonies ir oro, sunaudojamo degant 2,50 dm³ propano, tūrį. Dujų tūris matuojamas vienodomis sąlygomis. Deguonies tūrio dalis ore – 20,95 %. Degimo produktai yra anglies dioksidas ir vanduo.

Sprendimas



1

2

3

4

5

6

7

8

9

10



e-lankos.lt/hiwk

3.5. Koordinacinis (donorinis-akceptorinis) ryšys

Donoras, akceptorius, koordinacinis ryšys, bendroji cheminė lygtis, sutrumpintoji joninė lygtis, bendroji elektronų pora, laisvoji elektronų pora.

1

2

3

4

5

6

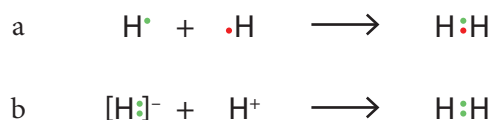
7

8

9

10

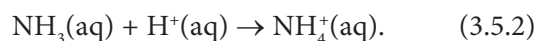
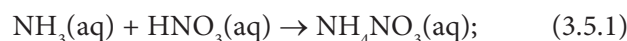
Paprastai kovalentinis ryšys susidaro, kai susijungia po vieną elektroną turinčios dviejų atomų orbitalės (3.5.1 pav., a). Bendroji elektronų pora gali susidaryti ir kitu būdu (3.5.1 pav., b). Antruoju atveju H^- jonas yra **donoras** (davėjas, duoda elektronų porą), H^+ jonas – **akceptorius** (gavėjas, ryšiui sudaryti pasinaudoja kitos dalelės elektronais, pats duoda tik tuščią orbitalę). Nors abiem atvejais susidaro toks pat kovalentinis ryšys, donoriniu-akceptoriniu būdu susidariusiam kovalentiniam ryšiui prigijo **koordinacinio ryšio** pavadinimas. Tokiam ryšiui susidaryti reikia, kad viena dalelė turėtų laisvąją elektronų porą, o kita – tuščią orbitalę.



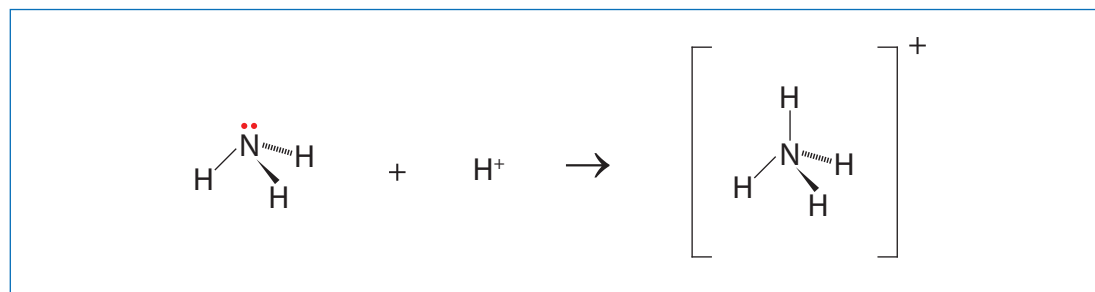
3.5.1 pav. Vandenilio H_2 molekulės susidarymas. (a) Įprastas, kai elektronų porai sudaryti panaudojama po vieną kiekvieno atomo elektroną. (b) Koordinacinis, kitaip donorinis-akceptorinis. H^- jono 1s orbitalėje yra laisvoji elektronų pora (tik vienam atomui priklausanti elektronų pora vadinama laisvąja), o H^+ jono 1s orbitalė tuščia. Susijungus šioms dviem orbitalėms, susidaro tokia pati H_2 molekulė kaip ir (a) atveju.

Amonio jono susidarymas

Amoniakas NH_3 yra bazinių savybių medžiaga. Reaguojant su rūgštimis susidaro amonio jonas NH_4^+ . **Bendroji ir sutrumpintoji joninė lygtis:**



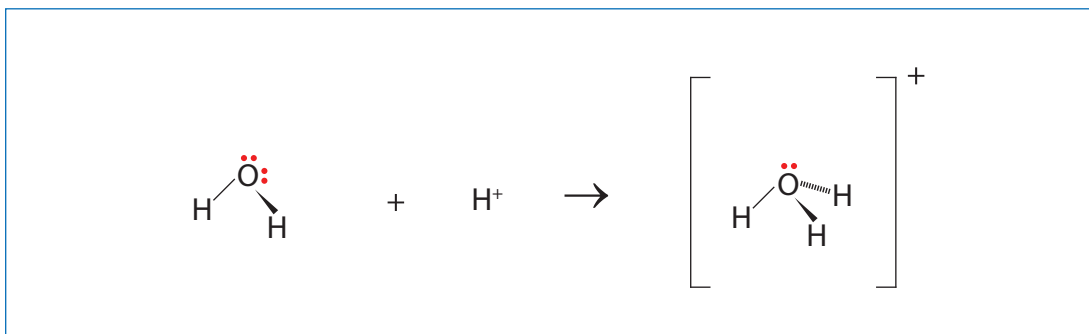
3.5.2 paveiksle parodytas amonio jono susidarymas.



3.5.2 pav. Amonio jono susidarymas. Vienas iš ryšių susidarė koordinaciniu (donoriniu-akceptoriniu) būdu. Susidariusiame amonio jone visi ryšiai yra vienodi. Skiriasi tik susidarymo būdas. Amonio jono geometrinė forma tokia pati, kaip metano molekulės (žr. 3.4.3 pav., p. 81).

Oksonio jono susidarymas

Tai, ką lygtyse žymime kaip vandenilio joną $H^+(aq)$, yra šiek tiek sudėtingesnė dalelė. Vandeniame tirpale H^+ jonas jungiasi su vandens molekule ir sudaro oksonio joną H_3O^+ . Šis jonas susidaro koordinaciniu būdu (3.5.3 pav.).



3.5.3 pav. Oksonio jono susidarymas

Klausimai ir užduotys

1. Apibūdinkite cheminius ryšius amoniako molekulėje pagal poliškumą ir orbitalių jungimosi būdą. Ar visi cheminiai ryšiai amoniako molekulėje yra vienodi?
2. Apibūdinkite cheminius ryšius amonio jone pagal poliškumą ir orbitalių jungimosi būdą. Ar visi cheminiai ryšiai amonio jone yra vienodi?
3. Visos deguonies orbitalės oksonio jone yra vienodos. Kokio tipo deguonies hibridizacija yra oksonio jone?
4. Boras yra antrojo periodo 13 (IIIA) grupės elementas.
 - a) Kiek orbitalių yra boro atomo valentiniame sluoksnyje? Ar visos jo valentinio sluoksnio orbitalės užimtos elektronais?
 - b) Su fluoru boras sudaro junginį BF_3 . Luiso formule parodykite BF_3 molekulės susidarymą iš boro ir fluoro atomų. Ar šioje molekulėje boro valentiniame sluoksnyje yra elektronų oktetas (aštuonių elektronų rinkinys)?
 - c) Galima tokia reakcija: $F^- + BF_3 \rightarrow BF_4^-$. Paaiškinkite, koku būdu susidaro cheminis ryšys tarp reaguojančių dalelių ir kokie šių dalelių sandaros ypatumai lemia tokį ryšio susidarymą.

1

2

3

4

5

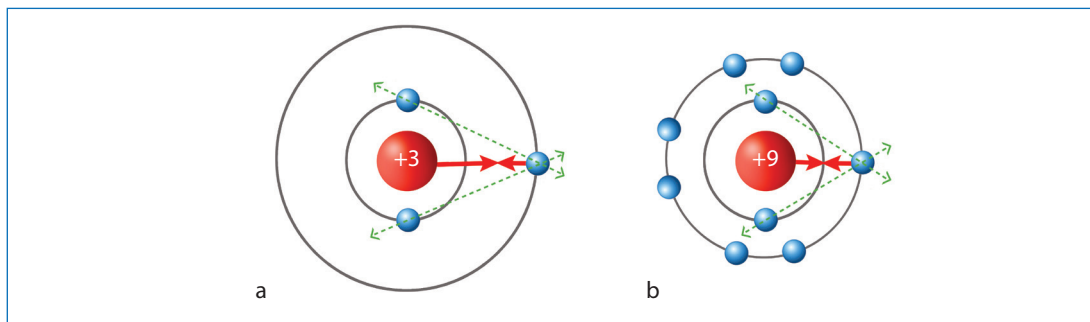
6

7

8

9

10



4.1.2 pav. Supaprastinta ličio (a) ir fluoro (b) atomo sandaros schema. Ličio valentinį elektroną traukia +3 krūvio branduolys (traukos jėgos parodytos raudonomis rodyklėmis) ir stumia du pirmojo sluoksnio elektronai (jėgos pažymėtos žaliomis rodyklėmis). Tad valentinį elektroną traukia toks suminis krūvis: $+3 + 2 \cdot (-1) = +1$. Fluoro schemoje parodyta tik vieno valentinio elektrono sąveika su branduoliu ir pirmojo sluoksnio elektronais. Kiekvieną valentinį fluoro elektroną traukia +9 krūvio branduolys ir stumia du pirmojo sluoksnio elektronai. Tad valentinį elektroną traukia suminis krūvis $+9 + 2 \cdot (-1) = +7$. Didesnis suminis krūvis valentinius elektronus pritraukia arčiau, todėl fluoro atomas mažesnis už ličio.

Įdėmiai išnagrinėkite 4.1.2 paveikslą. Nors paveikslo apraše pateiktas labai supaprastintas valentinį elektroną veikiančių krūvių skaičiavimas, jis atskleidžia svarbiausią priežastį, kodėl periode, didėjant atominiam skaičiui (gausėjant protonų), atomas mažėja.

Nagrinėdami cheminius ryšius išsiaiškinome, kad:

- atomo gebėjimą traukti elektronus rodo elektrinis neigiamumas;
- reaguojant metalui su nemetalu, metalas valentinius elektronus praranda, o nemetalas prisijungia.

Ličio valentinis elektronas yra traukiamas suminio krūvio +1, o fluoro +7. Todėl:

- ličio valentinis elektronas yra toli nuo branduolio (atomas santykinai didelis);
- fluoro valentiniai elektronai pritraukiami gerokai arčiau branduolio (atomas mažesnis už ličio);
- silpnai traukiamą elektroną iš ličio lengva atimti (lengvai virsta teigiamuoju jonu);
- fluoras elektroną prisijungia (tampa neigiamuoju jonu);
- ličio elektrinis neigiamumas mažas (1,0);
- fluoro elektrinis neigiamumas didelis (4,0).

Neonas išoriniame sluoksnyje turi 8 elektronus. Daugiau į šį sluoksnį elektronų nebetelpa. Todėl kito elemento – natrio – valentinis elektronas atsiduria trečiojo sluoksnio 3s orbitale. Natrio branduolio krūvis +11, bet tarp valentinio elektrono ir branduolio yra įsiterpę 10 elektronų (2 pirmajame sluoksnyje ir 8 antrajame). Tad natrio valentinį elektroną veikiantis suminis krūvis yra tik $+11 + 10 \cdot (-1) = +1$. Sumažėjęs suminis krūvis lemia, kad natrio spindulys, palyginti su ankstesnio elemento neono, šuoliškai padidėja. Mažas suminis krūvis lemia silpną traukos jėgą, tad valentinis elektronas gerokai nutolsta nuo branduolio. Tokį elektroną lengva atimti, o tai būdinga šarminiams metalams. Taip po neono atsiranda naujas šarminis metalas natrius. Tada istorija kartojasi. Didėjant branduolio krūviui, trečiojo periodo atomų spindulys mažėja, elektrinis neigiamumas didėja ir, galiausiai, periodas baigiasi halogenu (chloru) ir inertinėmis dujomis (argonu).

Sluoksniuose telpa baigtinis elektronų skaičius, todėl, branduolio krūviui nuosekliai didėjant, atomo spindulys, elektrinis neigiamumas ir metališkosios bei nemetališkosios savybės periodiškai pasikartoja. Periodai (išskyrus pirmąjį) prasideda šarminiu metalu, o baigiasi halogenu ir inertinių dujų atomu. Einant periodu nuo šarminio metalo iki halogeno, metališkosios savybės palaipsniui silpnėja, o nemetališkosios stiprėja.



6.3. Temperatūros ir katalizatorių įtaka reakcijos greičiui

Aktyvacijos energija, reakcijos greičio temperatūrinis koeficientas, geometrinė progresija, katalizatoriai, inhibitoriai, fermentai.

1

2

3

4

5

6

7

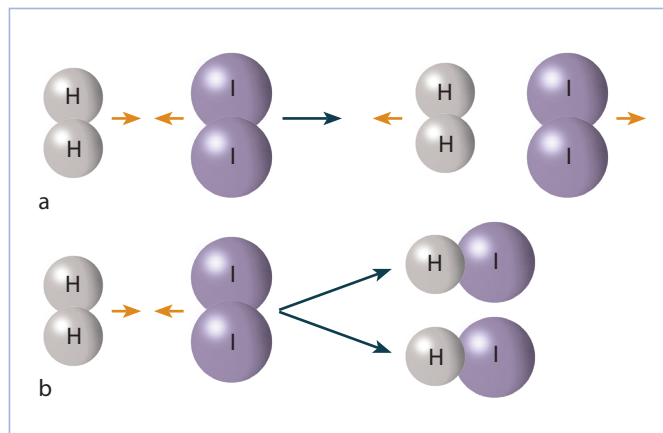
8

9

10

Aktyvacijos energija

Kad įvyktų cheminė reakcija, molekulės (arba kitos dalelės) turi susidurti. Ne visi susidūrimai baigiasi chemine reakcija. Mažai energijos turinčios, lėtai judančios molekulės po smūgio viena į kitą gali paprasčiausiai atsokti kaip du kamuoliai. Jeigu dalelės juda greitai, smūgio viena į kitą energijos pakanka buvusiems ryšiams nutraukti, o šiems nutrūkus, gali susidaryti nauji ryšiai, naujos molekulės (6.3.1 pav.). Bet kuriame medžiagos mėginyje yra ir greitų, didelės kinetinės energijos, ir lėtų, mažos kinetinės energijos, molekulių. Mažiausia energija, kurios pakanka, kad atsitrenkusios viena į kitą dalelės sureaguotų, vadinama **aktyvacijos energija** E_a (su šia sąvoka jau susidūrėme nagrinėdami entalpijos pokyčius). Aktyvios, t. y. galinčios reaguoti, yra tik tos dalelės, kurių kinetinė energija lygi arba didesnė už E_a (6.3.2 pav.). Medžiagą kaitinant vidutinė dalelių kinetinė energija didėja, ir gausėja molekulių, kurių turima energija viršija aktyvacijos energiją. Vadinasi, gausėja galinčių reaguoti – aktyviųjų – molekulių dalis. Todėl didinant temperatūrą cheminės reakcijos spartėja.



6.3.1 pav. Lėtai ir greitai judančių molekulių susidūrimai. (a) Lėtai judančios $H_2(d)$ ir $I_2(d)$ molekulės atsitrenkė ir atsoko viena nuo kitos nepakitusios. (b) Greitai judančių molekulių kinetinės energijos pakako cheminiams ryšiams nutraukti; susidarė $HI(d)$ molekulės.

6.3.2 pav. Molekulių pasiskirstymas pagal greitį (kinetinę energiją). Šiame pavyzdyje $20\text{ }^\circ\text{C}$ temperatūroje daugiausia molekulių juda maždaug 300 m/s greičiu, bet yra nedaug ir labai greitų, ir labai lėtų molekulių. Esant $120\text{ }^\circ\text{C}$ temperatūrai, daugiausia yra 700 m/s greičiu judančių molekulių. Keliant temperatūrą lėtųjų molekulių skaičius sumažėja, o greitųjų išauga, todėl didesnė molekulių susidūrimų dalis yra sėkminga, baigiasi naujų molekulių susidarymu. Šiame pavyzdyje energiją, lygią aktyvacijos energijai, turi molekulės, kurių greitis didesnis už 600 m/s . Visos į žaliai pažymėtą zoną patenkančios molekulės yra aktyvios, galinčios reaguoti.

