



CHEMISTRY

The Central Science
9th Edition

Kaflí 10 Gastegundir

David P. White

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 1



Eiginleikar gastegunda

- Auðvelt er að breyta rúmmáli gastegundar og hún fyllir ílátið sem hún er í.
- Þegar gasi er þjappað saman þá minnkar rúmmál þess.
- Gas myndar alltaf einsleita blöndu með öðrum gastegundum.
- Við venjulegar aðstæður eru gassameindirnar aðeins um 0,1 % af rúmmáli íláts.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 2



Eiginleikar gastegunda

Nokkur algeng efni sem eru gas við stofuhita

Formúla	Nafn	Einkenni
HCN	Vetnissaníð	Mjög eitrað, dauf möndlulykt
H ₂ S	Vetnissúlfíð	Mjög eitrað, hveralykt, fúleggslykt
CO	Kolmónoxíð	Eitrað, litlaust og lyktarlaust
CO ₂	Koldíoxíð	Litlaust og lyktarlaust
CH ₄	Metan	Litlaust, lyktarlaust og eldfímt
C ₂ H ₄	Eten	Litlaust, ávaxtalykt
C ₃ H ₈	Própan	Litlaust, kósangas
N ₂ O	Dínituroxíð	Litlaust, sæt lykt, hláturgas
NO ₂	Niturdíoxíð	Eitrað, rauðbrúnt og ertandi lykt
NH ₃	Ammoníak	Litlaust, stingandi lykt
SO ₂	Brennisteinsdíoxíð	Litlaust, ertandi lykt

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 3



Þrýstingur

- Þrýstingur, sem verkar á hlut, er kraftur á flatareiningu:

$$P = \frac{F}{A}$$

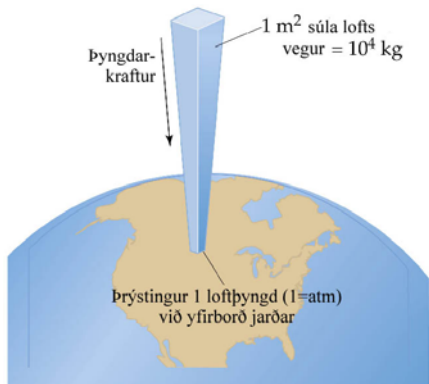
- Þyngdarkraftur verkar á lofthjúp jarðar.
- Þyngd súlu andrúmslofts, sem er 1 m² að flatarmáli, er 1,0 · 10⁵ N.
- Þrýstingur 1 m² loftsúlu andrúmslofts er 100 kPa.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 4



Þrýstingur



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004



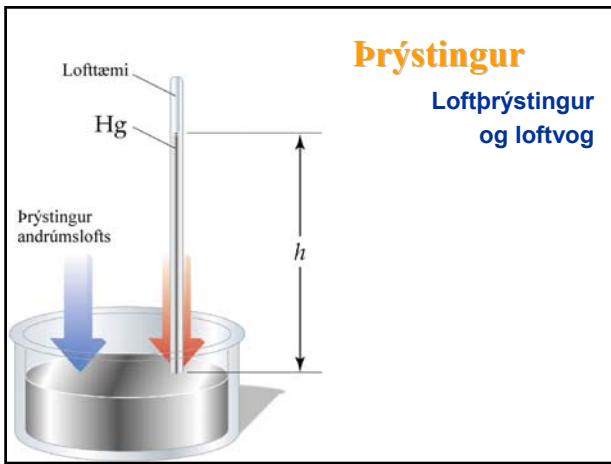
Þrýstingur

Loftþrýstingur og loftvog

- SI einingar: 1 N = 1 kg · m/s²; 1 Pa = 1 N/m².
- Loftþrýstingur er mældur með loftvog.
- Ef glerröri, sem fyllt er með kvikasilfri (Hg), er hvolfi í kvikasilfur þá helst kvikasilfrið í rörunu í 760 mm hæð.
- Staðalþrýstingur er sá þrýstingur sem nær að halda uppi 760 mm Hg í glerrörunu.
- Eining: 1 atm = 760 mmHg = 760 torr = 1,01325 × 10⁵ Pa = 101,325 kPa.

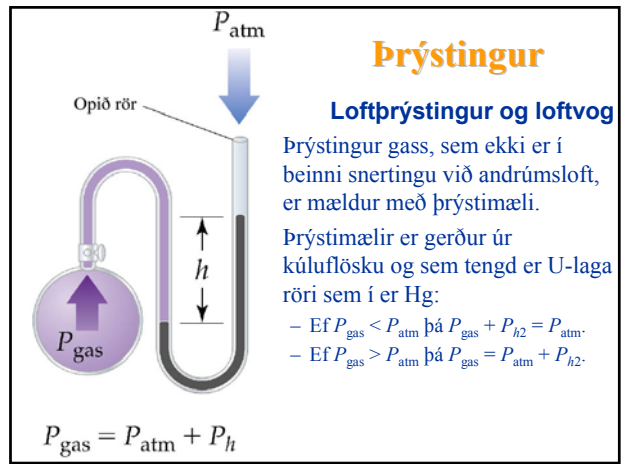
Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 6



Þrýstingur

**Loftþrýstingur
og loftvog**



Þrýstingur

Loftþrýstingur og loftvog

Þrýstingur gass, sem ekki er í beinni snertingu við andrúmsloft, er mældur með þrýstímæli.

Þrýstímæli er gerður úr kúlufloösku og sem tengd er U-laga röri sem í er Hg:

- Ef $P_{\text{gas}} < P_{\text{atm}}$ þá $P_{\text{gas}} + P_{h2} = P_{\text{atm}}$.
- Ef $P_{\text{gas}} > P_{\text{atm}}$ þá $P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} + P_{h2}$.

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} + P_h$$

Gaslögmálið

**Samband þrýstings og rúmmáls:
Lögmál Boyles.**

- Samkvæmt tilraunum þarf fjórar breytistærðir til að skilgreina ástand gastegundar.
- Þessar stærðir eru hiti, T , þrýstingur, P , rúmmál, V , og magn gastegundar sem venjulega er gefið upp í mólum, n .
- Jafnan, sem gefur sambandið á milli T , P , V og n , er nefnd gaslögmálið.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafla 10
Glæra 9

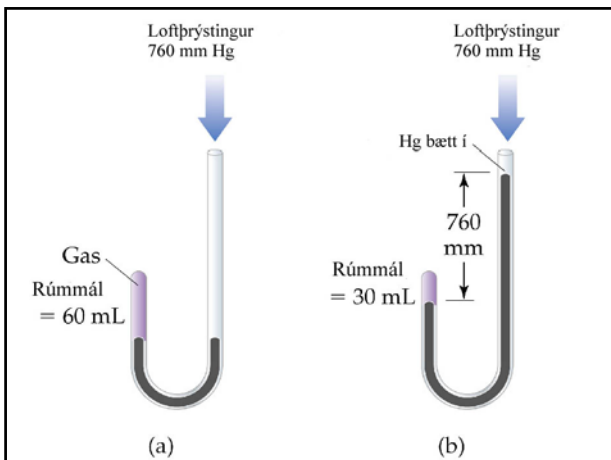
Gaslögmálið

**Samband þrýstings og rúmmáls:
Lögmál Boyles.**

- Þegar veðurbelgir eru notaðir kemur fram samband rúmmáls og þrýstings gass.
- Þegar veðurbelgurinn færast fjar jörðu þá eykst rúmmál hans.
- Þegar veðurbelgurinn fjarlægist yfirborð jarðar minnkar loftþrýstingurinn
- Lögmál Boyles: Rúmmál ákveðins magns af gasi er í öfugu hlutfalli við þrýsting sem verkar á gasið.
- Boyle notaði þrýstímæli við tilraunir sínar.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafla 10
Glæra 10



Gaslögmálið

**Samband þrýstings og rúmmáls:
Lögmál Boyles**

- Stærðfræðileg framsetning:

$$V = \text{fasti} \times \frac{1}{P} \quad PV = \text{fasti}$$

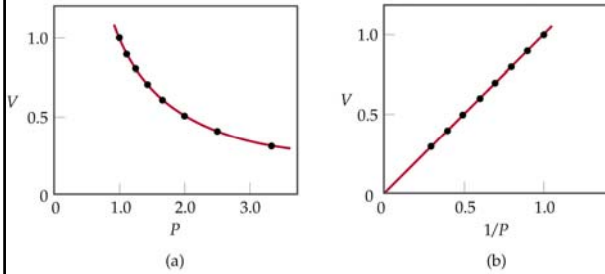
- Graf, sem sýnir V sem fall af P , er breiðbogi.
- Graf, sem sýnir V sem fall af $1/P$, er rétt hlutfall þ.e. bein lína sem fer í gegnum upphafspunkt.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafla 10
Glæra 12

Gaslög málið

Samband þrýstings og rúmmáls: Lögmál Boyles



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 13

Gaslög málið

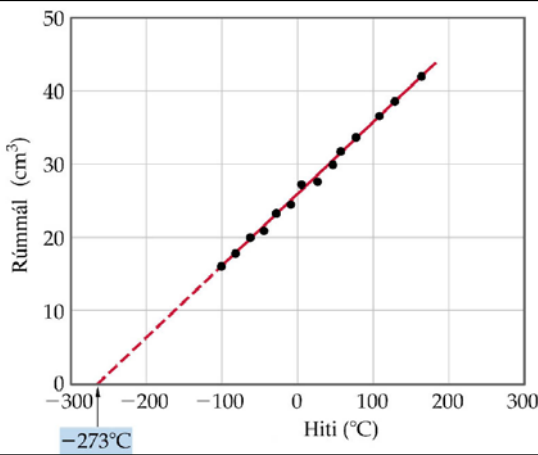
Samband hita og rúmmáls: Lögmál Charles

- Við vitum að blaðra þenst út þegar hún er hituð.
- Lögmál Charles: Rúmmál ákveðins magns af gasi við stöðugan þrýsting eykst með vaxandi hita.
- Stærðfræðileg framsetning:

$$V = \text{fasti} \times T \quad \frac{V}{T} = \text{fasti}$$

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 14



Gaslög málið

Samband hita og rúmmáls: Lögmál Charles

- Graf, sem sýnir V sem fall af T, er bein lína.
- Þegar T er mælt í °C, þá er skurðpunktur við hitaásinn við -273,15°C.
- Alkul er skilgreint sem 0 K = -273,15°C.
- Gildi fastans er háð magni gassins og þrýstingi þess.

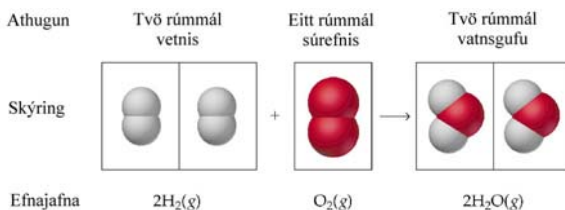
Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 16

Gaslög málið

Samband magns og rúmmáls: Lögmál Avogadros.

- Lögmál Gay-Lussacs: Gastegundir hvarfast í einföldum rúmmálshlutföllum við ákveðinn hita og þrýsting.



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 17

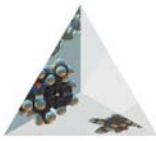
Gaslög málið

Samband magns og rúmmáls: Lögmál Avogadros.

- Tilgáta Avogadros: Í jafnstóru rúmmáli gastegunda við sama hita og þrýsting er sami fjöldi sameinda.
- Lögmál Avogadros: Rúmmál gass við ákveðinn hita og þrýsting er í réttu hlutfalli við fjölda gassameinda.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glæra 18



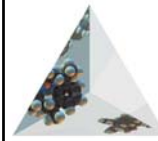
Gaslögmálið

Samband magns og rúmmáls: Lögmál Avogadros.

- Stærðfræðileg framsetning:

$$V = \text{fasti} \times n$$

- Í 22,4 L við 0°C, af hvaða gastegund sem er, eru $6,02 \times 10^{23}$ gassameindir.



Gaslögmálið

Samband magns og rúmmáls: Lögmál Avogadros



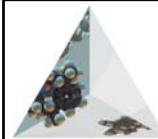
	He	N ₂	CH ₄
Rúmmál	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Þrýstingur	1 atm	1 atm	1 atm
Hiti	0°C	0°C	0°C
Massi	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Fjöldi gas sameinda	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}



Kjörgasjafnan

- Athugaðu lögmálin þrjú um gas.
- Lögmál Boyles: $V \propto \frac{1}{P}$ (fastar n, T)
- Lögmál Charles: $V \propto T$ (fastar n, P)
- Lögmál Avogadros: $V \propto n$ (fastar P, T)
- Við getum sameinað þessi lögmál í eitt almennt lögmál:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$



Kjörgasjafnan

- Ef R er hlutfallsfasti (kallaður **gasfasti**), þá er

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right)$$

- Kjörgasjafnan** er því:

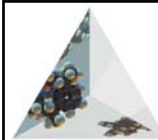
$$PV = nRT$$

- $R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mól} \cdot \text{K} = 8,314 \text{ J} / \text{mól} \cdot \text{K}$

Kjörgasjafnan

Tafla 10.2 Stærð gasfastans, R , í mismunandi einingum

Stærð fastans	Eining
0,08206	L·atm/mól·K
8,314	J/mól·K
1,987	kal/mól·K
8,314	m ³ ·Pa/mól·K
62,36	L·torr/mól·K



Kjörgasjafnan

- STP (standard temperature and pressure) er skilgreint = 0°C, 273,15 K, 1 atm.
- Rúmmál 1 móls af gasi við STP er:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mól})(0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mól} \cdot \text{K})(273.15 \text{ K})}{1.000 \text{ atm}} = 22.41 \text{ L}$$



Kjörgasjafnan

Tengsl kjörgasjöfnunnar og gaslögmálsins

- Ef $PV = nRT$ og n og T eru fastar, þá er $PV = \text{fasti}$, sem er lögmál Boyles.
- Önnur lögmál má leiða út á svipaðan hátt.
- Almennt, ef gas er við tvenns konar aðstæður, þá gildir

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$



Frekari not af kjörgasjöfnunni

Eðlismassi gass og mólmassi

- Eðlismassi er massi á rúmmálseiningu.
- Með því að laga kjörgasjöfnuna að mólmassa (\mathcal{M}) fáum við:

$$PV = nRT$$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$\frac{n\mathcal{M}}{V} = d = \frac{PM}{RT}$$



Frekari not af kjörgasjöfnunni

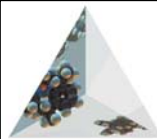
Eðlismassi gass og mólmassi

- Mólmassi gass má ákvarða með eftirfarandi jöfnu:

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

Rúmmál gastegunda í efnahvörfum

- Kjörgasjafnan tengir saman P , V , og T við fjölda móla af tiltekinni gastegund.
- n er því hægt að nota við hlutfallsreikning efnahvarfa (stoichiometric calculations).



Gasblanda og hlutþrýstingur

- Fjarlægðin mill gassameinda er það mikil að við getum gert ráð fyrir því að þær séu óháðar hver annarri.
- Lögmál Daltons: Í gasblöndu er heildarþrýstingurinn summa af hlutþrýstingi allra gastegunda í ílátinu:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

- Kjörgasjafnan gildir fyrir sérhverja gastegund:

$$P_i = n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$



Gasblanda og hlutþrýstingur

- Með því að tengja jöfnurnar saman þá fæst:

$$P_{\text{heild}} = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \left(\frac{RT}{V} \right)$$

Hlutþrýstingur og mólhlutfall

- Látum n_i vera fjölda móla af gastegundinni i sem hefur hlutþrýstinginn P_i , þá gildir:

$$P_i = X_i P_{\text{heild}}$$

þar sem X_i er mólhlutfallið (n_i/n).



Gasblanda og hlutþrýstingur

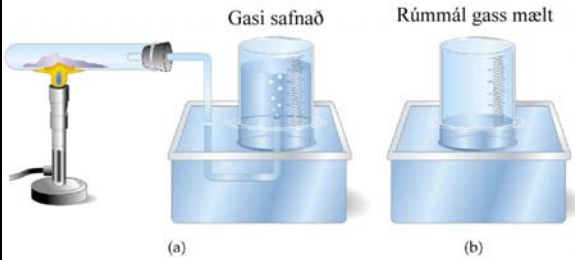
Að safna gasi yfir vatni

- Algeng aðferð við framleiðslu gastegunda er safna þeim yfir vatni.
- Til þess að geta reiknað út magn gassins sem safnað er verðum við að taka tillit til hlutþrýstings vatns:

$$P_{\text{heild}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vatn}}$$

Gasblanda og hlutþrýstingur

Að safna gasi yfir vatni



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glera 31

Kenningin um hreyfifræði sameinda

- Kenningin lýsir hreyfingu gassameinda.
- Við gerum ráð fyrir eftirfarandi:
 - Í gasi er mergð sameinda sem hreyfist tilviljanakennt án afláts.
 - Rúmmál sérhverrar sameindar er hverfandi í samanburði við rúmmál ílátsins.
 - Millisameindakraftar eru hverfandi (kraftar sem verka milli sameinda).

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glera 32



Kenningin um hreyfifræði sameinda

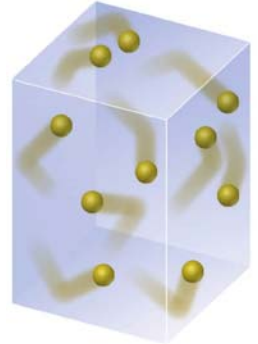
- Við gerum ráð fyrir eftirfarandi:
 - Orka getur færst milli sameinda, en heildarhreyfiorkan er föst stærð við stöðugan hita.
 - Meðalhreyfiorka sameindanna er í réttu hlutfalli við hita.
- Kenningin um hreyfifræði eykur skilning á hugtökunum þrýstingur og hiti í tengslum við sameindir.
- Þrýstingur gass stafar frá fjölda árekstra sameindanna við vegg íláts á tímaeiningu.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glera 33

Kenningin um hreyfifræði sameinda

- Þrýstingurinn fer eftir því hve oft gassameindirnar rekast á vegg ílátsins og hversu árekstrarnir eru harðir.
- Gassameindir búa yfir meðalhreyfiku.
- Orka einstakra gassameinda mismikil.



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

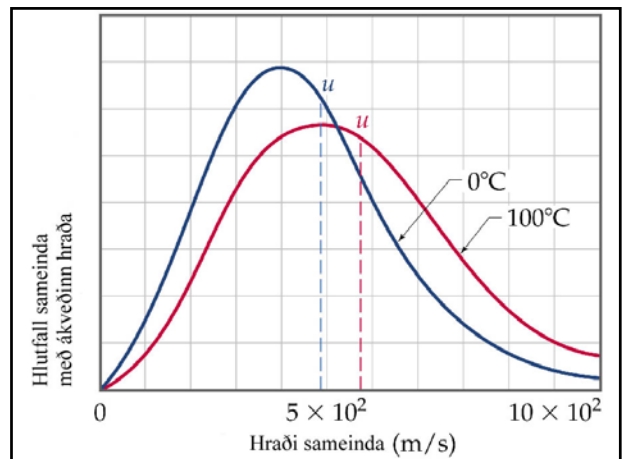
Kaflí 10
Glera 34

Kenningin um hreyfifræði sameinda

- Orka gassameindanna í gassýni dreifist á breitt orkusvið.
- Þegar hiti vex, þá eykst meðalhreyfiorka gassameindanna.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 10
Glera 35





Kenningin um hreyfifræði sameinda

- Þegar hreyfiorkan eykst, þá eykst hraði gassameindanna.
- Fermeðalhraði (root mean square, rms), u , er ferðahraði gassameindar sem býr yfir tiltekinni meðalhreyfiorku.
- Meðalhreyfiorkan, ϵ , tengist u :

$$\epsilon = \frac{1}{2}mu^2$$



Kenningin um hreyfifræði sameinda

Notagildi gaslögmálsins

- Þegar rúmmál vex við stöðugan hita, er meðalhreyfiorka gassameinda föst stærð. Þess vegna er, u einnig föst stærð. Hins vegar þegar rúmmálið stækkar þá verða gassameindirnar að ferðast lengra til þess að rekast á vegg ílátsins og þrýstingurinn minnkar.
- Ef hiti hækkar við fast rúmmál, eykst hreyfiorka gassameindanna og árekstrum við vegg ílátsins fjölga og þeir verða harðari en við það eykst þrýstingurinn.



Sleppt er greinum 10.7 til 10.9
Dæmi sem á að leysa eru: 10.1, 10.3,
10.4, 10.5, 10.9, 10.10, 10.14, 10.15,
10.17, 10.19, 10.27, 10.29, 10.32, 10.33,
10.34, 10.37, 10.38, 10.40, 10.41, 10.46,
10.47, 10.49, 10.51 og 10.53

Endir á kafla 10 Gastegundir