بسم الله الرحمن الرحيم

فصل 1

بخش 5-1- مول (یادآوری)

- **وزن اتمی یا وزن اتمی نسبی M_r**: نسبت متوسط وزن یک اتم یک عنصر (با در نظر گرفتن وزن ایوتوپها و درصد فراوانی آنها) به وزن یک استاندارد انتخاب شده که در سال 1961 برابر با 1/12 وزن یک اتم کربن ^{12}C انتخاب شده است. وزن یک اتم کربن 12 دقیقا 12 واحد اتمی تعریف می شود.
- عدد آووگادرو: تعداد اتمهای موجود در 12 گرم کربن 12 که با نتایج آزمایشگاهی برابر $6.02x10^{23}$ $=N_A$
- جرم اتمی یا جرم مولکولی : متوسط جرم یک اتم یا مولکول برحسب واحد جرم اتمی (amu)
- جرم مولی M: نسبت جرم به تعداد مولهای یک نمونه از ماده $M=m_i/n_i$ واحد آن gr/mol
- واحد SI مقدار ماده مول mol است.
- تعداد ذرات یک نمونه از ماده $N_i=(n_i/mol) \times N_A$
- کسر مولی یکی از واحدهای غلظت $x_i=n_i/n_{tot}$, $n_{tot} = \sum n_i$
- جمع همه کسرهای مولی برابربا یک است. $\sum x_i=1$

بخش 6-1-گاز های ایده آل - قانون بویل

- قانون بویل ثابت pV=k , T,m
- برای یک گاز ایده آل با جرم و دمای ثابت حجم گاز رابطه معکوس با فشار دارد.
- شکل دیگر قانون بویل p1 x V1=P2 x V2
- گاز های واقعی در حد فشار یا چگالی صفر از این قانون تبعیت می کنند.

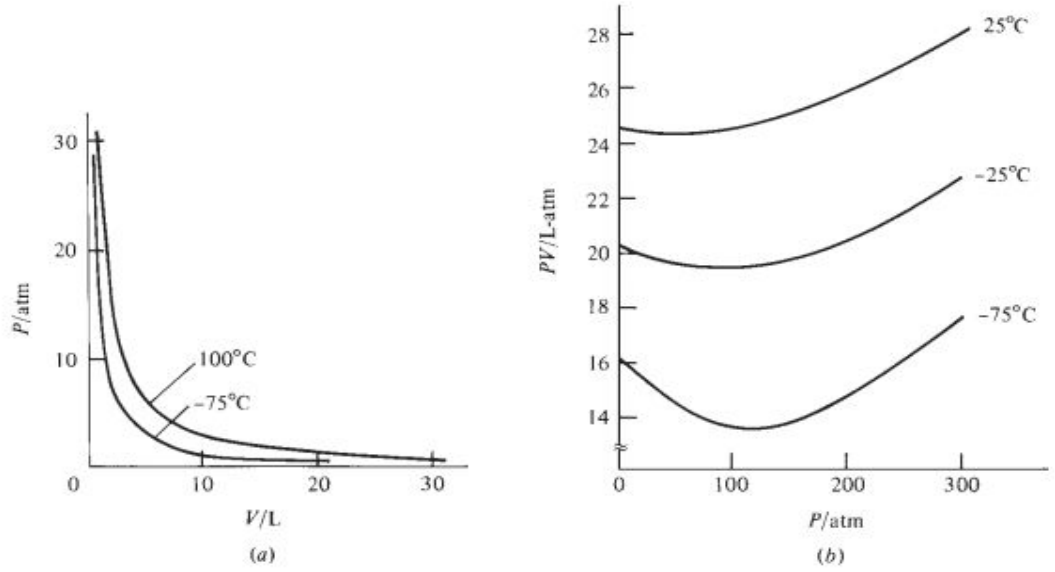
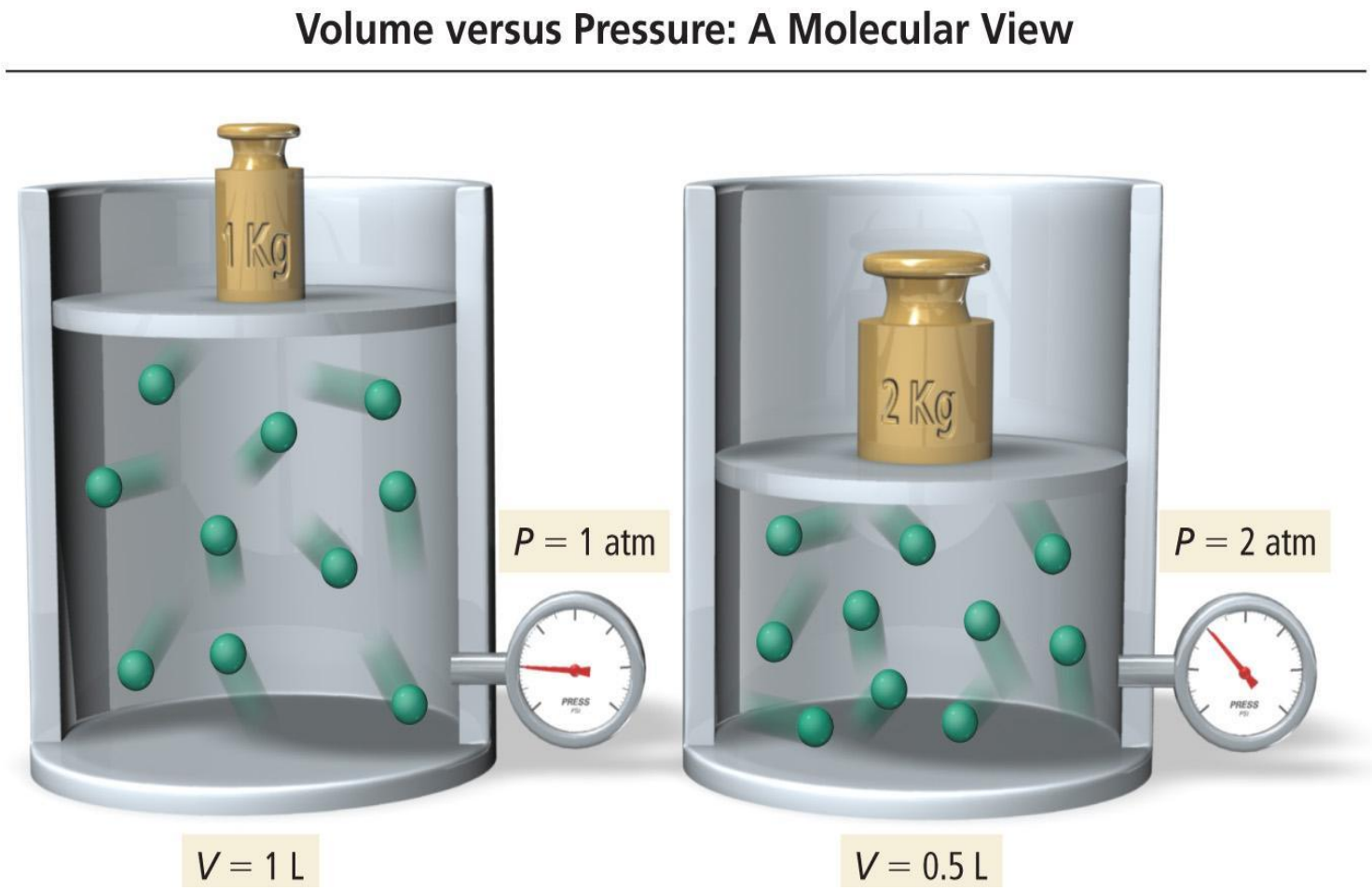


Figure 1.6

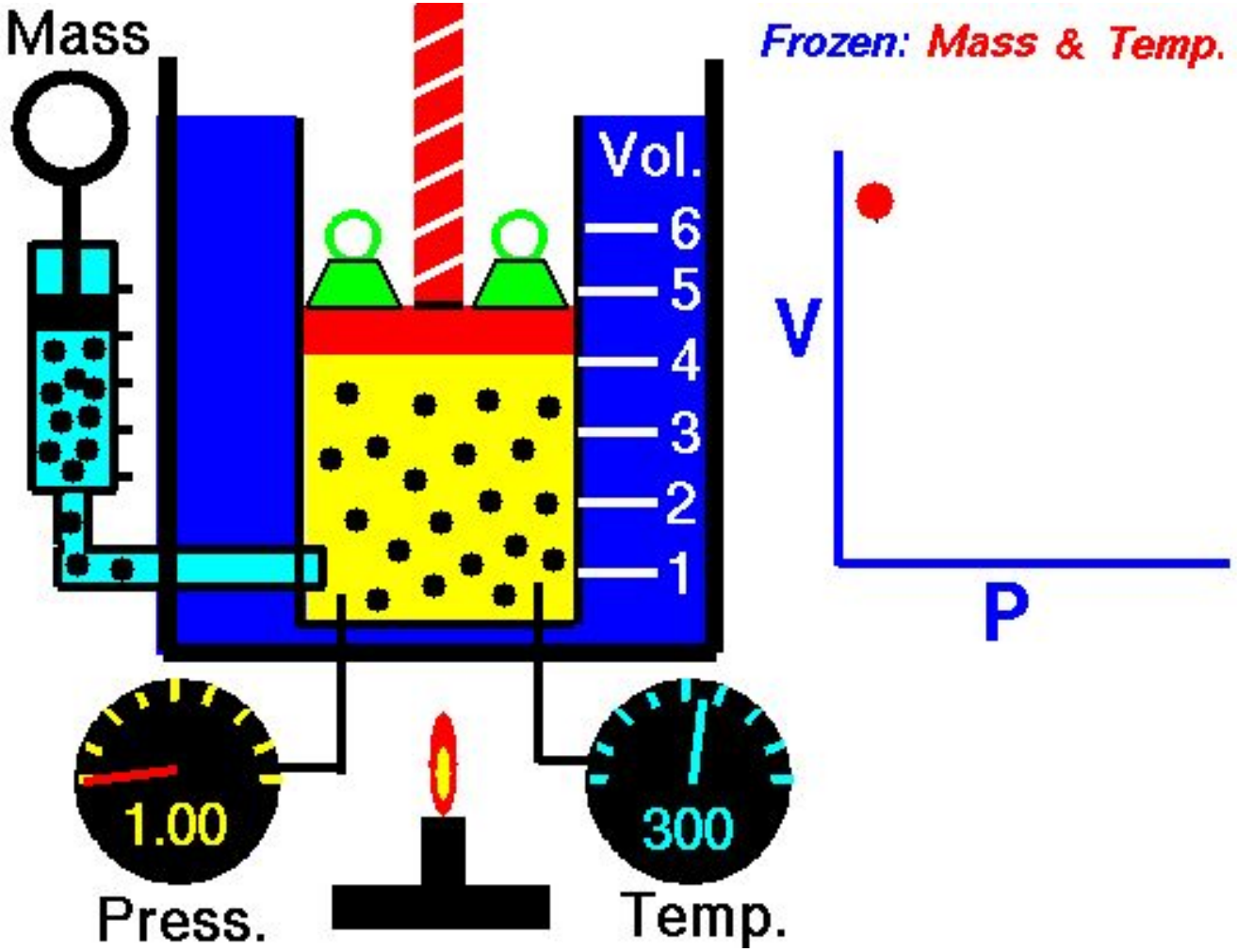
Plots of (*a*) *P* versus *V* and (*b*) *PV* versus *P* for 1 mole of N_2 gas at constant temperature.

بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون بویل



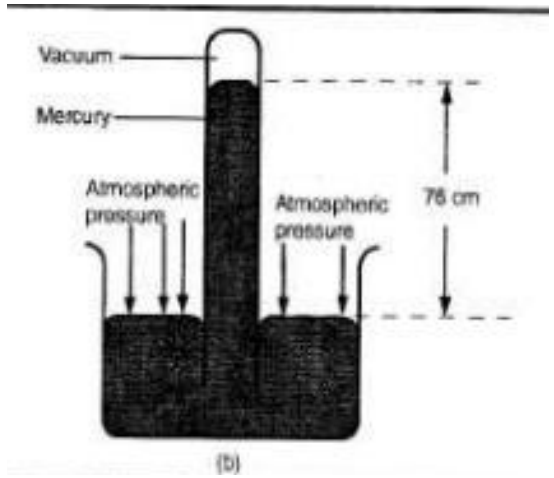
با کاهش حجم تعداد برخوردهای مولکولها با دیواره های ظرف افزایش می یابد و باعث افزایش فشار می شوند.

بخش 6-1-گاز های ایده آل - قانون بویل



بخش 6-1-گازهای ایده آل - واحدهای حجم و فشار

- واحدهای حجم : یک لیتر 1 Lit دقیقا 1000 سانتیمتر مکعب تعریف می شود.
- $1\ dm^3 = 1000\ cm^3$ Lit 1
- بر اساس تعریف فشار به عنوان نیرو بر واحد سطح $p=F/A$ واحد SI فشار مترمربع/نیوتن است که پاسکال Pa نامیده می شود. $1\ Pa = 1\ N/m^2$
- شیمیستها از واحدهای دیگری مانند تور torr استفاده می کنند که عبارت است از فشار ناشی از وزن یک ستون جیوه به ارتفاع یک میلیمتردر سطح دریا که شتاب جاذبه دقیقا $g=980.665\ cm/s^2$ است.



- $P=F/A=mg/A=\rho Vg/A= \rho Ahg/A= \rho gh$
- h ارتفاع ستون جیوه، ρ چگالی جیوه

بخش 6-1-گازهای ایده آل - واحدهای حجم و فشار

- یک torr یا 1 mm Hg چقدر فشار است؟

$$1\ \text{torr} = \left(13.5951\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right)\left(\frac{1\ \text{kg}}{10^3\ \text{g}}\right)\left(\frac{10^2\ \text{cm}}{1\ \text{m}}\right)^3 (9.80665\ \text{m/s}^2)(10^{-3}\ \text{m})$$

$$1\ \text{torr} = 133.322\ \text{kg m}^{-1}\ \text{s}^{-2} = 133.322\ \text{N/m}^2 = 133.322\ \text{Pa}$$

- یک اتمسفر دقیقا 760 torr تعریف می شود.

$$1\ \text{atm} \equiv 760\ \text{torr} = 1.01325 \times 10^5\ \text{Pa}$$

- یک واحد فشار پرکاربرد دیگر بار bar است.

$$1\ \text{bar} \equiv 10^5\ \text{Pa} = 0.986923\ \text{atm} = 750.062\ \text{torr}$$

- بنابراین

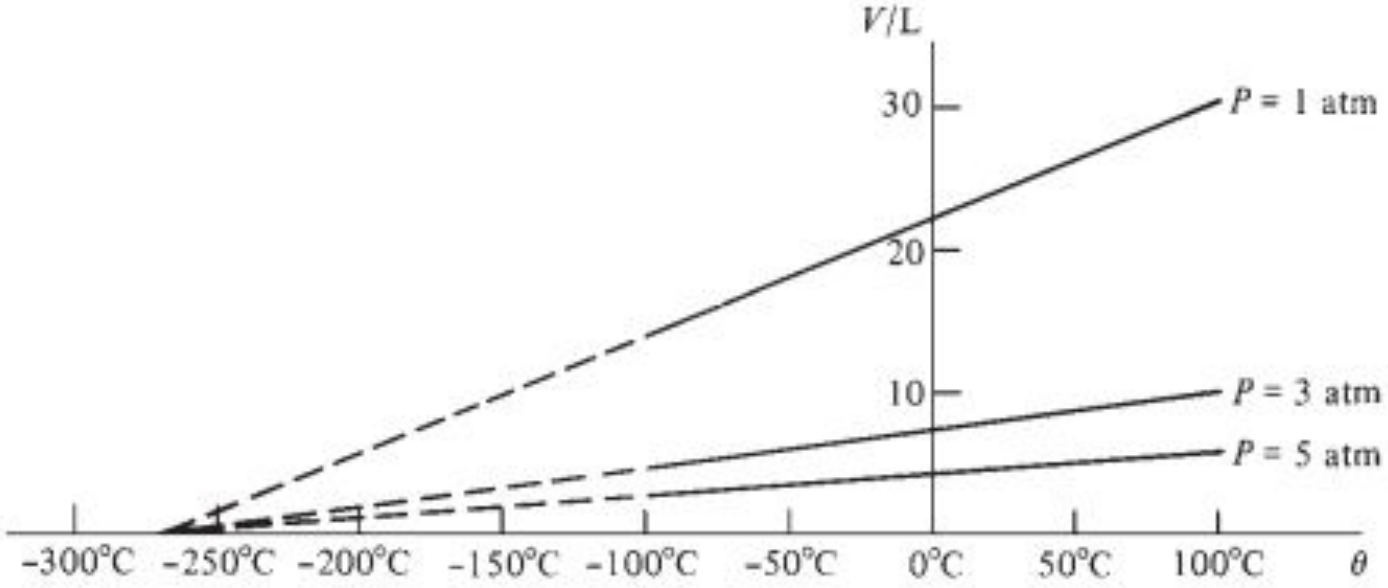
$$1\ \text{bar} \approx 750\ \text{torr}$$

بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون شارل

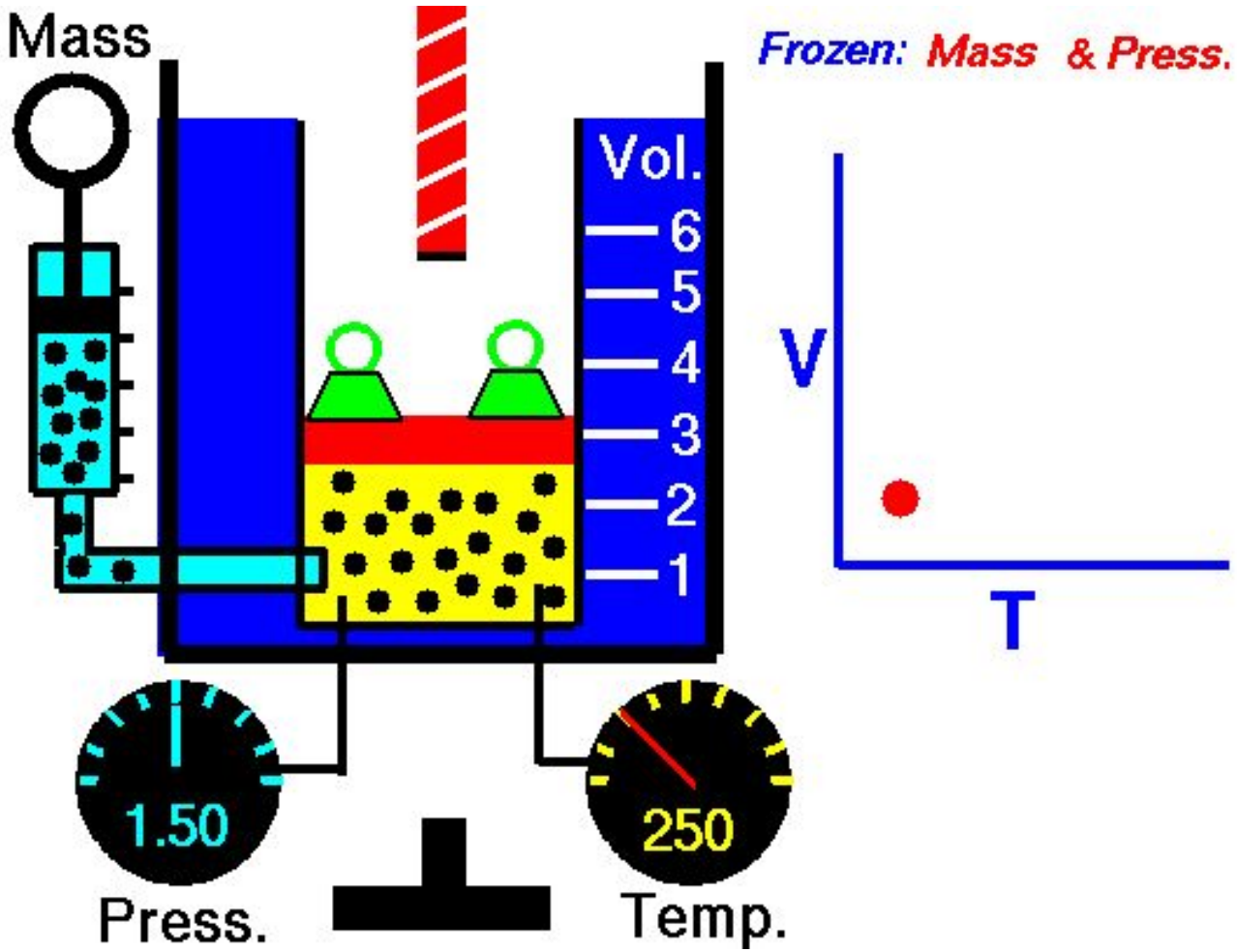
- شارل و گی لوساک با اندازه گیری رابطه بین حجم و دمای سانتیگراد یک گاز در فشار ثابت رابطه زیر را ارائه کردند.

$$V = a_1 + a_2\theta \qquad \text{const. } P, m$$

- که a1 و a2 ثابت هستند. θ هم دمای سانتیگراد است. با رسم حجم بر حسب دما در فشارهای مختلف خواهیم داشت:
- نقطه چینها امتداد نمودار هستنددر حد فشار صفر همه گازها از قانون شارل پیروی می کنند.
- امتداد نمودار در فشارهای مختلف در یک نقطه همدیگر را قطع می کنند.

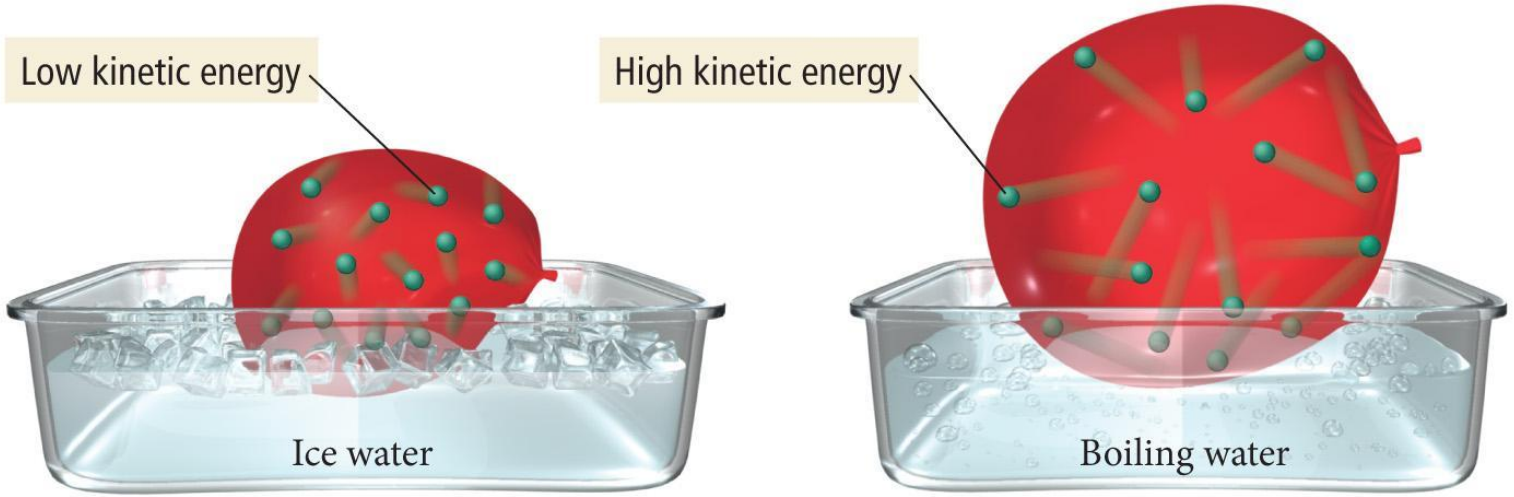


بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون شارل



بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون شارل دیدگاه مولکولی

Volume versus Temperature: A Molecular View



- با افزایش دما سرعت حرکت مولکولها بیشتر می شود و تعداد و شدت ضربات آنها به دیواره ظرف بیشتر می شود .
- نتیجتا نیرو و یا فشار وارد بر دیواره های ظرف افزایش می یابد.
- تنها راه برای ثابت ماندن فشار افزایش حجم است .

بخش 6-1-گاز های ایده آل - مقیاس دمای مطلق گاز ایده آل

- به نظر می رسد که حجم همه گازها در حد فشار صفر و دمای بخصوصی به صفر می رسد و با انتخاب یک مقیاس دمایی مناسب رابطه بین حجم و دما به صورت T=BV خواهد بود که B یک ثابت است.
- T=BV , at constant p and m , B is a constant

مقایس دمای مطلق گاز ایده آل

مورد نظر T حجم گاز در دمای V

$$T \equiv (273.16\ \mathrm{K}) \lim_{P \to 0} \frac{V}{V_{\mathrm{tr}}} \qquad \text{const. } P, m$$

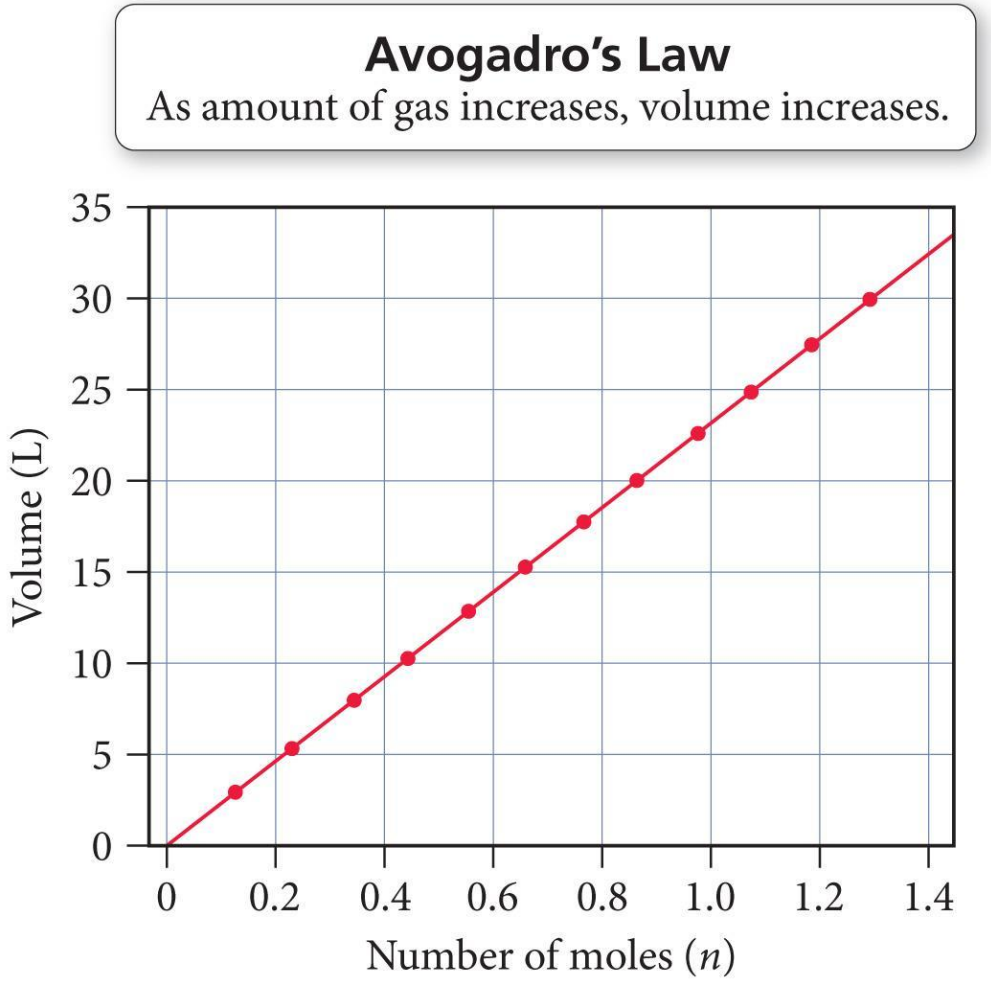
حجم گاز در دمای نقطه سه گانه آب

- نقطه سه گانه حالتی است که آب مایع – یخ – بخار آب با هم در تعادل هستند.
- تعریف مقیاس دمای نسبی سلسیوس بر حسب مقیاس دمای مطلق گاز ایده آل کلوین $t/°\mathrm{C} \equiv T/\mathrm{K} - 273.15$
- مقیاس دمای مطلق کلوین بر اساس خواص کلی گازها است و مستقل از نوع و جنس گاز است و می توان قانون عمومی زیر را بدست آورد.
- $V_1/T_1=V_2/T_2$

بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون آووگادرو

- حجم گاز با تعداد ذرات گاز یا تعداد مولهای گاز متناسب است
- در فشار و دما ی ثابت V=C n , C is a constant
- حجم گاز با تعداد مولهای آن رابطه مستقیم دارد.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$



بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون عمومی گازها

- روابط شناخته شده گازها
- قانون بویل
- قانون شارل
- قانون آووگادرو

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{(Boyle's law)}$$

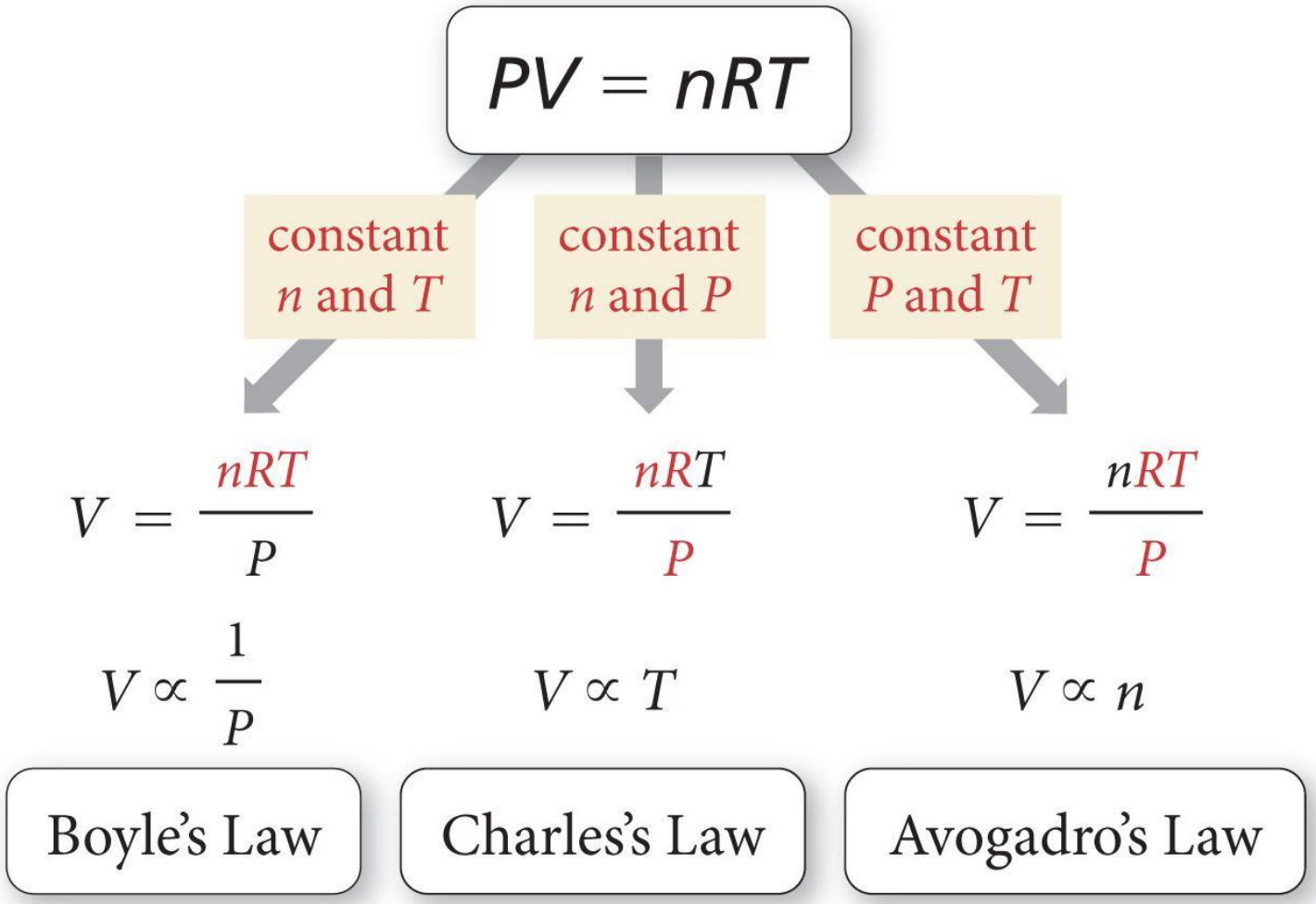
$$V \propto T \quad \text{(Charles's law)}$$

$$V \propto n \quad \text{(Avogadro's law)}$$

- با ترکیب هر سه قانون،
- قانون عمومی گازها بدست می آید.
- R ثابت عمومی گازها

$$PV = nRT$$

بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون عمومی گازها



بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون عمومی گازها

حجم

فشار

$$P\,V = n\,R\,T$$

ثابت عمومی گازها

دمای مطلق

تعداد مولها

واحدهای ثابت عمومی گازها

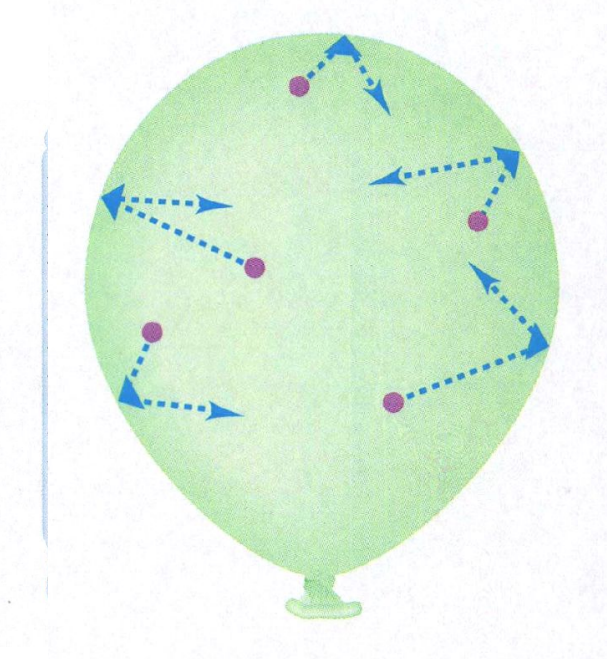
R = 0.0821 atm L / mol K

R = 8.314 Pa m^3 / mol K

R = 8.314 J / mol K

R = 82.06 atm cm^3 / mol K

R = 1.987 cal / mol K



بخش 6-1-گازهای ایده آل - قانون عمومی گازها – کاربرد

- محاسبه جرم مولکولی گازها
- $PV=mRT/M \longrightarrow M=mRT/PV$
- M جرم مولکولی گاز
- m جرم گاز مورد نظر

- محاسبه چگالی گاز ρ
- $PV=mRT/M \longrightarrow \rho=m/V=PM/RT$ یا $P=\rho RT/M$
- لطفا لینک زیر را ببینید
- https://phet.colorado.edu/en/simulation/gas-properties

بخش 6-1-گازهای ایده آل - مخلوط گازهای ایده آل

- قانون فشارهای جزی دالتون: فشار کل یک مخلوط از گازها برابر است با مجموع فشارهای هر کدام از گازها اگر همان حجم را در همان دما اشغال می کردند.

- $P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots$, $P_i V = n_i R T$ فشار جزئی گاز i Pi
- $P_{tot} V = n_{tot} RT$,
- $x_i = P_i/P_{tot} = n_i/n_{tot}$, رابطه فشار جزئی و کسر مولی

$$P_i \equiv x_i P \qquad \text{any gas mixture}$$