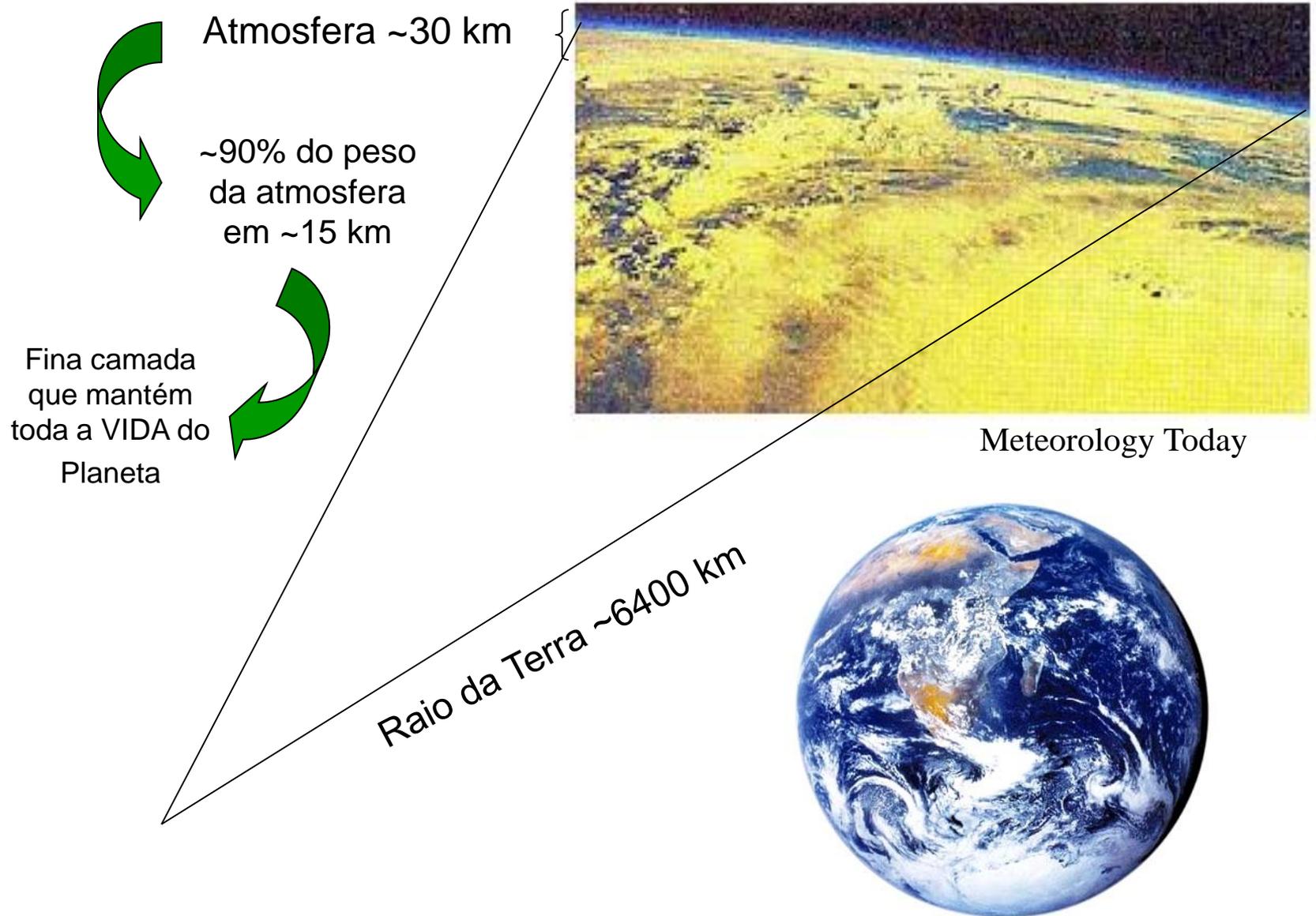


# Espessura da atmosfera



## Composição do **ar seco** ao nível do mar

Constituent	Molar mass* (g·mol <sup>-1</sup> )	Composition (%)	
		Volume	Mass
nitrogen, N <sub>2</sub>	28.02	78.09	75.52
oxygen, O <sub>2</sub>	32.00	20.95	23.14
argon, Ar	39.95	0.93	1.29
carbon dioxide, CO <sub>2</sub>	44.01	0.03	0.05

# Atmosfera terrestre

Gás	Símbolo	Quantidade				
Nitrogênio	N <sub>2</sub>	78.08%	77.30%	76.52%	75.74%	74.96%
Oxigênio	O <sub>2</sub>	20.95%	20.74%	20.53%	20.32%	20.11%
<b>vapor de água</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>0%</b>	<b>1%</b>	<b>2%</b>	<b>3%</b>	<b>4%</b>
Argônio	Ar	0.93%	0.92%	0.91%	0.90%	0.89%

**Ar seco**

# Composição do ar seco ao nível do mar

Constituent	Molar mass* (g·mol <sup>-1</sup> )	Composition (%)	
		Volume	Mass
nitrogen, N <sub>2</sub>	28.02	78.09	75.52
oxygen, O <sub>2</sub>	32.00	20.95	23.14
argon, Ar	39.95	0.93	1.29
carbon dioxide, CO <sub>2</sub>	44.01	0.03	0.05

99,97% da composição em volume  
99,95% da composição em massa

Massa molar da mistura de gases da atmosfera terrestre

$$28,02 \times 0,7552 + 32,00 \times 0,2314 + 39,95 \times 0,0129 = 29,08 \text{ g mol}^{-1}$$

## UNIDADES de CONCENTRAÇÃO

Fração molar – para um gás ideal é o mesmo que fração por volume. Também chamado **razão de mistura**, ou razão de mistura por volume.

fração

$$[\text{O}_2] = 1/5$$

porcentagem

$$[\text{Ar}] = 1\%$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{até } 4\%$$

partes por milhão ( $10^{-6}$ )

$$[\text{CH}_4] = 1,7 \text{ ppm}$$

partes por bilhão ( $10^{-9}$ )

$$[\text{O}_3] = 30 \text{ ppb}$$

partes por trilhão ( $10^{-12}$ )

$$[\text{CCl}_2\text{F}_2] = 100 \text{ ppt}$$

*Pure & Appl. Chem.*, Vol. 67, Nos 8/9, pp. 1377–1406, 1995.  
Printed in Great Britain.  
© 1995 IUPAC

INTERNATIONAL UNION OF PURE  
AND APPLIED CHEMISTRY

APPLIED CHEMISTRY DIVISION  
COMMISSION ON ATMOSPHERIC CHEMISTRY\*

**UNITS FOR USE IN ATMOSPHERIC CHEMISTRY**

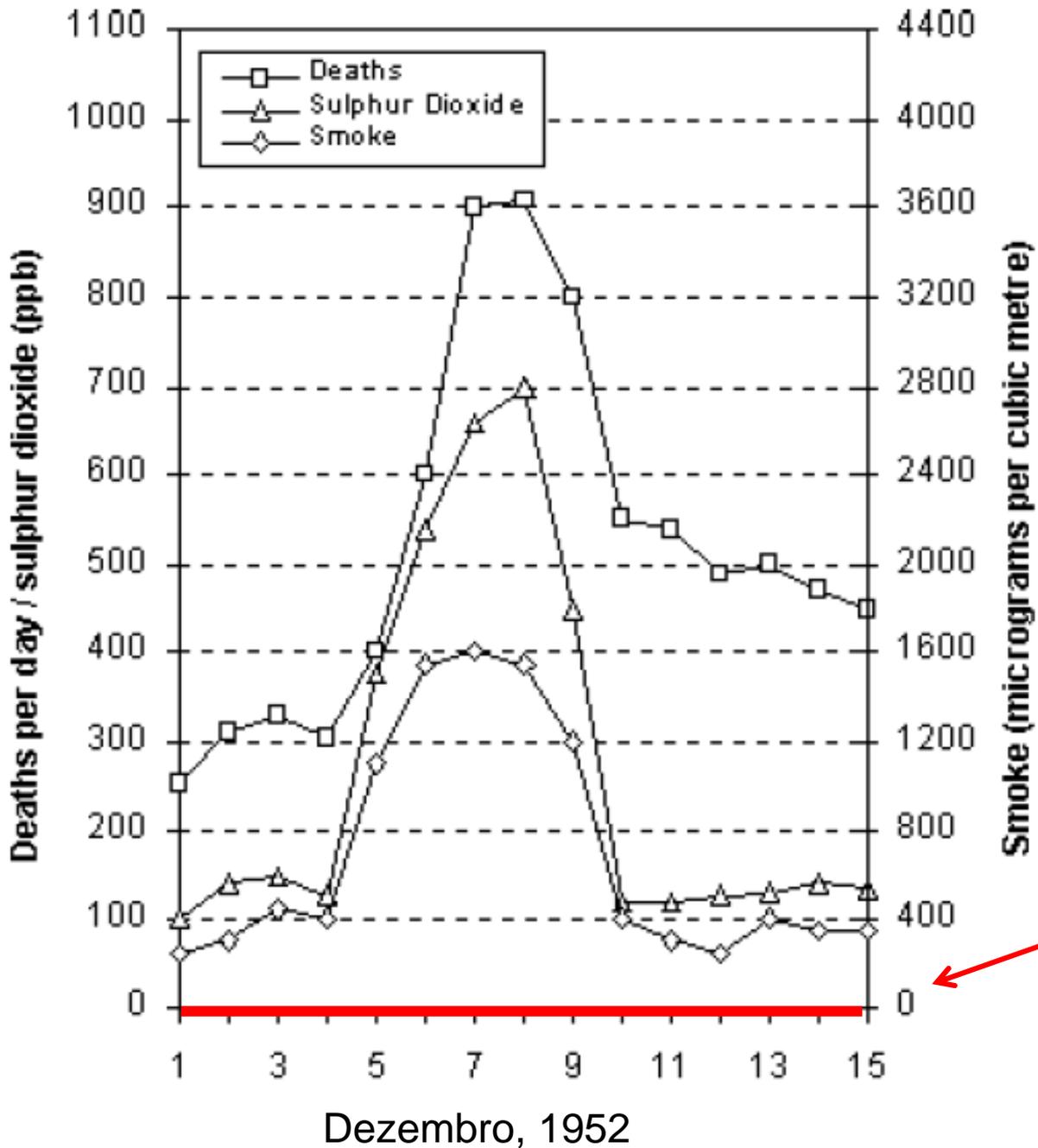
(IUPAC Recommendations 1995)

*Prepared for publication by*

STEPHEN E. SCHWARTZ<sup>1</sup> and PETER WARNECK<sup>2</sup>

<sup>1</sup>Environmental Chemistry Division, Brookhaven National Laboratory, Upton, NY 11973, USA

<sup>2</sup>Abteilung Biogeochemie, Max-Planck-Institut für Chemie, Saarstr. 23, D-55020 Mainz, Germany



OMS, 2005 –  
 recomendação  
 média 24-horas

**SO<sub>2</sub>**

**8 ppb**

**MP<sub>10</sub>**

**50 µg/m<sup>3</sup>**

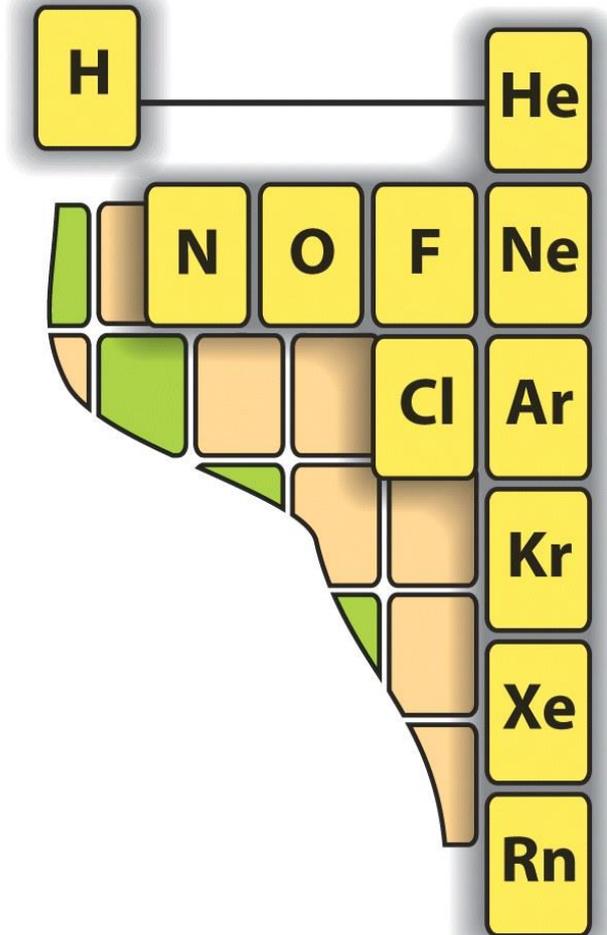
Níveis de ozônio são expressos tipicamente em parte por bilhão por volume (**ppbv** ou **ppb**), que representam a fração de moléculas de ozônio no total de moléculas de ar. Níveis típicos de ozônio (razões de mistura):

background natural (pré-industrial):	<b>10-20 ppb</b>
Regiões remotas no Hemisfério Norte:	<b>20-40 ppb (variando por estação e latitude)</b>
Áreas rurais durante eventos de poluição	<b>80-100 ppb</b>
Pico de O <sub>3</sub> em áreas urbanas durante eventos de poluição	<b>120-200 ppb (240 – 400 µg m<sup>-3</sup>)</b>
Máximo urbano de O <sub>3</sub> (Los Angeles, Mexico City)	<b>490 ppb</b>
Camada de ozônio estratosférico	<b>15000 ppb</b>
USEPA padrão para a saúde de ozônio	<b>125 ppb, 1-hora exposição</b>
(proposta de revisão):	<b>85 ppb, 8 horas de exposição</b>
CONAMA (Brasil)	<b>80 ppb, 1 hora de exposição</b>

# Ibirapuera - 13/10/2014

Hora	NO2 µg/m <sup>3</sup>		CO ppm			O3 µg/m <sup>3</sup>			MP2.5 µg/m <sup>3</sup>		
	Média Horária	Índice / Qualidade	Média horária	Média 8 h	Índice / Qualidade	Média horária	Média 8 h	Índice / Qualidade	Média horária	Média 24 h	Índice / Qualidade
1:00	--	--	1.5	1.4	6	18	54	21	80	53	85
2:00	59	12	1.2	1.5	7	40	41	16	80	55	88
3:00	66	13	1.3	1.5	7	26	26	10	64	55	88
4:00	68	14	1.3	1.5	7	21	19	8	44	54	86
5:00	56	11	--	1.5	7	34	20	8	46	53	85
6:00	51	10	1.1	1.4	6	--	21	8	69	55	88
7:00	64	13	1.2	1.3	6	26	24	10	22	54	86
8:00	90	18	1.5	1.3	6	20	27	11	60	55	88
9:00	116	23	1.6	1.3	6	37	29	12	91	55	88
10:00	97	19	1.4	1.3	6	90	36	14	92	55	88
11:00	38	8	0.9	1.3	6	157	55	22	86	55	88
12:00	23	5	0.7	1.2	5	182	78	31	79	54	86
13:00	19	4	0.7	1.1	5	199	102	43	59	53	85
14:00	20	4	0.7	1.1	5	204	114	59	34	53	85
15:00	21	4	0.8	1	4	231	140	93	46	52	83
16:00	25	5	0.8	0.9	4	241	168	136	67	53	85
17:00	25	5	0.9	0.9	4	235	192	183	51	53	85
18:00	39	8	1	0.8	4	189	205	202	56	52	83
19:00	66	13	1.2	0.8	4	108	199	197	24	52	83
20:00	78	16	1.3	0.9	4	69	185	169	26	53	85
21:00	53	11	1	0.9	4	93	171	142	4	53	85
22:00	44	9	0.9	1	4	112	160	119	25	53	85
23:00	50	10	0.9	1	4	97	143	97	35	54	86
24:00	62	12	1	1	4	68	121	68	16	52	83

# ELEMENTOS QUE FORMAM GASES NAS CONDIÇÕES NORMAIS



Substância no estado gasoso é  
definida por 4 qualidades:

- **Volume**
- **Quantidade de matéria (mol)**
- **Temperatura**
- **Pressão**

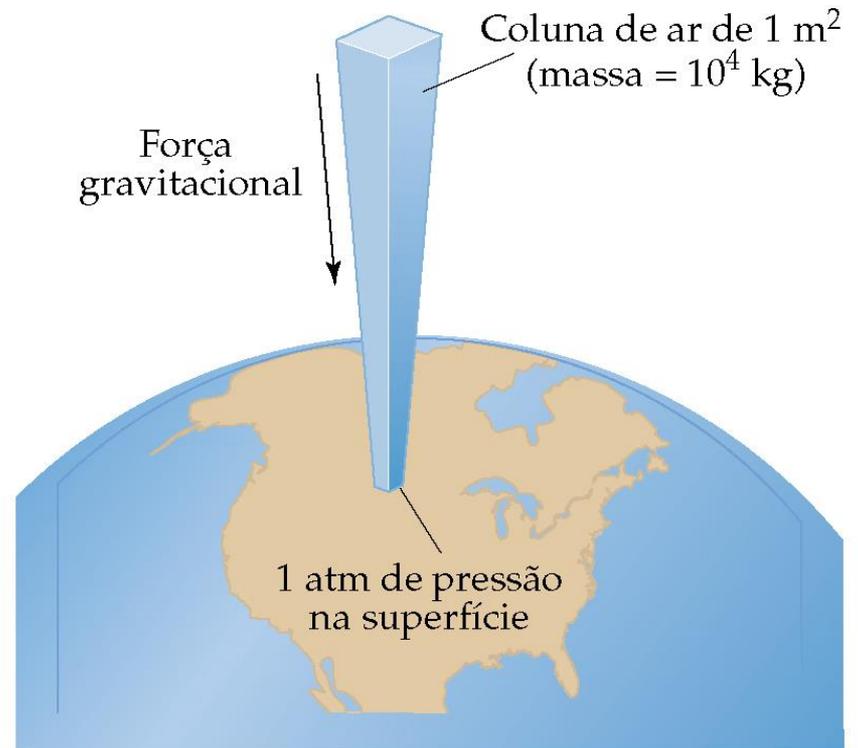
➤ A pressão é a força atuando em um objeto por unidade de área:

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

➤ A gravidade exerce uma força sobre a atmosfera terrestre

➤ Uma coluna de ar de  $1 \text{ m}^2$  de seção transversal exerce uma força de  $10^5 \text{ N}$ .

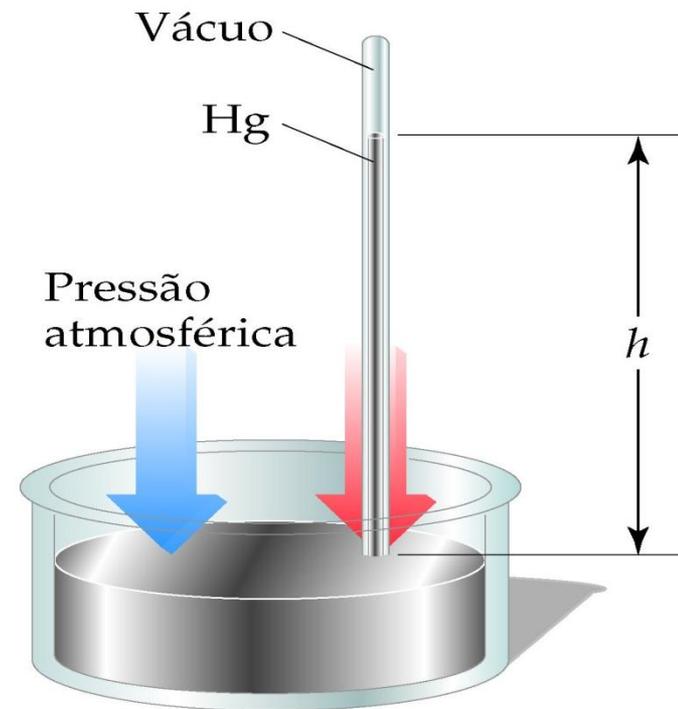
➤ A pressão de uma coluna de ar de  $1 \text{ m}^2$  é de  $100 \text{ kPa}$ .



# A pressão atmosférica e o barômetro

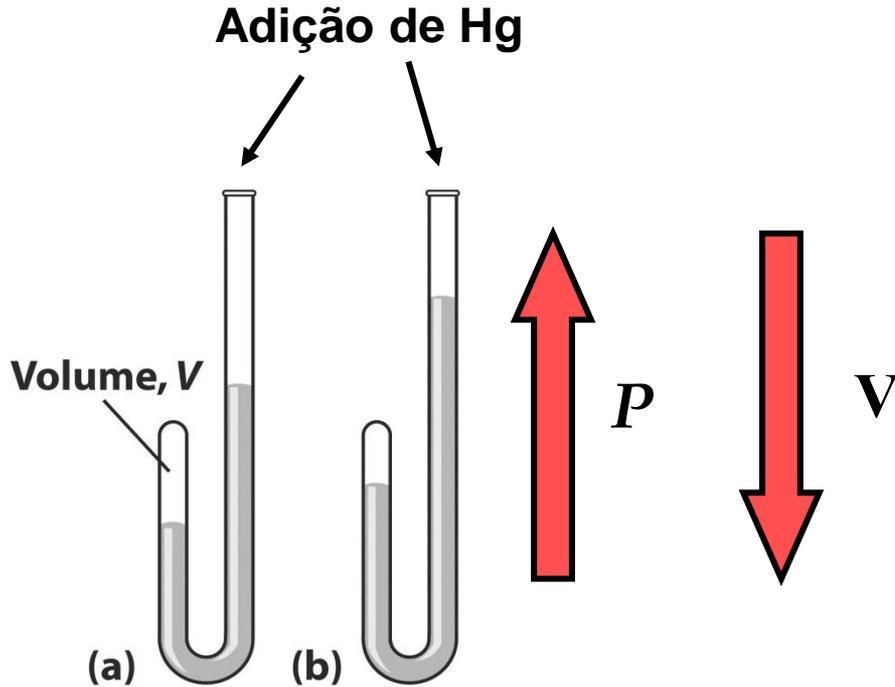
- Unidades SI:  $1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$ ;  $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ .
- A pressão atmosférica é medida com um barômetro.
- Se um tubo é inserido em um recipiente de mercúrio aberto à atmosfera, o mercúrio subirá 760 mm no tubo.
- A pressão atmosférica padrão é a pressão necessária para suportar 760 mm de Hg em uma coluna.
- Unidades:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} \\ = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}.$$

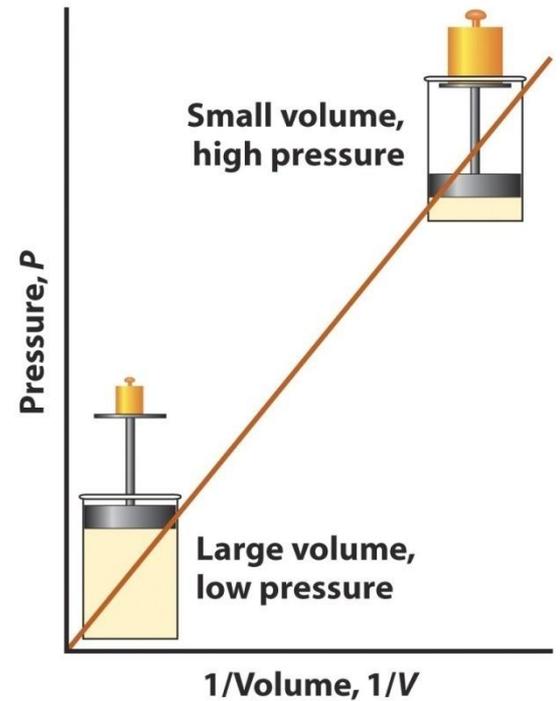
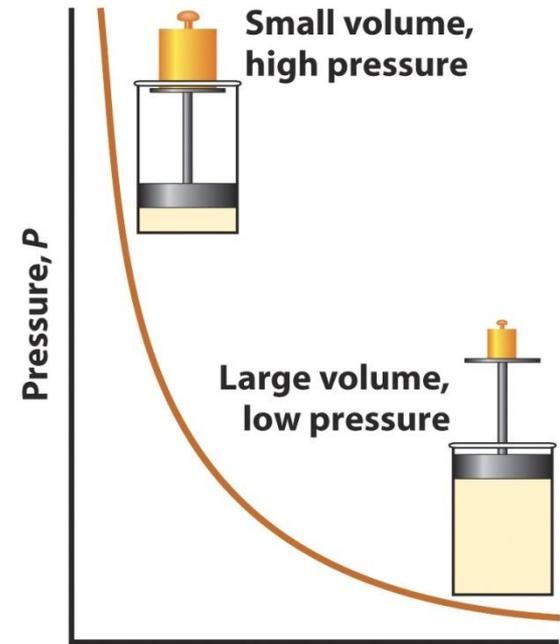


# LEIS DOS GASES

## Lei de Boyle (1662)



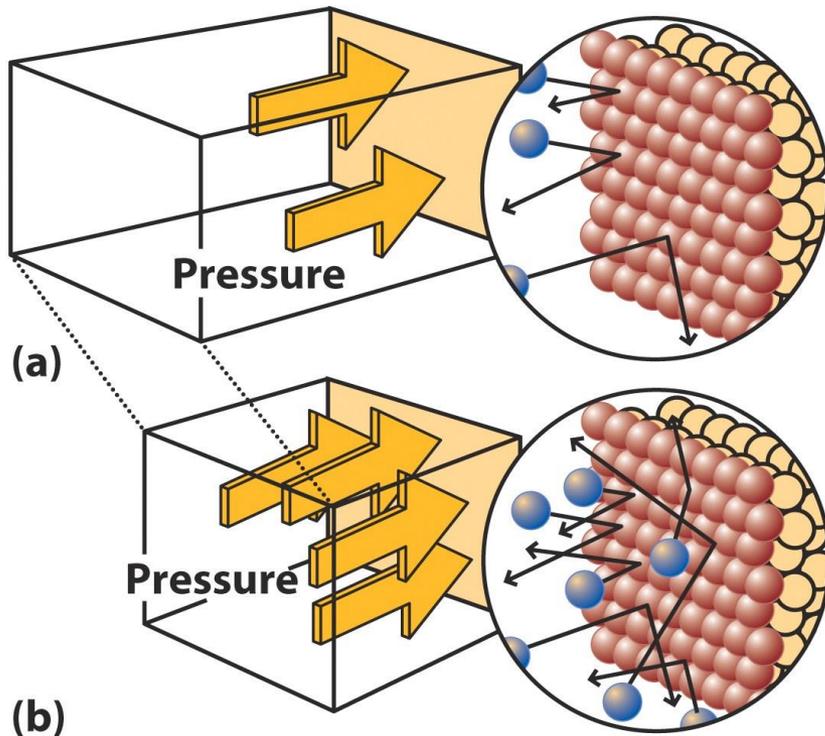
$$P \propto \frac{1}{V}$$



# LEIS DOS GASES

## Lei de Boyle (1662)

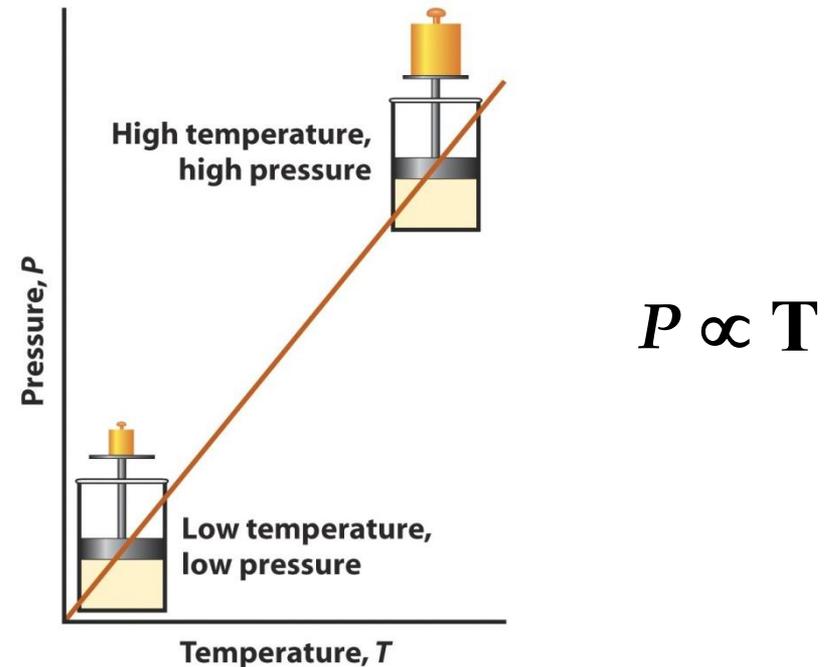
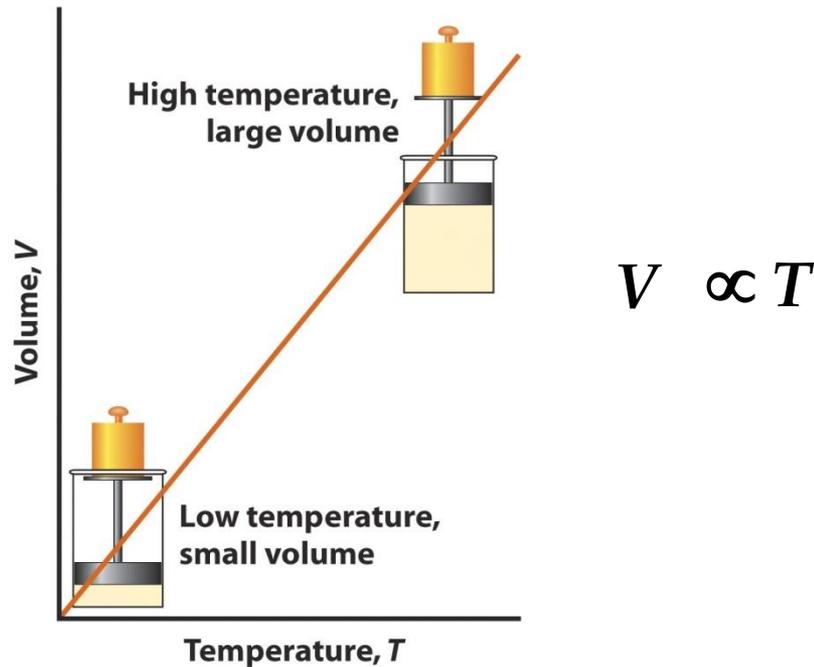
A pressão de uma quantidade fixa de gás em temperatura constante é inversamente proporcional ao volume



Lei de Boyle:  $P = \frac{c^{te}}{V}$  ou  
 $PV = c^{te}$

# LEIS DOS GASES

Lei de Charles: desenvolvida por Jacques Charles e Joseph Louis Gay-Loussac



*Quando a temperatura de um gás aumenta, a velocidade média das moléculas aumenta.*

*Assim, para manter a  $P$  constante com o aumento de  $T$ , o  $V$  de gás deve aumentar para que menos moléculas possam se chocar com as paredes no mesmo intervalo de tempo*

# LEIS DOS GASES

**Princípio de Avogadro:** *o volume molar ( $V_M$ ) de uma substância qualquer é o volume ocupado por um mol de moléculas.*

Ideal gas	22.41
Argon	22.09
Carbon dioxide	22.26
Nitrogen	22.40
Oxygen	22.40
Hydrogen	22.43

**Volumes de gases na mesma  $P$  e mesma  $T$**

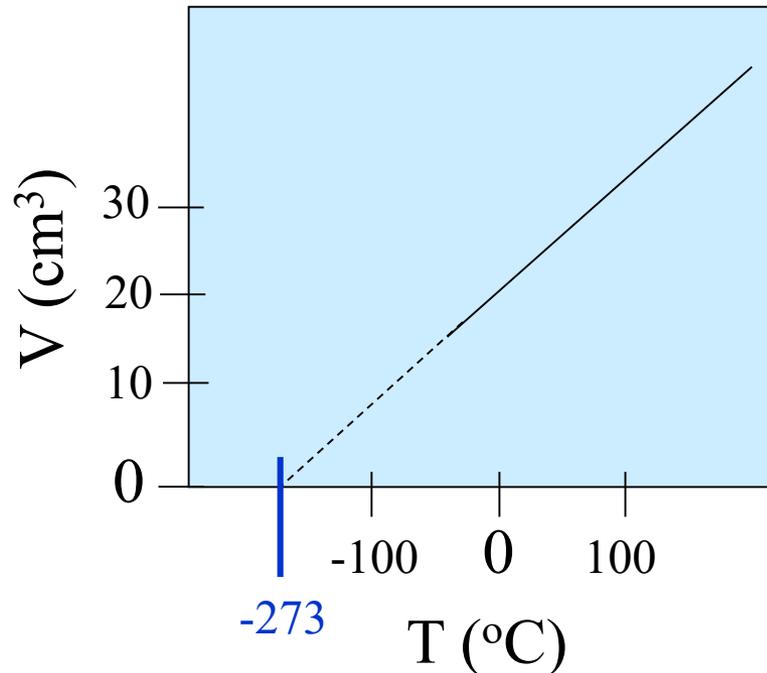
**Nas mesmas condições de  $T$  e  $P$ , um determinado n°. de moléculas de gás ocupa o mesmo  $V$ , independentemente de sua identidade química**

$$V = n V_M \quad \longrightarrow \quad V \propto n$$

# LEIS DOS GASES

Relação temperatura – volume: Lei de Charles

Escala Kelvin → Zero absoluto = 0 K = -273,15 °C

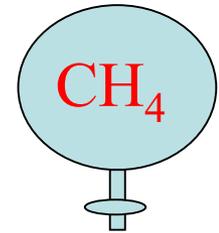
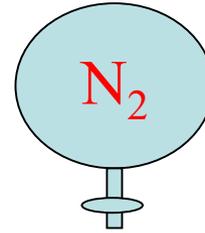
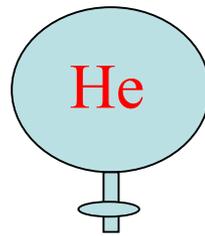


Volume de um gás em um sistema fechado como função da T à P cte. A linha tracejada é uma extrapolação para T nas quais a substância não é mais um gás.

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$$

# LEIS DOS GASES

Relação quantidade de matéria – volume: Lei de Avogadro



Volume

22,4 L

22,4 L

22,4 L

Pressão

1 atm

1 atm

1 atm

Temperatura

0 °C

0 °C

0 °C

Massa Molar do gás

4,00 g

28,0 g

16,0 g

Número de  
moléculas do gás

$6,02 \times 10^{23}$

$6,02 \times 10^{23}$

$6,02 \times 10^{23}$

# LEIS DOS GASES IDEAIS

Lei de Boyle

$$P \propto \frac{1}{V}$$

( $T, n$  cte)

Lei de Charles

$$V \propto t$$

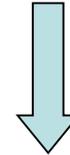
( $P, n$  cte)

Princípio de Avogadro

$$V \propto n$$

( $P, T$  cte)

Combinando as três leis:  $PV = \text{constante} \times nT$



$R = \text{constante dos gases}$

CNTP [0°C (273,15 K) e 1 atm]  $\Rightarrow$  1mol  $\Rightarrow$  22,41 L

$$R = 8,21 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

## Valores numéricos da constante dos gases (R) em várias unidades

Unidades	Valores numéricos
$\text{L atm mol}^{-1} \text{K}^{-1}$	0,08206
$\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1\text{a}}$	8,314
$\text{cal mol}^{-1} \text{K}^{-1}$	1,987
$\text{m}^3 \text{Pa mol}^{-1} \text{K}^{-1\text{a}}$	8,314
$\text{L torr mol}^{-1} \text{K}^{-1}$	62,36

<sup>a</sup> Unidade SI.

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} \\ (\text{Pa} &= \text{N m}^{-2}) \\ (1 \text{ m}^3 &= 10^3 \text{ L}) \\ \text{J} &= \text{Nm} \end{aligned}$$

# LEIS DOS GASES IDEAIS

$$PV = nRT \quad \Rightarrow \quad \frac{P}{RT} = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad \frac{P}{RT} = \frac{m}{MV}$$

Combinada com a densidade de um gás:

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

Quantidade de matéria → mol (unidade SI)

“quantidade de matéria de um sistema que contém tantas unidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono 12”

O número de átomos ou moléculas em 1 mol é o número de Avogrado,

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Concentração → relações entre a quantidade de uma substância (soluto) e o volume total do material (solvente)

# Unidades de medida da abundância de espécies químicas na atmosfera

$$\text{Concentração do soluto} = \frac{\text{Quantidade do soluto (i)}}{\text{Quantidade de solução (solvente)}}$$

## Concentração (ou abundância) absoluta

a) concentração de número

$$C_n (i) = n_i = \frac{\text{Número de partículas } i}{\text{volume}} \left( \frac{\textit{partícula}}{m^3} \right) \text{ ou } \left( \frac{\textit{partícula}}{cm^3} \right)$$

b) concentração de massa

$$C_m (i) = c_i = \frac{\text{Massa das partículas}}{\text{volume}} \left( \frac{kg}{m^3} \right) \text{ ou } \left( \frac{kg}{cm^3} \right)$$

c) concentração em mol por metro cúbico (ou por  $dm^{-3}$ )

$$C_a (i) = \frac{n_i}{V(\textit{litros})} = \frac{m_i}{M_i \times V(dm^3)} = \frac{m_i}{M_i \times V(dm^3)} \left( mol dm^{-3} \right)$$

## Concentração (ou abundância) relativa

Fração molar – para um gás ideal é o mesmo que fração por volume. Também chamada **razão de mistura**, ou razão de mistura por volume.

fração	$[O_2] = 1/5$
porcentagem	$[Ar] = 1\%$
	$[H_2O] = \text{até } 4\%$
partes por milhão ( $10^6$ )	$[CH_4] = 1,7 \text{ ppm}$
partes por bilhão ( $10^9$ )	$[O_3] = 30 \text{ ppb}$
partes por trilhão ( $10^{12}$ )	$[CCl_2F_2] = 100 \text{ ppt}$

**Razão de mistura** é definida como a razão quantitativa do número de mols da espécie  $i$  ( $n_i$ ) de uma espécie  $i$  (analito) num dado volume,  $V$ , pela quantidade total de mols (número total de mols  $n_T$ ) de todos os constituintes do mesmo volume,  $V$  (concomitantes + analito).

## Razão de mistura, $\xi$ (csi) [pela IUPAC: $x_i$ ou $x(i)$ ]

É definida como a razão entre a quantidade (ou massa) da substância num dado volume pela quantidade (ou massa) de todos os constituintes no volume.

A razão de mistura para a espécie  $i$  é:

$$\xi_i = x_i = c_i / c_{\text{total}}$$

$c_i$  é a concentração molar de  $i$

$c_{\text{total}}$  é a concentração molar total do ar

A partir da Lei do Gás Ideal, a concentração molar em qualquer ponto da atmosfera é

$$c_{\text{total}} = N/V = p / RT$$

Então a razão de mistura e a concentração molar relacionam-se por:

$$x_i = c_i / (p/RT) = (p_i/RT / (p/RT)) = p_i/p$$

em que  $p_i$  é a pressão parcial da espécie  $i$

A concentração ( $\text{mol m}^{-3}$ ) depende da pressão e temperatura a partir da lei do gás ideal. Razão de mistura, que é uma fração molar, é mais adequada do que concentração para descrever abundância das espécies no ar, principalmente, quando variações espaciais e temporais estão envolvidas

A concentração de moléculas no ar em qualquer pressão e temperatura pode ser calculada a partir da lei do gás ideal.

$$C_{\text{total}} = N/V = p / RT$$

$$\text{Se } T = 298\text{K}; R = 8,314 \text{ N m Mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa ou } 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$$

$$C_{\text{total}} = 40,89 \text{ mol m}^{-3}$$

a concentração expressa em moléculas por centímetro cúbico é

$$= 2,463 \times 10^{19} \text{ moléculas cm}^{-3}$$

## Conversão da razão de mistura (ppm) para $\mu\text{g m}^{-3}$ (ou vice-versa)

Algumas concentrações atmosféricas são expressas em termos de massa por volume, frequentemente  $\mu\text{g m}^{-3}$ . Sendo a concentração  $m_i$ , em  $\mu\text{g m}^{-3}$  a concentração molar da espécie  $i$ , em  $\text{mol m}^{-3}$  é

$$c_i = 10^{-6} m_i / M_i$$

onde  $M_i$  é a massa molecular da espécie  $i$

**Preste atenção:** a concentração molar total do ar na pressão  $p$  e temperatura  $T$  é

$$c_{\text{total}} = p / RT$$

**Então**, a razão de mistura de  $i$ ,  $x_i$

$$x_i = (RT / pM_i) \cdot \text{concentração (g m}^{-3}\text{)}$$

**ou**, a concentração de  $i$ ,  $c_i$

$$\text{concentração (g m}^{-3}\text{)} = (pM_i / RT) \cdot x_i$$

**Table 1-1 Mixing ratios of gases in dry air**

Gas	Mixing ratio (mol/mol)
Nitrogen (N <sub>2</sub> )	0.78
Oxygen (O <sub>2</sub> )	0.21
Argon (Ar)	0.0093
Carbon dioxide (CO <sub>2</sub> )	365x10 <sup>-6</sup>
Neon (Ne)	18x10 <sup>-6</sup>
Ozone (O <sub>3</sub> )	0.01-10x10 <sup>-6</sup>
Helium (He)	5.2x10 <sup>-6</sup>
Methane (CH <sub>4</sub> )	1.7x10 <sup>-6</sup>
Krypton (Kr)	1.1x10 <sup>-6</sup>
Hydrogen (H <sub>2</sub> )	500x10 <sup>-9</sup>
Nitrous oxide (N <sub>2</sub> O)	320x10 <sup>-9</sup>

**Composição do ar seco ao nível do mar.**

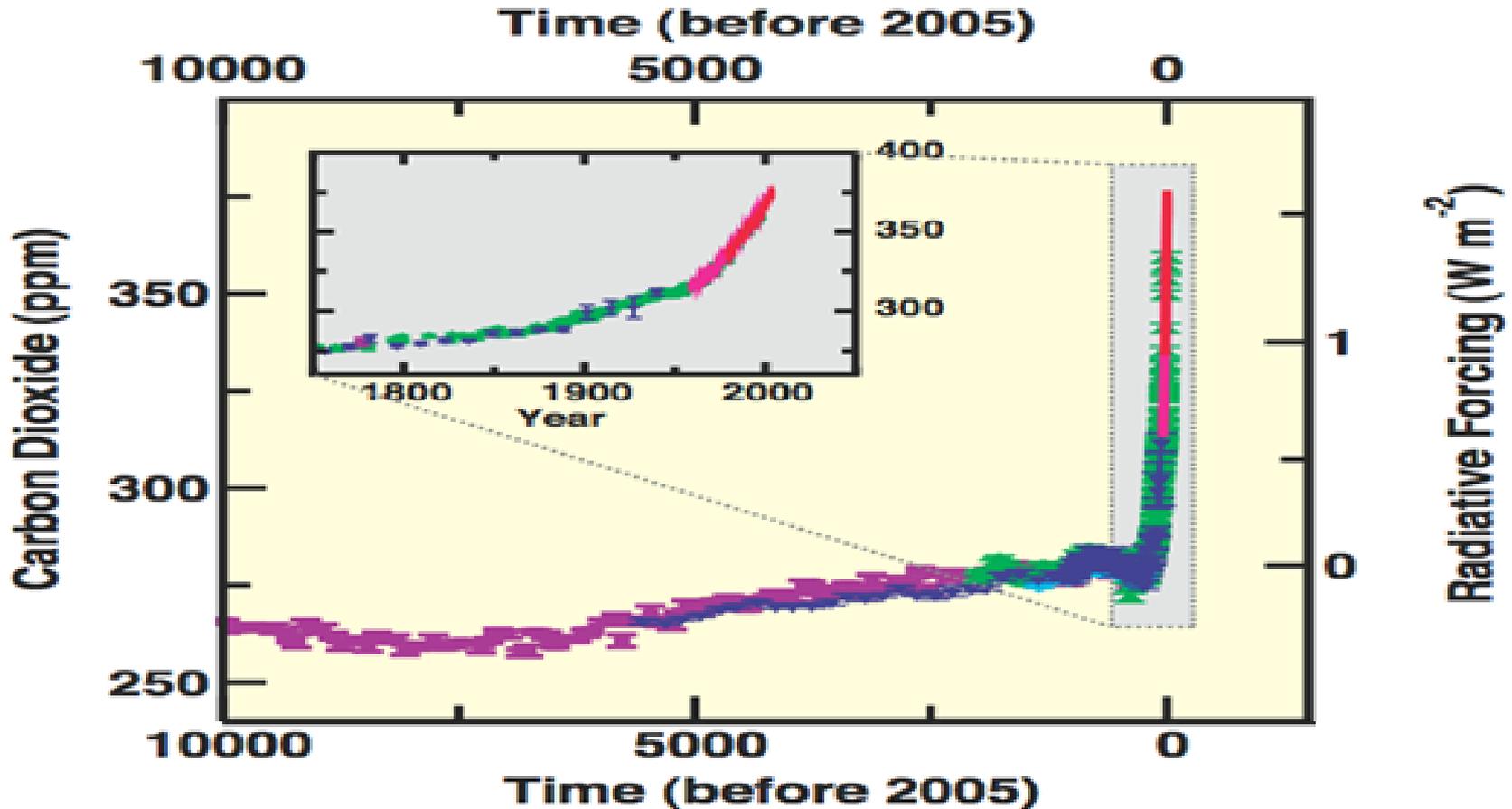
Gás		% volume	
<b>Nitrogênio</b>	N <sub>2</sub>	<b>78,084</b>	780.840 ppm
<b>Oxigênio</b>	O <sub>2</sub>	<b>20,948</b>	209.480 ppm
<b>Argônio</b>	Ar	<b>0,934</b>	9.340 ppm
<u>Dióxido de carbono</u>	CO <sub>2</sub>	<b>0,038*</b>	380 ppm
Neônio	Ne	0,00182	18,18 ppm
Hidrogênio	H <sub>2</sub>	0,0010	
Hélio	He	0,00052	
<u>Metano</u>	CH <sub>4</sub>	0,00018*	1,8 ppm
Criptônio	Kr	0,0001	
Monóxido de carbono	CO	0,00001*	
Xenônio	Xe	0,000008	
<u>Ozônio</u>	O <sub>3</sub>	0,000002*	
Amônia	NH <sub>3</sub>	0,000001	
Dióxido de nitrogênio	NO <sub>2</sub>	0,0000001*	
Dióxido de enxofre	SO <sub>2</sub>	0,00000002*	
<u>Óxido nitroso</u>	N <sub>2</sub> O	0,00003*	

\* Gases traço de importância ambiental.

**Material particulado 0,01 ppm**  
**~ 10-20 µg m<sup>-3</sup>**

# *Aumento da concentração atmosférica do CO<sub>2</sub> nos últimos 1000 anos*

Intergovernmental Panel on Climate Change (IPCC) document, 2007



Unidades de concentração: partes por milhão (ppm)  
Número de moléculas de CO<sub>2</sub> por 10<sup>6</sup> moléculas de ar

*Concentração de CO<sub>2</sub> é medida como razão de mistura*

Densidade de número,  $n_X$  [moléculas  $\text{cm}^{-3}$ ] ou

[átomos  $\text{cm}^{-3}$ ] ou [partículas  $\text{cm}^{-3}$ ] ou [radicais  $\text{cm}^{-3}$ ]

ou apenas  $\text{cm}^{-3}$  ou  $\text{m}^{-3}$

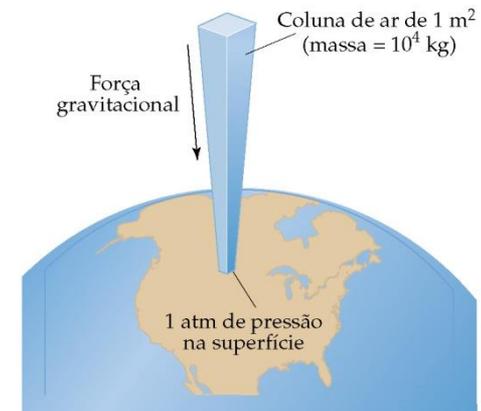
**Adequado para:**

- cálculos de velocidade de reações
- propriedades ópticas da atmosfera

$$n_X = \frac{\# \text{ molecules of X}}{\text{unit volume of air}}$$

Adequada para medida de absorção da radiação pela atmosfera

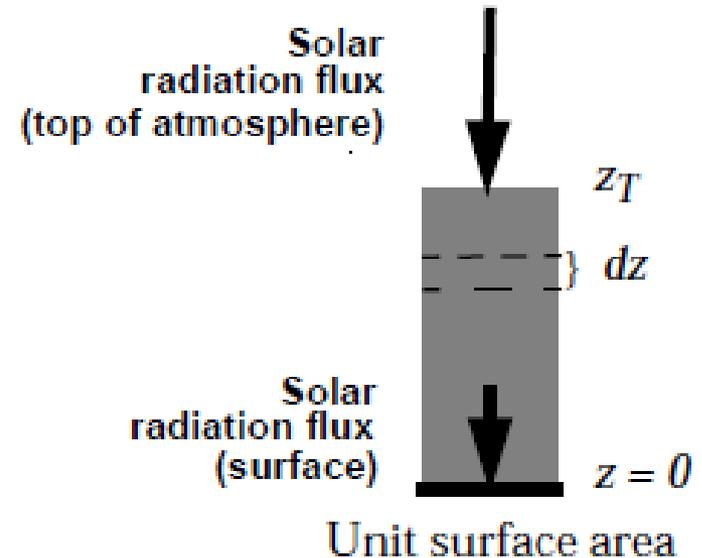
$$\text{Column concentration} = \int_0^{\infty} n(z) dz$$



Absorção de radiação por uma coluna atmosférica de gás ou partículas (poeira)

$$Column = \int_0^{z_T} n_X dz .$$

Esta coluna atmosférica determina a eficiência total com que o gás absorve ou dispersa a luz passando através da atmosfera. Por exemplo, a eficiência com que a camada de ozônio impede que a radiação de UV solar prejudicial cheguem a Superfície da terra é determinada pela coluna atmosférica de ozônio

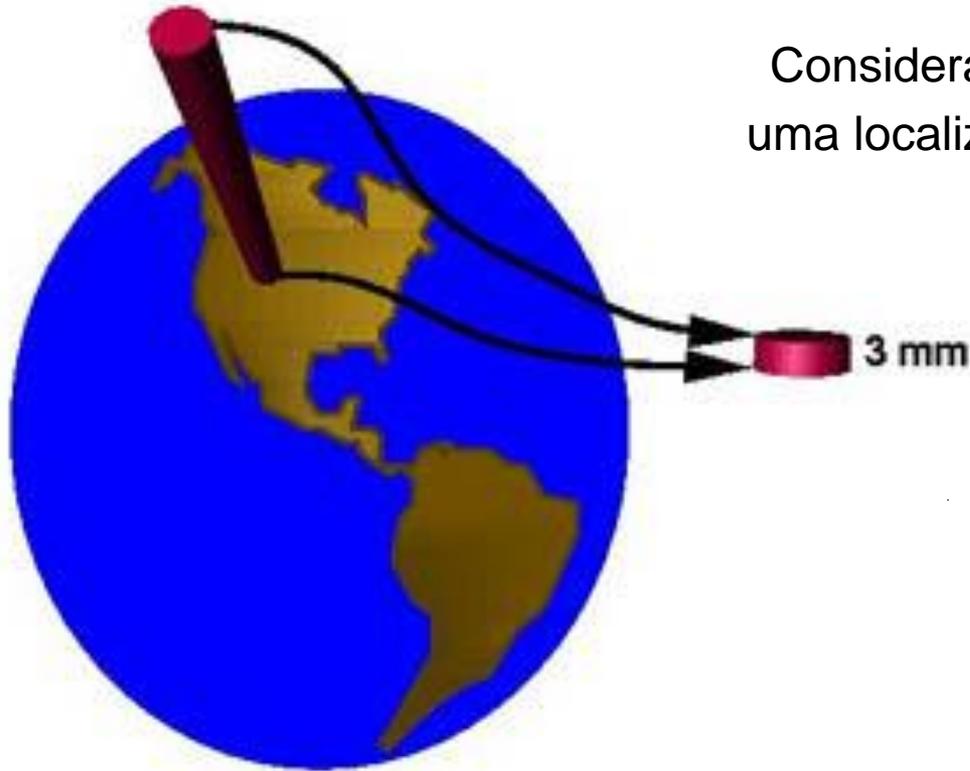


**Concentrações na coluna atmosférica são medidas em moléculas  $cm^{-2}$ ,  $atm*cm$  ou Unidades Dobson, DU.**

$$1 atm*cm = 1000 DU = 2.69 \times 10^{19} cm^{-2}$$

# Unidades Dobson (UD)

Considera que toda coluna de o ozônio acima de uma localização está em condições de 0°C e 1 atm.



A espessura desta camada mede 3 mm, correspondendo a 300 UD (aproximadamente à média global).

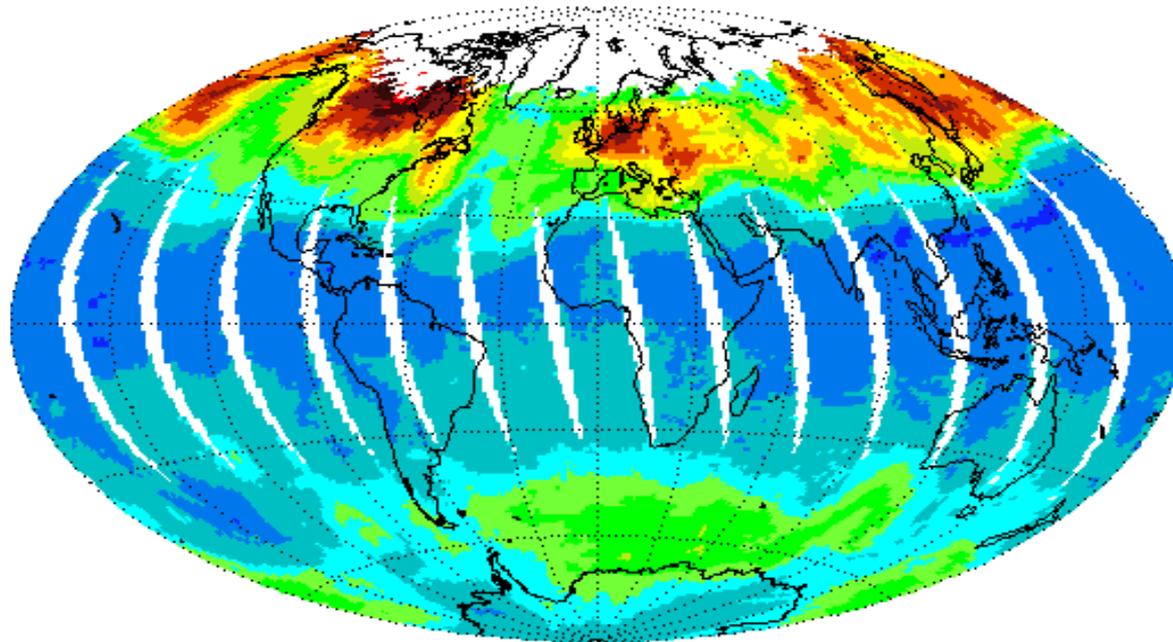
100 unidades Dobson correspondem a 1mm de espessura.



A unidade Dobson é uma unidade conveniente para medidas da coluna total de ozônio

# CAMADA DE OZÔNIO ESTRATOSFÉRICO

EP/TOMS Total Ozone Feb 3, 2003



Dobson Units

Dark Gray < 100, Red > 500 DU

GSFC/916



GEN:035:2003

1 “Unidade Dobson (DU)” = 0.01 mm ozônio na STP =  $2.69 \times 10^{16}$  moléculas  $\text{cm}^{-2}$

*Espessura da camada de ozônio é medido como concentração na coluna*

# Formula barométrica

➤ é uma equação matemática que relaciona a pressão de um gás,  $P$ , em equilíbrio hidrostático na altitude,  $z$  (ou  $h$ ), com temperatura termodinâmica,  $T$ , sujeito a um campo gravitacional constante

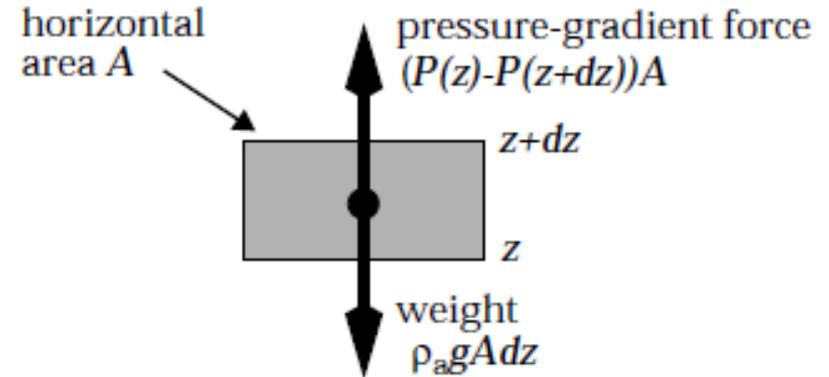
$$P = P_0 e^{\frac{-Mg}{RT}h}$$

$$P(z) = P(0) \exp\left(-\frac{M_a g}{RT}z\right)$$

# Lei barométrica

Para explicar o perfil vertical da pressão, considere uma camada elementar da atmosfera (espessura  $dz$ , área horizontal) numa altitude  $z$ :

A atmosfera exerce uma força de pressão ascendente  $P(z)A$  na parte inferior da camada e uma força descendente  $P(z+dz)A$  na parte superior da camada. A força resultante  $(P(z)-P(z+dz))A$  é chamada de **força de gradiente de pressão**. Na camada em equilíbrio:



$$\rho_a g A dz = (P(z) - P(z + dz))A$$

Rearranjando,

$$\frac{P(z + dz) - P(z)}{dz} = -\rho_a g$$

por definição.

$$\frac{dP}{dz} = -\rho_a g$$

Lei do gas ideal:

$$\rho_a = \frac{PM_a}{RT}$$

Definindo H como a escala de altura da atmosfera:

$$H = \frac{RT}{M_a g}$$

Substituindo:

$$\frac{dP}{P} = -\frac{M_a g}{RT} dz$$

Admitindo que a atmosfera é isotérmica com a altura:

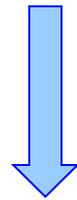
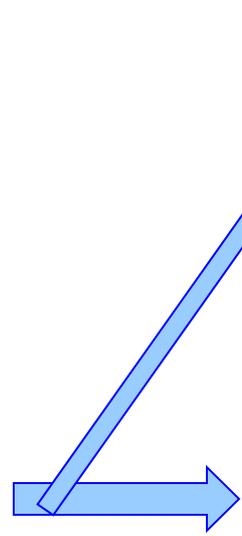
$$\ln P(z) - \ln P(0) = -\frac{M_a g}{RT} z$$

Analogamente:

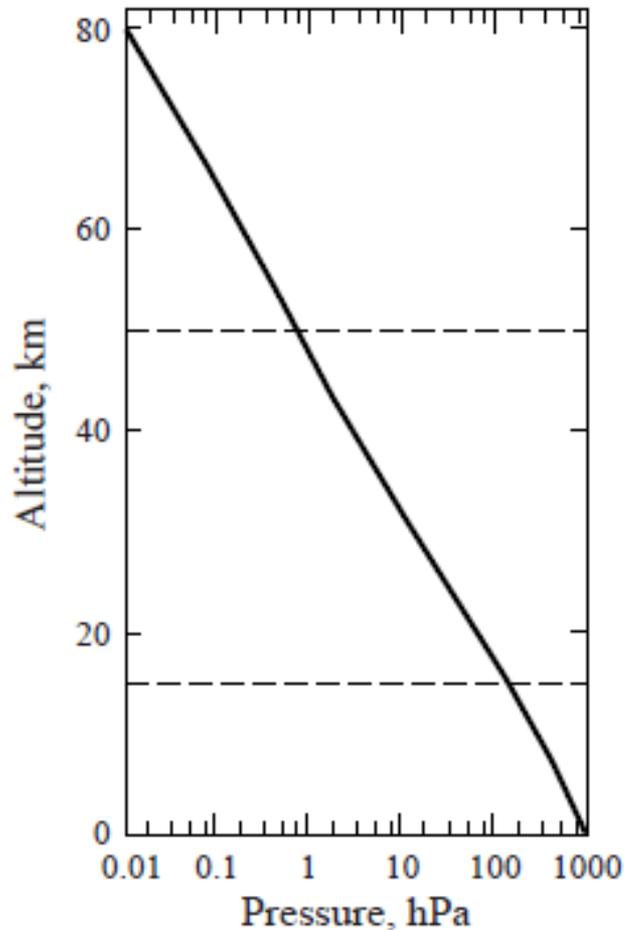
$$\rho_a(z) = \rho_a(0) e^{-\frac{z}{H}}$$

$$C(z) = C(0) e^{-\frac{z}{H}}$$

## Lei barométrica



$$P(z) = P(0) \exp\left(-\frac{M_a g}{RT} z\right)$$
$$P(z) = P(0) e^{-\frac{z}{H}}$$



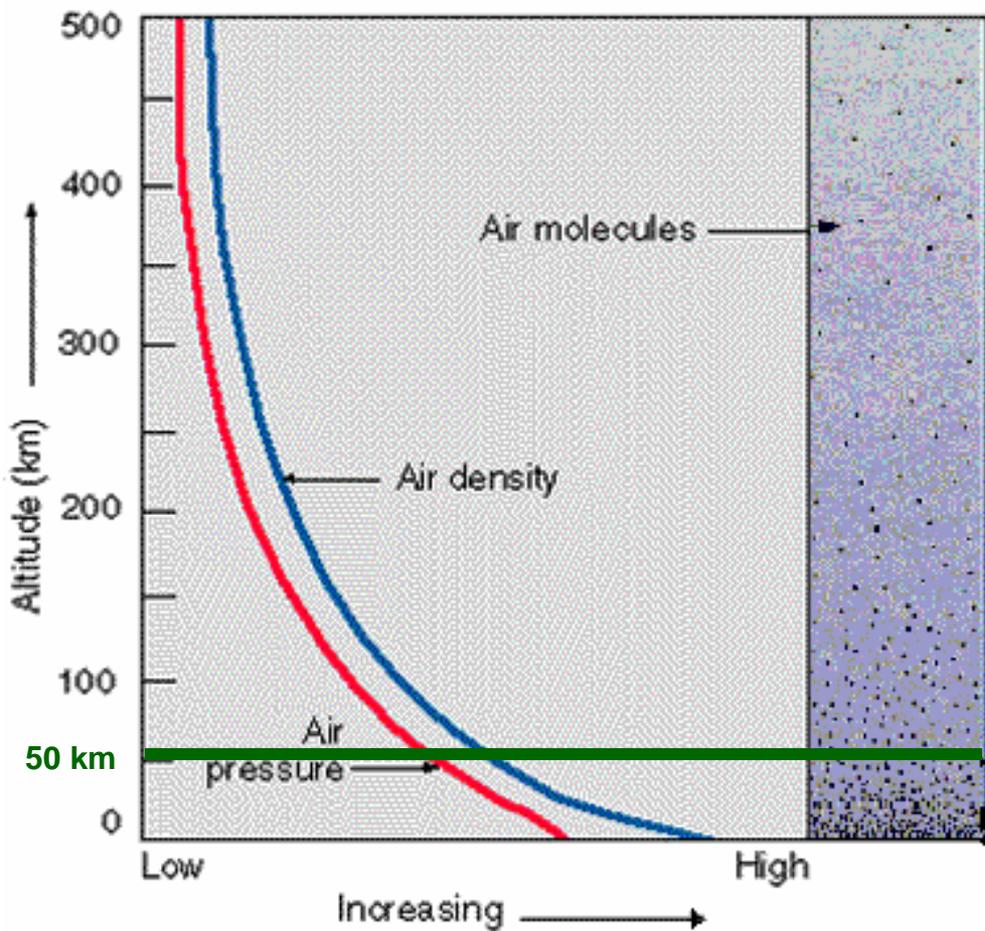
Para temperatura atmosférica média de 250 K:

escala de altura  $H = 7,4$

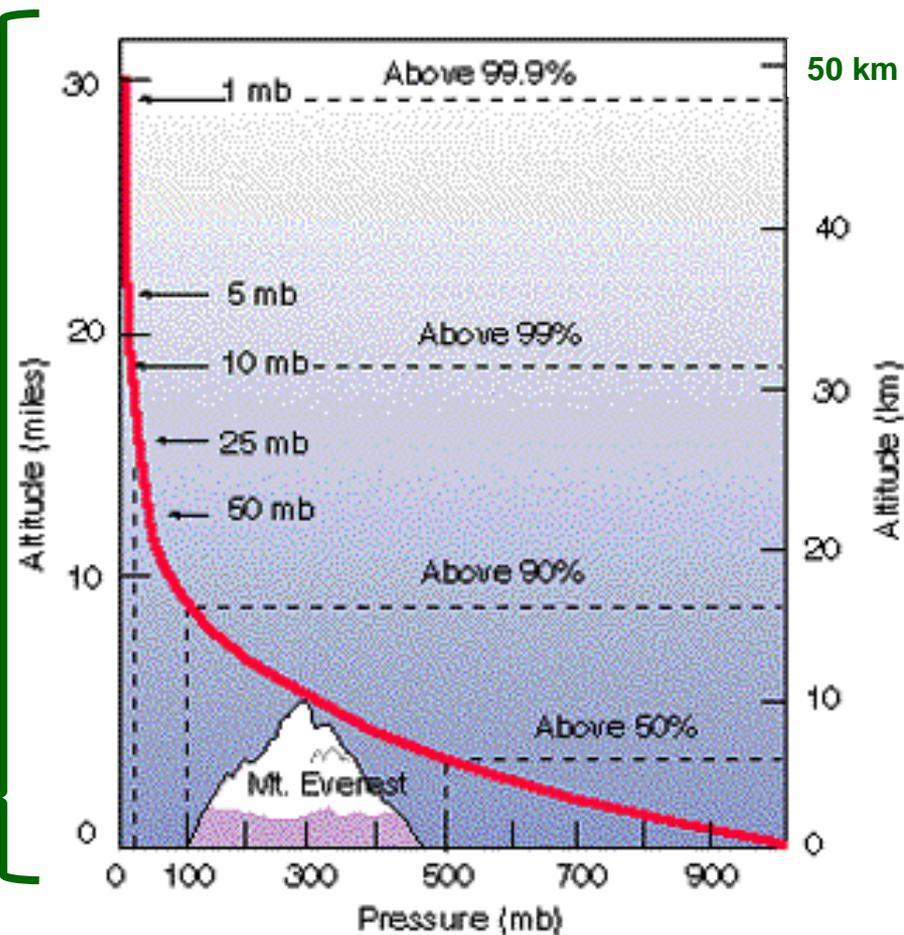
(alguns autores arredondam para 8).

A Lei barométrica explica a dependência exponencial de  $P$  com  $z$

A escala de altura ou altura potencial ( $H$ ) é o intervalo (de altura) no qual a variação da pressão atmosférica é dada pelo fator  $1/e$ .

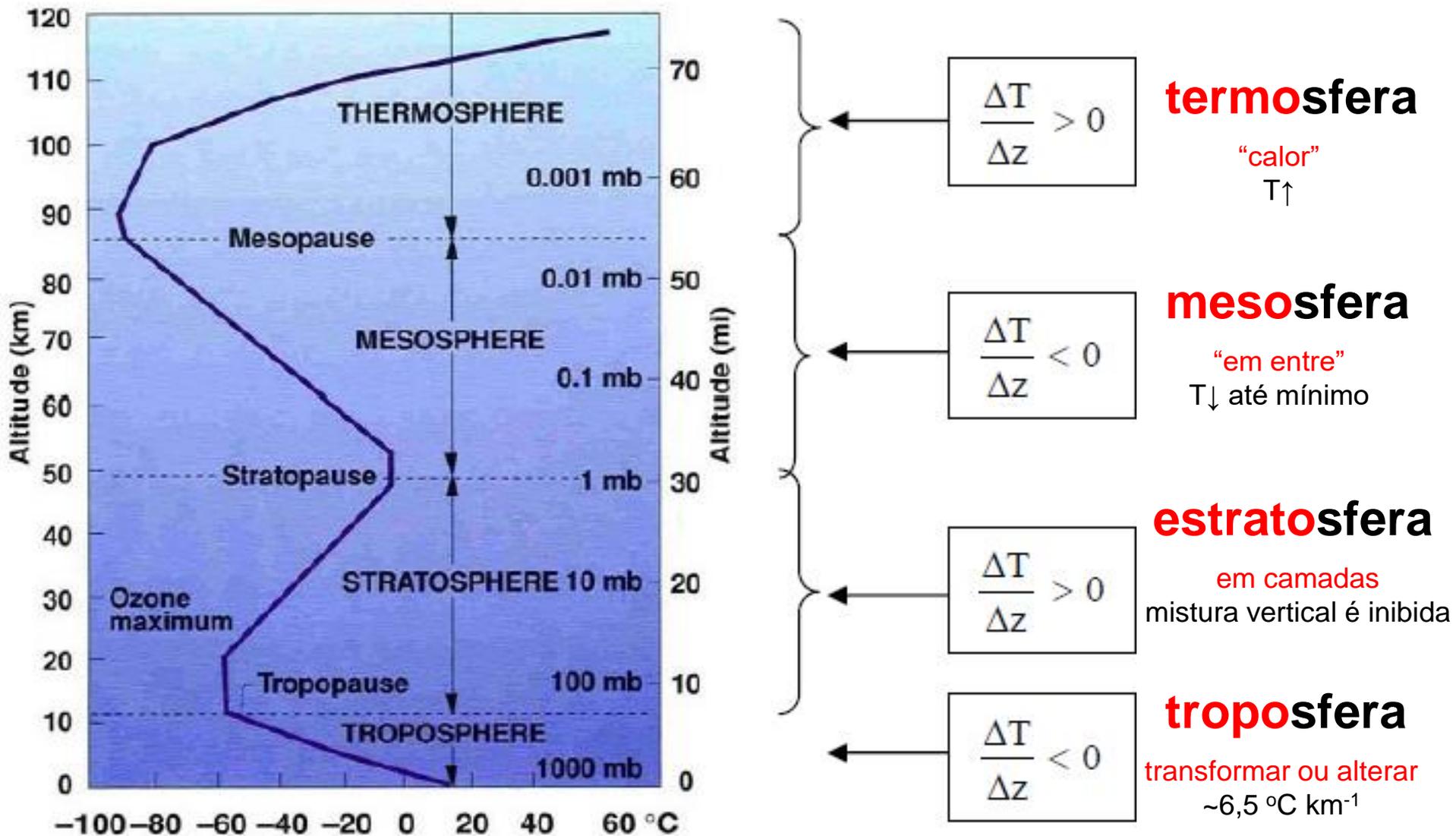


Distribuição vertical de massa na atmosfera.

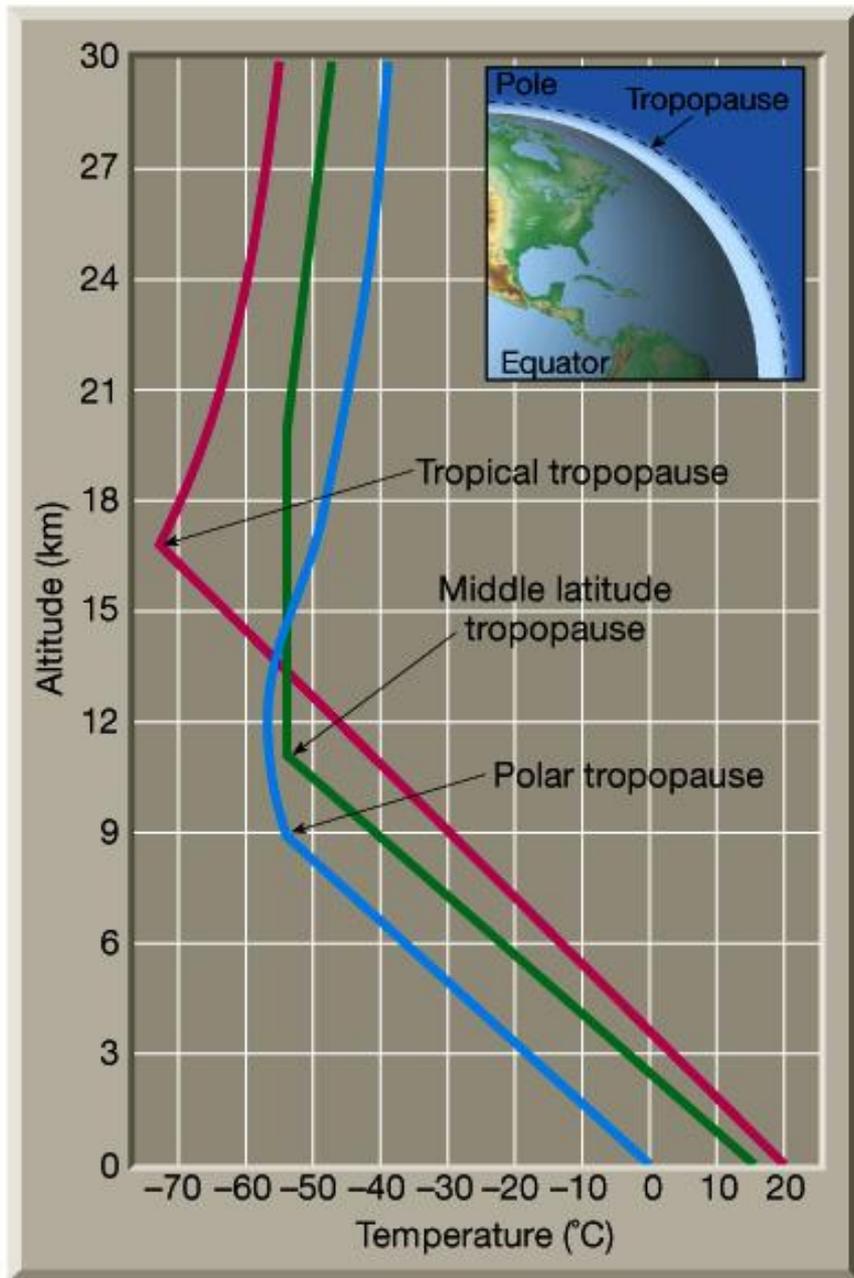


Variação da pressão do ar na atmosfera.

(Fonte: Meteorology Today)



Perfil vertical de temperatura na atmosfera (Fonte: Meteorology Today)



Estrutura atmosférica:  
variação do perfil da  
temperatura em  
diferentes latitudes

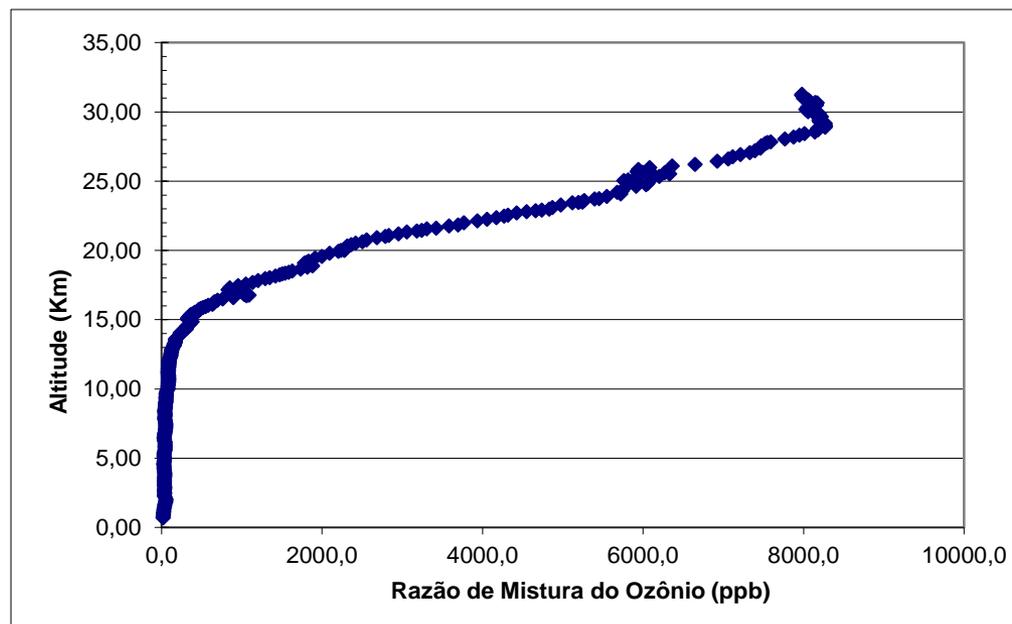
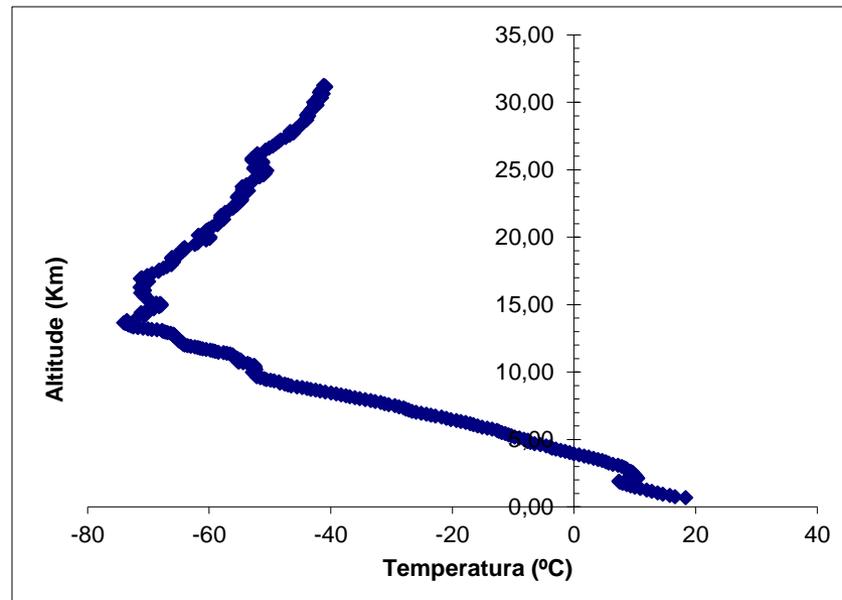
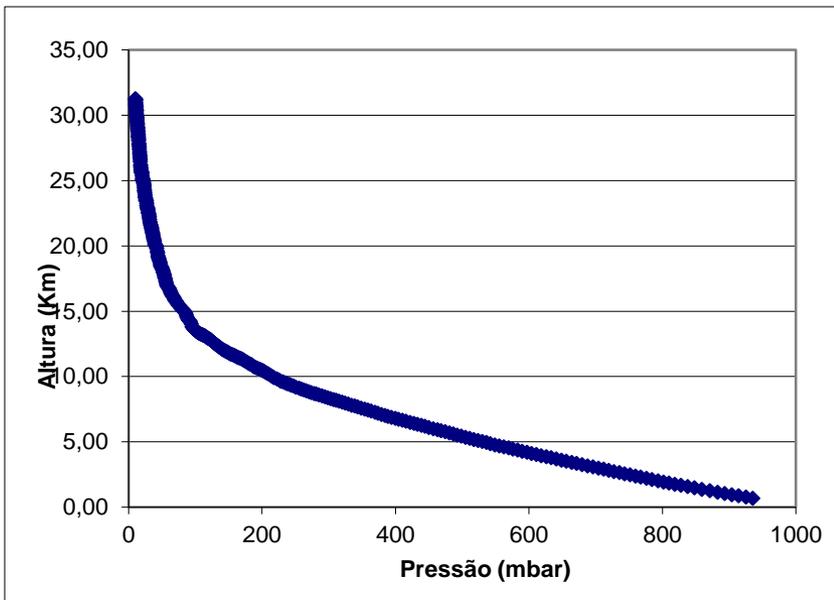
Temperatura, pressão, razão de mistura e densidade de número em diferentes alturas da estratosfera.

$z$ , km	$T$ , K	$p$ , hPa	$p/p_0$		$[M]$ , molecules $\text{cm}^{-3}$
20	217	55	0.054		$1.4 \times 10^{18}$
25	222	25	0.025	$[M]$ diminui ~40 vezes	$6.4 \times 10^{17}$
30	227	12	0.012		$3.1 \times 10^{17}$
35	237	5.6	0.0055		$1.4 \times 10^{17}$
40	251	2.8	0.0028		$7.1 \times 10^{16}$
45	265	1.4	0.0014		$3.6 \times 10^{16}$

Lembrando que nas diferentes altitudes:

$$[O_2] = 0,21 \times [M]$$

$$[M] = N_2 + O_2 + Ar + CO_2 \Rightarrow \text{Sendo } [M_0] = 2,55 \times 10^{19} \text{ moléculas cm}^{-3} \text{ (288 K, 1 atm)}$$



Sondagem de ozônio de 16 de maio de 2008, IAG-USP

