



UC | Chile

Termodinámica (FIS1523)

Gases ideales

Felipe Isaule
felipe.isaule@uc.cl

Lunes 14 de Abril de 2025

Resumen clase anterior

- Definimos la **calidad** para mezclas saturadas.
- Revisamos las **tablas termodinámicas** para **líquidos comprimidos y vapores sobrecalentados**.

Clase 12: Gases ideales

- Ecuaciones de estado.
- Gases ideales.
- Ley de los gases ideales.

- Bibliografía recomendada:
 - Cengel (3.6).

Clase 12: Gases ideales

- **Ecuaciones de estado.**
- Gases ideales.
- Ley de los gases ideales.

Ecuaciones de estado

- Las **tablas termodinámicas** proporcionan **información muy precisa** respecto a las **propiedades** de una sustancia.
- Sin embargo, es más práctico tener **ecuaciones** que dicten cómo se relacionan las **propiedades termodinámicas**, incluso si sólo son **aproximaciones**.
- Tales ecuaciones son llamadas **ecuaciones de estado**.
- Usualmente relacionan propiedades tales como la temperatura, la presión, y el volumen.

Ecuaciones de estado

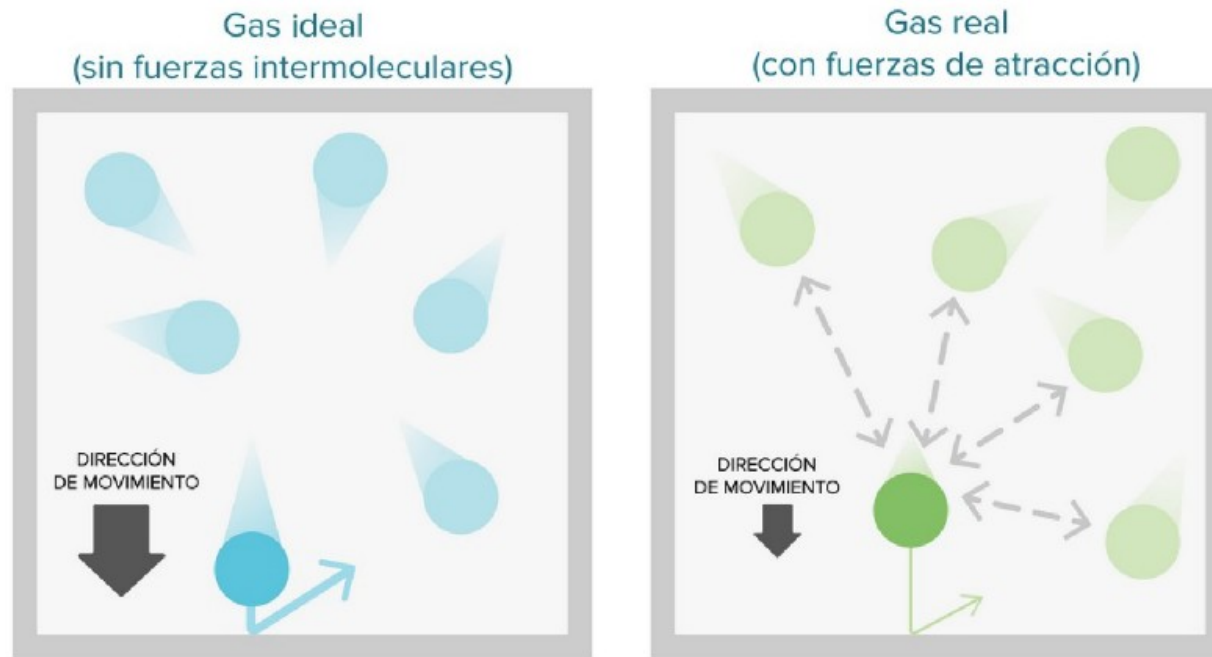
- La **ecuación de estado** más **simple** y **conocida** es la de un **gas ideal**.
- Sin embargo, la obtención de ecuaciones de estado es un tema importante en muchos sistemas físicos.
- Ejemplos:
 - Gases ideales cuánticos.
 - Gases ultrarelativistas.
 - Materia nuclear.

Clase 12: Gases ideales

- Ecuaciones de estado.
- **Gases ideales.**
- Ley de los gases ideales.

Gases ideales

- Como se postuló en clases anterior, en un **gas** las **interacciones entre partículas** son muy **débiles**.
- Un **gas ideal** corresponde a un **gas teórico** donde **no existen interacciones** entre sus partículas constituyentes.



Gases ideales

- Los gases se comportan como **gases ideales** a **temperaturas altas** y **presiones bajas**. En tales condiciones
 - La **energía potencial disminuye**.
 - El **tamaño** de las **partículas** se vuelve **insignificante** con respecto a la separación entre ellas.
- Varios gases se comportan como gases ideales en condiciones cotidianas:
 - Gases nobles, Oxígeno, Nitrógeno, Dióxido de Carbono.
- Sin embargo, el vapor de agua normalmente no se puede considerar un gas ideal.

Gases ideales

| Group ► | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|-----------|-------------------|----------|-------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|------------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-------------|
| Period ▼ | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Nonmetals | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | Noble gases |
| Metals | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 4 | 19 K | 20 Ca | | | | | | | | | | | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | | | | | | | | | | | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | La to Yb | | | | | | | | | | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | Ac to No | | | | | | | | | | 113 Nh | 114 Fl | 115 Mc | 116 Lv | 117 Ts | 118 Og |
| | s-block (plus He) | | f-block | d-block | | | | | | | | | p-block (excluding He) | | | | | |
| | | | Lanthanides | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | |
| | | | Actinides | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | |

Transition metals (sometimes excluding group 12)

Some elements near the dashed staircase are sometimes called *metalloids*

Gases ideales

- En este curso estudiamos **gases ideales clásicos**.
- Estos son gases que siguen la llamada **estadística de Maxwell-Boltzmann**.
- Sin embargo, a **temperaturas ultrabajas** se pueden estudiar **gases ideales cuánticos**.
 - Gas ideal de **Bose**: Estadística de Bose-Einstein.
 - Gas ideal de **Fermi**. Estadística de Fermi-Dirac.

Clase 12: Gases ideales

- Ecuaciones de estado.
- Gases ideales.
- **Ley de los gases ideales.**

Ley de los gases ideales

- La **ecuación de estado** de un **gas ideal** está dictada por la **Ley de los gases ideales**:

$$P\nu = RT, \longrightarrow \text{La temperatura debe estar en } \mathbf{Kelvins}.$$

donde P es la presión, ν es el volúmen específico, T es la temperatura, , y R es la **constante del gas**.

- La **constante** R es **diferente para cada gas**.

| <u>Sustancia</u> | <u>R, kJ/kg · K</u> |
|------------------|----------------------------------|
| Aire | 0.2870 |
| Helio | 2.0769 |
| Argón | 0.2081 |
| Nitrógeno | 0.2968 |

Moles

- Usualmente nos interesa trabajar con ciertas **cantidades de sustancia**.
- La cantidad de sustancia se suele medir en **moles**.
- Un **mol** de sustancia contiene un **número de Avogadro de partículas** N_A (átomos o moléculas).

$$1 \text{ mol} \longrightarrow N_a = 6.02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

- Ejemplo: En un mol de agua hay:

10^{23} moléculas de H_2O

2×10^{23} átomos de H

10^{23} átomos de O

Moles

- La **masa molar** M corresponde a la **masa de un mol**.
- Entonces, la **masa total** m de una sustancia es:

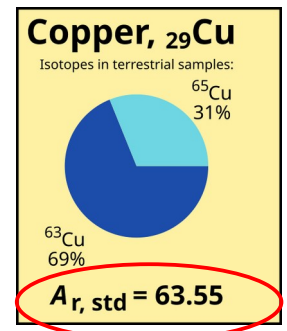
$$m = nM,$$

donde n es el **número de moles** en la sustancia.

- La masa molar de un **elemento** está dada por su **masa atómica relativa** A_r multiplicada por la **constante de masa molar** M_u :

$$M = A_r M_u, \quad M_u = 1 \text{ gr/mol.}$$

- La masa molar de un compuesto está entonces dada por la suma de las masas molares de sus constituyentes.



Ejemplo 1:

- Encuentre la **masa** de **7.5×10^{24} átomos** de Arsénico, el que tiene una **masa molar** de **74.9 gr/mol**.

Ejemplo 1:

- Encuentre la **masa** de **7.5×10^{24} átomos** de Arsénico, el que tiene una **masa molar** de **74.9 gr/mol**.

La masa de un átomo de Arsénico:

$$m_{\text{As}} = \frac{M}{N_A} = \frac{74.9 \text{ gr/mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1.24 \times 10^{-22} \text{ gr}$$

Entonces, la masa total:

$$m = 7.5 \times 10^{24} m_{\text{As}} = 7.5 \times 1.24 \times 10^{-22} \text{ gr}$$

$$\longrightarrow \boxed{m = 933 \text{ gr}}$$

Constante del gas

- La constante de un gas se determina a partir de

$$R = \frac{R_u}{M},$$

donde M es la masa molar y R_u es la **constante universal de los gases**. Su valor es:

$$R_u = 8.31447 \text{ kJ/kmol K.}$$

Masa molar, constante de gas y propiedades del punto crítico

| Sustancia | Fórmula | Masa molar, M kg/kmol | Constante de gas, R kJ/kg · K* |
|------------------------------|-----------------------------------|----------------------------|-------------------------------------|
| Agua | H ₂ O | 18.015 | 0.4615 |
| Aire | — | 28.97 | 0.2870 |
| Alcohol etílico | C ₂ H ₅ OH | 46.07 | 0.1805 |
| Alcohol metílico | CH ₃ OH | 32.042 | 0.2595 |
| Amoníaco | NH ₃ | 17.03 | 0.4882 |
| Argón | Ar | 39.948 | 0.2081 |
| Benceno | C ₆ H ₆ | 78.115 | 0.1064 |
| Bromo | Br ₂ | 159.808 | 0.0520 |
| <i>n</i> -Butano | C ₄ H ₁₀ | 58.124 | 0.1430 |
| Cloro | Cl ₂ | 70.906 | 0.1173 |
| Cloroformo | CHCl ₃ | 119.38 | 0.06964 |
| Cloruro metílico | CH ₃ Cl | 50.488 | 0.1647 |
| Criptón | Kr | 83.80 | 0.09921 |
| Diclorodifluorometano (R-12) | CCl ₂ F ₂ | 120.91 | 0.06876 |
| Diclorofluorometano (R-21) | CHCl ₂ F | 102.92 | 0.08078 |
| Dióxido de carbono | CO ₂ | 44.01 | 0.1889 |
| Dióxido de sulfuro | SO ₂ | 64.063 | 0.1298 |
| Etano | C ₂ H ₆ | 30.070 | 0.2765 |
| Etileno | C ₂ H ₄ | 28.054 | 0.2964 |
| Helio | He | 4.003 | 2.0769 |
| <i>n</i> -Hexano | C ₆ H ₁₄ | 86.179 | 0.09647 |
| Hidrógeno (normal) | H ₂ | 2.016 | 4.1240 |
| Metano | CH ₄ | 16.043 | 0.5182 |
| Monóxido de carbono | CO | 28.011 | 0.2968 |
| Neón | Ne | 20.183 | 0.4119 |
| Nitrógeno | N ₂ | 28.013 | 0.2968 |
| Óxido nítrico | N ₂ O | 44.013 | 0.1889 |
| Oxígeno | O ₂ | 31.999 | 0.2598 |
| Propano | C ₃ H ₈ | 44.097 | 0.1885 |
| Propileno | C ₃ H ₆ | 42.081 | 0.1976 |
| Tetracloruro de carbono | CCl ₄ | 153.82 | 0.05405 |
| Tetrafluoroetano (R-134a) | CF ₃ CH ₂ F | 102.03 | 0.08149 |
| Triclorofluorometano (R-11) | CCl ₃ F | 137.37 | 0.06052 |
| Xenón | Xe | 131.30 | 0.06332 |

Ley de los gases ideales

- Las definiciones anteriores nos permiten escribir la Ley de los gases ideales como

$$\begin{array}{l} \nu = V/m \\ mR = nR_u \end{array} \longrightarrow \boxed{PV = nR_u T},$$

que es la forma usual en que se escribe.

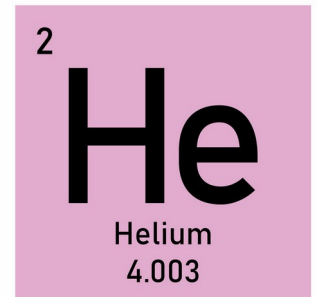
- También se puede escribir como

$$PV = mRT.$$

- Muchas veces la constante universal se escribe simplemente como R , por lo que es importante fijarse con qué ecuación estamos trabajando.

Ejemplo 2:

- Un globo **esférico** de **9m** de **diámetro** se **llena** con **helio** a **27 °C** y **200 kPa**. Determine la **cantidad de moles** y la **masa** del helio en el globo. Asuma un **gas ideal**.



Ejemplo 2:

- Un globo **esférico** de **9m** de **diámetro** se **llena** con **helio** a **27 °C** y **200 kPa**. Determine la **cantidad de moles** y la **masa** del helio en el globo. Asuma un **gas ideal**.

Primero calculemos el volumen del globo:

$$V = \frac{4\pi}{3}r^3 = \frac{4\pi}{3}(4.5 \text{ m})^3 = 381 \text{ m}^3$$

Por ser un gas ideal, el número de moles:

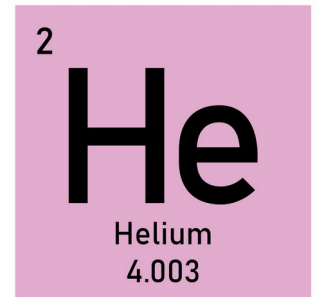
$$n = \frac{PV}{R_u T} = \frac{200000 \text{ Pa } 381 \text{ m}^3}{(273 + 27)^\circ\text{K } 8314.47 \text{ J/kmol K}}$$

$$\longrightarrow \boxed{n = 30.6 \text{ kmol}}$$

Finalmente, la masa:

$$\begin{aligned} m &= nM \\ &= 30.6 \times 10^3 \text{ mol} \times 4.003 \end{aligned}$$

$$\longrightarrow \boxed{m = 122.5 \text{ kg}}$$



Ley de los gases ideales

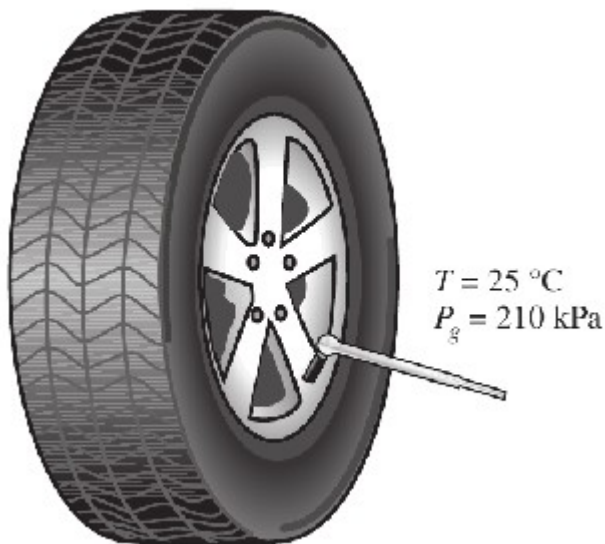
- Al trabajar con un gas ideal con **masa fija**, podemos relacionar dos estados mediante:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

- Esta ecuación nos permite **relacionar dos estados** en un **proceso con gases ideales**.

Ejemplo 3:

- La **presión manométrica** de un neumático de automóvil se mide como **210 kPa** antes de un viaje, y **220 kPa** después del viaje, en una ubicación donde la **presión atmosférica** es de **95 kPa**. Suponiendo que el **volumen** del neumático **permanece constante** y la **temperatura** del aire **antes del viaje** es de **25 °C**, determine la **temperatura** del aire en el neumático **después del viaje**. Asuma que el aire es un gas ideal.



Ejemplo 3:

- La **presión manométrica** de un neumático de automóvil se mide como **210 kPa antes de un viaje**, y **220 kPa después del viaje**, en una ubicación donde la **presión atmosférica** es de **95 kPa**. Suponiendo que el **volumen** del neumático **permanece constante** y la **temperatura** del aire **antes del viaje** es de **25 °C**, determine la **temperatura** del aire en el neumático **después del viaje**. Asuma que el aire es un gas ideal.

Primero calculamos las presiones absolutas:

$$P_1 = P_{\text{man},1} + P_{\text{atm}} = 210 \text{ kPa} + 95 \text{ kPa} = 305 \text{ kPa}$$

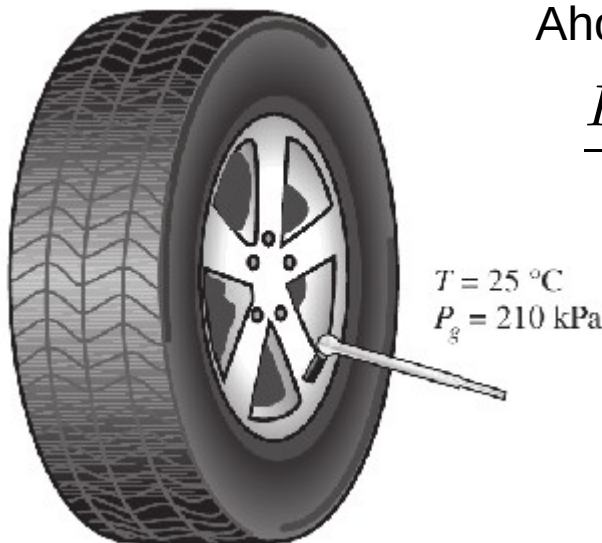
$$P_2 = P_{\text{man},2} + P_{\text{atm}} = 220 \text{ kPa} + 95 \text{ kPa} = 315 \text{ kPa}$$

Ahora utilizamos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

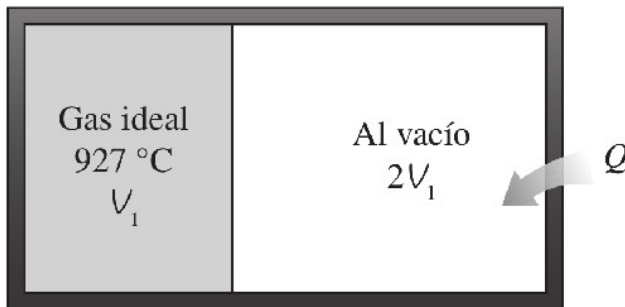
$$\begin{aligned} \xrightarrow{V_1 = V_2} \quad T_2 &= T_1 \frac{P_2}{P_1} \\ &= (25 + 273)^\circ\text{K} \frac{315}{310} \\ &= 307.8^\circ\text{K} \end{aligned}$$

$$\longrightarrow \boxed{T_2 = 34.8^\circ\text{K}}$$



Ejemplo 4:

- Un recipiente rígido cuyo **volumen se desconoce** está **dividido en dos** partes mediante una división. **Un lado** del recipiente contiene un **gas ideal a 927 °C**. El **otro lado** está al **vacío** y tiene un **volumen del doble** de la **parte que contiene el gas**. Posteriormente **se quita la separación**, y el **gas se expande para llenar todo el recipiente**. Por último, **se aplica calor al gas** hasta que la **presión es igual** a la **presión inicial**. Determine la **temperatura final** del gas.



Ejemplo 4:

- Un recipiente rígido cuyo **volumen se desconoce** está **dividido en dos** partes mediante una división. **Un lado** del recipiente contiene un **gas ideal a 927 °C**. El **otro lado** está al **vacío** y tiene un **volumen del doble** de la **parte que contiene el gas**. Posteriormente **se quita la separación**, y el **gas se expande para llenar todo el recipiente**. Por último, **se aplica calor al gas** hasta que la **presión es igual** a la **presión inicial**. Determine la **temperatura final** del gas.

Tenemos dos instantes: inicial, final (recipiente lleno). En ambos tenemos un gas ideal.

Del enunciado:

$$P_1 = P_2$$

$$V_2 = 3V_1$$

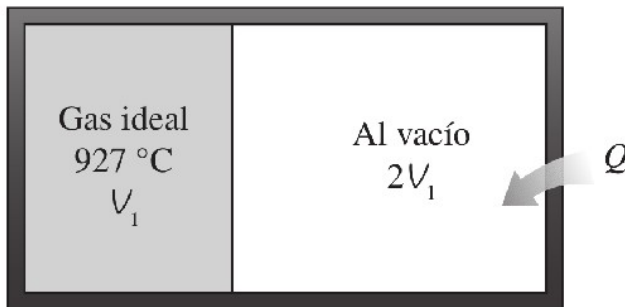
Entonces:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{3V_1}{T_2} \quad \longrightarrow \quad T_2 = 3T_1$$

$$T_2 = 3(273 + 927)^\circ\text{K} = 3600^\circ\text{K}$$

$$\longrightarrow \boxed{T_2 = 3327^\circ\text{K}}$$



Resumen

- Hemos definido las **ecuaciones de estado**.
- Definimos el concepto de **gas ideal**.
- Enunciamos la **Ley de gases ideales**. También definimos los **moles** y la **constante de gases ideales**.
- Próxima clase:
 - Factor de compresibilidad.