

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

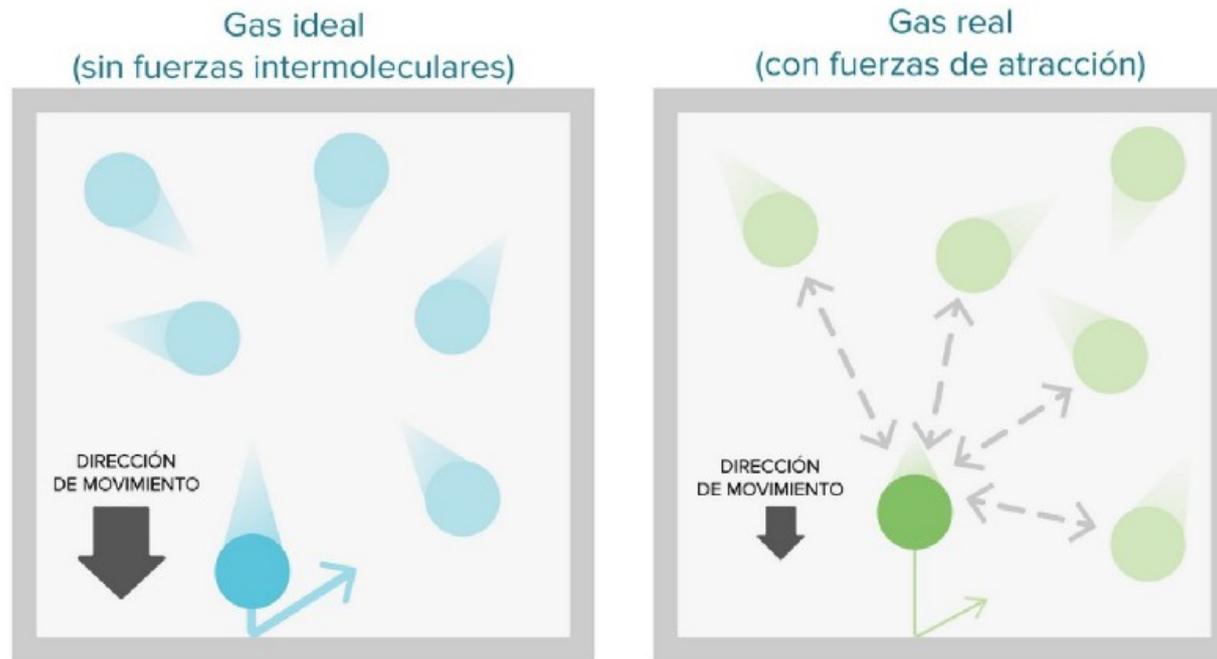
- La **ecuación de estado** más **simple y conocida** es la de un **gas ideal**.
- Sin embargo, la obtención de ecuaciones de estado es un tema importante en muchos sistemas físicos.
- Ejemplos:
  - Gases ideales cuánticos.
  - Gases ultrarelativistas.
  - Materia nuclear.

# 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

- 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**:

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

donde  $P$  es la presión,  $\nu$  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><math>R</math>, 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:

$N_a$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

$2N_a$  átomos de H

$N_a$  átomos de O

# Moles

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

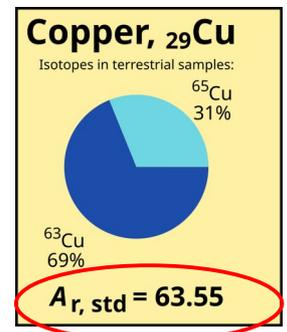
$$m = nM,$$

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  **$7.5 \times 10^{24}$  átomos** de Arsénico, el que tiene una **masa molar** de **74.9 gr/mol**.

# Ejemplo 1:

- Encuentre la **masa** de  **$7.5 \times 10^{24}$  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 <sub>2</sub> O	18.015	0.4615
Aire	—	28.97	0.2870
Alcohol etílico	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	46.07	0.1805
Alcohol metílico	CH <sub>3</sub> OH	32.042	0.2595
Amoníaco	NH <sub>3</sub>	17.03	0.4882
Argón	Ar	39.948	0.2081
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	78.115	0.1064
Bromo	Br <sub>2</sub>	159.808	0.0520
<i>n</i> -Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	58.124	0.1430
Cloro	Cl <sub>2</sub>	70.906	0.1173
Cloroformo	CHCl <sub>3</sub>	119.38	0.06964
Cloruro metílico	CH <sub>3</sub> Cl	50.488	0.1647
Criptón	Kr	83.80	0.09921
Diclorodifluorometano (R-12)	CCl <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	120.91	0.06876
Diclorofluorometano (R-21)	CHCl <sub>2</sub> F	102.92	0.08078
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	44.01	0.1889
Dióxido de sulfuro	SO <sub>2</sub>	64.063	0.1298
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	30.070	0.2765
Etileno	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	28.054	0.2964
Helio	He	4.003	2.0769
<i>n</i> -Hexano	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	86.179	0.09647
Hidrógeno (normal)	H <sub>2</sub>	2.016	4.1240
Metano	CH <sub>4</sub>	16.043	0.5182
Monóxido de carbono	CO	28.011	0.2968
Neón	Ne	20.183	0.4119
Nitrógeno	N <sub>2</sub>	28.013	0.2968
Óxido nitroso	N <sub>2</sub> O	44.013	0.1889
Oxígeno	O <sub>2</sub>	31.999	0.2598
Propano	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	44.097	0.1885
Propileno	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	42.081	0.1976
Tetracloruro de carbono	CCl <sub>4</sub>	153.82	0.05405
Tetrafluoroetano (R-134a)	CF <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> F	102.03	0.08149
Triclorofluorometano (R-11)	CCl <sub>3</sub> 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.

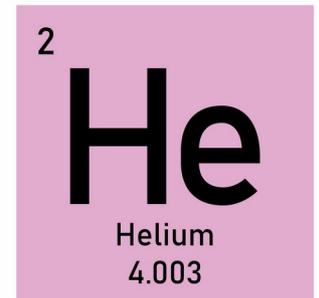
- También se puede escribir como

$$PV = mRT.$$

- 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:

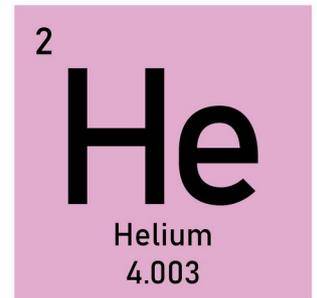
$$n = \frac{PV}{R_u T} = \frac{200000 \text{ Pa } 381 \text{ m}^3}{(273 + 27)^\circ\text{K } 8314.47 \text{ J/kmol K}}$$

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

Finalmente, la masa:

$$m = nM$$
$$= 30.6 \times 10^3 \text{ mol} \times 4.003 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

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



# Ley de los gases ideales

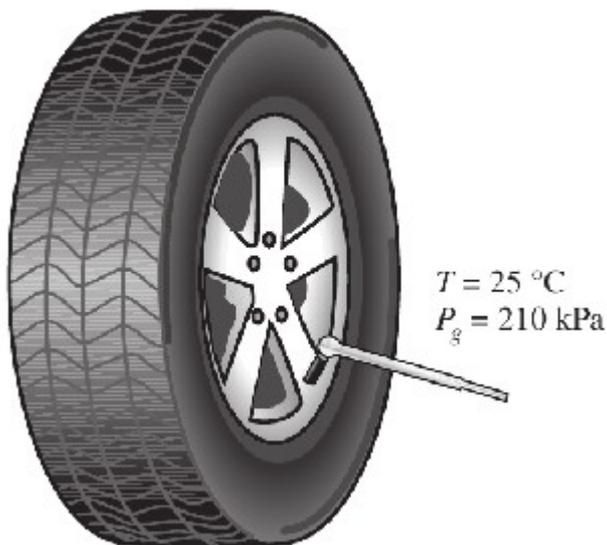
- Al trabajar con un gas ideal con **masa fija**, podemos relacionar dos estados mediante:

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

- 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:

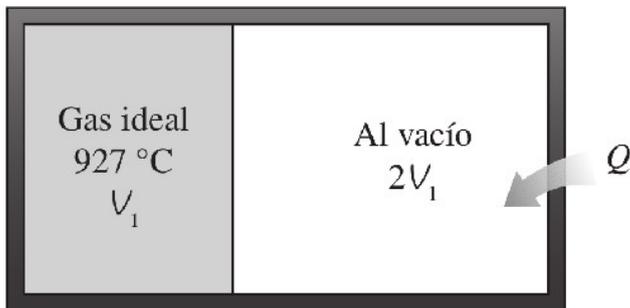
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \xrightarrow{V_1 = V_2} \quad T_2 = T_1 \frac{P_2}{P_1}$$
$$= (25 + 273) \text{ °K} \frac{315}{305}$$
$$= 307.8 \text{ °K}$$

$$\rightarrow \boxed{T_2 = 34.8 \text{ °C}}$$



## 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:

$$P_1 = P_2$$

$$V_2 = 3V_1$$

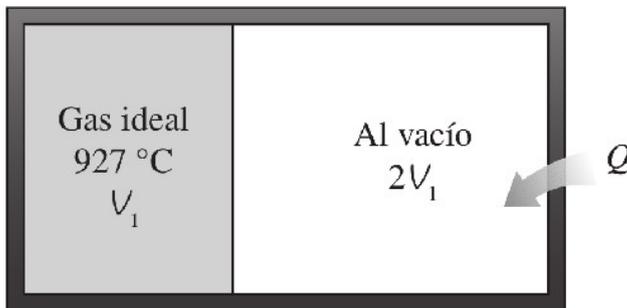
Entonces:

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

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

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

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



# 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.