



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

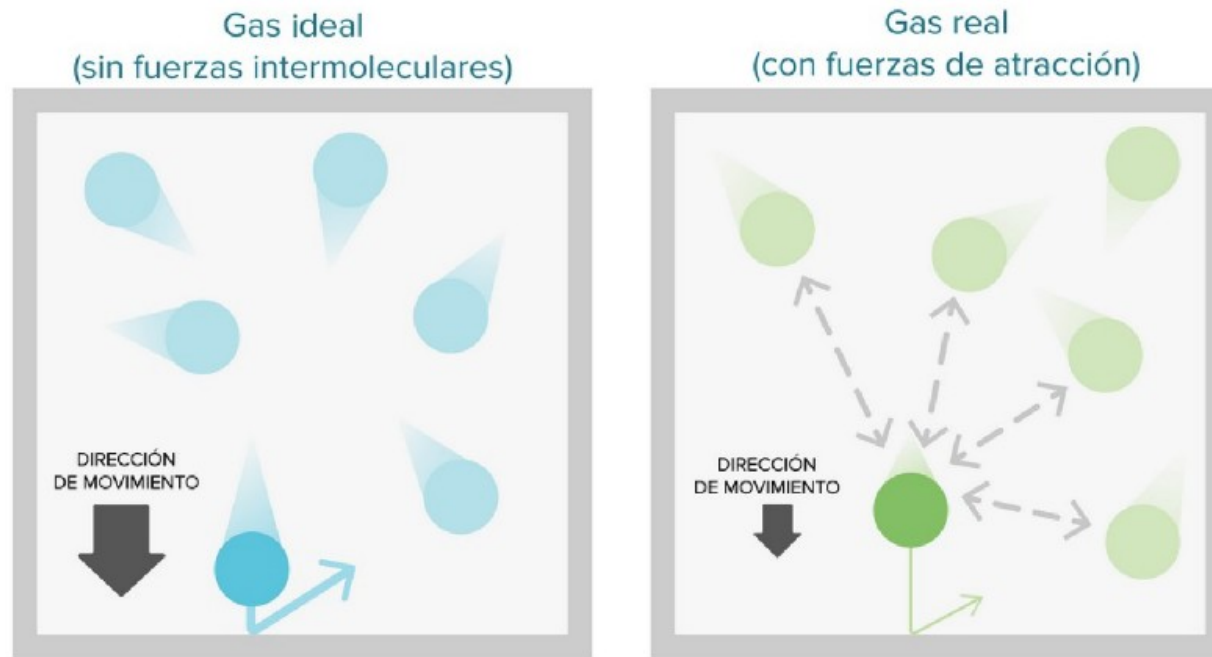
- La **ecuación de estado** más **simple** y **conocida** es la de un **gas ideal**.
- Sin embargo, la obtención de ecuaciones de estado es un tema importante en muchos sistemas físicos.
- Ejemplos:
 - Gases ideales cuánticos.
 - Gases ultrarelativistas.
 - Materia nuclear.

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:

N_a moléculas de H_2O

$2N_a$ 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:

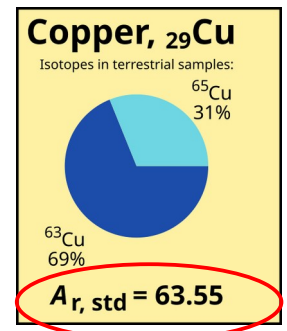
$$m = nM,$$

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 7.5×10^{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.

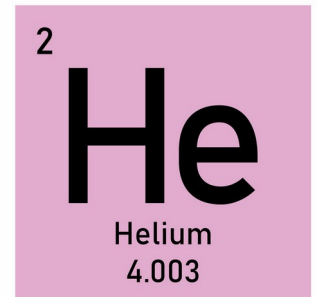
- También se puede escribir como

$$PV = mRT.$$

- 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:

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

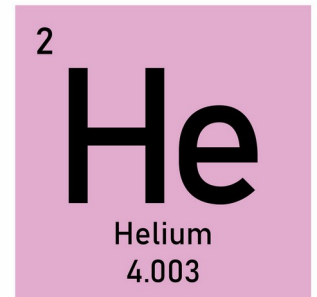
Por ser un gas ideal, el número de moles:

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

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

Finalmente, la masa:

$$\begin{aligned} m &= nM \\ &= 30.6 \times 10^3 \text{ mol} \times 4.003 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} \\ &\longrightarrow \boxed{m = 122.5 \text{ kg}} \end{aligned}$$



Ley de los gases ideales

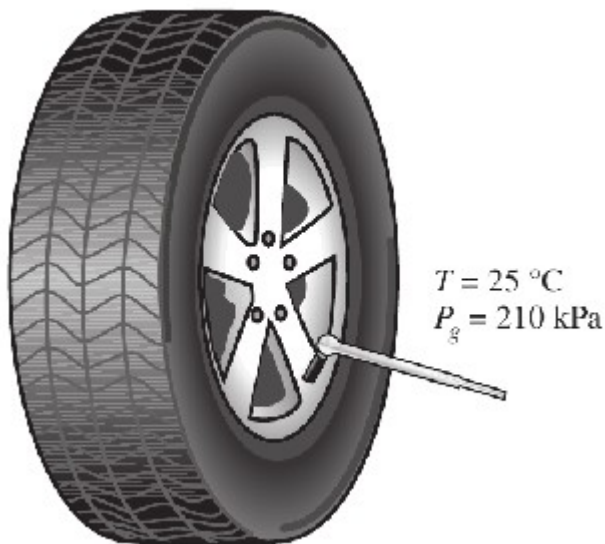
- Al trabajar con un gas ideal con **masa fija**, podemos relacionar dos estados mediante:

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

- 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:

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

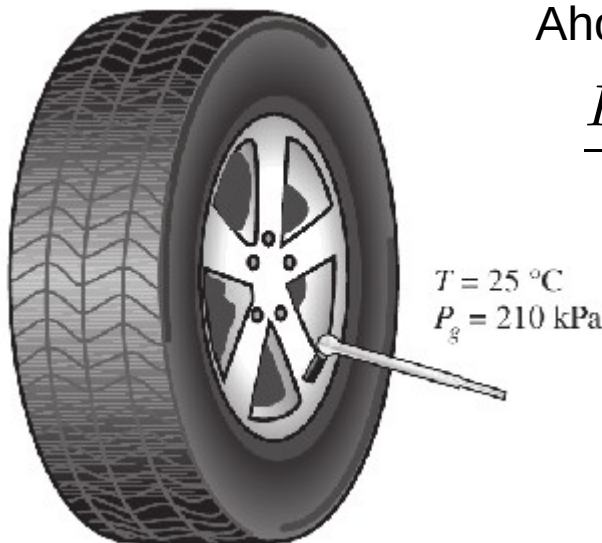
$$P_2 = P_{\text{man},2} + P_{\text{atm}} = 220 \text{ kPa} + 95 \text{ kPa} = 315 \text{ kPa}$$

Ahora utilizamos:

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

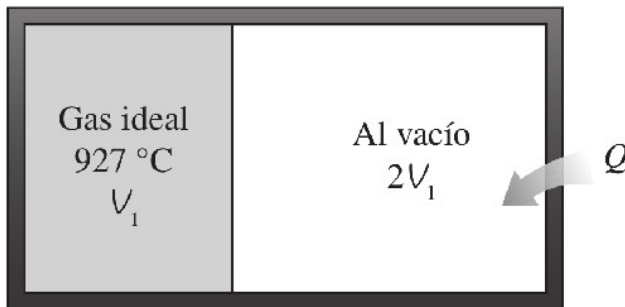
$$\begin{aligned} \xrightarrow{V_1 = V_2} T_2 &= T_1 \frac{P_2}{P_1} \\ &= (25 + 273)^\circ\text{K} \frac{315}{305} \\ &= 307.8^\circ\text{K} \end{aligned}$$

$$\longrightarrow T_2 = 34.8^\circ\text{C}$$



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:

$$P_1 = P_2$$

$$V_2 = 3V_1$$

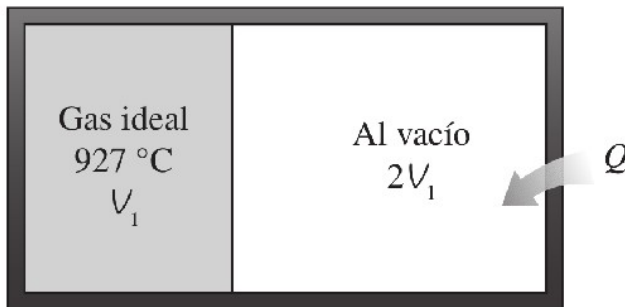
Entonces:

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

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

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

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



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.