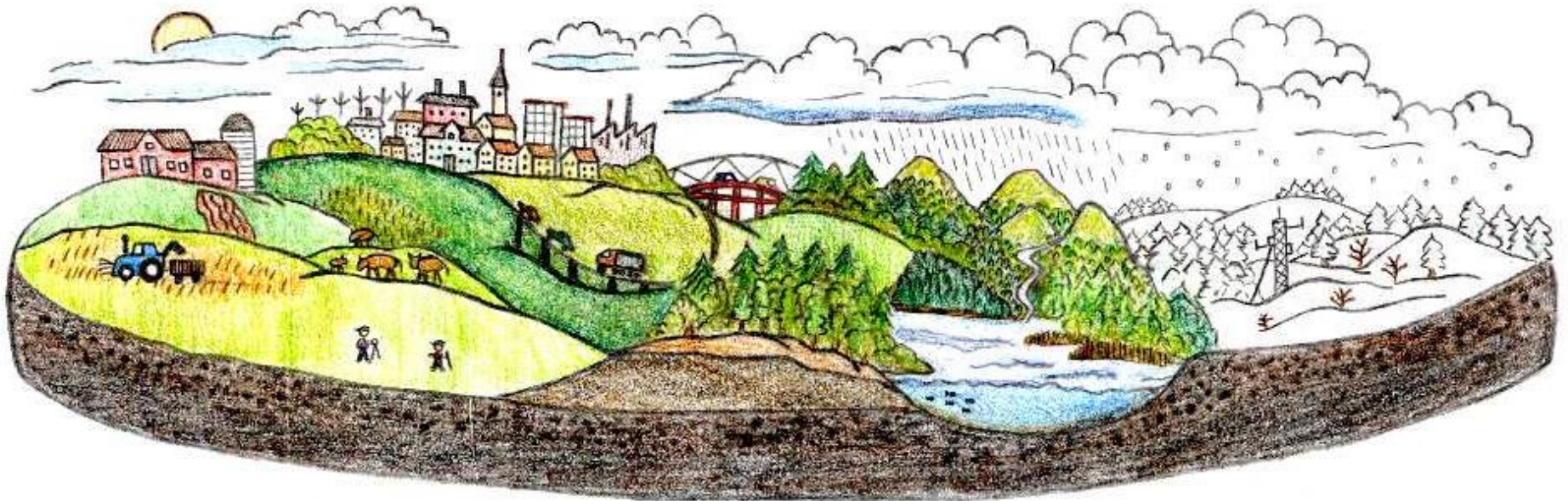


Bases Físicas del Medio Ambiente

Sistemas Termodinámicos



Programa

- **VII. SISTEMAS TERMODINÁMICOS. (1h)**
- Introducción. Sistema termodinámico. Estados de equilibrio. Procesos termodinámicos. Equilibrio termodinámico. Principio cero de la Termodinámica. Temperatura. Escala de temperaturas. Termómetros. Ecuación de estado: gas ideal, gas real. Interpretación cinética de la temperatura..



Programa

- **VII. SISTEMAS TERMODINÁMICOS. (1h)**
- **Introducción. Sistema termodinámico. Estados de equilibrio. Procesos termodinámicos. Equilibrio termodinámico. Principio cero de la Termodinámica. Temperatura. Escala de temperaturas. Termómetros. Ecuación de estado: gas ideal, gas real. Interpretación cinética de la temperatura..**



¿Qué es calor/frío?

- Un "club oso ártico": la gente nada debajo del hielo
 - Su reacción no nos sorprende
 - Claro, el agua está fría, pero
 - ¿Qué significa esto? (Baja T)
 - ¿Más fría que el aire?
- En este tema, vamos a establecer la base para poder estudiar los intercambios de calor, entre sistema y medioambiente



Otras preguntas de interés

- ¿Por qué puedo?
 - meter mi mano en un horno a 210°C , y
 - Sacar un trocito de papel de plata (a 210°C)
- ¿Están caliente (aire, papel de plata)?
- ¿Cuál es la propiedad determinante?
- Si mezclamos
 - 90 kg de agua a 10°C con
 - 10 kg de agua a 0°C
 - ¿Qué temperatura tendrá la mezcla?
 - Si los 10 kg (a 0°C) son de hierro, ¿cambia el resultado?



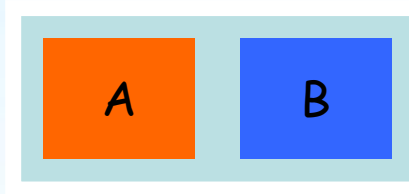
Sistema termodinámico

- Sistema - cualquier objeto (grupo de moléculas) que queremos estudiar
 - El grupo de moléculas tiene que ser "grande", y así estudiamos sus propiedades macroscópicas (propiedades de estado, como la masa, la temperatura, la presión, etc.)
 - Propiedades microscópicas - sujeto de la teoría cinética (en detalle: fuera del propósito de esta asignatura)
- Medioambiente - todo lo que no incluye el sistema, pero normalmente limitado a las cosas cercanas, capaces de influir en sus propiedades (térmicas)



¿Cómo cuantificar calor/frío?

- Para entender el concepto de la temperatura (T), dos conceptos:
 - Contacto térmico: dos objetos en un contenedor aislado (vacío)
 - Si tienen T's distintas, pueden intercambiar energía (sin tocarse)
 - Luego, veremos los procesos distintos para intercambio de calor/energía



- **Equilibrio térmico:** Dos objetos en contacto térmico, pero no hay ningún intercambio de calor
 - Se dice que dos cuerpos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí ($T_a = T_b$)
 - Si $T_a = T_b$, y $T_b = T_c$, entonces $T_a = T_c$

Principio Cero de la Termodinámica



Programa

- **VII. SISTEMAS TERMODINÁMICOS. (1h)**
- Introducción. Sistema termodinámico. Estados de equilibrio. Procesos termodinámicos. Equilibrio termodinámico. Principio cero de la Termodinámica. Temperatura. **Escala de temperaturas.** **Termómetros.** Ecuación de estado: gas ideal, gas real. Interpretación cinética de la temperatura..



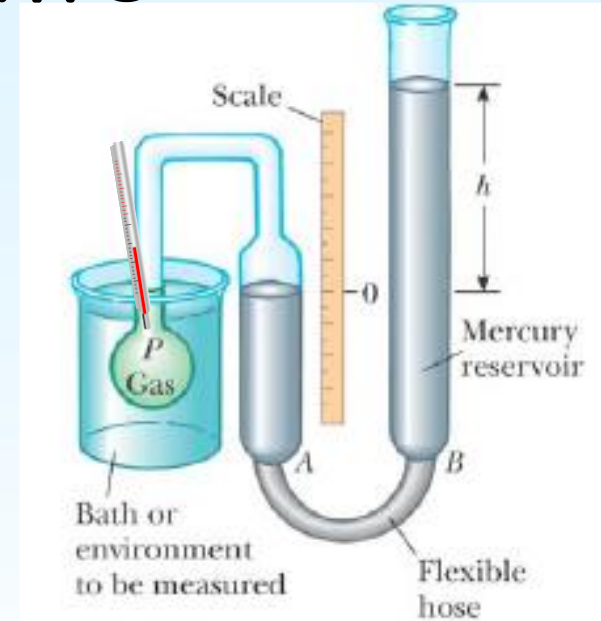
Termómetros y Unidades de la Temperatura

- Propiedades de materias, expansión térmica
 - Santorio Santorio (1561 - 1636) "termoscopio" (de aire)
 - Galileo Galilei (1564 - 1642) - termómetro de agua
 - Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736; Alemán)
 - 1709 termómetro de alcohol
 - 1714 termómetro de mercurio
 - Cosas típicas del siglo XVIII
 - Frío : T de hielo derritiéndose en una solución de sal = 0°F
 - T de hielo derritiéndose en agua = 32°F
 - Incrementos que se doblan conforme crecen (para conseguir precisión)
 - T de una persona (sobaco de su mujer) = 96°F
 - Luego (otras personas): agua herviente = 212°F
- Anders Celsius (1701-1744; Sueco): 1742 escala centígrado



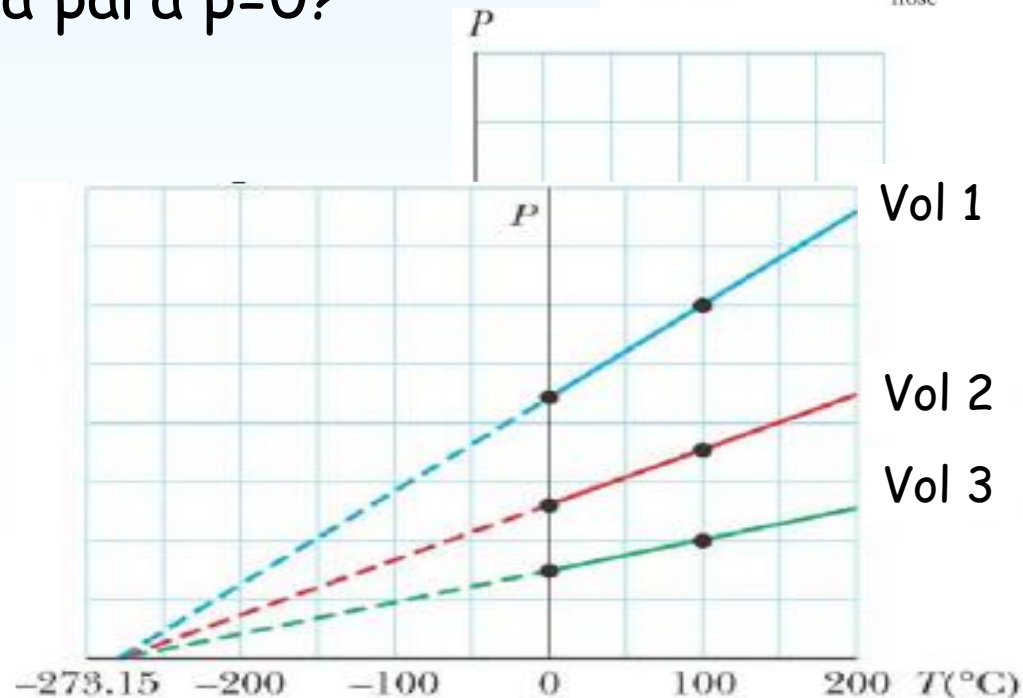
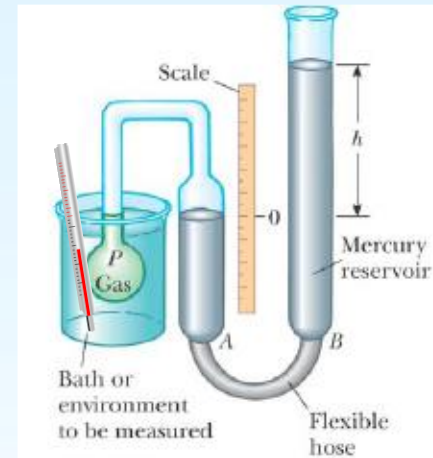
Termómetro de gas a volumen constante

- Principio físico: para volumen cte, $p \propto T$ (lo abordamos hoy)
- Entonces: medir el estado del gas
 - $p_{\text{gas}} = p_{\text{atm}} + \rho gh$
 - T (termómetro)
- Al subir la temperatura, el gas se expandiona
- Subiendo el tubo a la derecha, podemos mantener cte el volumen de gas



Termómetro de gas a volumen constante

- Volumen cte, proporcionalidad : $p = kT$
- Calibración: medir p , T para dos puntos
 - Agua herviendo
 - Agua derritiéndose
- Extrapolación: ¿qué pasa para $p=0$?
 - Temperatura absoluta
 - La escala de Kelvin
 - La unidad S.I. de la T
 - $T = 0 \text{ K} = -273.15^\circ\text{C}$



Programa

- **VII. SISTEMAS TERMODINÁMICOS. (1h)**
- Introducción. Sistema termodinámico. Estados de equilibrio. Procesos termodinámicos. Equilibrio termodinámico. Principio cero de la Termodinámica. Temperatura. Escala de temperaturas. Termómetros. **Ecuación de estado: gas ideal, gas real.**
Interpretación cinética de la temperatura.



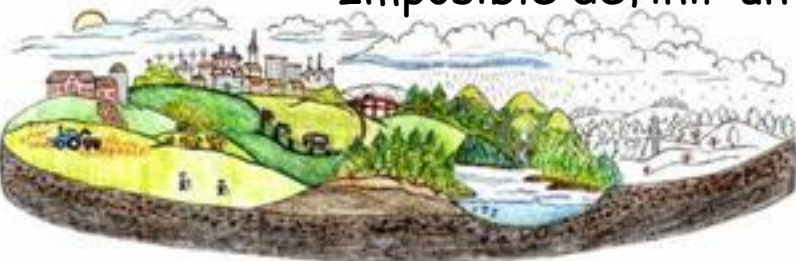
Expansión/Compresión

- Los termómetros aprovechan la relación general* entre volumen y temperatura

$$\Delta V = \beta V_i \Delta T$$

Cambio de volumen Coeficiente de expansión Volumen inicial Cambio de temperatura

- $\beta = f(F_{\text{intermoleculares}})$; propiedad de la materia
- ***Excepciones:**
 - Agua fría: (menos denso cerca de 0°C; congelación superficial)
 - **Gases:**
 - Se pueden despreciar las $F_{\text{intermoleculares}}$
 - Imposible definir un V_i para una T dada (fallo de Santorio Santorio)

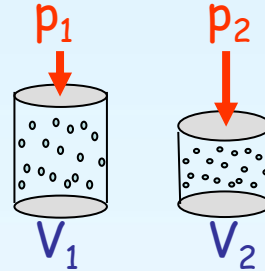


Requieren un estudio especial

Historia - estudio de gases

- Robert Boyle (1627-1691)

- Para T cte



- Guillaume Amontons (1663-1705)

- Para V cte

- Jacques Charles (1746-1823)

- Para p cte

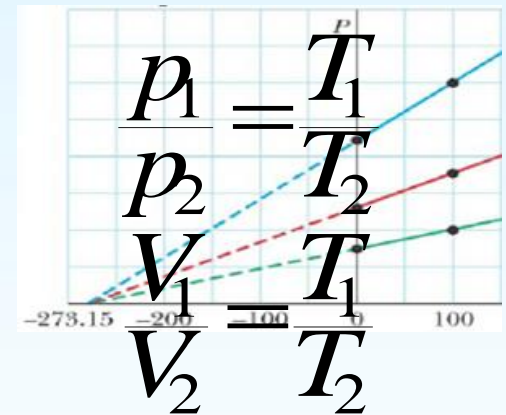


- Amedeo Avogadro (1776-1856)

- Para condiciones estándar ($T=0^{\circ}\text{C}$; $p=1013\text{mb}$)

- 22.4 litros de (GAS) contienen $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$



1 mol

Tardaron décadas en reconocer que Avogadro tenía razón. Entonces, lo que suceda era evidente (sin autor)



La ley de gases **ideales**

- Agrupando las leyes anteriores:

$$pV = nRT$$

p - presión (Pa) **iNo vale en mb!**

V - volumen (m^3)

n - cantidad de moléculas (moles)

$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ constante **universal**

T - temperatura (K) **iNo vale en °C!**

Universal: La experimentación demuestra que, para $p \rightarrow 0$, $(nT/V) \rightarrow R$ para cualquier gas

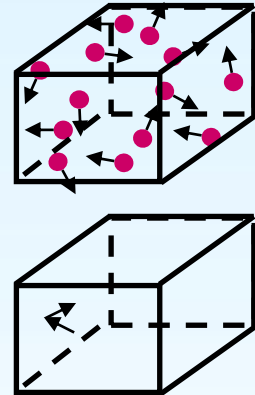
Ideal:

colisiones elásticas
moléculas de 0 volumen
(presiones no altas)



Dejamos el punto de vista macroscópica, para confirmar...

- Consideramos un cubo imaginario con paredes
- Contiene N moléculas, con masa m y velocidad v
- Consideramos la colisión de una molécula con una pared
 - Examinamos solo la dirección x (para empezar)
 - El cambio de momento es $\Delta(mv) = mv_x^{\text{final}} - (-mv_x^{\text{inicial}}) = 2mv_x$
 - El tiempo (Δt) entre colisiones de esta molécula depende en
 - La longitud (l) del cubo (dos veces) y
 - La velocidad de la molécula
 - La fuerza neta en la pared debida a esta molécula es (Newton)



$$F = \frac{\Delta(mv)}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{2l/v_x} = \frac{mv_x^2}{l} \quad (\text{kg m s}^{-2})$$

Si colisiona con otra molécula en el pasaje entre paredes, el momento total se conserva; ningún efecto neto cuando sumemos (luego) sobre las N moléculas

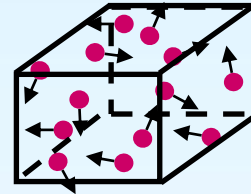


Desde la 1° Ley de Newton

$F = \frac{mv_x^2}{l}$ Hasta la Velocidad promedio

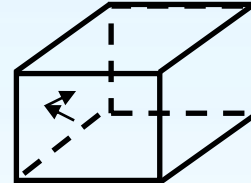
- La fuerza neta en la pared debida todas las N moléculas es

$$F = \frac{m}{l} (v_{x1}^2 + v_{x2}^2 + \dots + v_{xN}^2)$$



- Ahora, si definimos el promedio de la velocidad cuadrada:

$$\overline{v_x^2} \equiv \frac{1}{N} (v_{x1}^2 + v_{x2}^2 + \dots + v_{xN}^2)$$



- Tenemos: $F = \frac{m}{l} N \overline{v_x^2}$

- Suposición de isotropía:

$$\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2}$$

$$F = \frac{m}{l} N \frac{\overline{v^2}}{3}$$

Fuerza en una pared

Promedio de la velocidad cuadrada



Normalizando por la superficie (A)

- La fuerza neta en cada pared se relaciona con el promedio de la velocidad cuadrada de las N moléculas

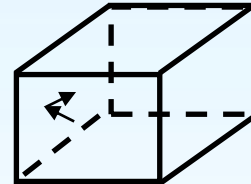
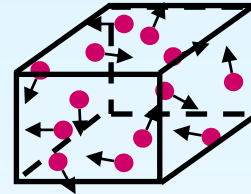
$$F = \frac{m}{l} N \frac{\bar{v}^2}{3}$$

- Si la fuerza se distribuye por la superficie A de la pared:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m}{Al} N \frac{\bar{v}^2}{3} = \frac{m}{V} N \frac{\bar{v}^2}{3}$$

$$PV = Nm \frac{\bar{v}^2}{3}$$

$$PV = \frac{2}{3} N \left(\frac{1}{2} m \bar{v}^2 \right)$$

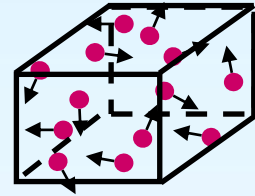


Promedio de la energía cinética (traslacional) de cada molécula

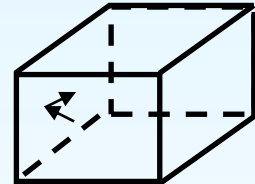


La interpretación cinética de la temperatura

- El producto presión-volumen $PV = \frac{2}{3} N \left(\frac{1}{2} m \bar{v}^2 \right)$



- Nos acordamos de la ley de gases: $PV = nR T$
 $PV = \frac{N}{N_A} R T$



$$PV = N \frac{R}{N_A} T$$

$$PV = N k T$$

- k - la constante de Boltzmann
- $k = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Igualando expresiones para PV

$$\frac{3}{2} k T = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$$

La temperatura como una medida de la energía cinética molecular



Conceptos/Ecuaciones a Dominar

- Principio Cero de la Termodinámica
 - Equilibrio Térmico
 - Si $T_a = T_b$, y $T_b = T_c$, entonces $T_a = T_c$
- Temperatura absoluta; la escala de Kelvin
- Expansión de materiales $\Delta V = \beta V_i \Delta T$
- La Ley de Gases $pV = nRT$
- La temperatura mide la energía cinética molecular

$$\frac{3}{2}kT = \frac{1}{2}m\bar{v}^2$$



Fin

