Clase 4

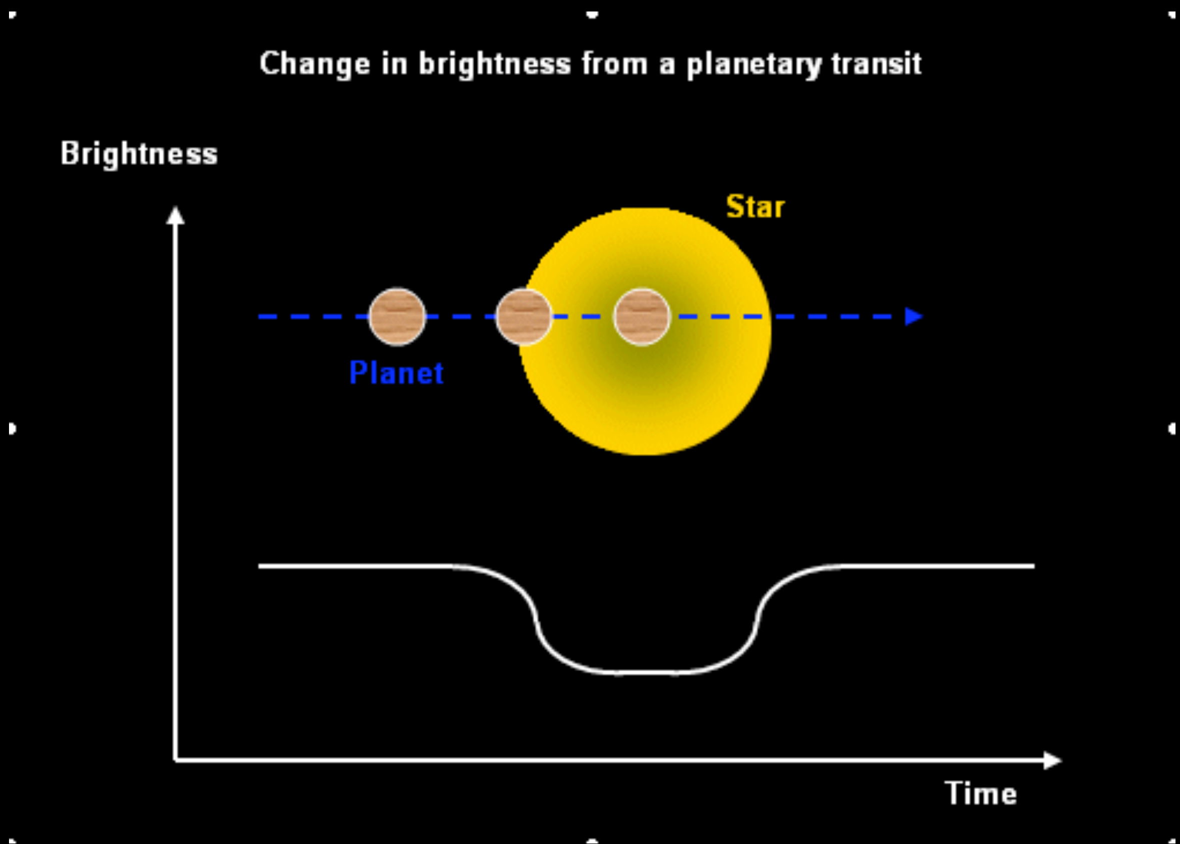
31/01/2013

Lecturas 19-1 a 19-5

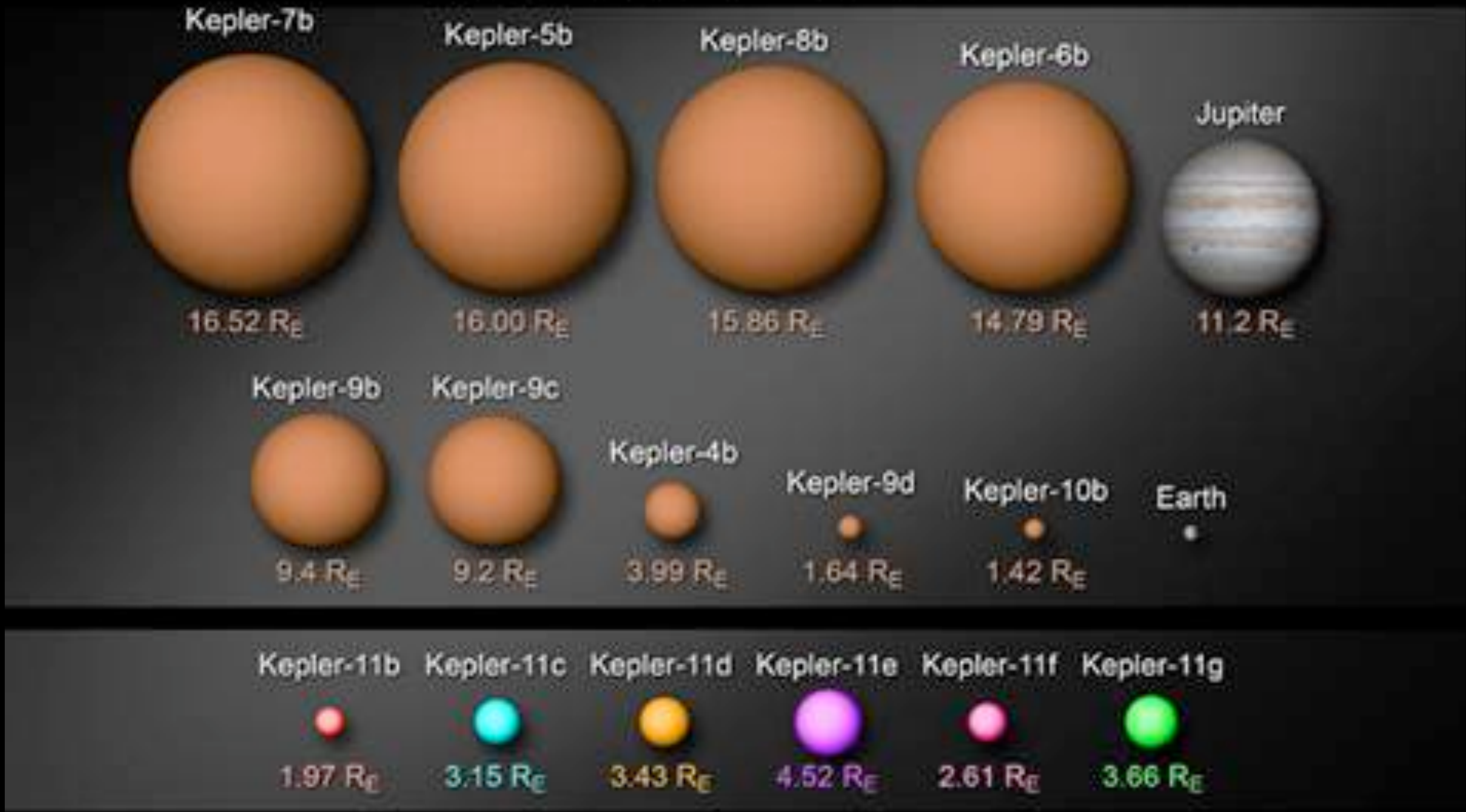

Super Tierra
4.5 veces la masa de la Tierra, a 22 años luz de distancia

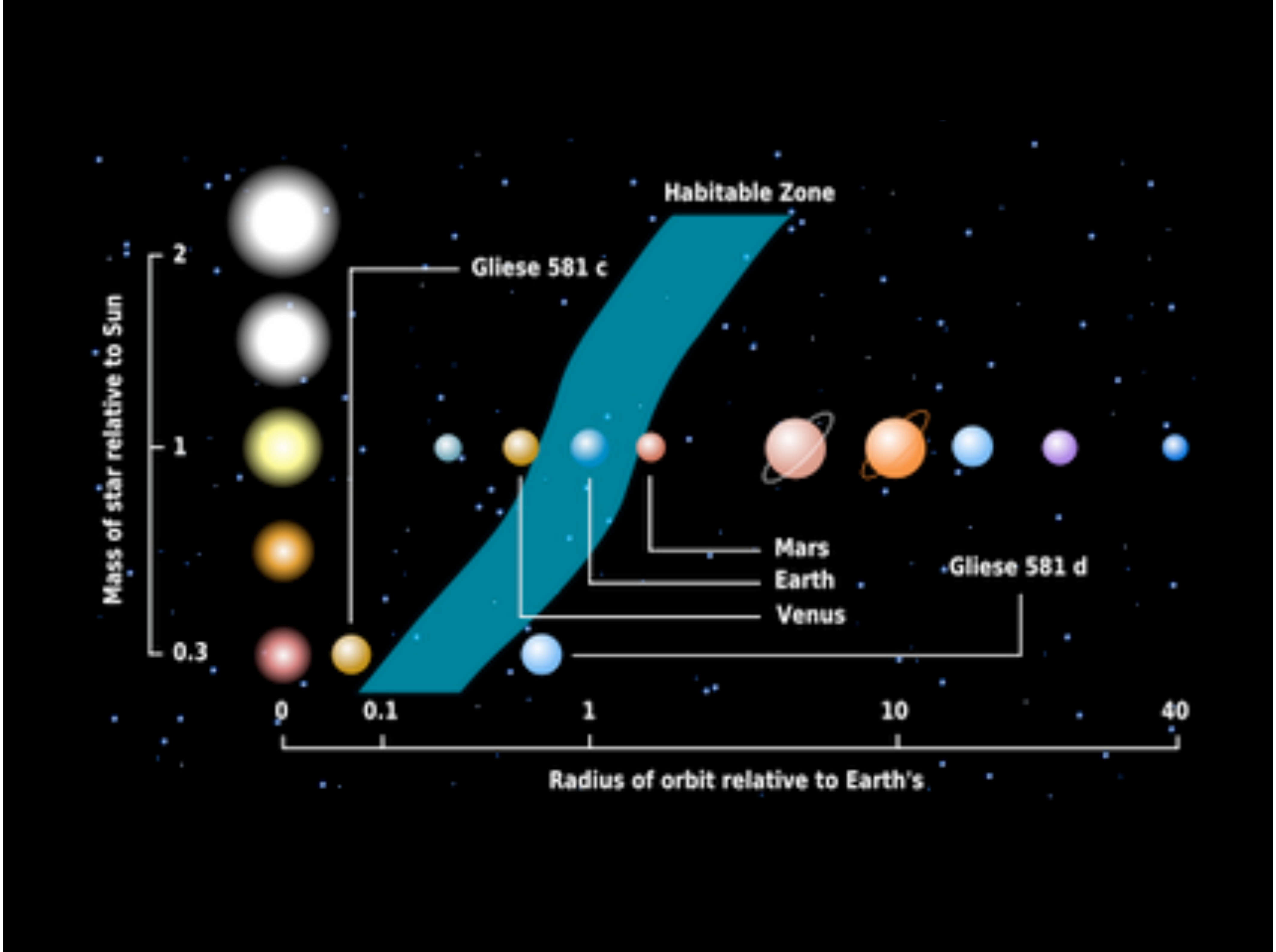
Planetas Extrasolares

1995: Se descubre el primer planeta extrasolar
2011: Se han descubierto 567 sistemas planetarios



Planet Sizes




Habitable Zone
Gliese 581 c
Mass of star relative to Sun
2
1
0.3
Mars
Earth
Venus
Gliese 581 d
0
0.1
1
10
40
Radius of orbit relative to Earth's

Ecuación de Drake

$$N = R^* \cdot f_p \cdot n_e \cdot f_l \cdot f_i \cdot f_c \cdot L$$

Donde N representa el número de civilizaciones que podrían comunicarse en nuestra galaxia, la Vía Láct

- R^* es el ritmo anual de formación de estrellas "adecuadas" en la galaxia.
- f_p es la fracción de estrellas que tienen planetas en su órbita.
- n_e es el número de esos planetas orbitando dentro de la ecosfera de la estrella (las órbitas cuya distar tan lejana como para ser demasiado frías para poder albergar vida).
- f_l es la fracción de esos planetas dentro de la ecosfera en los que la vida se ha desarrollado.
- f_i es la fracción de esos planetas en los que la vida inteligente se ha desarrollado.
- f_c es la fracción de esos planetas donde la vida inteligente ha desarrollado una tecnología e intenta cc
- L es el lapso, medido en años, durante el que una civilización inteligente y comunicativa puede existir

N = 10 × 0.5 × 2 × 1 × 0.01 × 0.01 × 10,000

N = 10 posibles civilizaciones detectables.

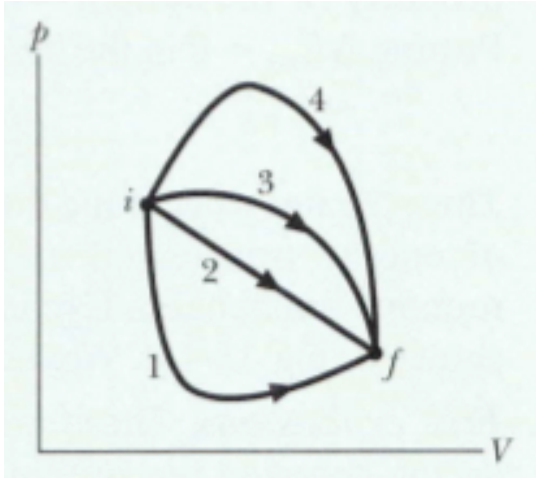
SETI

HEMOS VISTO ...

Primera Ley de la Termodinámica

$$\Delta E_{\text{int}} = E_{\text{int},f} - E_{\text{int},i} = Q - W$$

Solo depende de los estados inicial y final del sistema y no de latrayectoria

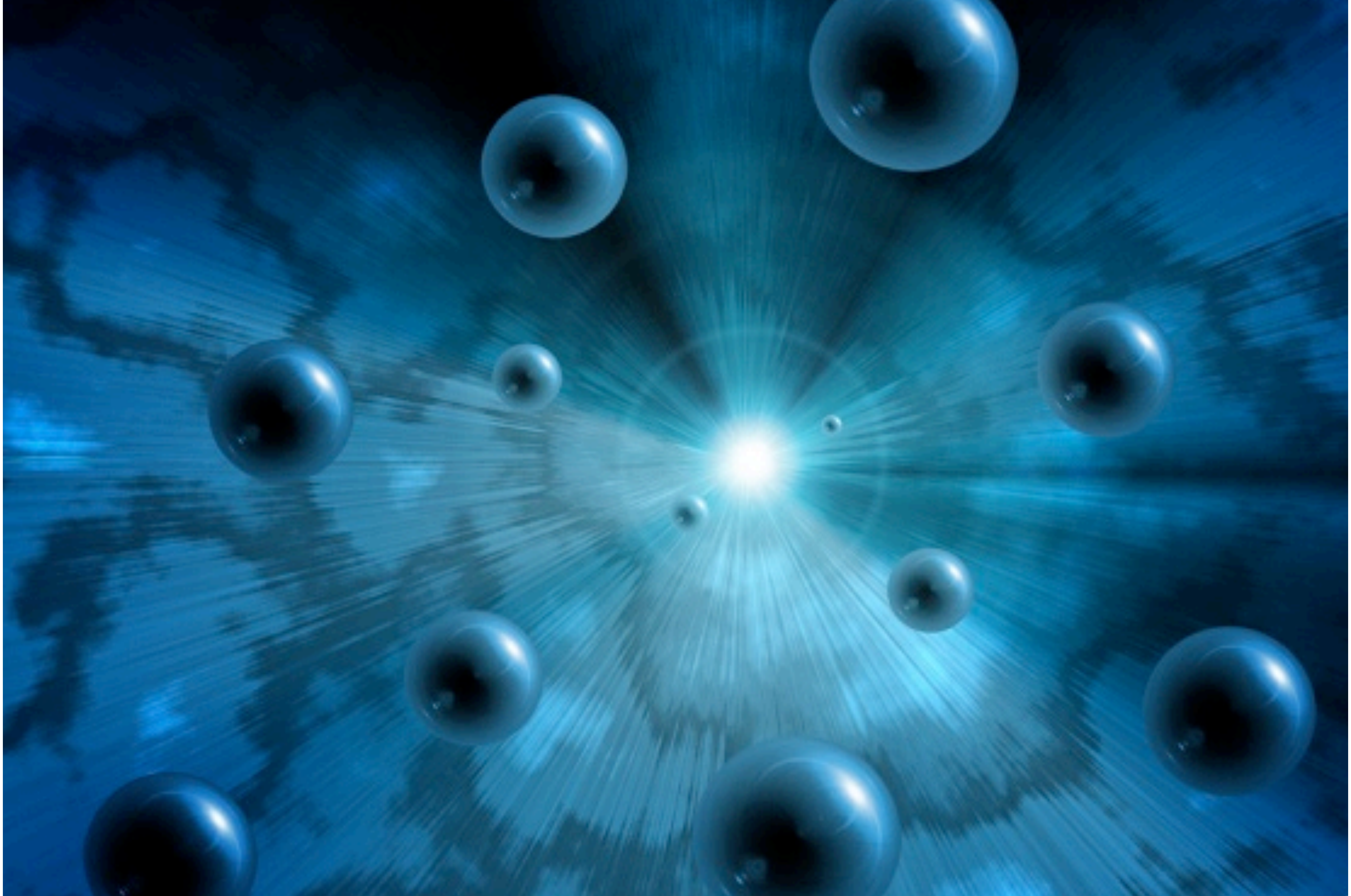


$$dE_{\text{int}} = dQ - dW$$

La energía interna de un sistema tiende a incrementar si se adiciona energía en forma de calor y tiene a disminuir si la energia se pierde en forma de trabajo hecho por el sistema.

Process	Restriction	Consequence
Adiabatic	$Q = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = -W$
Constant volume	$W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = Q$
Closed cycle	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = W$
Free expansion	$Q = W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = 0$

Teoría Cinética de los gases



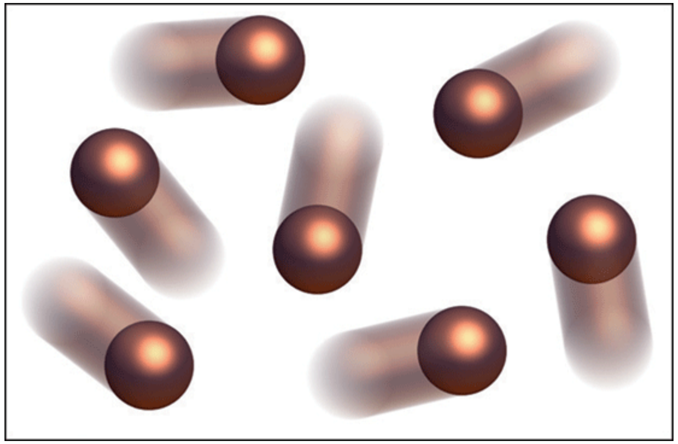
Termodinámica → Física de los gases

↑

Volúmen
Presión
Temperatura

↑

Movimiento de los átomos



Volúmen: Resultado de la libertad de los átomos para desplazarse dentro de un recipiente

Presión: Producto de las colisiones de los átomos con las paredes del recipiente.

Temperatura: Relacionada con la energía cinética de los átomos.

Qué cantidad de gas está presente en una muestra ?

Número de Avogadro

1776-1856

Un mol es el número de átomos en
una muestra de 12 g de Carbono 12

Número de átomos en 1 mol

$$N_A = 6.022\ 141\ 79(30) \times 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$$

Número de moles contenido en una muestra de cualquier sustancia es igual a la razón entre el número de moléculas N de la muestra y el número de moléculas N_A en 1 mol.

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

m = masa molecular

M_{sam} = masa de la muestra

$$n = \frac{M_{sam}}{M} = \frac{M_{sam}}{mN_A}.$$

$$M = mN_A.$$

Gases ideales

Si confinamos muestras de 1 mol de varios gases en cajas de volúmen idéntico, y mantenemos los gases a igual temperatura,entonces su presión será aproximadamente la misma.

Si la densidad de los gases se va disminuyendo entonces las diferencias en la medida de la presión tienden a desaparecer.

A densidades suficientemente bajas, los gases reales tienden a obedecer la ley de los gases ideales.

$$pV = nRT$$

Presión absoluta
Volúmen
número de moles
Constante de los gases
Temperatura K

$$R = 8.31 \text{ J/mol} \cdot \text{K.}$$

Constante de Boltzmann

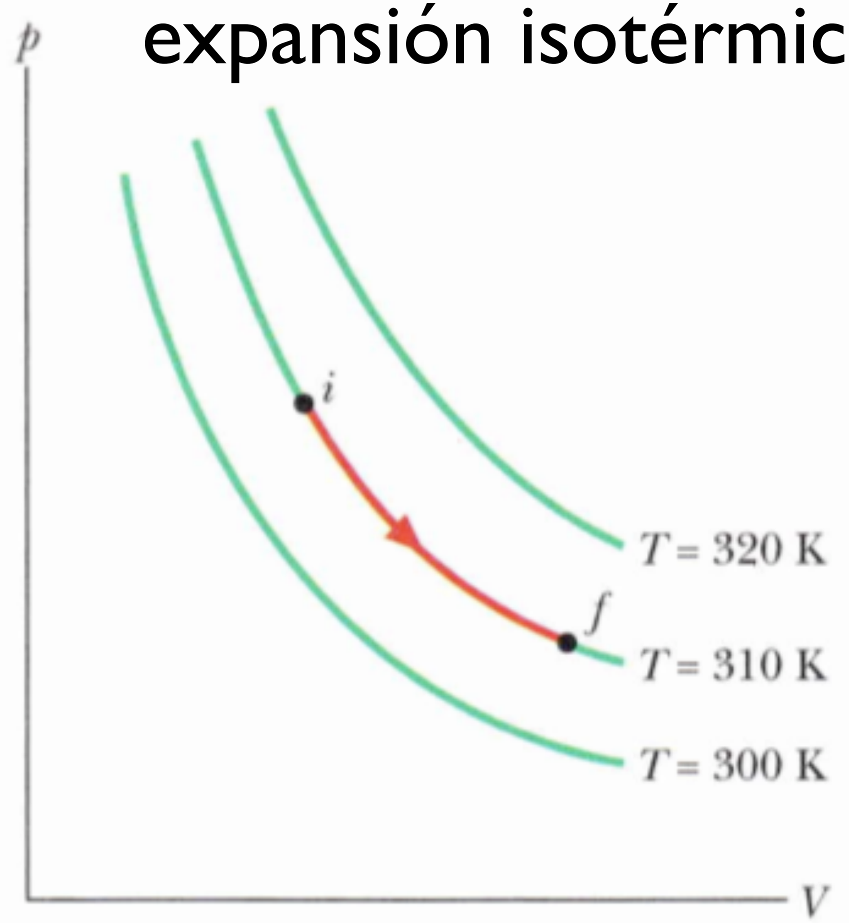
$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.31\ \text{J/mol}\cdot\text{K}}{6.02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}} = 1.38 \times 10^{-23}\ \text{J/K}.$$

$$n = \frac{N}{N_A}. \quad \Rightarrow \quad nR = Nk.$$

$$\Rightarrow \quad pV = NkT$$

Trabajo hecho por un gas ideal a temperatura constante

expansión isotérmica



$$p = nRT\frac{1}{V} = (\text{a constant})\frac{1}{V}.$$

$$W = \int_{V_i}^{V_f} p\, dV.$$

$$W = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V}\, dV.$$

$$W = nRT\int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT\Big[\ln V\Big]_{V_i}^{V_f}.$$

$$W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Trabajo hecho por un gas ideal a volúmen, y presión constante

$$W = 0$$

Volúmen constante

$$W = \int_{V_i}^{V_f} p\, dV.$$

Presión constante

$$W = p(V_f - V_i) = p\,\Delta V$$

	a	b	c	d	e
p	12	6	5	4	1
V	1	2	7	3	12

$$pV = nRT$$

Ejercicio

A cylinder contains 12 L of oxygen at 20°C and 15 atm. The temperature is raised to 35°C, and the volume is reduced to 8.5 L. What is the final pressure of the gas in atmospheres? Assume that the gas is ideal.

Ejercicio

A cylinder contains 12 L of oxygen at 20°C and 15 atm. The temperature is raised to 35°C, and the volume is reduced to 8.5 L. What is the final pressure of the gas in atmospheres? Assume that the gas is ideal.

$$p_i V_i = nRT_i \qquad\qquad p_f V_f = nRT_f.$$

$$p_f = \frac{p_i T_f V_i}{T_i V_f}.$$

$$T_i = (273 + 20)\ \text{K} = 293\ \text{K}$$
$$T_f = (273 + 35)\ \text{K} = 308\ \text{K}.$$

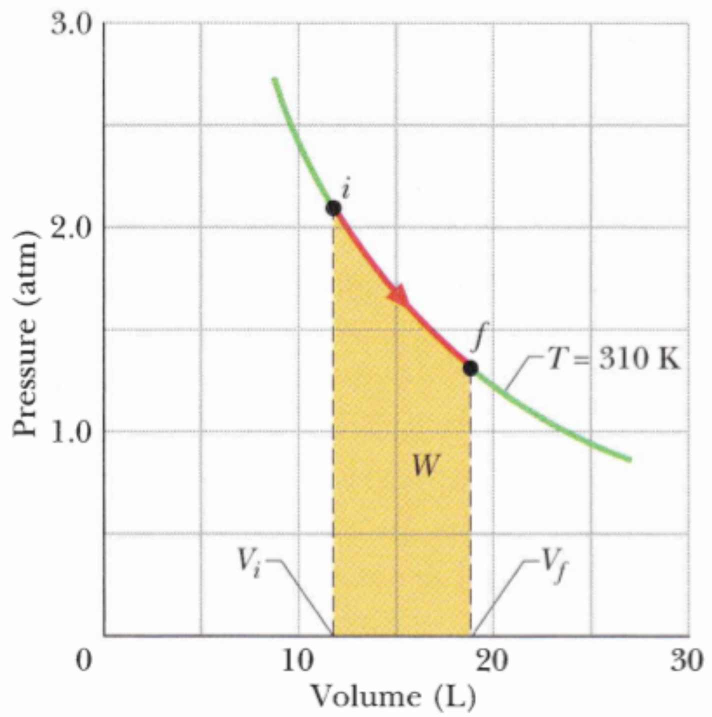
$$p_f = \frac{(15\ \text{atm})(308\ \text{K})(12\ \text{L})}{(293\ \text{K})(8.5\ \text{L})} = 22\ \text{atm}.$$

Ejercicio

One mole of oxygen (assume it to be an ideal gas) expands at a constant temperature T of 310 K from an initial volume V_i of 12 L to a final volume V_f of 19 L. How much work is done by the gas during the expansion?

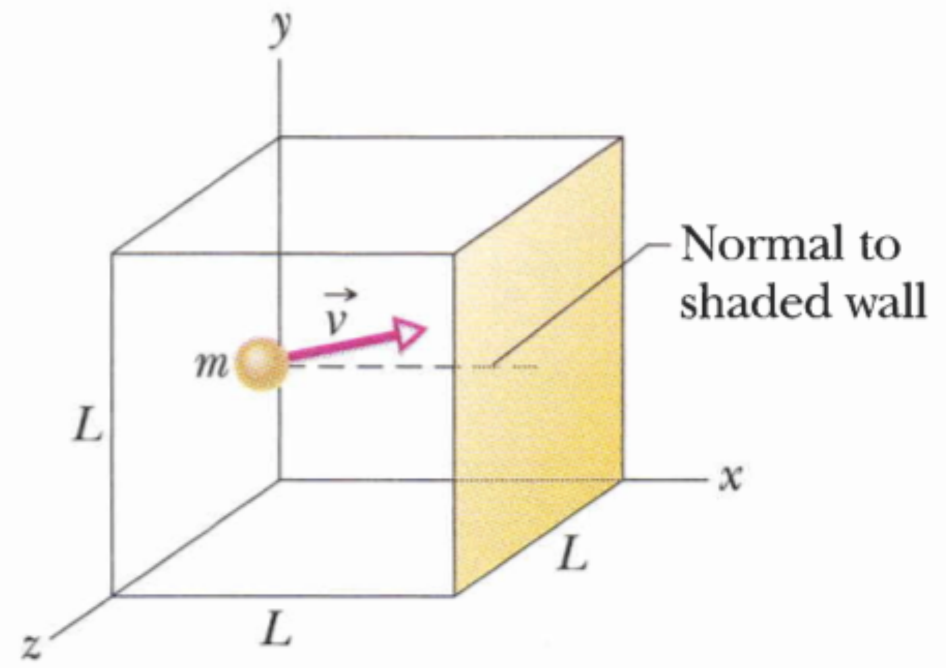
Ejercicio

One mole of oxygen (assume it to be an ideal gas) expands at a constant temperature T of 310 K from an initial volume V_i of 12 L to a final volume V_f of 19 L. How much work is done by the gas during the expansion?



$$
\begin{aligned}
W &= nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \\
&= (1\ \text{mol})(8.31\ \text{J/mol}\cdot\text{K})(310\ \text{K}) \ln \frac{19\ \text{L}}{12\ \text{L}} \\
&= 1180\ \text{J}. \qquad \text{(Answer)}
\end{aligned}
$$

Presión, Temperatura y velocidad RMS



Cambio de momento lineal

$$\Delta p_x = (-mv_x) - (mv_x) = -2mv_x.$$

Cambio de momento para la pared $+2mv_x$

Tiempo entre choques

$$\Delta t = 2L/v_x$$

$$\frac{\Delta p_x}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{2L/v_x} = \frac{mv_x^2}{L}.$$

$$(\vec{F} = d\vec{p}/dt)$$

Presión

$$p = \frac{F_x}{L^2} = \frac{mv_{x1}^2/L + mv_{x2}^2/L + \cdots + mv_{xN}^2/L}{L^2}$$

$$= \left(\frac{m}{L^3}\right)(v_{x1}^2 + v_{x2}^2 + \cdots + v_{xN}^2),$$

Número de moléculas $N = nN_A$, M=Masa molar

$$p = \frac{nmN_A}{L^3}(v_x^2)_{avg}. \qquad p = \frac{nM(v_x^2)_{avg}}{V}.$$

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2.$$

$$\overline{v_x^2} = \tfrac{1}{3} v^2.$$

$$p = \frac{nM(v_x^2)_{\text{avg}}}{V}.$$

$$p = \frac{nM(v^2)_{\text{avg}}}{3V}.$$

$$p = \frac{nMv_{\text{rms}}^2}{3V}.$$

Velocidad RMS

$$pV = nRT$$

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}.$$

Energía cinética traslacional

$$K_{avg} = (\tfrac{1}{2}mv^2)_{avg} = \tfrac{1}{2}m(v^2)_{avg} = \tfrac{1}{2}mv^2_{rms},$$

$$K_{avg} = (\tfrac{1}{2}m)\frac{3RT}{M}.$$

$$K_{avg} = \frac{3RT}{2N_A}.$$

$$(k = R/N_A)$$

$$K_{avg} = \tfrac{3}{2}kT.$$

A una temperatura dada T, las moléculas de un gas ideal, sin importar su masa, tienen la misma energía cinética traslacional. Cuando medimos la temperatura de un gas estamos midiendo la energía cinética traslacional de sus moléculas.