

TERMODINÂMICA

GASES IDEAIS



REVISÃO

- Na aula passada, vimos que

$$\Delta U = Q - W$$

na qual Q é o calor cedido ao sistema durante o processo e W é o trabalho realizado pelo sistema durante o processo.

REVISÃO

- Na aula passada, vimos que

$$\Delta U = Q - W$$

na qual Q é o calor cedido ao sistema durante o processo e W é o trabalho realizado pelo sistema durante o processo.

- W e Q **dependem** do processo!
- Variação de energia interna depende apenas do estado final e do estado inicial.

REVISÃO

- Na aula passada, vimos que

$$\Delta U = Q - W$$

na qual Q é o calor cedido ao sistema durante o processo e W é o trabalho realizado pelo sistema durante o processo.

- W e Q **dependem** do processo!
 - Variação de energia interna depende apenas do estado final e do estado inicial.
- Vimos que o trabalho das forças de pressão é dado por

$$W = \int P dV$$

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Muito cuidado deve ser tomado com a expressão

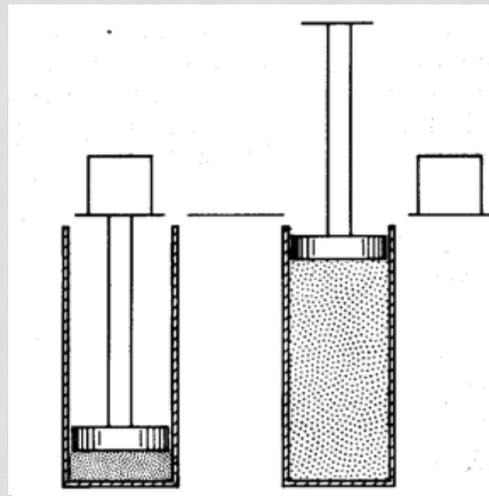
$$W = \int P dV$$

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Muito cuidado deve ser tomado com a expressão

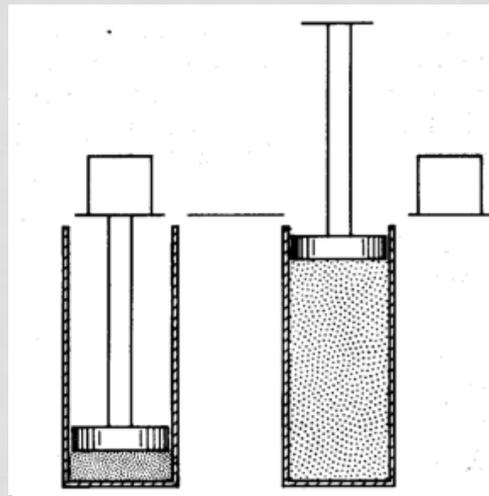
$$W = \int P dV$$

- Ela vale apenas para processos quase estáticos!
- **EXEMPLO:** Desejamos usar o trabalho realizado por um gás para levantar um bloco de massa m .



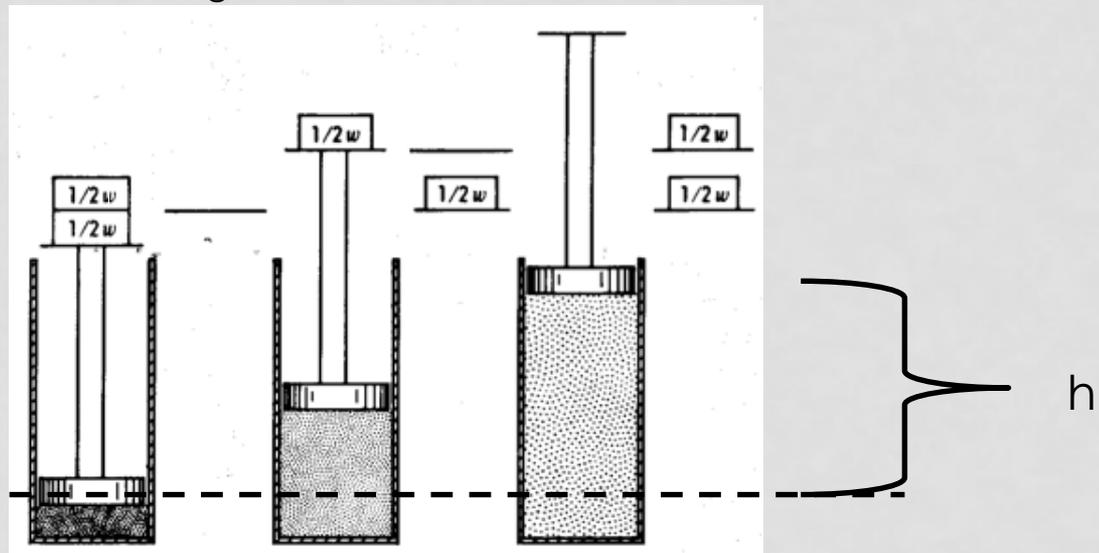
TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- A situação apresentada à esquerda é de equilíbrio. Como fazemos para o gás realizar trabalho e elevar o bloco?



TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- A situação apresentada à esquerda é de equilíbrio. Como fazemos para o gás realizar trabalho e elevar o bloco?
- Se nós retirarmos metade do peso do bloco, o pistão eleva metade do peso inicial, por metade da altura final que ele sobe sem o bloco. $W_{\text{gas}} = mgh/4!$



TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- E se em vez de retirarmos direto a segunda metade, nós retirarmos apenas 1/4?
 - $W_{\text{gas}} = mgh/4 + mgh/16$

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- E se em vez de retirarmos direto a segunda metade, nós retirarmos apenas $1/4$?
 - $W_{\text{gas}} = mgh/4 + mgh/16$
- Para fazermos o gás realizar o máximo de trabalho possível devemos retirar o mínimo de massa a cada passo! Em outras palavras, **o pistão precisa a cada passo reestabelecer o equilíbrio.**

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- E se em vez de retirarmos direto a segunda metade, nós retirarmos apenas 1/4?
 - $W_{\text{gas}} = mgh/4 + mgh/16$
- Para fazermos o gás realizar o máximo de trabalho possível devemos retirar o mínimo de massa a cada passo! Em outras palavras, **o pistão precisa a cada passo re-estabelecer o equilíbrio.**
- Um processo deste tipo é dito quase estático e apenas nele podemos usar

$$W = \int PdV$$

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Como o exemplo anterior ilustra, neste tipo de processo o trabalho realizado pelo gás é o maior possível.

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Como o exemplo anterior ilustra, neste tipo de processo o trabalho realizado pelo gás é o maior possível.
- Processos quase estáticos são ditos **reversíveis**. De fato, podemos retornar ao estado inicial re-colocando grão a grão tudo o que tiramos.

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Como o exemplo anterior ilustra, neste tipo de processo o trabalho realizado pelo gás é o maior possível.
- Processos quase estáticos são ditos **reversíveis**. De fato, podemos retornar ao estado inicial re-colocando grão a grão tudo o que tiramos.
 - Caso coloquemos uma massa não infinitesimal no pistão, a compressão é brusca, há troca de calor e o gás esquenta não retornando a sua configuração inicial.

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

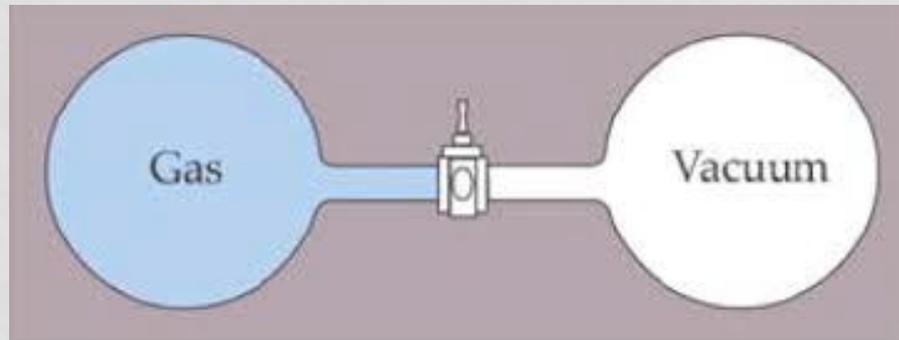
- Como o exemplo anterior ilustra, neste tipo de processo o trabalho realizado pelo gás é o maior possível.
- Processos quase estáticos são ditos **reversíveis**. De fato, podemos retornar ao estado inicial re-colocando grão a grão tudo o que tiramos.
 - Caso coloquemos uma massa não infinitesimal no pistão, a compressão é brusca, há troca de calor e o gás esquenta não retornando a sua configuração inicial.
 - Falaremos mais sobre isto quando discutirmos a segunda lei da termodinâmica.

TRABALHO REALIZADO POR UM GÁS

- Como o exemplo anterior ilustra, neste tipo de processo o trabalho realizado pelo gás é o maior possível.
- Processos quase estáticos são ditos **reversíveis**. De fato, podemos retornar ao estado inicial re-colocando grão a grão tudo o que tiramos.
 - Caso coloquemos uma massa não infinitesimal no pistão, a compressão é brusca, há troca de calor e o gás esquenta não retornando a sua configuração inicial.
 - Falaremos mais sobre isto quando discutirmos a segunda lei da termodinâmica.
 - Caso tenhamos atrito com do pistão com a parede o processo não pode ser quase-estático, pois para o pistão se deslocar precisamos tirar uma quantidade finita de massa.

EXPANSÃO LIVRE

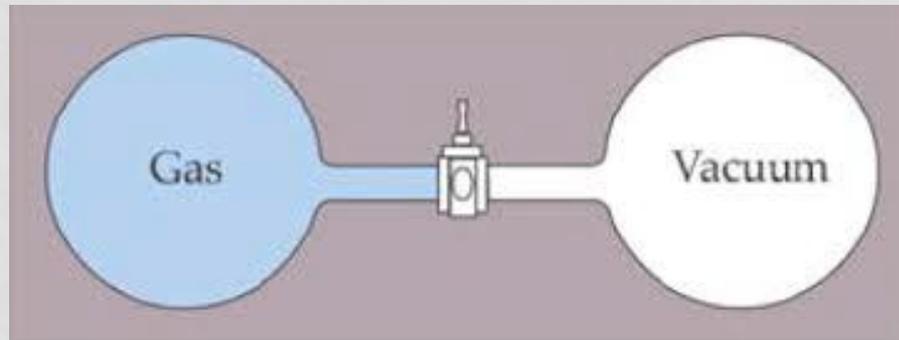
- Como caso extremo de processo não estático, considere a expansão livre de um gás:



- Ao abrirmos a válvula o gás passa a ocupar todo o recipiente. Qual o trabalho realizado?

EXPANSÃO LIVRE

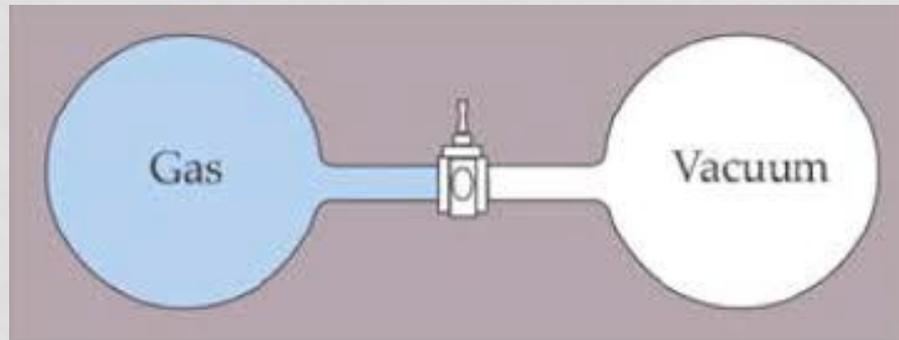
- Como caso extremo de processo não estático, considere a expansão livre de um gás:



- Ao abrirmos a válvula o gás passa a ocupar todo o recipiente. Qual o trabalho realizado?
 - $W = 0!!$ (Para onde iria a energia?)

EXPANSÃO LIVRE

- Como caso extremo de processo não estático, considere a expansão livre de um gás:



- Ao abrirmos a válvula o gás passa a ocupar todo o recipiente. Qual o trabalho realizado?
 - $W = 0!!$ (Para onde iria a energia?)
- Este exemplo deixa claro: $W \neq \int PdV$

PROCESSOS REVERSÍVEIS

- Resumindo:
 - Em processos reversíveis podemos dizer que o gás passa sempre por estados de equilíbrio.

PROCESSOS REVERSÍVEIS

- Resumindo:
 - Em processos reversíveis podemos dizer que o gás passa sempre por estados de equilíbrio.
 - Nestes processos vale

$$W = \int P dV$$

PROCESSOS REVERSÍVEIS

- Resumindo:
 - Em processos reversíveis podemos dizer que o gás passa sempre por estados de equilíbrio.
 - Nestes processos vale

$$W = \int P dV$$

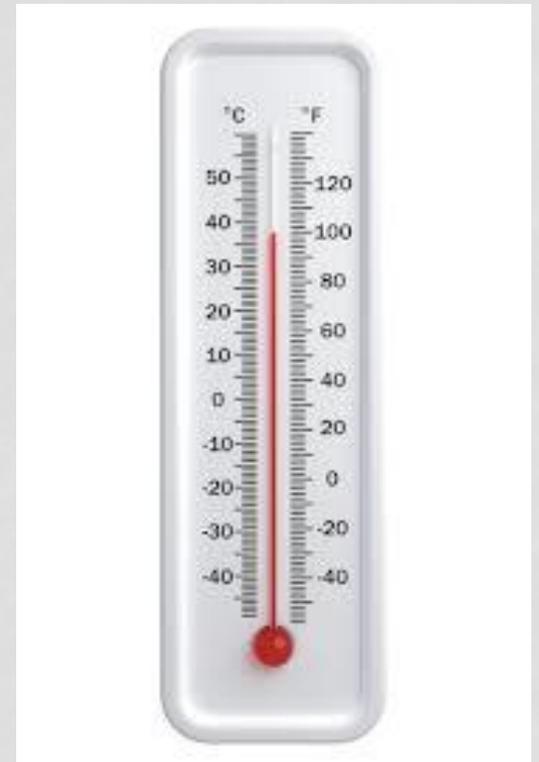
- Processos deste tipo podem ser representados em um diagrama P-V nos quais cada ponto representa um estado de equilíbrio pelo qual passou o gás.
 - Na prática, embora todos os processos sejam a rigor irreversíveis, vários processos são em uma ótima aproximação descritos como quase-estáticos!

TERMÔMETRO DE GÁS

- Vimos que a **lei zero** nos permite definir temperatura.

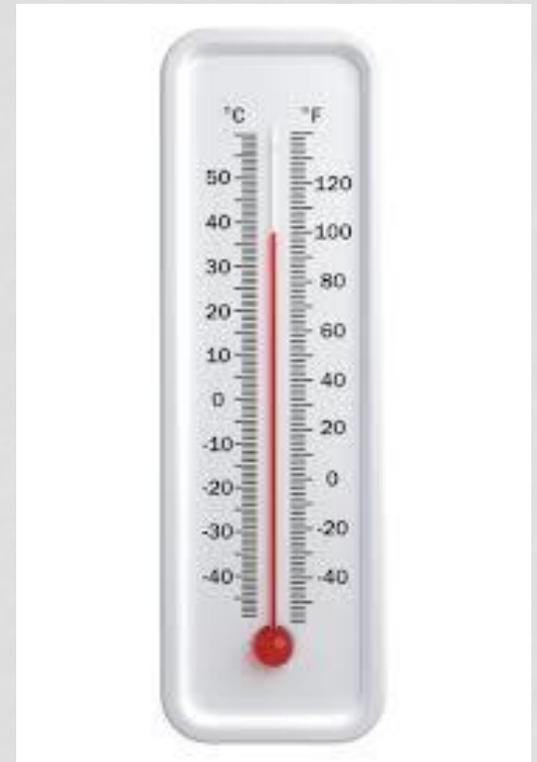
TERMÔMETRO DE GÁS

- Vimos que a **lei zero** nos permite definir temperatura.
 - Mostramos que é possível medir temperatura a partir da altura atingida por líquidos (ex. termômetro de mercúrio)



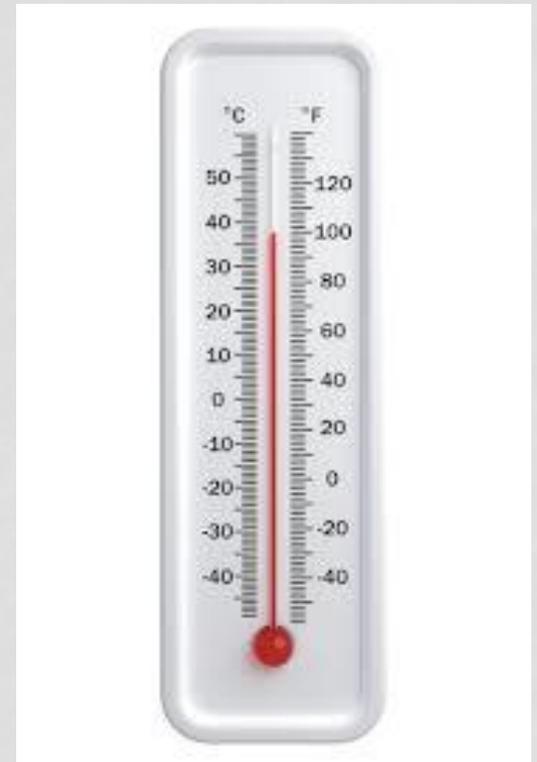
TERMÔMETRO DE GÁS

- Vimos que a **lei zero** nos permite definir temperatura.
 - Mostramos que é possível medir temperatura a partir da altura atingida por líquidos (ex. termômetro de mercúrio)
 - Precisamos arbitrar **duas** temperaturas de referência (fusão e ebulição da água).



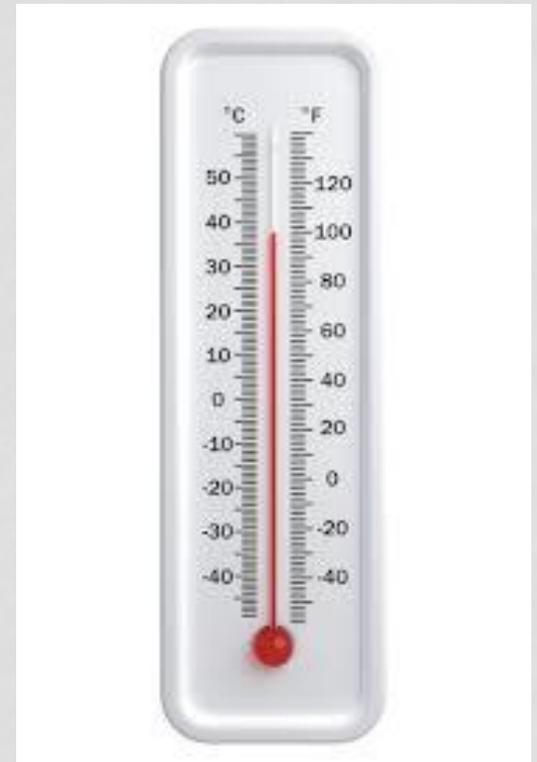
TERMÔMETRO DE GÁS

- Vimos que a **lei zero** nos permite definir temperatura.
 - Mostramos que é possível medir temperatura a partir da altura atingida por líquidos (ex. termômetro de mercúrio)
 - Precisamos arbitrar **duas** temperaturas de referência (fusão e ebulição da água).
 - Temperatura aferida **depende** da **substância** utilizada!



TERMÔMETRO DE GÁS

- Vimos que a **lei zero** nos permite definir temperatura.
 - Mostramos que é possível medir temperatura a partir da altura atingida por líquidos (ex. termômetro de mercúrio)
 - Precisamos arbitrar **duas** temperaturas de referência (fusão e ebulição da água).
 - Temperatura aferida **depende** da **substância** utilizada!
- Vejamos agora como construir um termômetro que **independa** da substância.



TERMÔMETRO DE GÁS

- Em um gás homogêneo, o estado é **unicamente** determinado por sua pressão e volume.

$$T = f(P, V)$$

- f é denominada equação de estado do gás.

TERMÔMETRO DE GÁS

- Em um gás homogêneo, o estado é **unicamente** determinado por sua pressão e volume.

$$T = f(P, V)$$

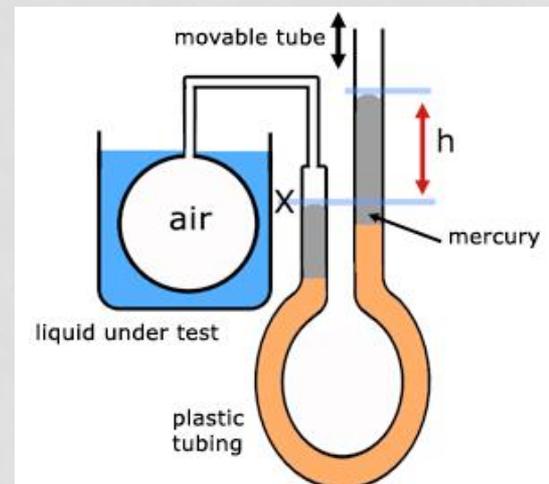
- f é denominada equação de estado do gás.
 - Veremos, posteriormente, quem é esta função.

TERMÔMETRO DE GÁS

- Em um gás homogêneo, o estado é **unicamente** determinado por sua pressão e volume.

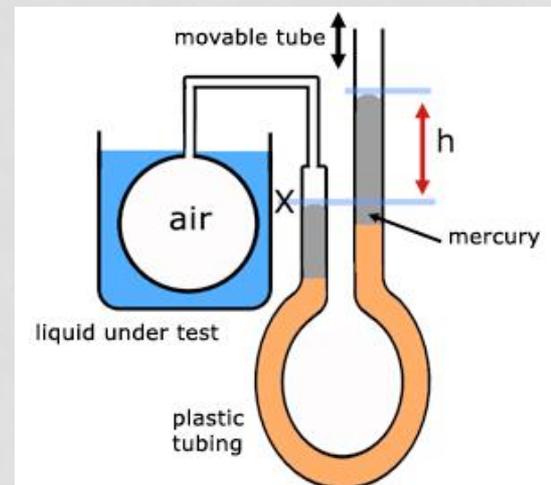
$$T = f(P, V)$$

- f é denominada equação de estado do gás.
 - Veremos, posteriormente, quem é esta função.
- Termômetro de gás:
 - Para um gás com volume fixo, a pressão determina sua **temperatura**.



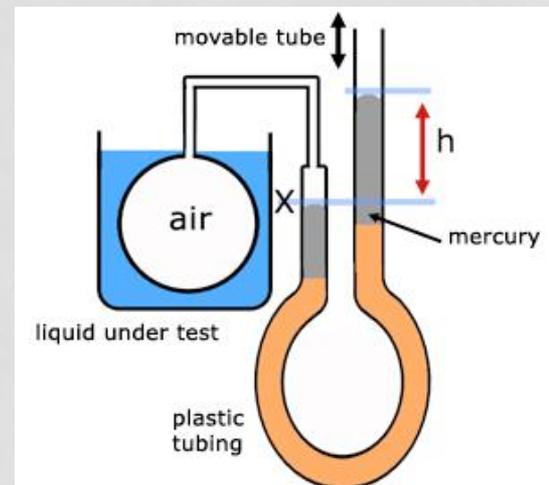
TERMÔMETRO DE GÁS

- Imagine que usemos este termômetro para medir a temperatura de gelo fundindo.



TERMÔMETRO DE GÁS

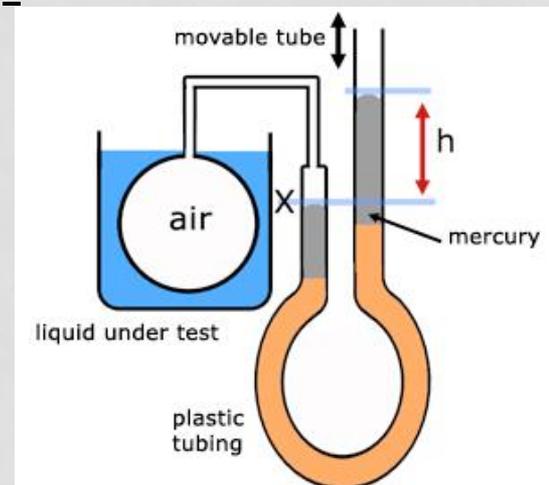
- Imagine que usemos este termômetro para medir a temperatura de gelo fundindo.
 - A pressão do gás dentro do bulbo **depende** da massa do gás colocada dentro!
 - Quanto **maior** a massa **maior** a pressão.



TERMÔMETRO DE GÁS

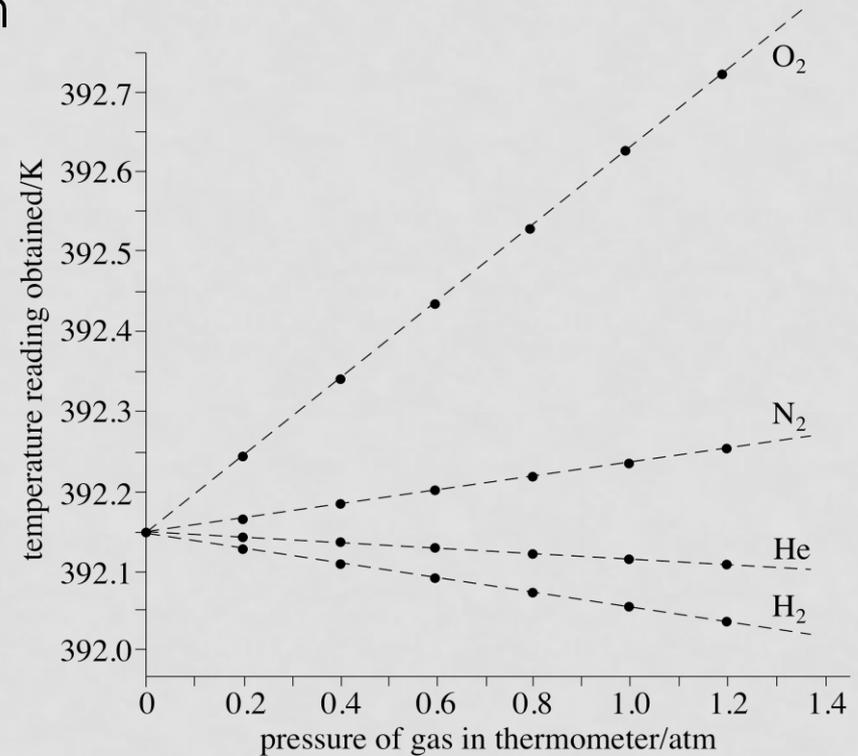
- Imagine que usemos este termômetro para medir a temperatura de gelo fundindo.
 - A pressão do gás dentro do bulbo **depende** da massa do gás colocada dentro!
 - Quanto **maior** a massa **maior** a pressão.
- Isto sugere que meçamos a razão com uma pressão de referência (ex. bulbo em contato com água em ebulição).

$$\frac{P_v}{P_g}$$



TERMÔMETRO DE GÁS

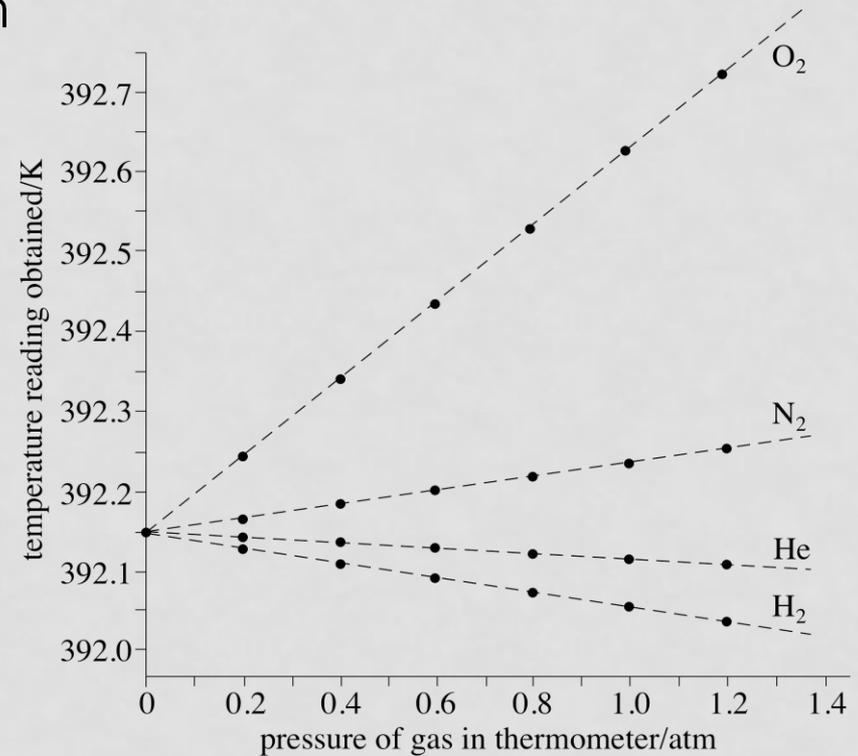
- Ao fazê-lo para diferentes substâncias e diferentes massas de gás:
 - Os valores obtidos dependem da **massa** no bulbo e da **substância** escolhida!



TERMÔMETRO DE GÁS

- Ao fazê-lo para diferentes substâncias e diferentes massas de gás:
 - Os valores obtidos dependem da **massa** no bulbo e da **substância** escolhida!
 - Contudo, quando a massa vai para zero, todas as substâncias fornecem a **mesma** leitura!

$$\frac{P_v}{P_g} \approx 1,3661$$

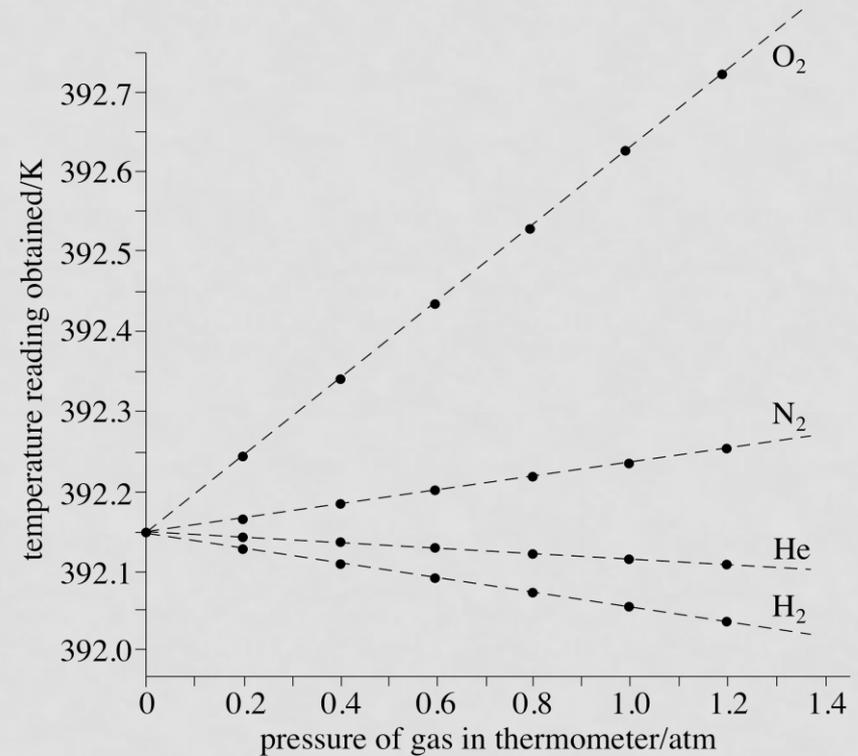


TERMÔMETRO DE GÁS

- Mais formalmente:

$$\frac{T_v}{T_g} := \lim_{P_g \rightarrow 0} \frac{P_v}{P_g} \approx 1,3661$$

- Basta, portanto, fornecer **uma temperatura** de referência!



TERMÔMETRO DE GÁS

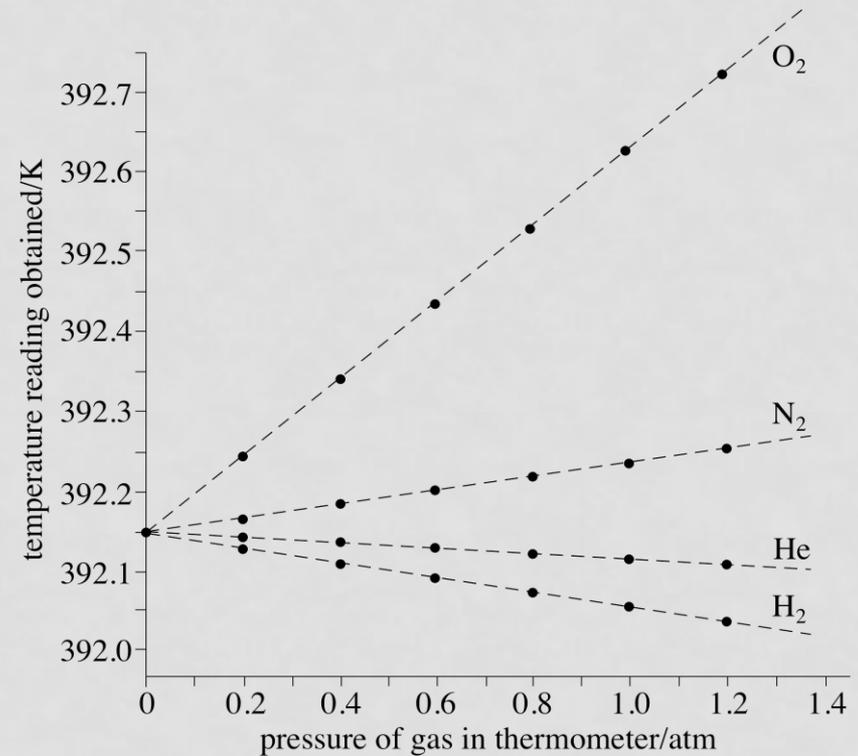
- Mais formalmente:

$$\frac{T_v}{T_g} := \lim_{P_g \rightarrow 0} \frac{P_v}{P_g} \approx 1,3661$$

- Basta, portanto, fornecer **uma temperatura** de referência!

- Em vez disso, impomos

$$T_v - T_g = 100 \text{ K}$$



TERMÔMETRO DE GÁS

- Mais formalmente:

$$\frac{T_v}{T_g} := \lim_{P_g \rightarrow 0} \frac{P_v}{P_g} \approx 1,3661$$

- Desta forma

$$T_v \approx 373,15K$$

$$T_g \approx 273,15K$$

- Esta escala é chamada de escala Kelvin, independe da substância utilizada. Ela se relaciona com Celsius através de

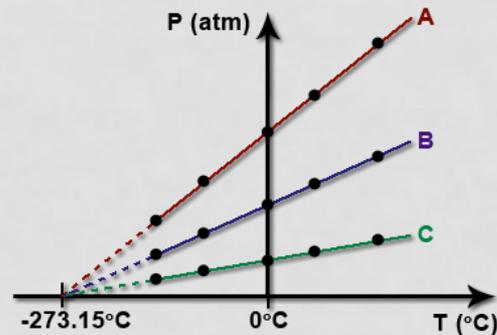
$$T(^{\circ}C) = T(K) - 273,15$$

TERMÔMETRO DE GÁS

- Note que $T=0$ K está determinado, não é arbitrário!
 - 0 K = $-273,15$ °C (Zero absoluto)

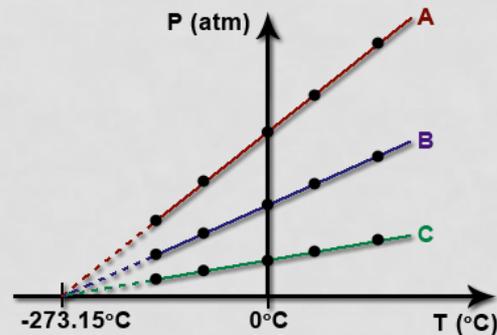
TERMÔMETRO DE GÁS

- Note que $T=0$ K está determinado, não é arbitrário!
 - 0 K = $-273,15$ °C (Zero absoluto)
- Como interpretar isto?



TERMÔMETRO DE GÁS

- Note que $T=0$ K está determinado, não é arbitrário!
 - 0 K = $-273,15$ °C (Zero absoluto)
- Como interpretar isto?



- Veremos mais adiante no curso uma interpretação microscópica para nossos resultados.

GASES IDEAIS

- A discussão anterior mostrou que a baixas pressões (gases muito rarefeitos), todos os gases se comportam da **mesma forma**.

GASES IDEAIS

- A discussão anterior mostrou que a baixas pressões (gases muito rarefeitos), todos os gases se comportam da **mesma forma**.
 - Dizemos que este é o limite de gases ideais.

GASES IDEAIS

- A discussão anterior mostrou que a baixas pressões (gases muito rarefeitos), todos os gases se comportam da **mesma forma**.
 - Dizemos que este é o limite de gases ideais.
- Qual a equação de estado que descreve estes gases?

GASES IDEAIS

- A discussão anterior mostrou que a baixas pressões (gases muito rarefeitos), todos os gases se comportam da **mesma forma**.
 - Dizemos que este é o limite de gases ideais.
- Qual a equação de estado que descreve estes gases?
 - A partir de agora, **sempre** mediremos a temperatura em **Kelvin!!**

GASES IDEAIS

- A discussão anterior mostrou que a baixas pressões (gases muito rarefeitos), todos os gases se comportam da **mesma forma**.
 - Dizemos que este é o limite de gases ideais.
- Qual a equação de estado que descreve estes gases?
 - A partir de agora, **sempre** mediremos a temperatura em **Kelvin!!**
 - Empiricamente se determinou que

$$PV = nRT$$

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- Na qual, n é o número de mols presentes no gás e R é a constante universal dos gases perfeitos.

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- Na qual, n é o número de mols presentes no gás e R é a constante universal dos gases perfeitos.
 - 1 mol é a quantidade de gás cuja massa em gramas é igual a sua massa molecular.
 - ex. 1 mol de H_2 tem massa 2 g, 1 mol de N_2 tem massa 14 g, etc.
 - $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol K})$

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- Na qual, n é o número de mols presentes no gás e R é a constante universal dos gases perfeitos.
 - 1 mol é a quantidade de gás cuja massa em gramas é igual a sua massa molecular.
 - ex. 1 mol de H_2 tem massa 2 g, 1 mol de N_2 tem massa 14 g, etc.
 - $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol K})$
- Note que na equação acima não há nada identificando a substância!

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- Na qual, n é o número de mols presentes no gás e R é a constante universal dos gases perfeitos.
 - 1 mol é a quantidade de gás cuja massa em gramas é igual a sua massa molecular.
 - ex. 1 mol de H_2 tem massa 2 g, 1 mol de N_2 tem massa 14 g, etc.
 - $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol K})$
- Note que na equação acima não há nada identificando a substância!
 - Esta fórmula é válida para qualquer gás bem rarefeito, e para temperaturas medidas em K!

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- **Interpretação:** Em gases muito rarefeitos não há interações entre as moléculas que o constituem, por isso a eq. que o descreve é **universal!**
 - Limitações: Não contém, por exemplo, transições de fase.

GASES IDEAIS

$$PV = nRT$$

- **Interpretação:** Em gases muito rarefeitos não há interações entre as moléculas que o constituem, por isso a eq. que o descreve é **universal!**
 - Limitações: Não contém, por exemplo, transições de fase.
- Uma equação mais adequada para gases reais é a eq. de van der Waals: (a e b dependem do gás em questão!)

- $$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

PROCESSO ISOTÉRMICO

- Apliquemos os conceitos desenvolvidos na aula passada para processos envolvendo gases ideais.

PROCESSO ISOTÉRMICO

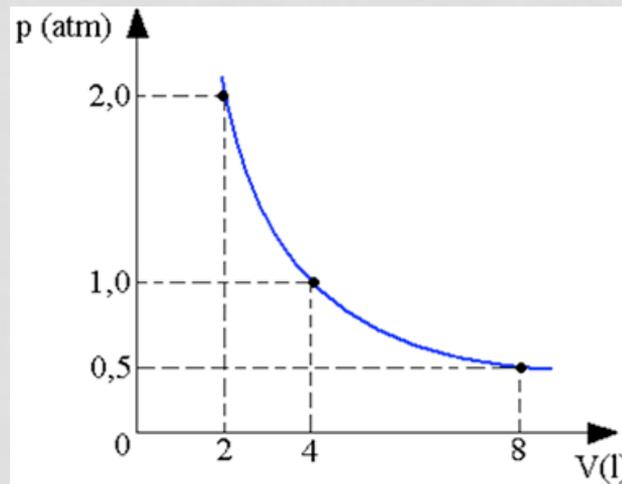
- Apliquemos os conceitos desenvolvidos na aula passada para processos envolvendo gases ideais.
 - Processo isotérmico: $T = \text{constante}$.

PROCESSO ISOTÉRMICO

- Apliquemos os conceitos desenvolvidos na aula passada para processos envolvendo gases ideais.
 - Processo isotérmico: $T = \text{constante}$.
 - Pela equação dos gases ideais:

$$P(V) = \frac{\text{constante}}{V}$$

Hipérbole!

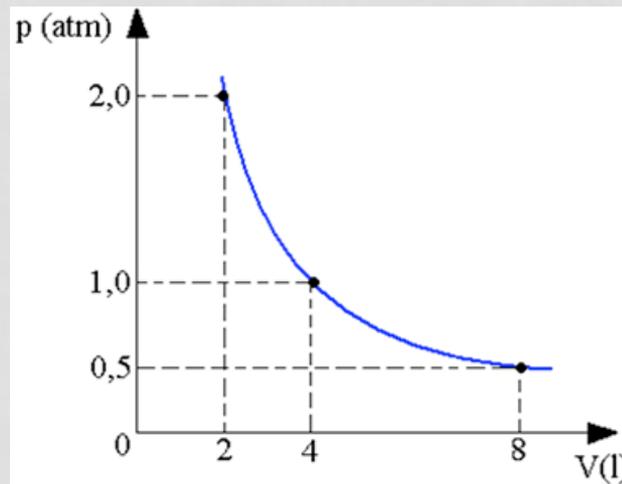


PROCESSO ISOTÉRMICO

- Apliquemos os conceitos desenvolvidos na aula passada para processos envolvendo gases ideais.
 - Processo isotérmico: $T = \text{constante}$.
 - Pela equação dos gases ideais:

$$P(V) = \frac{nRT}{V}$$

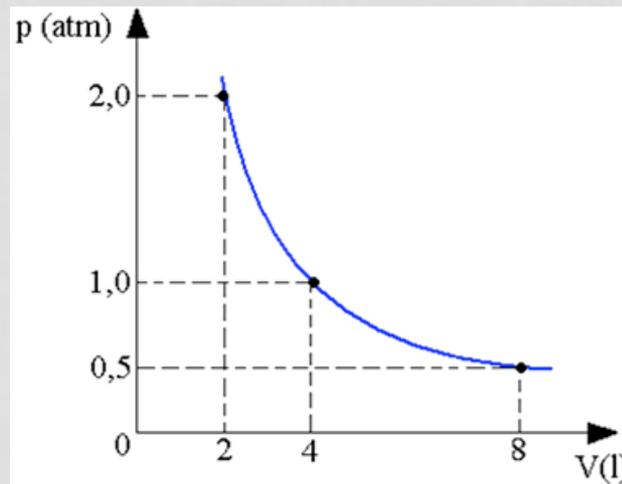
Hipérbole!



PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o trabalho realizado pelo gás em um processo isotérmico?

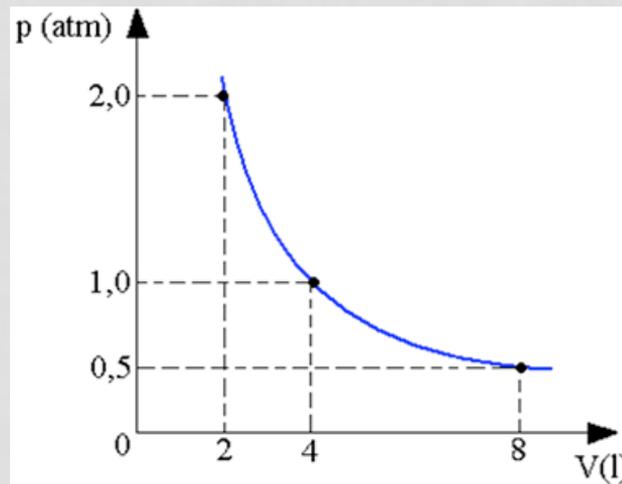
$$W = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$



PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o trabalho realizado pelo gás em um processo isotérmico?

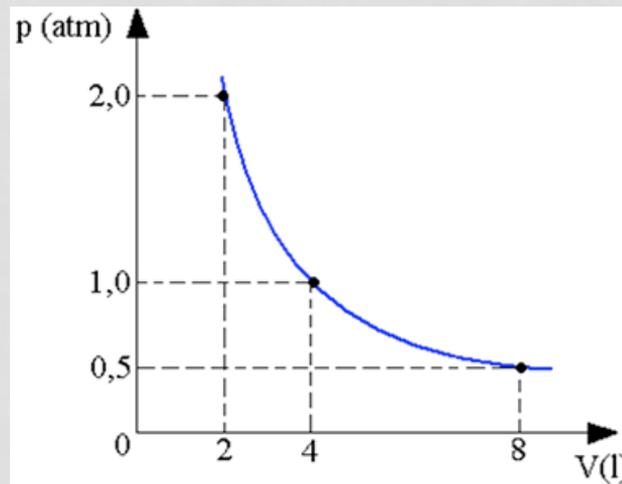
$$W = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V}$$



PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o trabalho realizado pelo gás em um processo isotérmico?

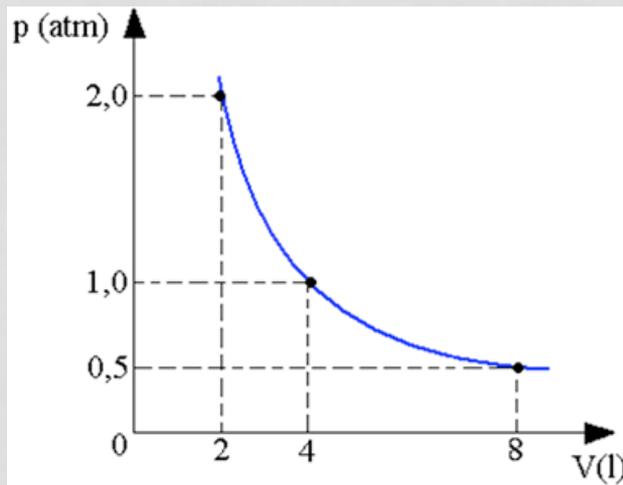
$$W = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$



PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o trabalho realizado pelo gás em um processo isotérmico?

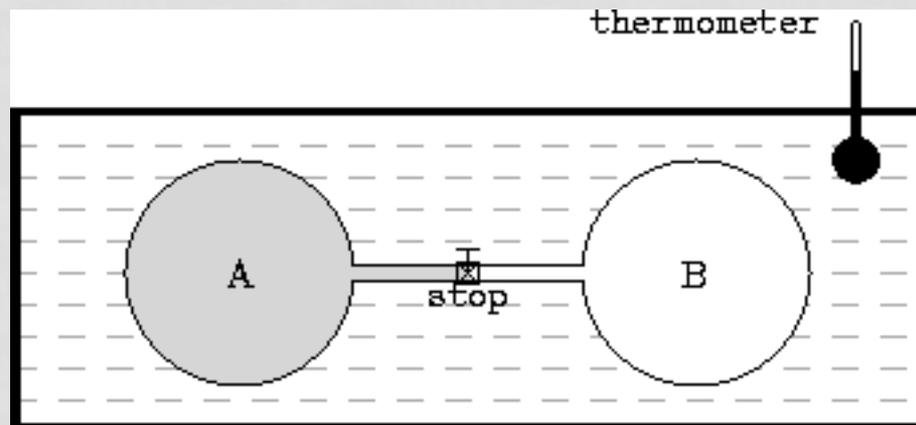
$$W = nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$



Expansão: $W > 0$
Contração: $W < 0$

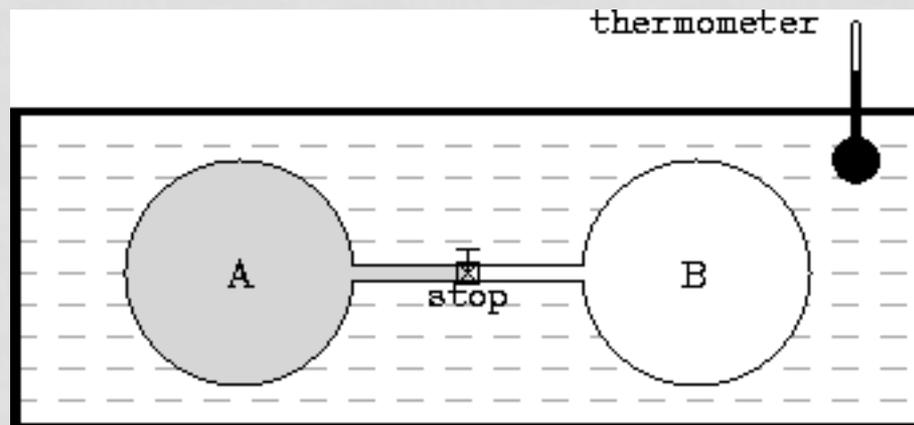
ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.



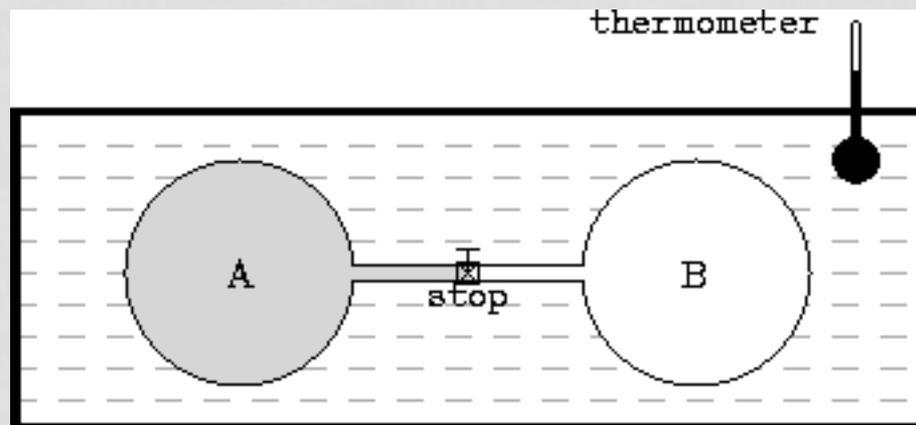
ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.
 - Devemos ter também $Q=0$ (não há troca de energia!)



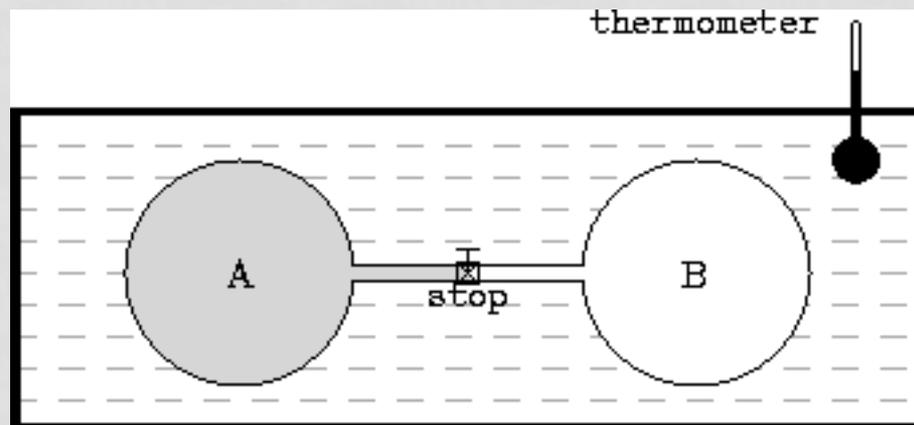
ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.
 - Devemos ter também $Q=0$ (não há troca de energia!)
 - Assim, $\Delta U=0$!



ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.
 - Devemos ter também $Q=0$ (não há troca de energia!)
 - Assim, $\Delta U=0$!
- Experimentalmente observa-se que a temperatura do gás não varia.



ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

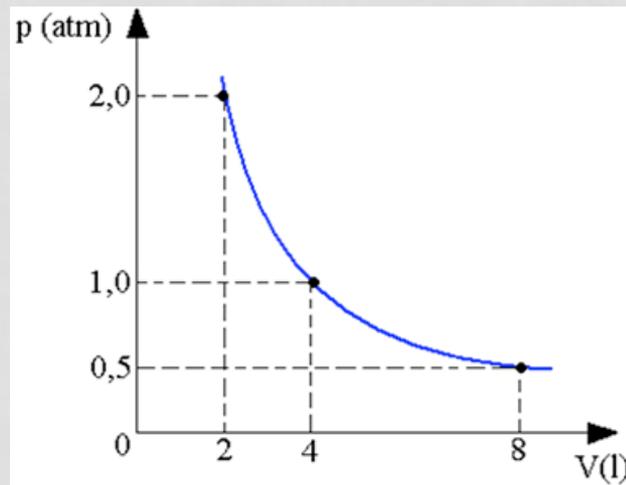
- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.
 - Devemos ter também $Q=0$ (não há troca de energia!)
 - Assim, $\Delta U=0$!
- Experimentalmente observa-se que a temperatura do gás não varia.
 - U depende **apenas** da temperatura!

ENERGIA INTERNA DE UM GÁS IDEAL

- Voltemos para a expansão livre.
 - Como vimos $W=0$ nesta expansão.
 - Devemos ter também $Q=0$ (não há troca de energia!)
 - Assim, $\Delta U=0$!
- Experimentalmente observa-se que a temperatura do gás não varia.
 - U depende **apenas** da temperatura!
 - **Interpretação física:** Como num gás ideal não há interação entre as moléculas, sua energia interna não pode depender do volume.

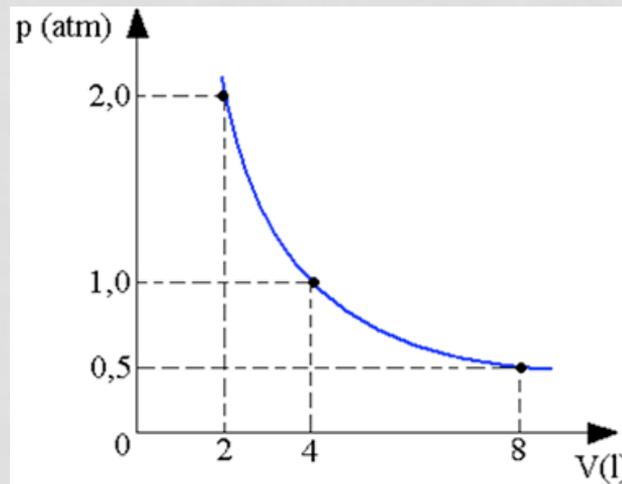
PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o calor trocado com o gás num processo isotérmico?



PROCESSO ISOTÉRMICO

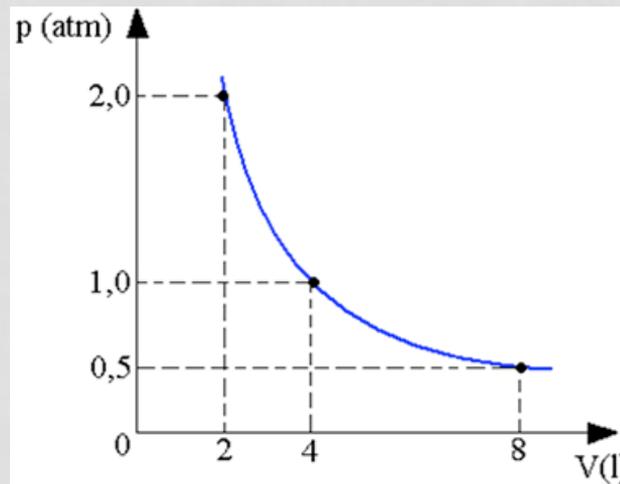
- Qual o calor trocado com o gás num processo isotérmico?
 - Como $T = \text{constante}$, $\Delta U = 0$!



PROCESSO ISOTÉRMICO

- Qual o calor trocado com o gás num processo isotérmico?
 - Como $T = \text{constante}$, $\Delta U = 0$!
 - Pela 1ª lei: $W = Q$.

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

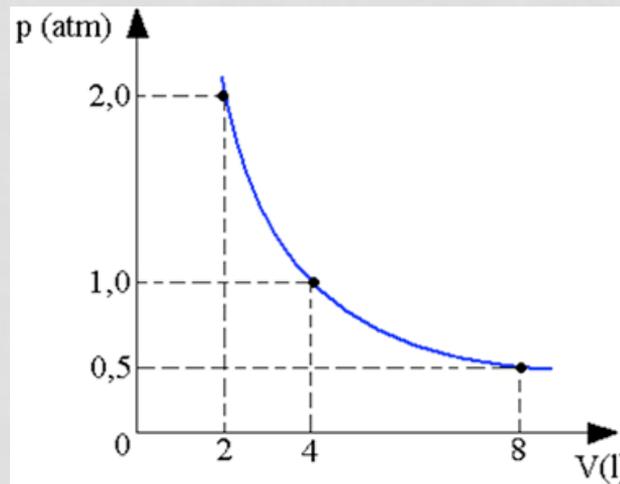


Para o gás expandir
calor deve ser
cedido a ele!

PROCESSO ISOTÉRMICO

- Note que neste processo $\Delta T=0$ mas $Q \neq 0$!
 - Trocar calor **não** significa variar a temperatura!!

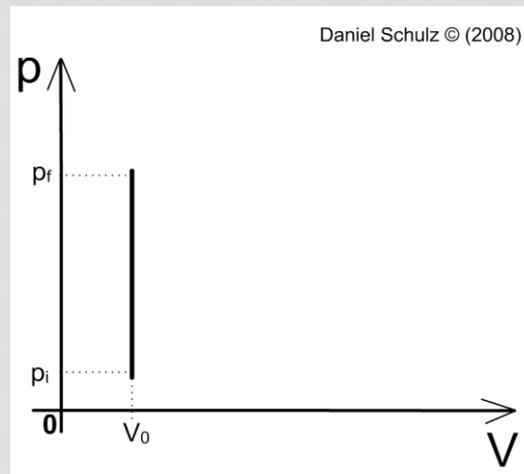
$$Q = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$



Para o gás expandir
calor deve ser
cedido a ele!

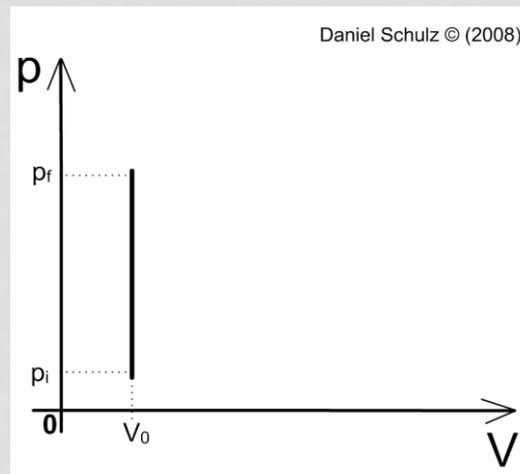
PROCESSO ISOCÓRICOS

- Consideremos um processo no qual não haja variação de volume.



PROCESSO ISOCÓRICOS

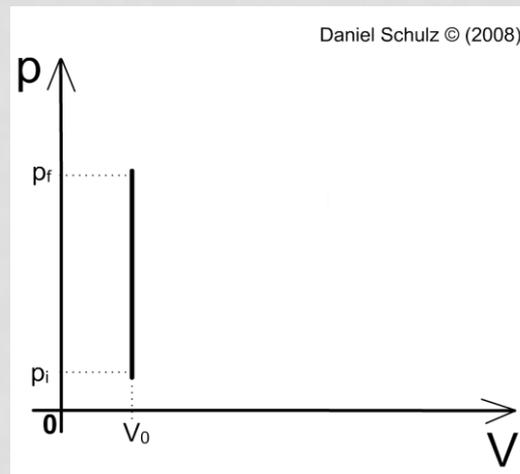
- Consideremos um processo no qual não haja variação de volume.
 - $W = 0$.



PROCESSO ISOCÓRICOS

- Consideremos um processo no qual não haja variação de volume.
 - $W = 0$.
 - Empiricamente, verificamos que o calor trocado neste processo é proporcional à variação de temperatura.

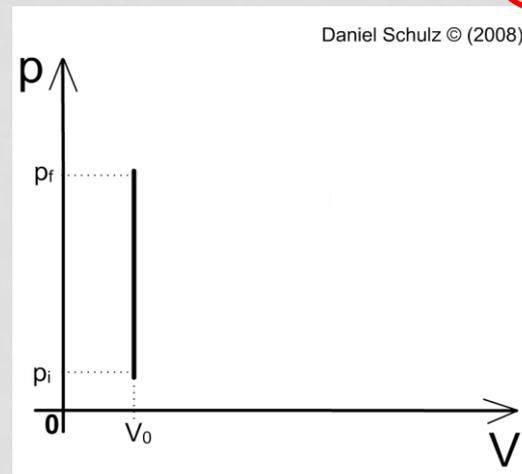
$$dQ = nC_V dT$$



PROCESSO ISOCÓRICOS

- Consideremos um processo no qual não haja variação de volume.
 - $W = 0$.
 - Empiricamente, verificamos que o calor trocado neste processo é proporcional à variação de temperatura.

$$\dot{d}Q = nC_V dT$$

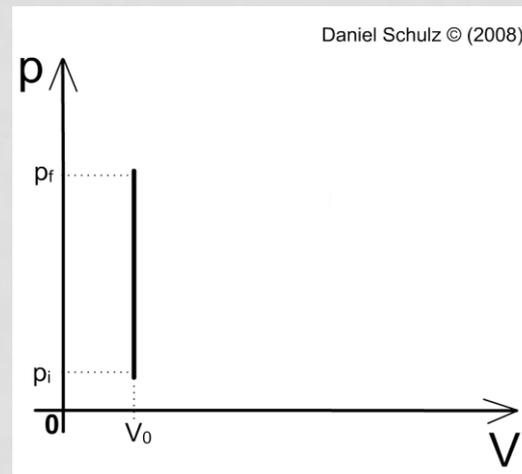


capacidade térmica a volume constante!

PROCESSO ISOCÓRICOS

- Consideremos um processo no qual não haja variação de volume.
 - $W = 0$.
 - Em geral, C_V depende da temperatura!

$$Q = \int_{T_i}^{T_f} nC_V(T)dT$$

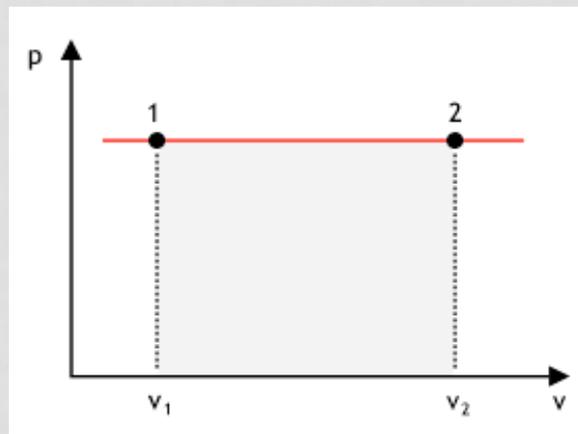


PROCESSO ISOBÁRICOS

- Consideremos um processo no qual não haja variação de pressão.

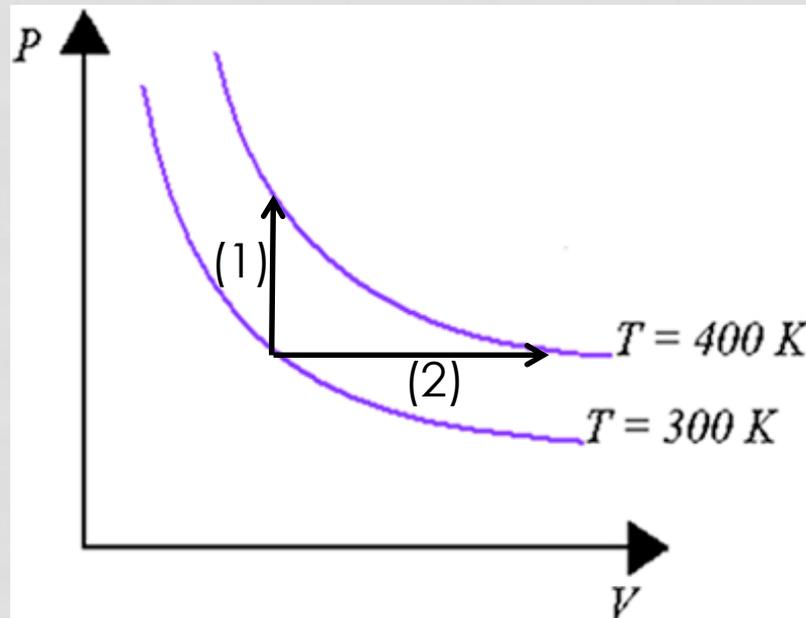
$$W = P\Delta V$$

$$\vec{d}Q = nC_P dT$$



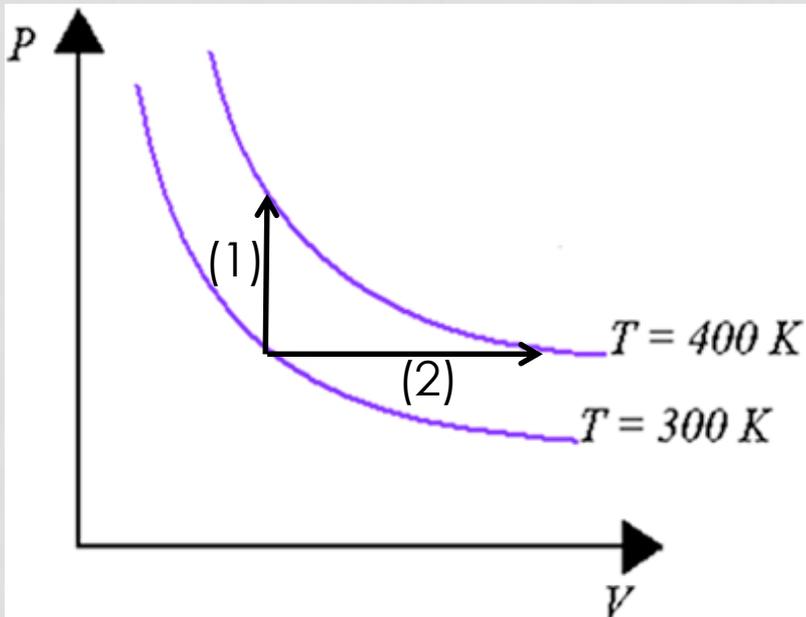
RELAÇÃO ENTRE C_p E C_v

- Considere os seguintes processos:
 - (1): isocórico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.
 - (2): isobárico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.



RELAÇÃO ENTRE C_P E C_V

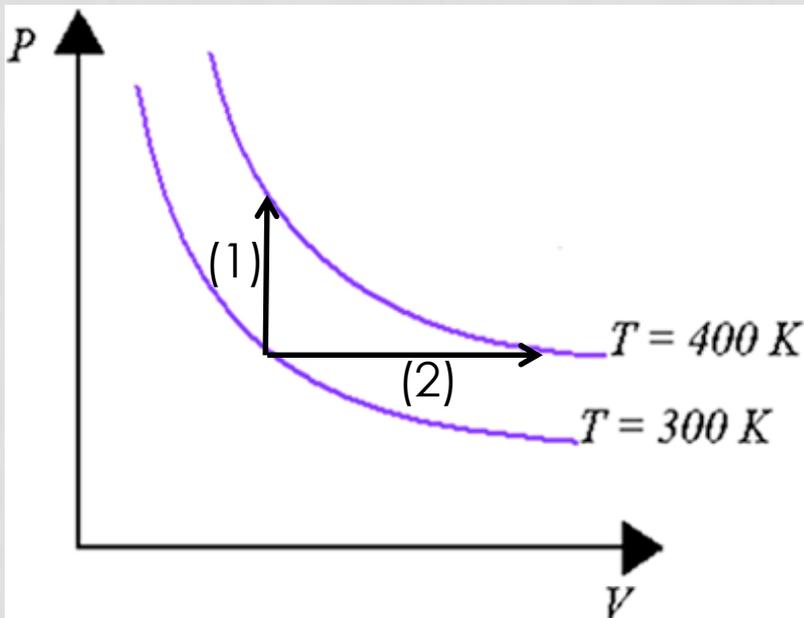
- Considere os seguintes processos:
 - (1): isocórico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.
 - (2): isobárico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.



$$dU_1 = nC_V dT$$
$$dU_2 = nC_P dT - P dV$$

RELAÇÃO ENTRE C_P E C_V

- Considere os seguintes processos:
 - (1): isocórico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.
 - (2): isobárico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.



$$dU_1 = nC_V dT$$

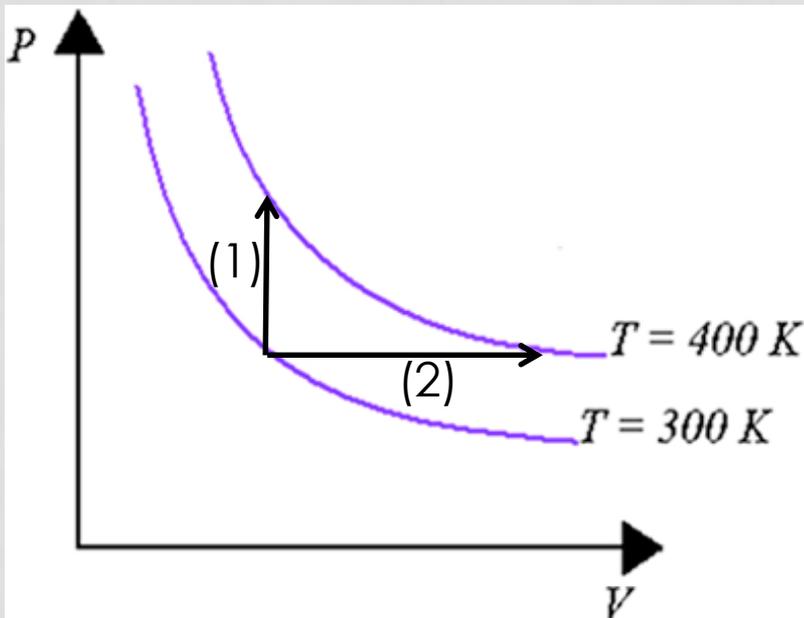
$$dU_2 = nC_P dT - PdV$$

No processo (2) vale (pois $dP=0$):

$$PdV = nRdT$$

RELAÇÃO ENTRE C_P E C_V

- Considere os seguintes processos:
 - (1): isocórico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.
 - (2): isobárico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.

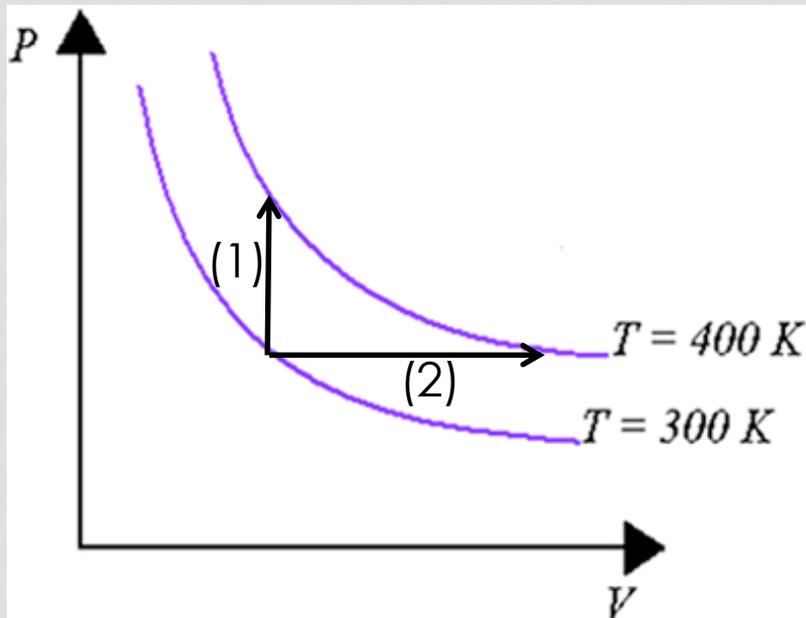


$$dU_1 = nC_V dT$$

$$dU_2 = nC_P dT - nR dT$$

RELAÇÃO ENTRE C_P E C_V

- Considere os seguintes processos:
 - (1): isocórico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.
 - (2): isobárico entre as isotermas $T=300\text{ K}$ e $T=400\text{ K}$.



$$dU_1 = nC_V dT$$

$$dU_2 = nC_P dT - nR dT$$

Como a variação de temperatura em (1) e (2) são iguais: $dU_1 = dU_2$. Logo,

$$C_P = C_V + R$$

PROCESSOS ADIABÁTICOS

- **Exercício:** Considere uma transformação na qual não haja troca de calor (adiabático). Mostre que

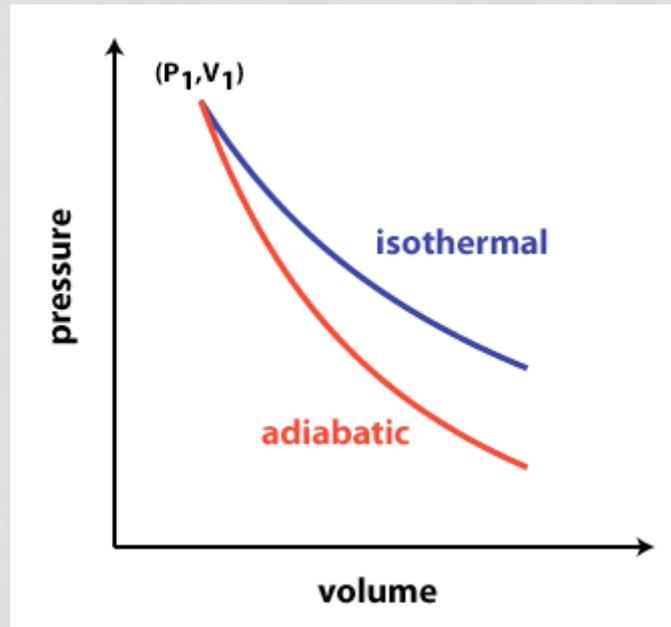
$$PV^\gamma = \text{constante}$$

- onde

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

PROCESSOS ADIABÁTICOS

- Como $\gamma > 1$, num diagrama P-V a adiabática cai mais rápido com V do que uma isoterma.



PROCESSOS ADIABÁTICOS

- **Exercício:** Mostre que num processo adiabático:

$$W = -\frac{P_f V_f - P_i V_i}{\gamma - 1}$$

- **Desafio:** Modelando a subida de uma massa de ar como um processo adiabático, calcule a variação da temperatura com a altitude.