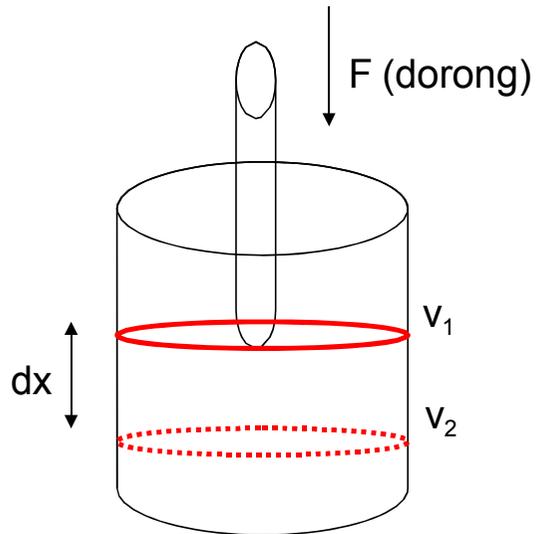


TERMODINAMIKA

Energi dalam, Kalor, dan Kapasitas panas

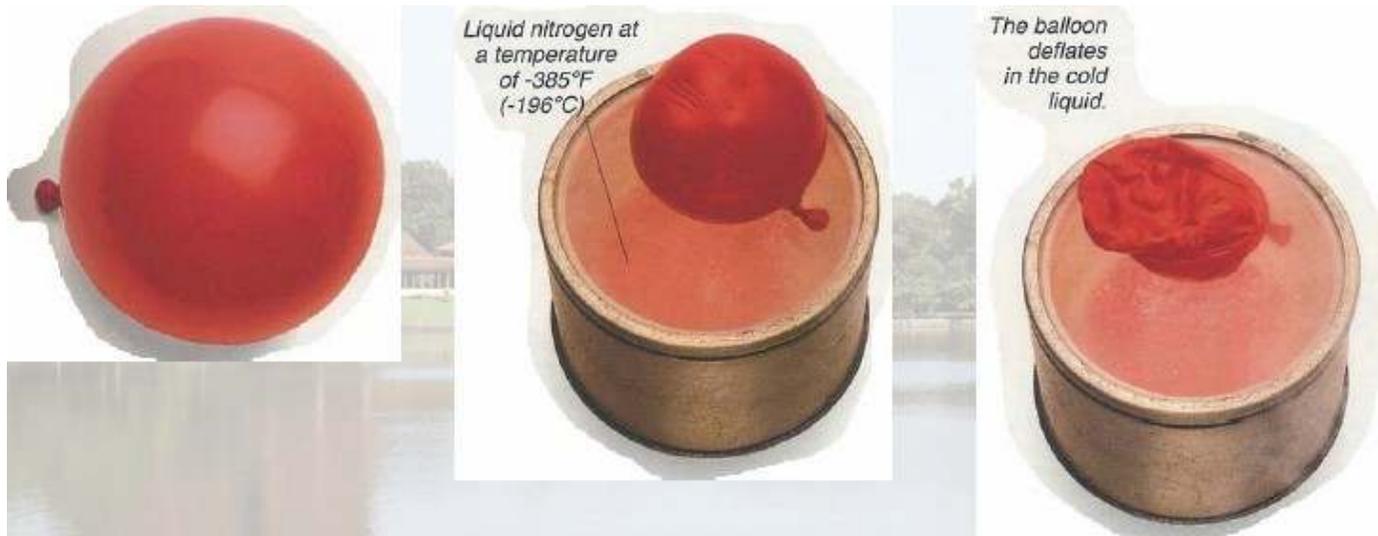


Termodinamika

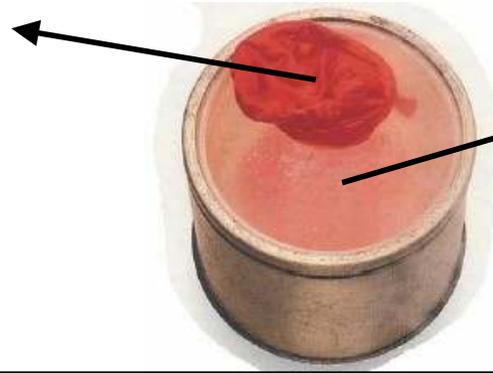


- Sistem \rightarrow sesuatu yang diamati
- Lingkungan \rightarrow sesuatu di luar sistem
- Usaha yang dilakukan
 $dW = Fdx$

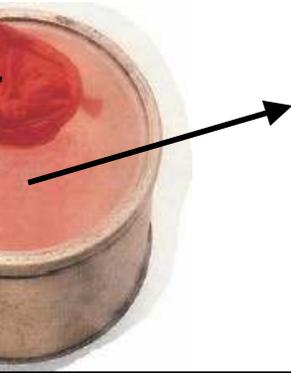
Pengertian sistem dan lingkungan



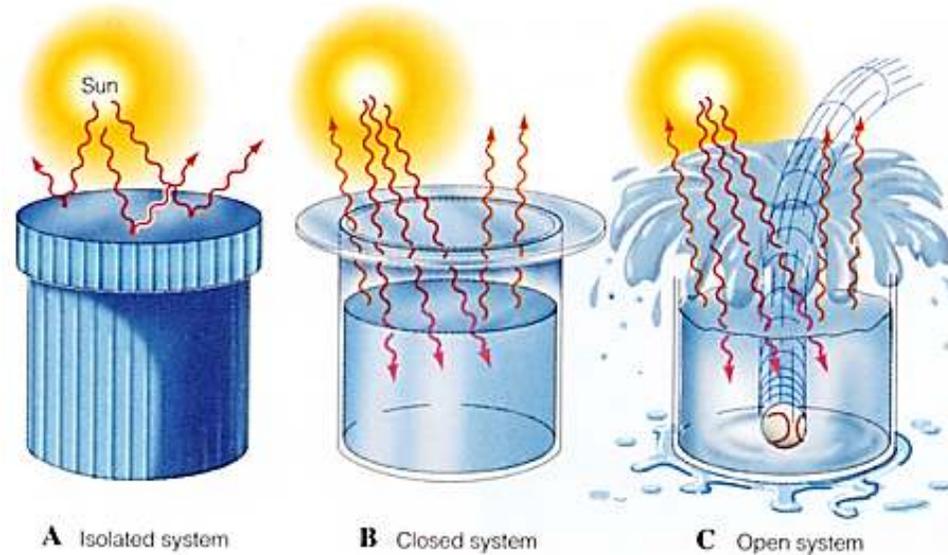
Sistem



Lingkungan



Berbagai Jenis Sistem

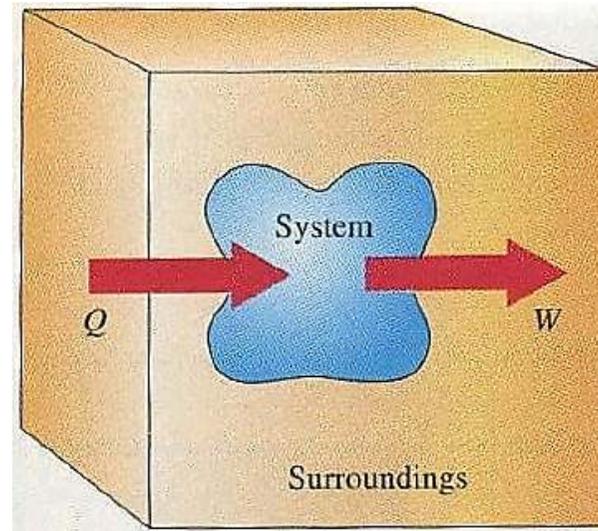


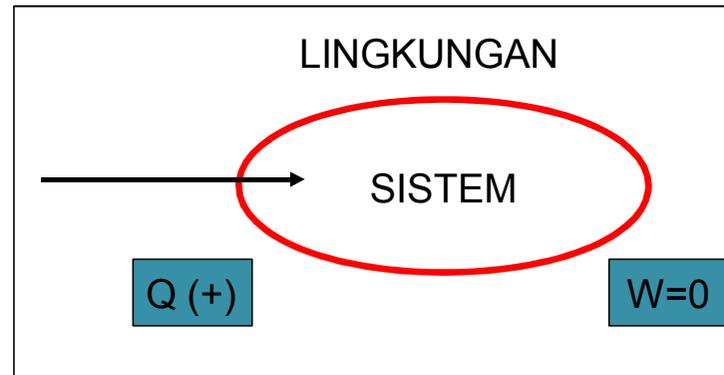
- Sistem Terisolasi : tidak terjadi transfer energi dan transfer materi antara sistem dan lingkungan
- Sistem Tertutup : tidak terjadi transfer energi dan transfer materi antara sistem dan lingkungan tetapi boleh terjadi transfer energi
- Sistem Terbuka : dapat terjadi transfer energi maupun transfer materi antara sistem dan lingkungan

Hukum Termodinamika I

“Perubahan energi dalam (ΔU) dari sebuah sistem hanya tergantung pada transfer panas ke dalam sistem (Q) dan kerja yang dilakukan oleh sistem (W) dan tidak tergantung pada proses yang terjadi.”

$$\Delta U = Q - W$$

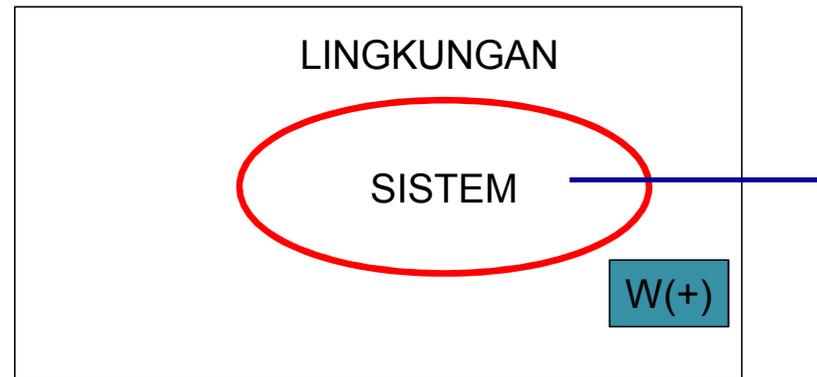




Sebuah sistem menyerap kalor dan sistem tidak menghasilkan kerja



$$\Delta U = Q$$



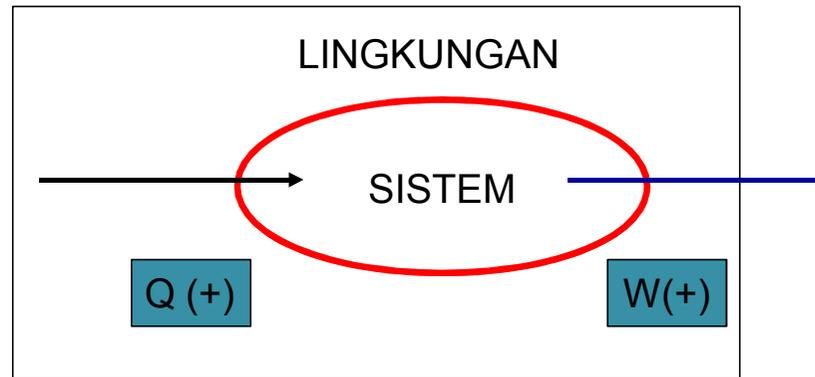
Sistem melakukan kerja dengan berekspansi terhadap lingkungannya. Dan tidak ada panas yang ditambahkan selama proses, energi meninggalkan sistem dan energi dalam berkurang.



Jika $W (+) \rightarrow \Delta U (-)$

$$\Delta U = -W$$

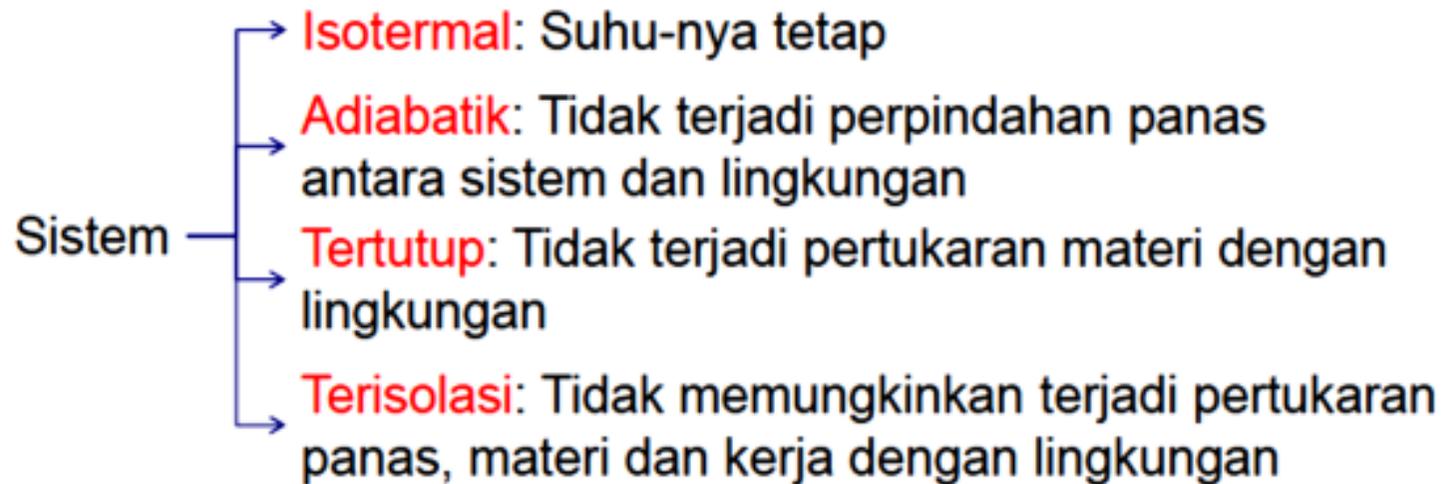
HUKUM PERTAMA TERMODINAMIKA



Ketika panas Q ditambahkan ke sistem sebagian dari energi yang ditambahkan tetap tinggal dalam sistem, mengubah energi dalam sebesar ΔU ; sisanya meninggalkan sistem melakukan kerja

$$\Delta U = Q - W$$

$$Q = \Delta U + W$$



Hukum Termodinamika I:

Dalam suatu sistem yang **terisolasi**, jumlah **energinya selalu tetap**

atau

apabila sistem memungkinkan terjadi perpindahan **panas dan kerja dengan lingkungan** → **total energi sistem dan lingkungan selalu tetap**

Hukum Termodinamika I

Hukum Termodinamika I:

$$\Delta E = q + W$$

- q bertanda + bila energi terserap sistem
- q bertanda – bila energi dilepas sistem
- W bertanda + bila sistem dikenai kerja
- W bertanda – bila sistem melakukan kerja
- ΔE = Perubahan energi dalam sistem
- q = Kuantitas panas

Hukum **Termodinamika I** = Hukum **kekekalan energi**

→ energi tidak dapat *diciptakan* ataupun *dimusnahkan*

- W dapat mempunyai **banyak nilai**, tetapi harus memenuhi persamaan $q + W = \text{konstan}$.
- ΔE tidak bergantung pada jalannya proses tetapi bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir (*fungsi keadaan*)

Panas

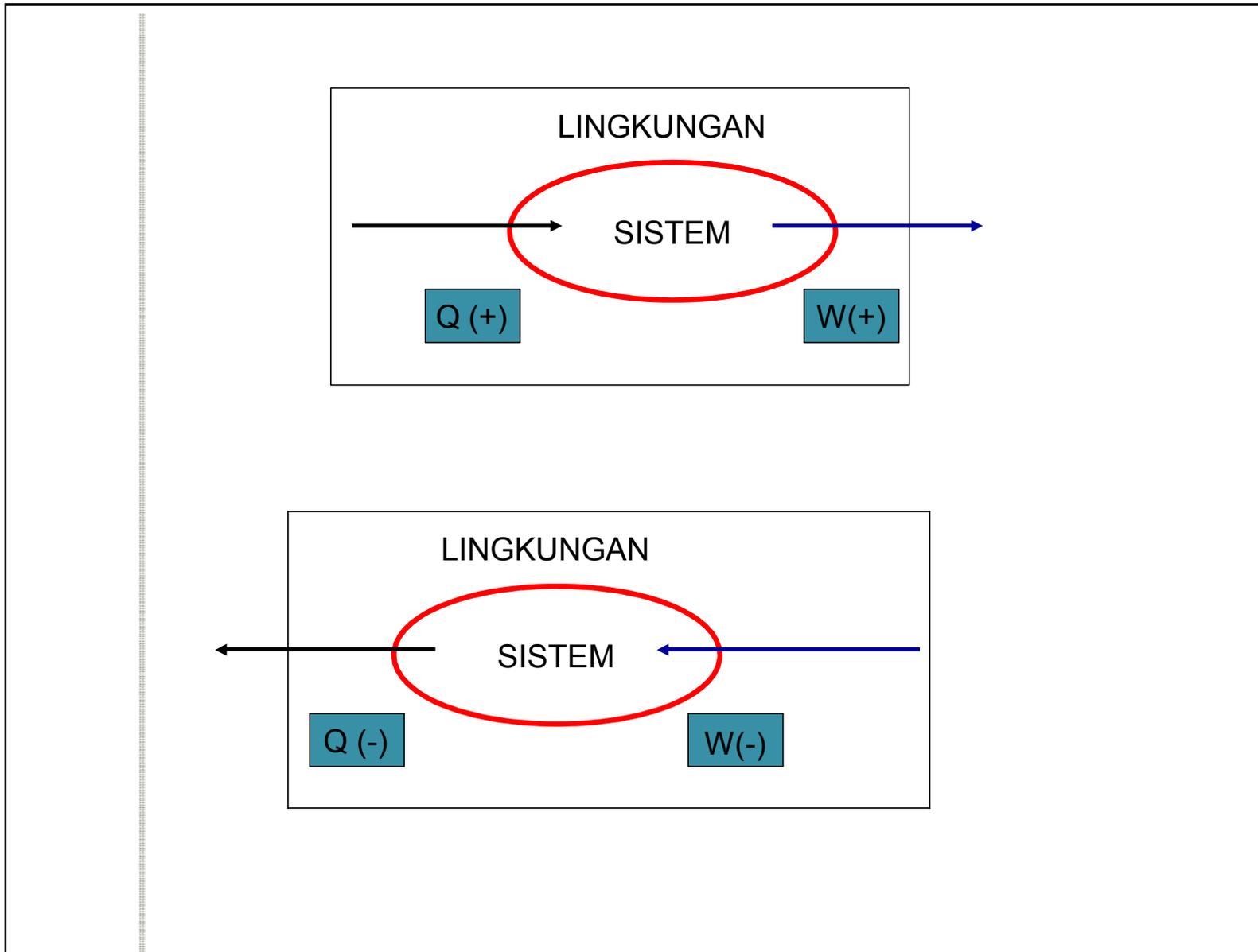
Ditransformasikan sebagai akibat perbedaan suhu → dari sistem panas ke dingin.

- Panas merupakan faktor ekstensif (bergantung pada jumlah zat)
- Suhu merupakan faktor intensif (tidak bergantung pada jumlah zat)

Panas diberi simbol q , *bergantung dari suhu, jenis zat dan banyaknya zat* → *Kapasitas panas*.

Kapasitas panas: Banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu suatu zat 1°C

Kapasitas Panas Molar: Banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 mol zat 1°C .

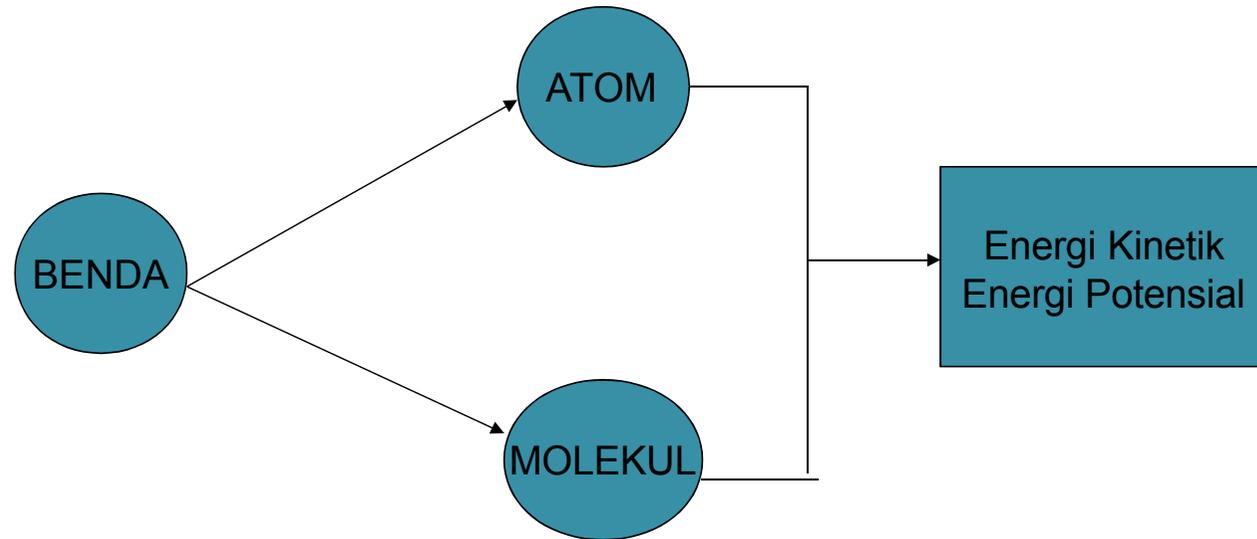


Hukum Termodinamika I

- Kalor dan Usaha pada sistem dengan lingkungan dapat dijelaskan :
 1. Kalor ditambahkan ke sistem □ $Q +$
 2. Kalor dilepaskan dari sistem □ $Q -$
 3. Kerja dilakukan oleh sistem □ $W +$
 4. Kerja dilakukan pada sistem □ $W -$

- Hukum termodinamika ke – I merupakan hukum kekekalan energi.

Energi Dalam (ΔU)



Energi dalam (U) suatu sistem : jumlah energi kinetik seluruh partikel penyusunnya ditambah seluruh energi potensial dari interaksi antara seluruh partikel itu

Ketika terjadi perubahan keadaan suatu sistem energi dalam dapat berubah dari U_1 \square U_2

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

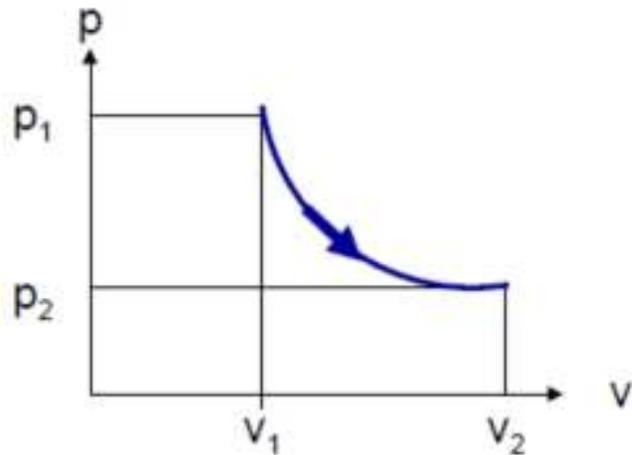
Energi Dalam Gas Ideal

$$U = (3/2) NkT \text{ atau } U = (3/2) nRT$$

- Energi dalam dari gas ideal hanya merupakan fungsi dari temperatur, sedangkan energi dalam gas nyata fungsi dari tekanan (p), suhu (T), dan volume (V).
- Persamaan diatas hanya berlaku pada gas monoatomik (molekul beratom satu). Contoh : He, Ne, Ar, dll.
- Untuk gas diatomik seperti O₂, N₂, Cl₂ menggunakan bilangan (5/2) karena memiliki 5 derajat kebebasan.

PROSES ISOTERMAL

Pada keadaan ini temperatur (T) tetap,
berarti $\Delta T = 0$



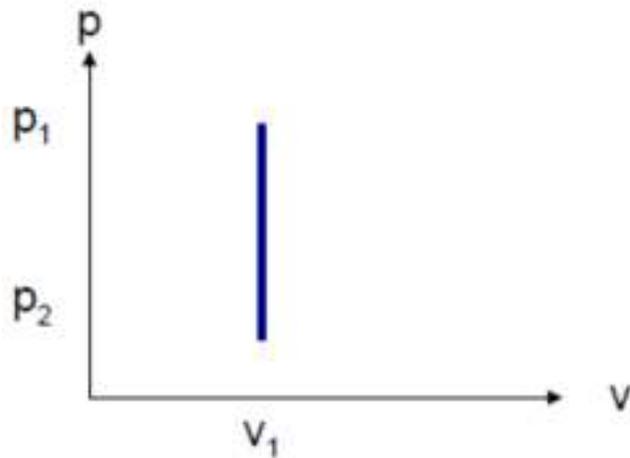
$$U = \left(\frac{3}{2}\right) nRT \rightarrow \Delta U = 0$$

Sehingga :

$$Q = W \rightarrow W = nRT \ln(V_2/V_1)$$

PROSES ISOKHORIK

Pada keadaan ini Volum (V) tetap, berarti $\Delta T = 0$



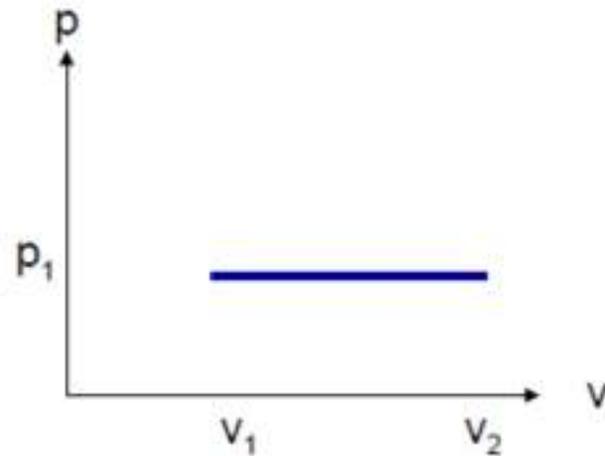
$$W = P \Delta V \rightarrow W = 0$$

Sehingga :

$$\Delta U = Q_v \rightarrow \Delta U = U_2 - U$$

PROSES ISOBARIK

Pada keadaan ini tekanan (p) tetap, dengan kata lain tidak terjadi perubahan dalam sistem



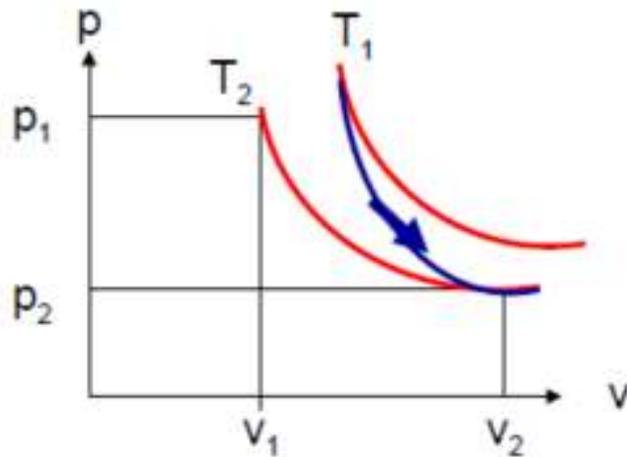
$$W = P \Delta V \text{ dan } Q_p = n C_p \Delta T$$

Sehingga :

$$\Delta U = Q_p - W \text{ atau } \Delta U = U_2 - U$$

PROSES ADIABATIK

Pada keadaan ini tidak terjadi transfer panas yang masuk dan keluar sistem, maka $Q = 0$



Sehingga :

$$\Delta U = Q - W \rightarrow \Delta U = -W$$

$$\Delta U = Q_p - W \text{ atau } \Delta U = U_2 - U$$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

$$W = \frac{1}{\gamma-1} (P_1 V_1 - P_2 V_2)$$

TERMODINAMIKA GAS IDEAL

Proses adiabatik

$$\longrightarrow \Delta U = -W$$

Proses isokhorik

$$\longrightarrow \Delta U = Q_v$$

Proses isobarik

$$\longrightarrow \Delta U = Q_p - W$$

Proses isotermal

$$\longrightarrow Q = W$$