

ТЕРМОДИНАМИКА

Увод

Термодинамика је наука о топлотним појавама и топлотним машинама. Термодинамика проучава претварање енергије из једног облика у други и услове под којима се то дешава.

Као и молекулско – кинетичка теорија гасова, термодинамика се бави проучавањем гасова. Међутим, док молекулско – кинетичка теорија гасова има тзв. микроприступ проучавању процеса у гасовима, термодинамика, насупрот томе, има макроприступ.

Почетке развоја термодинамике везујемо за почетак 19. века. Пошто тада још увек нису биле развијене атомска и молекуларна теорија материје, проучавање појава са макроскопског становишта било је једино могуће.

То значи да се у термодинамици не разматрају процеси на нивоу молекула гаса, већ се гас посматра као целина. При посматрању неког процеса у гасу врше се мерења основних параметара који одређују стање тог гаса, па се на основу резултата ових мерења изводе закључци.

Основни параметри стања гаса су као и у молекулско – кинетичкој теорији:

- притисак гаса - $[p] = Pa$
- запремина коју гас заузима - $[V] = m^3$
- температура гаса - $[T] = K$

Поред три основна параметра стања гаса у основне термодинамичке величине спадају и:

- унутрашња енергија гаса - $[U] = J$
- количина топлоте - $[Q] = J$
- извршени рад - $[A] = J$

УНУТРАШЊА ЕНЕРГИЈА ГАСА

Унутрашња енергија тела једнака је збиру кинетичких и потенцијалних енергија свих микрочестица које чине то тело. Кинетичка енергија дате честице потиче од њеног кретања, а потенцијална енергија од њених узајманих деловања са другим честицама.

Унутрашња енергија се означава словом U , а јединица мере је џул (J).

$$[U] = J$$

Обнављање: Физички систем

Физички систем је скуп физичких тела (честица) која међусобно интерагују или учествују у некој физичкој појави. Тела која чине један физички систем могу да интерагују и са телима изван тог система.

Физички систем је свако појединачно тело или група тела која имају неку заједничку особину.

У овом случају можемо да кажемо да физички систем чине молекули који су груписани на одређени начин.

У зависности од односа честица система са околином можемо да уочимо следеће системе честица¹:

- отворени систем – размењује и енергију и честице са околином
- затворени систем – размењује само енергију са околином
- изолован систем – не размењује ни енергију ни честице са околином

Приликом дефинисања основних својстава идеалног гаса наведено је да молекули међусобно не интерагују, тако да је потенцијална енергија идеалног гаса једнака нули.

¹ Пример – отворени, затворени и прозор са ролетном, однос са околином – систем честица у соби и атмосфера

На основу овога следи да је унутрашња енергија идеалног гаса је једнака збиру кинетичких енергија свих молекула тог гаса.

Средња кинетичка енергија трансляторног кретања честица гаса је:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} k \cdot T$$

Унутрашња енергија N молекула идеалног гаса:

$$U = N \cdot \bar{E}_k$$

Унутрашња енергија идеалног једноатомског гаса је :

$$U = N \cdot \frac{3}{2} k \cdot T$$

Из молекулско – кинетичке теорије гасова знамо да је:

$$n_m = \frac{N}{N_A} \quad \rightarrow \quad N = n_m \cdot N_A$$

где је n_m број молова тог гаса, док је $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$ - Авогадров број, тј. број молекула у једном молу гаса.

Новом заменом се добија:

$$U = n_m \cdot N_A \cdot \frac{3}{2} k \cdot T$$

$$U = \frac{3}{2} n_m \cdot N_A \cdot k \cdot T$$

Узимајући у обзир вредност универзалне Болцманове константе: $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}$,

добија се:

$$N_A \cdot k = 8,31 \frac{J}{K \cdot mol} = R$$

што је такође познато из молекулско – кинетичке теорије гасова, где је R универзална гасна константа.

$$U = \frac{3}{2} n_m \cdot R \cdot T$$

Анализа је спроведена за једноатомске гасове. Приликом разматрања вишеатомских молекула мора да се узме у обзир и њихова унутрашња структура. Молекули који се састоје од групе атома, осим трансляторног кретања могу да врше и ротацију. Због тога ови молекули поседују и део кинетичке енергије који се односи на ротацију.

Експериментално је утврђено да је унутрашња енергија идеалног двоатомског гаса:

$$U = \frac{5}{2} NkT$$

$$U = \frac{5}{2} n_m RT$$

До промене унутрашње енергије гаса може да дође само два начина:

- да променимо његову количину, тј. n_m и
- да променимо температуру тог гаса T .

Ако је количина датог гаса стална, тј. ако је гас херметички затворен у некој посуди, тада је једина могућа последица промене његове унутрашње енергије – промена његове температуре. Дакле:

једноатомски идеални гас	$\Delta U = \frac{3}{2} n_m \cdot R \cdot \Delta T$
--------------------------	-----------------------------------------------------

двоатомски идеални гас	$\Delta U = \frac{5}{2} n_m \cdot R \cdot \Delta T$
------------------------	-----------------------------------------------------

Експериментално је утврђено да промена унутрашње енергије не зависи од врсте процеса, већ само од почетног и крајњег стања система.

