1. IKASGAIA: TERMODINAMIKA: SARRERA

1.1.- ZENBAIT DEFINIZIO

Nola definituko genuke zer den kimika fisikoa? Batetik, esan daiteke kimikaren eta fisikaren artean dagoen zientzia-atala dela, eta nagusiki metodo fisikoak aplikatzen dituela prozesu eta aldaketa kimikoetan. Adibidez, erreakzio kimiko bat gertatutakoan zer substantzia lortzen den azaltzea kimika organiko edo ez-organikoari dagokio; substantziak identifikatzea, berriz, kimika analitikoari; baina kimika fisikoari dagokio zer abiaduratan edo zer baldintzatan gertatu den erreakzio bat.
Kimika fisikoaren helburua materia aztertzea da. Baina mikroskopikoki zein makroskopikoki azter daiteke materia. Lehenengo kasuan, atomoak, molekulak, partikulak aztertuko dira, eta kimika kuantikoaren ardura da hori. Aldiz, materiaren azterketa makroskopikoa egitea (adibidez, 1 L ur, edo 1 kG Hg) termodinamikaren ardura da.
Bi mundu horien arteko lotura termodinamika estatistikoak egiten du.
Jakintzagai honetan, ikuspegi makroskopikora mugatuko gara, eta lehenengo gauza aztergai izango direnak definitzea izango da.

Sistema / sistema termodinamikoa: aztertuko dugun unibertsoaren zatia, hots, materia kantitatea. Adibidez, erreakzio-matraze bat, 2 L-ko disoluzioa, pila elektrokimikoa...
Ingurunea: sistema inguratzen duen guztiari esango diogu, eta interakzioa egin dezake sistemarekin. Adibidez, ontzia, termometroa, eguratsa...

Bi elementu horien arteko interakzioen arabera, pareta edo horma mota bat baino gehiago egongo dira. Pareta edo horma hori benetakoa edo birtuala, imajinarioa, izan daiteke, eta, sistemaren eta ingurunearen artean gertatzen diren interakzioen arabera, zenbait pareta mota izango dira.
Adibidez, demagun nitrogenoz, oxigenoz eta hidrogenoz osaturiko gas-nahaste bat dugula ontzi batean.
Sistema: gas-nahaste osoa.
Ingurunea: ontzitik kanpo dagoen gainerako guztia.
Pareta/horma/muga: ontziaren beirazko paretak.

Edo:

Sistema: nahastearen osagaietako bat; adibidez, oxigenoa.
Ingurunea: gainerako osagaiak (ontzia eta ontzitik kanpokoa).
Pareta/horma/muga: birtuala edo imajinarioa.

Paretak propietateren bat bere balioan mantentzera behartzen badu, propietate horrekiko **errestriktiboa** dela esango dugu.

Paretak beroa pasatzen uzten ez badu, pareta adiabatikoa izango da; aldiz, beroaren transferentzia uzten badu, pareta diatermikoa dela esango dugu.

Paretak sistemaren bolumena finkatzen baldin badu, hau da, bolumenarekiko errestriktiboa baldin bada, pareta finkoa izango da, eta, bestela, mugikorra.
Paretak materia-transferentzia galarazten baldin badu, iragaztezina dela esango dugu, eta, bestela, iragazkorra.

Paretaren arabera, era batera edo bestera egingo dute interakzioa sistemak eta haren inguruneak, eta zenbait sistema mota izango dira:
1.- **Sistema irekia**: bai energia (beroa), bai materia truka dezakete ingurunearekin. Adibidez, 1 L ur ontzi ireki batean.
2.- **Sistema itxia**: materia-transferentzia galarazita dago, baina energia truka dezake ingurunearekin. Adibidez, 1 L ur ontzi itxi batean.
3.- **Sistema isolatua**: ez dago ez materia- ez bero-trukerik. Adibidez, 1 L ur termo batean.

1.2.- SISTEMA TERMODINAMIKOEN EGOERA

Zer sistema aztertuko dugun zehazteko, haren propietateak neurtu behar ditugu. Esperimentalki behatu eta neur daitezkeen propietate horiek aldagai termodinamikoak izango dira, eta ez dira sistema horren aurreko historiaren menpeko izango, hots, berdin dio nola iritsi den sistema hori dagoen egoerara. 1 L urek propietate batzuk izango ditu Everest mendi-tontorrean, hala nola tenperatura, dentsitatea, masa, likatasuna... Eta ez du garrantzirik nola iritsi den egoera horretara: bat-batean, pixkanaka igota...
Horrexegatik, propietate termodinamiko horiei egoera-funtzio esaten zaie.
Baina sistema baten orekazko egoera deskribatzeko ez da beharrezkoa propietate guztien balioak zehaztea. Zergatik? Beren artean lotuta baitaude, eta, batzuk zehaztearekin, gainerakoak emanak datozelako.
Adibidez, 1 L ur 25 °C-an eta presio atmosferikoan, ez da beharrezkoa bere masa zenbatekoa den esatea.
Aipatutako aldagai termodinamikoak bitan sailkatu daitezke, izaeraren arabera:

.- Aldagai **estentsiboak**: sistemaren masa aldatu eta propietatearen balioa aldatzen denean; beste hitz batzuetan esanda, aldagaiak ontziaren puntu guztietan hartzen dituen balio guztien baturaz lortuko da aldagai horren balioa. Adibidez, bolumena, masa.

.- Aldagai **intentsiboak**: sistemaren masa aldatzeagatik bakarrik propietate horren balioa aldatzen ez denean. Adibidez, tenperatura, likatasuna, dentsitatea, presioa...

Aldagai intentsibo bakoitzak balio bera hartzen badu sistemaren puntu guztietan, SISTEMA HOMOGENEO bat izango dugu. Homogeneoa ez denak zati homogeneoak izan ditzake bere barruan; haietako bakoitzari FASE esango diogu.
Adibidez, AgBr-zko disoluzio asea. Gatz gehiago gehituz gero, AgBr-zko hauspeakina agertuko da, ontziaren hondoan. Sistema hori SISTEMA HETEROGENEOA izango da, eta 2 FASE azalduko dira.

1.3.- OREKA TERMIKOA

Eguneroko esperientziak erakutsi digunez, bi sistema bata bestearen ondoan ipinitakoan, eta batetik bestera beroa igaro badaiteke (horma diatermikoa), bata bestea baino beroago baldin badago, beroago dagoena hoztuz joango da pixkanaka, eta bestea,

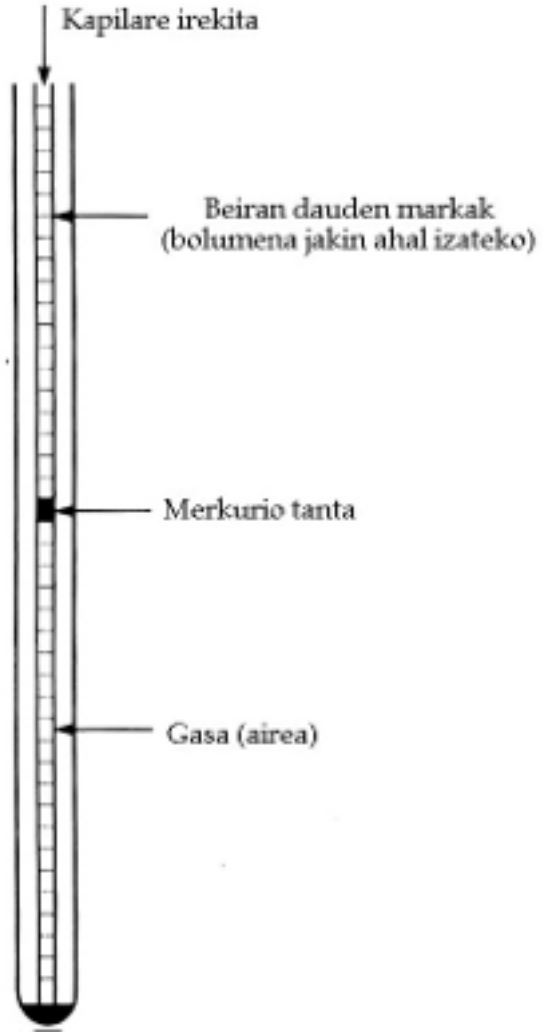
berriz, berotzen; eta, azkenean, tenperatura berean geratuko dira biak. Esango dugu bi sistema horiek oreka termikoan daudela une horretan. Aldagai termodinamikoren bat egongo da bero-fluxu hori eragin duena, eta, aldagai hori bietan berdindu denean, bero-fluxua amaitu egin da. Aldagai termodinamiko hori TENPERATURA izango da, baina saia gaitezen definizio osatuago bat ematen.
Jo dezagun orain 3 sistema ditugula: A, B eta C. A eta C elkarrekin kontaktu termikoan ipini ondoren (pareta diatermikoa erabiliz noski), oreka termikora iritsiko dira biak, eta, ondoren, gauza bera egingo dugu B eta C-rekin.
Ondoren, A eta B kontaktu termikoan ipiniz gero, zer gertatuko da? Ezer ez. Bi sistema horiek elkarrekiko oreka termikoan daude, haietako bakoitza C-rekiko oreka termikoan dagoelako.

Nola definituko dugu TENPERATURA? Pareta diatermiko batek bereizten dituen bi sistema oreka termikoan daudenean, balio berbera hartzen duen egoera-aldagaia tenperatura izango da.
Eta, hortik, **termodinamikaren 0 printzipioa** sortzen da:
A sistema oreka termikoan baldin badago B eta C sistemekin, B eta C sistemak ere elkarrekiko oreka termikoan egongo dira.

Termodinamikaren 0 printzipioak metodo aproposa eskaintzen digu edozein sistemaren tenperatura neurtzeko: oreka termikoan dauden 2 sistemaren tenperatura berdina baldin bada, kalibra dezagun tresnaren bat eta utz diezaiogun oreka termikora heltzen tenperatura ezagutu nahi dugun sistemarekin. Tresna hori ezaguna da: TERMOMETROA, hain zuzen ere. Tenperaturaren balioak guztiz arbitrarioak izango dira, bi sistemaren arteko konparaketa egingo baita beti.
Har dezagun garai bateko temometrorik arruntena: merkuriozkoa. Merkurio kantitate bat ontzi batean sartu, eta kapilar fin bati lotzen zaio. Tenperatura neurtzeko, berarekin aldatzen den propietateren bat aukeratu behar da. Gure adibidean, merkurioak betetzen duen bolumena izango da. Tenperatura konstante mantenduko duen sistemaren bat aukeratu behar da, eta, horretarako, orekan dauden bi fasez osaturiko sistema bat da errazena. Adibidez, ura eta haren lurruna (irakite-puntua), edo ura eta izotza (fusio-puntua). Aurrerago ikusiko dugunez, bi faseak elkarrekin orekan dauden bitartean, tenperatura konstante mantenduko da, eta, beraz, erreferentzia gisa erabil ditzakegu gure termometroa kalibratzeko. Gure termometroa ura irakiten duen ontzian sartuz gero, merkurioa dilatatu eta kapilarrean gora joango da; orekara heldutakoan, zer altueratataraino iritsi den zehaztuko dugu, marra batekin. Gauza bera errepikatuko dugu ura eta izotza dituen ontzian termometroa sartuta. Oraingoan, merkurioaren bolumena txikiagoa izango da, eta, orekara heldutakoan, beste marra bat jarriko dugu, kapilarrean.
Baditugu bi erreferentzia-puntu, baina, bien arteko tenperaturak neurtu ahal izateko, zenbait zatitan banatu beharko dugu eskala hori. Gure gizartean ezaguna den Celsius edo zentigradu-eskalan, bi puntu horiei 100 eta 0 balioak egokitu zitzaizkien, eta ehun zatitan banatu zen bien arteko distantzia. Haietako bakoitza ºCelsius bat izango da.
Eskala horren antzera, badira beste asko –adibidez, Fahrenheit eskala–, eta tenperatura neurtzeko beste gailu asko dago: adibidez, termistoreak (erresistentzia elektrikoa neurtzen dute), termobikoteak (tentsio elektrikoa neurtzen dute)...

Termometro arruntean merkurioa, alkohola edo beste likidoren bat erabili beharrean gasa erabiliz gero, portaera antzekoa izango da, baina gas guztien portaerak aukera emango digu beste eskala bat definitzeko.

Gasa denez, presioak eragin zuzena izango du, eta, horregatik, presio konstantean zein bolumen konstantean erabil daiteke termometroa. Guretzat, arruntagoa izango da presio konstantepeko gas-termometroa erabiltzea.



Kapilarra eguratsera zabalik dagoenez, presioa konstante mantenduko da, hots, presio atmosferikoa izango da. Kapilarra ontzi batean edo beste batean sartutakoan, gasaren bolumena handiagoa edo txikiagoa izango da, tenperaturaren arabera, eta horrek tenperatura neurtzeko aukera emango digu.

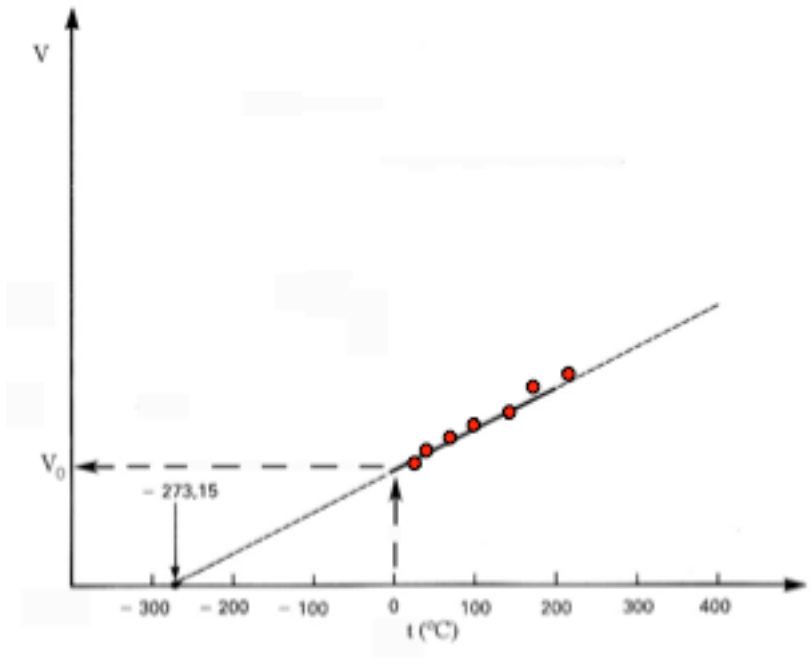
Charles-ek bolumena tenperaturarekin modu linealean aldatzen zela frogatu zuen, hau da:

$$V = V_0 + Kt$$

(tenperatura °C-an dagoenean)

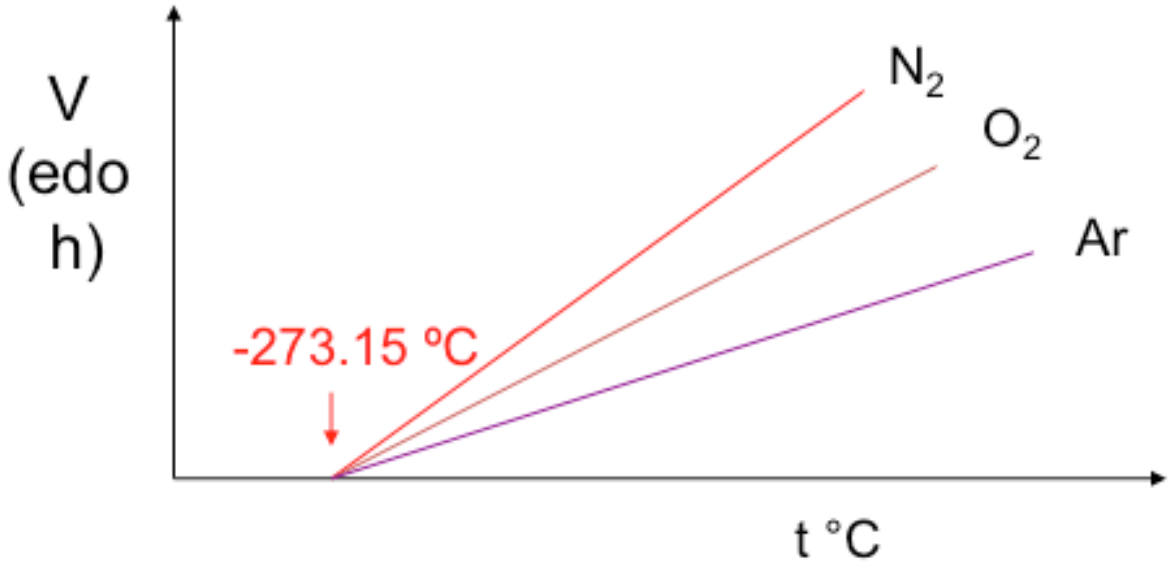
1.1. irudia: Presio konstantepeko gas-termometroa

Termometro hori tenperatura ezberdinetan dauden zenbait sistematan murgildutakoan, gasaren bolumena aldatuz joango da, eta, T bakoitzean neurtutako gasaren bolumena irudikatuz gero, honelako zerbait lortuko genuke:



1.2. irudia: Presio konstantepeko gas-termometro batean neurtutako bolumenak tenperaturaren funtzioan

Esperimentalki lortutako puntuak ongi egokitzen zaizkio zuzen bati, eta, zuzen hori y=0 balioraino estrapolatuz gero, lortutako tenperatura -273,15 °C da.
Esperimentu berbera beste gas batzuekin errepikatuz gero, antzerako portaera ikusten da behin eta berriz. Gas batetik bestera, aldatuz joango da zuzen horren malda, baina estrapolazioa puntu berberean eroriko da guztietan: -273,15 °C.



1.3. irudia: Presio konstantepeko gas-termometro batean neurtutako bolumenak tenperaturaren funtzioan, termometroaren zenbait gasentzat

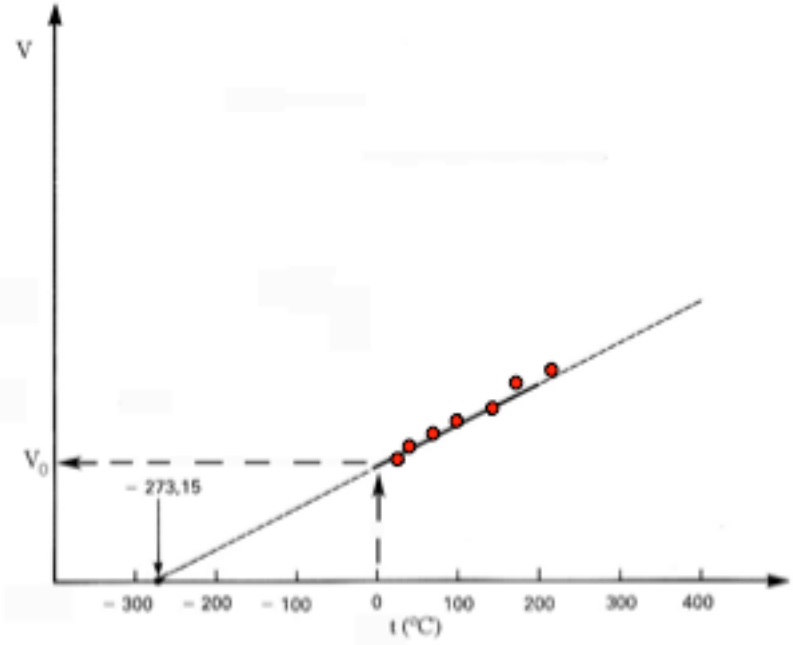
Horrek beste tenperatura-eskala bat definitzeko aukera eman zuen: Kelvin eskala, hain zuzen ere:

$$Kelvin\ eskala: T\ (K) = t\ (ºC) + 273{,}15$$

1.4.- GASEN LEGEAK

1.4.1.- Charles-en legea:

Termometroak ikusi ditugunean, gasen legeetako bat ikusi dugu. Charles-en izena darama lege horrek (edo Charles eta Gay-Lussac-ena, azken horrek argitaratu baitzuen). Lege horrek zera dio: gas kantitate finko bat presio jakin batean dagoenean, bere bolumenaren eta tenperaturaren artean erlazio lineala egongo da.

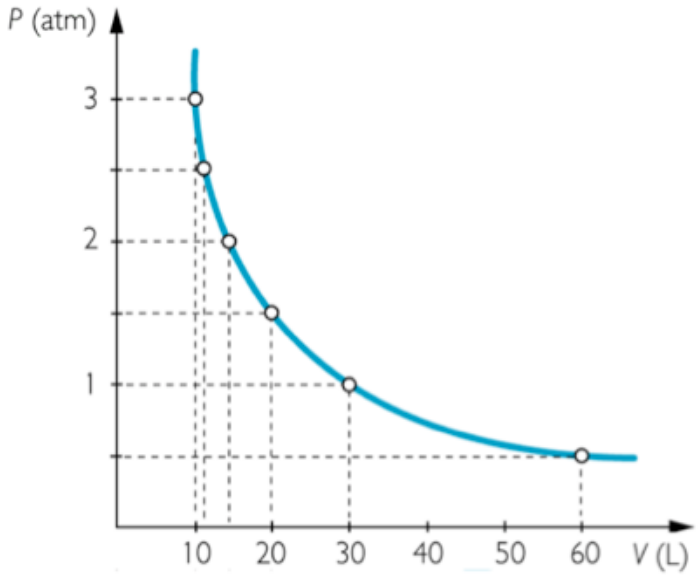


1.4. irudia: Presio konstantepeko gas-termometro batean neurtutako bolumenak tenperaturaren funtzioan

$$V = B\ .T$$

1.4.2.- Boyle-ren legea:

Gas kantitate finko bat tenperatura jakin batean egonik, bere bolumena eta presioa alderantziz proportzionalak dira, hots, $p.V = kte$



1.5. irudia: Tenperatura jakin batean gas kantitate batek egiten duen presioa, betetzen duen bolumenaren funtzioan

1.4.3.- Gay-Lussac-en legea:

Gas kantitate finko bat bolumen jakin batean mantenduz gero, presioa eta tenperatura absolutua zuzenki propotzionalak dira, hau da, $p = B.T$

1.5.- GAS IDEALAREN EGOERA-EKUAZIOA

Orain arte ikusitako legeak ez dira zehatz-zehatz betetzen; gehienetan ongi samar betetzen badira ere presio baxuetan eta tenperatura altuetan, ekuazio horiek ez dira hain ongi betetzen baldintza horietatik urruntzen garenean. Aipaturiko lege horiek edozein baldintzatan betetzen dituzten gasak GAS IDEALAK izango dira.

Beraz, tenperatura konstantepean, $p.V = C$
eta, bolumen konstantepean, $p = B\ .T$

Demagun p_1, V_1 eta T_1 baldintzetan dagoen gas kantitate batek transformazio isotermikoa jasaten duela, eta bukaerako baldintzak p_2, V_2 eta T_2=T_1 direla. Eta, ondoren, bolumena konstante mantenduz beste transformazio bat jasaten duela, p_3, V_3= V_2 eta T_3 balioetara iritsi arte.
1. urratsean, T konstante denez, $p_1V_1 = p_2V_2$ beteko da,
eta, 2. urratsean, aldiz, $p_2 = B \cdot T_2 = B \cdot T_1$ eta $p_3 = B \cdot T_3$

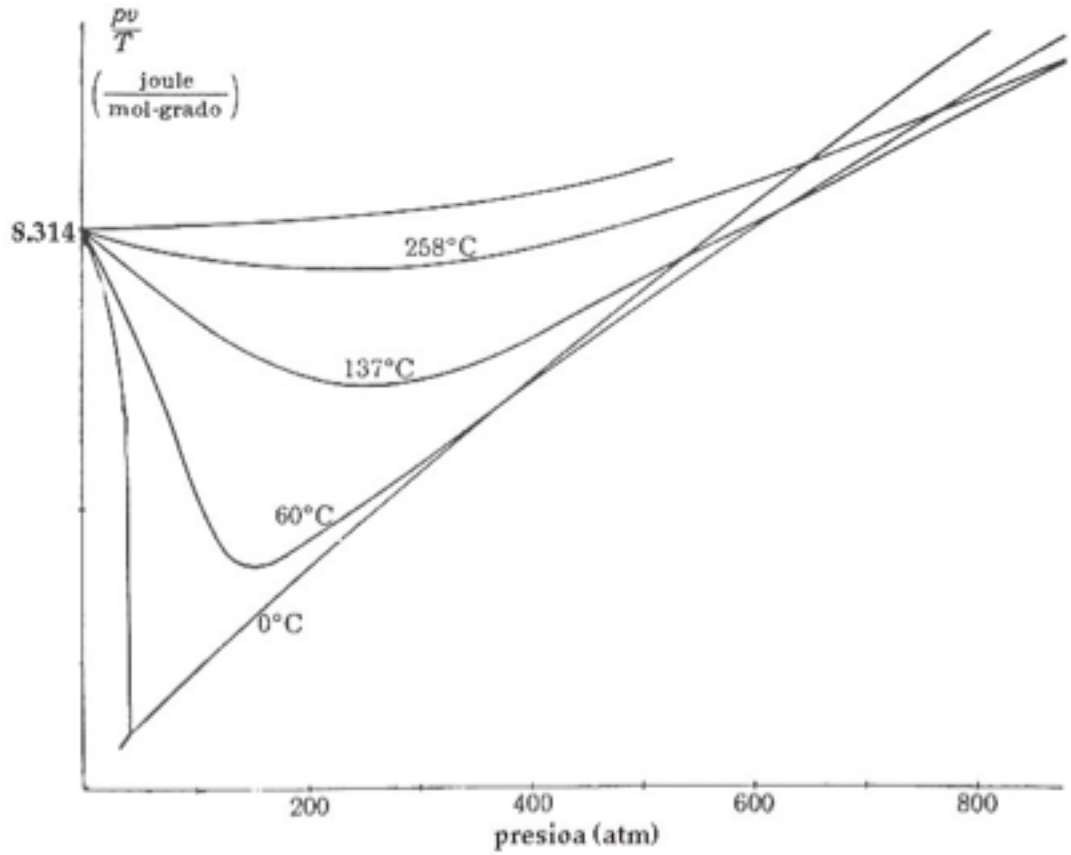
Bi ekuazio horiek konbinatuz: $p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{p_1V_1}{V_3}$ /1/ eta $\frac{p_2}{p_3} = \frac{T_2}{T_3} = \frac{T_2}{T_3}$ /2/

/1/ ekuazioa bian ordezkatuz:

$$\frac{p_1V_1}{V_3} = \frac{T_1p_1}{T_3} \text{ edo } \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_3V_3}{T_3}$$

Hau da, gas idealetan kantitate jakin bat hartuta, $p \cdot V/T$ zatidura konstante mantenduko da.

Mol bat hartuz gero, p. V_m/T zatidura zenbaki konstante bat izango da gas idealetan. Hori ez da guztiz betetzen gas errealetan. Irudi honetan, CO_2-aren kasuan bildutako datuak biltzen dira:



1.6. irudia: $p \cdot V_m/T$-ren balioak presioaren funtzioan, zenbait tenperaturatan, CO_2-aren kasurako

Gas idealen portaera beteko balu, zuzen horizontala lortu beharko genuke kasu guztietan (tenperatura guztietan). Garbi dago presioa 0tik urruntzen doan neurrian portaera gas idealen portaeratik urruntzen dela, eta, tenperaturari begiratzen badiogu, zenbat eta baxuagoa izan, portaera are gehiago urrunduko da portaera idealetik.
Baina, kasu guztietan, zera ikusten da: presioak 0rantz jotzen duenean, makur guztiek puntu berberera jotzen dute; zenbaki horri gasen konstante unibertsala esaten zaio.

$$R = 0{,}082\ \frac{atm.l}{mol.grado} = 8{,}3149\ \frac{J}{mol\ K} = 1{,}98717\ \frac{cal}{mol\ K}$$

CO_2-aren kasuan behatu den portaera hori beste gas guztiekin ere ikusi da, hau da, presioak 0rantz jotzen duenean:

$$\frac{pV_m}{T} = R$$

Eta horixe da, hain zuzen ere, gas idealen ekuazioa:

$$pV_m = RT \quad \text{edo} \quad pV = nRT$$

1.6.- GAS IDEALEN NAHASTEAK: DALTON-EN LEGEA

Eta zer gertatuko litzateke ontzi horretan gas bakarra izan beharrean gas bat baino gehiago izango bagenitu? Demagun gas idealez osaturiko nahaste bat dugula; saiatuko gara erlazio bat aurkitzen gas bakoitzak beteko lukeen presioaren eta presio totalaren artean.
n_A mol V bolumeneko ontzi batean T tenperaturan sartuz gero, presio hau egingo luke A gas horrek:

$$p_A V = n_A RT$$

Ontzi horretan n_B mol T berean egongo balira, presio hau egingo luke B gas horrek::

$$p_B V = n_B RT$$

A eta B gasen presio partzialak deritze p_A-ri eta p_B-ri, hau da, gas horiek V bolumenean bakarrik egongo balira egingo luketen presioa. Eta zer lotura dago presio partzial horien eta bi gasak elkarrekin ontzi berean daudenean egingo duten presio totalaren artean?
1801. urtean, John Dalton-ek, gasekin hainbat saiakera egin ondoren, bere izena daraman legea proposatu zuen:
"Portaera ideala duten gasen nahaste batek egindako presioa (P_{TOT}) gas bakoitzak V bolumen berdinean bakarrik egonda beteko lukeen presio partzialen batura izango da":

$$p_{tot} = p_1 + p_2 + p_3 + p_4 + \cdots$$

Definizio matematiko horrek ba al du esanahi fisikorik? Hori frogatzeko, presio partzialak neurtzeko trikimailu edo gailuren bat beharko genuke. Ez gara orain horretan sartuko, baina, osagai bakar batek nahaste batean betetzen duen presioa neurtu, eta frogatu da Dalton-en legea egia dela.
Bada Daltonen legea azaltzeko beste modu bat:
Gas idealen nahaste batean i osagai batek presio hau eragingo du:

$$p_i V = n_i RT$$

Daltonen legearen arabera: $p_{TOT} = \sum_i p_i$

Beraz, $p_{TOT} = \sum_i \frac{n_i RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_i n_i = \frac{n_{TOT} RT}{V}$

Presio partzialaren eta presio totalaren arteko zatidura eginez gero:

$$\frac{p_i}{p_{TOT}} = \frac{\frac{n_i RT}{V}}{\frac{n_{TOT} RT}{V}} = x_i \rightarrow p_i = x_i P_{TOT}$$

Benetako gasek ez dute portaera ideala betetzen; ez, behintzat, tenperatura- eta presio-tarte osoan. Gas errealen portaera azaltzeko, ekuazio asko proposatu dira; beharbada, van der Waals-en ekuazioa da guztien artean ezagunena:

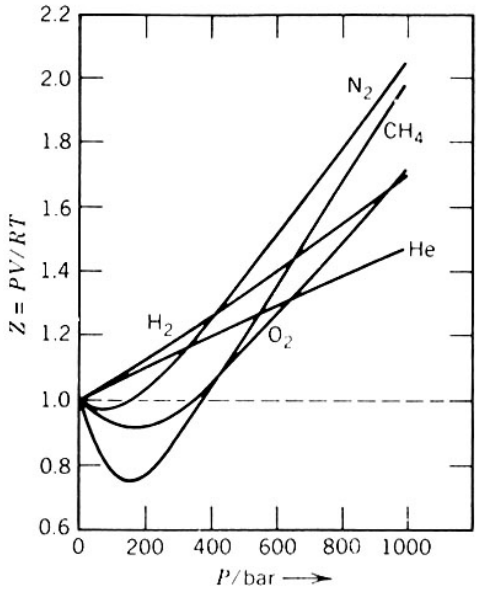
$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)\left(V_m - b\right) = RT$$

Ekuazio hori baliagarria da gas guztietarako; gas batetik bestera, a eta b konstanteak aldatuko dira. Termino horiek gasaren molekulen arteko interakzioak islatzen dituzte, eta molekula horiek betetzen duten bolumen fisikoa.

Benetako gasen portaera idealtasunetik zenbat urruntzen den neurtzeko beste modu bat konprimagarritasun-faktorea deritzona da: z.
Hona hemen konprimagarritasun-faktorearen definizioa:

$$z = \frac{\text{behatutako bolumen molarra}}{\text{bolumen molar ideala}} = \frac{V_m(benetakoa)}{V_m(ideala)}$$

Gasaren portaera gas idealaren ekuaziora hurbiltzen denean, z-k 1 baliorantz joko du, eta, 1etik urruntzen denean, portaera idealetik urrun gaudela esan nahiko du.

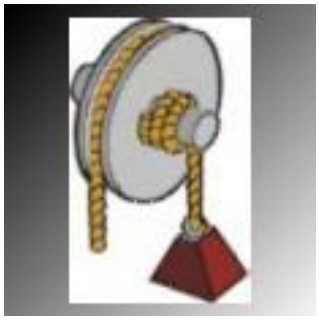


1.7. irudia: Konprimagarritasun-faktorea presioaren funtzioan, zenbait gasetan

Irudian ikus daitekeen moduan, presio baxuetan, z-ren balioa 1i hurbiltzen zaio gas guztietan, baina, presioa handitu ahala, gero eta gehiago urruntzen da 1etik: gasaren portaera ideala ez den seinale.

1.7.- LANA

Mekanikaren alorrean, lana egin dela esan ohi da indar baten eraginez sistema bat desplazatutakoan.



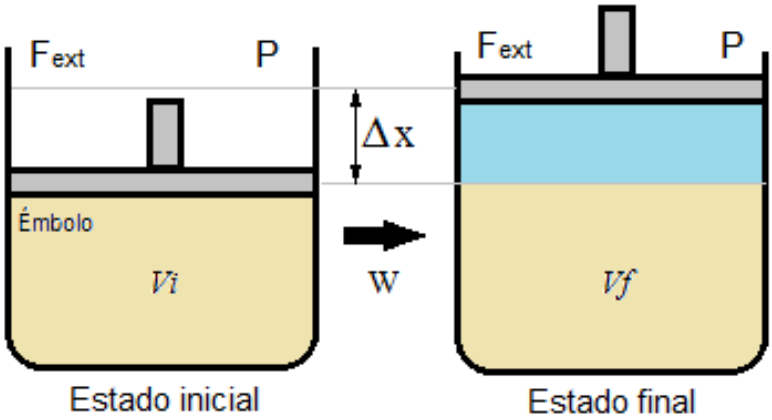
1.8. irudia: Lana azaltzeko irudia

Pertsona batek sokatik tiratuz gero zintzilik dagoen pisua jasotzen badu, esango dugu pertsonak lana egin duela. Lana eginez doan neurrian, nekatuz joango da, hots, bere energia galduz joango da. Zintzilik dagoen pisu horrek pertsonari tira egin eta lurretik jasoko balu, pertsonak lehen baino energia gehiago izango du (irabazitako energia potentziala), eta esango dugu lana pertsonaren gainean egin dela.

Termodinamikan, lanaren definizioa hau da:
"Ingurune osoak edo zati batek neurtzeko modukoa den F indar makroskopikoa sistemaren gainean aplikatutakoan sistema desplazatzen bada, lana egin dela esango dugu".
Askotan esan ohi da lana energia mota bat dela, baina hori ez da zuzena: energia transferitzeko modu bat da lana.
Eta zein da lanaren zeinua? Positiboa, negatiboa? Erabiliko den irizpideak zera dio: sistema baten energia handiagoa egiten bada, sistema horren gainean lana egin dugulako izango da, eta lan hori positiboa izango da; aldiz, sistema batek lana egindakoan bere energia txikiagoa egingo denez, lan hori negatiboa izango da.

1.8.- P/V MOTAKO LANA

Termodinamikan, lanik arruntena presio/bolumen deritzona da (P/V), hau da, bolumen-aldaketaren ondoriozko lana.



1.9. irudia: Pistoi mugikorreko ontzi batean gasak izandako espantsioa

Demagun gas bat dugula enbolo mugikorreko ontzi horretan. Haren presioa kanpoko indarra baino handiagoa baldin bada, gasa espanditu egingo da eta lana egingo du, enboloaren gaineko pisua goraka mugituz. Gasak energia galdu du, lana egin baitu. Beraz, espantsiozko lana negatiboa izango da, sistemaren energia gutxitu egiten baita. Aldiz, kanpoko indarra barruko presioa baino handiagoa izanez gero, gasa konprimatu egingo da, eta, bukaeran hasieran baino energia handiagoa izango duenez, lan hori positiboa izango da.

Nola adieraziko dugu matematikoki espantsiozko/konpresiozko lana? Demagun pistoi edo enbolo mugikor horren azalera A dela eta enboloa desplazatu den kantitatea dx.

Pistoia dx desplazatzerakoan, sistemaren lana hau izango da:

$$dW = F.dx$$

Baina, presioa indarraren eta azaleraren arteko zatidura denez: $p = \frac{F}{A}$

$$dW = P.A.dx = P.dV$$

Lan osoa kalkulatzeko, ekuazio hori integratuko dugu:

$$\int_1^2 dW = \int_1^2 p.dV$$

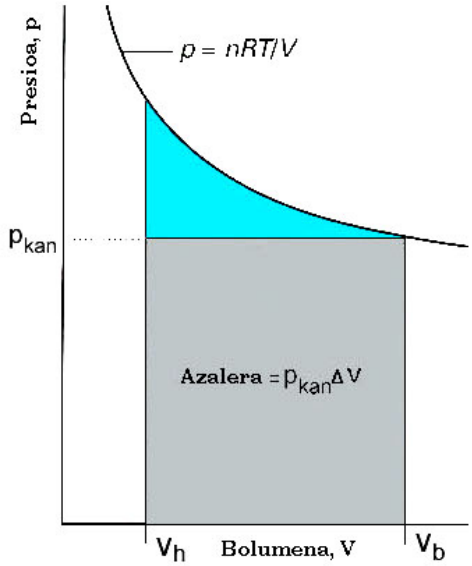
Zeinu-hitzarmena aplikatuz, espantsiozko lana negatiboa izan dadin, minus zeinua gehituko dugu:

$$W = -\int_1^2 p.dV$$

Integral hori askatzeko, presioaren eta bolumenaren arteko erlazioa behar dugu jakin. Lana bi modutara egin daiteke: modu itzulezinean eta modu itzulgarrian. Modu itzulgarrian ari baldin bagara, sistemaren eta kanpoko presioak ia berdinak izango dira, uneoro; kantitate infinitesimalean bereiziko dira, eta, ondorioz, presioa aldatuz joango denez, presioa eta bolumena elkarrekin lotzen dituen ekuazio bat beharko dugu integrala askatzeko. Aldiz, sistema kanpoko presio konstantepean jartzen badugu,

aldaketa hori ez da itzulgarria izango, itzulezina baizik. Kasu horretan, presioa konstante mantendu denez, integraletik kanpora atera, eta berehala askatuko dugu lana.

$$W = -p.\Delta V$$



1.10. irudia: Gas baten espantsiozko lana

Espantsioa modu itzulgarrian bete baldin bada, makurraren azpiko azalera osoa izango da egindako lana (alderdi urdina eta grisa) (hori baita integral mugatuaren esanahi geometrikoa). Baina, lana kanpoko presio konstantearen aurka egin baldin bada, karratuaren azalera izango da (alderdi grisa soilik). Beraz, ondorio garrantzitsu bat lortu dugu: lana kalkulatzerakoan, ez dugu bakarrik kontuan hartu behar zein diren hasierako eta bukaerako egoerak, baizik eta batetik bestera egindako ibilbidea.
Zenbat izango da ziklo batean zehar egindako lana?

Badira espantsiozkoak ez diren lanak, baina aurten ez ditugu ikusiko. Adibidez, solido baten luzapena gertatzeagatik, pila elektrokimiko batean egindako lana, gainazal bat handitzearen ondoriozko lana...

1.9.- <u>BEROA</u>

Tenperatura ezberdinetan dauden bi sistema elkarren ondoan ipinitakoan, bien arteko muga pareta diatermikoa izanik, beroa batetik bestera transferituko da, biak oreka termikora iritsi arte. Beroa sistemaren energiarekin lotuta baldin badago ere, ezin esango dugu beroa energia mota bat denik, baizik eta energia gorputz batetik bestera transferitzeko modua. Ezin hitz egingo dugu sistema baten beroaz (bolumenaz edo presioaz, bai, adibidez), sistemaren lanaz ezin dugun bezala. Sistema baten gainean prozesu bat gertatutakoan azaldu daitezke beroa eta lana, eta, sistema horretan, bietan gertatuko dira energia-aldaketak. Bai beroa, bai lana ibilbidearen menpeko dira, hots, ez dira egoera-funtzio. Aztertzen ari garen prozesua presioa konstante mantenduz gertatuz gero (adibidez, laborategi gehienetan, presio atmosferikoan egiten dira esperimentu asko eta asko), presio konstantepeko beroaz hitz egingo dugu: Q_p. Eta, bolumena konstante mantenduz gertatuz gero, bolumen konstantepeko beroaz ariko gara: Q_v.

Demagun m_1 gramoko gorputz bat (zeina T_1 tenperaturan dagoen) kontaktuan ipini dugula m_2 gramoko beste batekin, pareta diatermiko baten bitartez. Tenperatura altuenean dagoen gorputzak beroa transferituko dio besteari, biak tenperatura berberera iritsi arte. Une horretan biak oreka termikoan egongo direnez, ez da egongo bero-fluxu netorik bien artean. Batak galdu duen beroa besteak irabazi duena izango da (onartuko dugu sistema ongi isolatuta dagoela eta ez dagoela inongo bero-galerarik). Galdutako edo irabazitako beroa tenperatura-aldearen menpekoa izango da, berotu edo hoztu den masaren araberakoa eta substantzia bakoitzaren izaeraren araberakoa (ez da gauza bera 1 L aire edo 1 L ur likido berotzea). Hori honela adieraziko genuke matematikoki:

$$m_1.c_1.\left(T_{buk}-T_1\right)+m_2.c_2.\left(T_{buk}-T_2\right)=0$$

c_1 eta c_2 bi gorputz horien bero espezifikoak dira, hau da, substantzia horren 1 g-ren tenperatura gradu bat handitzeko eman behar zaion beroa.
Bero espezifikoaren ordez, batzuetan, bero-ahalmena (C) erabiltzen da, edo bero-ahalmen molarra (c). Bero-ahalmenaren kasuan, gorputz horren tenperatura gradu bat handitzeko gorputz horri eman behar zaion beroa izango da gorputz baten bero-ahalmena; bero-ahalmen molarra, berriz, gauza bera izango da, baina substantzia horren 1 mol dugunean.
Unitateak aldatu egingo dira batetik bestera: bero-ahalmena, energia/gradu; bero-ahalmen molarra, energia/(gradu. mol), eta, bero espezifikoa, energia / (gradu. g).
XVIII. mendean, beroa neurtzeko beste unitate bat proposatu zen; kaloria, hain zuzen ere. Egun, egokiagoa da nazioarteko sisteman agertzen den energia-unitatea erabiltzea, joulea, baina, bizitza arruntean kaloriak askotxo erabiltzen direnez oraindik, komeni da bien arteko baliokidetza zein den jakitea.

Hona hemen kaloriaren definizioa: presio atmosferikoan dagoen 1 g uri tenperatura 14,5 °C-tik 15,5 °C-ra igotzeko eman behar zaion beroa. 1 J = 0,24 cal.
Bero-ahalmena, bero-ahalmen molarra eta bero espezifikoa ibilbidearen menpekoak izango dira, hau da, ez da bero berdina behar presioa konstante mantenduz gertatuz gero aldaketa, edo bolumena konstante mantenduz. Horregatik c_p eta c_v erabiliko ditugu, ibilbidea zein izan den zehazteko.
Bero-ahalmena, bero-ahalmen molarra edo bero espezifikoa tenperaturaren menpekoak direnez, kontuan hartu beharko dugu hori beroa kalkulatzeko orduan, hau da, honela idatziko dugu gorputz baten m gramoren tenperatura dT kantitatea handitzeko beharrezko beroa:

$$dq_p = mc_p dT$$

$$dq_V = mc_V dT$$

Eta modu integratuan:

$$q_p = m\int_{T_h}^{T_b} c_p d\mathrm{T}$$

edo

$$q_v = m\int_{T_h}^{T_b} c_v d\Gamma$$

Eta zein izango da beroaren zeinua?

Demagun gas kantitate bat dugula enbolo mugikorreko ontzi batean eta, haren gainean, indarra egiten duen pisu bat. Gas horri beroa ematen badiogu, gasa espanditu egingo da, eta bere gaineko pisua jaso dezake, hau da, beroa ematen diogunean, lana egin dezake gasak.
Beraz, sistema bati beroa emandakoan bere energia handiagoa izango denez, bero hori positiboa izango da, eta alderantziz.