

NITROGENOA: GAS IDEALA EDO ERREALA?

10. SAIKUNTZA

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Mirane Florencio Zabaleta

2019/06/02

AURKIBIDEA

SARRERA.....	2
HELBURUA	2
OINARRI TEORIKOA	2
PROZEDURA ESPERIMENTALA	5
MATERIALA	5
Prozedura	7
EMAITZAK.....	8
ONDORIOAK.....	19
BIBLIOGRAFIA.....	21

SARRERA

HELBURUA

Praktika honen helburua gas erreal baten, kasu honetan Nitrogenoaren, portaera makroskopikoa aztertzea da. Hainbat irudikapenen bidez Boyle, Gay-Lussac eta Charlesen legeak baieztatuko dira, presioa, bolumena eta tenperaturaren arteko harremanak aztertuz.

Helburu nagusia nitrogenoa gas ideala edo erreal den zehaztea izango da, honek gas idealaren egoera-ekuazioa betetzen duen ala ez ikusiz.

OINARRI TEORIKOA

Gas bat oinarrizko lau faktoreen menpe dago, presioa, bolumena, tenperatura eta masa, hortaz, parametro hauei balioak emanez, gas baten egoera zehaztuko dugu.

Hauetatik oinarrizkoenak; bolumena, presioa eta tenperatura dira. Bolumena asko aldatzen baita presioa eta tenperaturaren baitan, beraz, saiakuntza hau gauzatzeko erabiliko dugun tresneriak, magnitude horiek kontrolatzea ahalbidetuko dute, gasaren portaera aztertzeko.

Esperimentua gauzatu den baldintzetan gasa ez denez kondentsatuko, gas idealen egoera-ekuazioa beteko duela suposatuko da.

Gas ideala, gas idealen egoera-ekuazioa beteko duena izango da, hots, aldaketak jasatean, tenperatura konstantean bolumena presioarekiko alderantziz proportzionalki aldatuko dela eta presioa edo bolumena tenperaturarekiko berriz, proportzionalki aldatuko dena. Bestalde, gas errealak gas idealen egoera-ekuazioa betetzen ez duen jarrera termodinamikoak duena da.¹

Hortaz, gas idealen egoera-ekuazioa betetzen duen ala ez ziurtatuz jakingo dugu nitrogenoa bera gas ideala den edo ez.

$$PV = nRT$$

1.ekuazioa

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Boyle izan zen gas idealen egoera-ekuazioaren garapenari hasiera eman ziona, honek bere legea ondorioztatzeko bi esperimentu gauzatu zituen; *Experimento XVII* eta *Dos nuevos experimentos relativos a la medida de la fuerza del resorte de aire comprimido y dilatado*. Huetan oinarrituz ondorengoa suposatu zuen:

*“Temperatura konstantean gas masa baten presioa zuzenki proportzionala da bere dentsitatearekiko eta alderantziz proportzionala bere bolumenarekiko.”*²

“Gas masa determinatu baten temperatura konstante mantentzen bada bere bolumena aldatzen den bitartean, gasak egindako presioa aldatuko da, hauen produktua konstante mantentzeko.”

Matematikoki adierazita: $PV = kte$

2.Ekuazioa

Ondoren, Gay-Lussacek beste lege bat frogatu zuen, bolumen konstantean presioaren aldaketa temperaturarekiko proportzionala dela.³

Gay-Lussacen legearen adierazpen matematikoa: $\frac{P}{T} = kte$

3.Ekuazioa

Bere aldetik Charlesekin ere erlazio honen inguruan beste lege bat proposatu zuen, presio konstantean, bolumenaren aldaketa temperaturarekiko proportzionala zela.

Charlesen legearen adierazpen matematikoa: $V = V_0(1 + \alpha t)$

4.Ekuazioa

Kasu guzti hauetan, proportzionaltasun-konstantean erabiltzen ari diren mol (n) kopurua eta gasen konstantearekin (R) erlazionatua dago.

Hasieran aipatu bezala, gas errealek ez dute betetzen gas idealen egoera-ekuazioa, baina haien portaera ere aztertua izan da eta baita deskribatua ere.

Gas erreal baten ez-idealtasuna konprimagarritasun-faktore (Z) deiturikoaren funtzioan idatzi daiteke.

Konprimagarritasun-faktorea (Z) honela definitzen da:

$$Z = \frac{pV_m}{RT}$$

5.Ekuazioa

V_m bolumen molarra delarik.

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Konprimagarritasun-faktorea presioaren funtzioan irudikatuz (Z vs p), gas horren idealtasunarekiko desbiderazioak ikus daitezke, azken finean, presioaren ondorioz honek jasaten duen aldaketa, partikulen arteko erakarpen-indarren eta molekulen bolumen propioaren eraginaren ondorio dira. Gas idealetarako $Z=1$ da, baina presioa handituz gero, Z -k hartuko dituen balioak 1 baino handiagoak edo txikiagoak izan daitezke.⁴

Konprimagarritasun-faktoreaz gain, proposaturiko ekuazioetako bat, Van der Waalsen ekuazioa izango litzateke. Honen adierazpen matematikoa lortzeko, hainbat hurbilketa eta suposizio egin ziren:

Molekulek bolumen propioa dutenez, bakoitza dagoen ontziaren bolumenaren zati bat baztertu eta baztertutako bolumena b izanik, benetako bolumena ($V_m - b$) geldituko da.

$$V_i = V_m - b \quad \text{6.Ekuazioa}$$

Hau gas idealen ekuazioan ordezkatzeko da:

$$p_i V_m = p_i (V_m - b) = RT \quad \text{7.Ekuazioa}$$

Erakarpen-indarren kausaz egin beharreko zuzenketa honela kalkulatu da. Demagun, gas barnean dauden partikulen artean ematen den erakarpen-indar erresultantea nulua dela, baina ontziaren hormetan kokatuak dauden partikulak ontziaren barne alderantz indarra jasaten dute. Hortaz, partikulek indar txikiagoz talka egin eta presio txikiagoa jasango dute.

V bolumen batean n mol gas badaude, partikula determinatu bat erakartzen dutenen kopurua $\left(\frac{n}{V}\right)$ -rekiko proportzionala izango da, baita hormetan talka egiten duten partikula kopururena ere. Ondorioz, presio-diferentzia $\left(\frac{n}{V}\right)^2$ -ren proportzionala izango da, hots, mol kantitate hori gutxituko da.

Hau esanik, gas errealen presioa gas idealen legeak aurre-esandakoa baino txikiagoa denez, p_r presio errealarari $\frac{a}{V_m^2}$ kantitatea gehitu beharko zaio p_i presio ideala lortzeko.

Beraz:

$$p_i = p_r + \frac{a}{V_m^2} \quad \text{8.Ekuazioa}$$

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Eta ekuazio hau aurretik aipaturiko 7.ekuazioan ordezkatzean, Van der Waalsen ekuazioa lortuko da.

$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT \quad 9.\text{Ekuazioa}$$

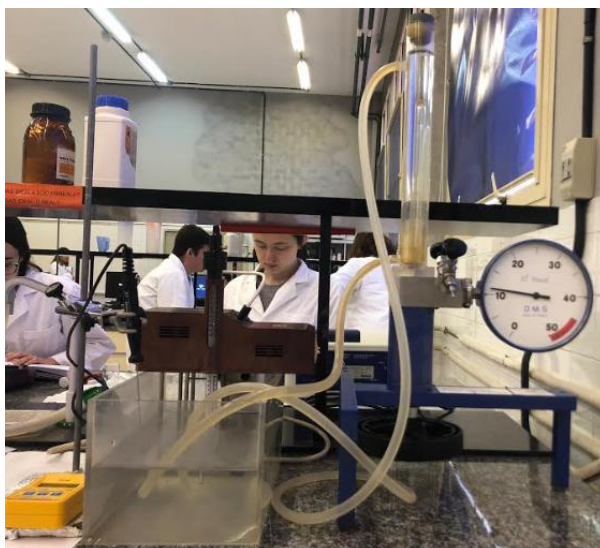
Non V_m bolumen molarra den eta a eta b konstanteak.

Honetaz gain, askoz ere ekuazio gehiago daude: Clausius, Redlich-Kwong, etab. Gas errealean portaera azaltzeko erabili izan direnak, ezagunena honako hau izan arren.⁵

PROZEDURA ESPERIMENTALA

Praktika hau burutzeko erabiliko den errektibo bakarra nitrogenoa izango da.

MATERIALA



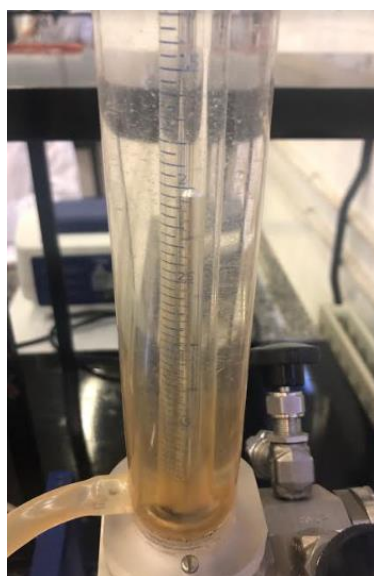
1.Irudia. Esperimentua gauzatu ahal izateko makina osoa.

Materialari dagokionez, bainu termostatiko batean oinarritzen den muntaia bat erabiliko dugu. Bainu honek momentu bakoitzean behar dugun tenperatura mantentzen lagunduko digu, presioa bolumenaren baitan nola aldatzen den ikusi ahal izateko.



2. Irudia. Bainu termostatikoaren temperatura kontrolatzen duen termometroa.

Bertan dagoen temperatura kontrolatzeko, beirazko termometro bat dugu, metalezko hari bat duena eta hariaren kokapenaren arabera jakingo du bainuak noiz berotu eta noiz ez, temperatura konstante mantendu ahal izateko. Nahi dugun temperaturan dagoela ziurtatzeko, termometro digital bat sartuko dugu bainuan ere.



3. Irudia. Hodiaren barnean, ur-alkandoraz inguratutako merkurioa.

Muntaiaren eskuin aldean hodi handi bat dugu eta bertan sartuko da esperimentua gauzatu ahal izateko behar den nitrogeno kantitate txiki bat. Hodiaren azpiko aldean merkurioa dugu, hortaz, gasa isolatua egongo da. Hau, urez inguratutako dago, ur-

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

alkandora izenez ezagutzen dena, eta plastiko hodi batzuen bitartez uraren mugimendua ahalbidetuko da bainua eta hodi handiaren artean.



4. Irudia. Bolumena zehazteko erabiltzen den bolantea eta honek eragiten duen presioa adierazten duen manometroa.

Hodiaren barnean dagoen merkurioa kontrolatuz, gasaren bolumen espezifikoak jakin daitezke. Hau, azpian dagoen bolantearen bidez kontrolatzen da, merkurioaren meniskoa handitu edota txikituz. Gasaren bolumenaren arabera, presioa desberdina izango da eta honen araberrako presioaren aldaketa ikusteko, manometroa dugu, momentu oro dagoen presioa barretan adieraziko duena.

PROZEDURA⁶

Esperimentuarekin hasteko, merkurioaren meniskoa 4. marran kokatuko dugu. Honek gasaren bolumena 4mL dela adierazten duela jakinik.

Ondoren, zunda termometriko baten bidez bainu termostatikoa 25°C-tan mantenduko dugu. Behin tenperatura konstantea dela ziurtatzean, manometroak adierazten duen presioa apuntatuko dugu, hau da, baldintza zehatz horietan gasak jasaten duen presioa izango dena.

Behin hori lortuta, tenperatura berdinean mantenduko gara, baina oraingoan merkurioaren meniskoa aldatuz, gasaren beste bolumen desberdinak lortuko ditugu,

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

honek presioan duen eragina ikusiz. Bolumena 0,3 unitate jaisten joango gara eta bakoitzean dagokion presioa apuntatuko dugu, presioak 45 bar-ak gainditzen dituen arte.

Temperatura horretan bolumen aldaketei dagokien presioak apuntatuta, manometroko orratza 20 barretan kokatuko dugu, honi dagokion bolumena apuntatuz.

Orain arteko prozesu hau hainbat temperatura desberdinetan gauzatuko dugu, temperatura desberdinetan presioa bolumenarekiko nola aldatzen den ikusteko.

Kalkulatu beharreko temperaturak: 25°C, 31°C, 37°C eta 45°C.

Ondoren datorren datuen tratamendua gauzatzeko, datu guztiak taula batean bilduko ditugu.

EMAITZAK

Esperimentuan jasotako datu guztiak ondorengo taulak biltzen ditu:

1.Taula. Bolumen bakoitzean temperatura desberdinetan lortutako presioak eta 20atm-ko presioari dagokion bolumenak.

V (L)	P (atm)			
	T= 298,3K	T=304,3	T=310,2K	T=317,2K
0,004	11,4	11,45	11,7	12
0,0037	12,2	12,5	12,8	13
0,0034	13,4	13,6	14	14,4
0,0031	14,7	15	15,4	15,6
0,0028	16,5	16,8	17,1	17,5
0,0025	18,5	18,8	19,3	19,8
0,0022	21	21,5	22	22,5
0,0019	24,5	25	25,5	26,3
0,0016	29	29,7	30,3	31
0,0013	35,6	36,5	37,3	38,5
P (atm)	V (L)			
20	0,0025	0,00255	0,0026	0,0027

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Taula honetan sartutako balioen unitateak, aldatuta daude ondorengo kalkulatzeko behar diren unitateak eskura izateko.

Egindako unitate aldaketak:

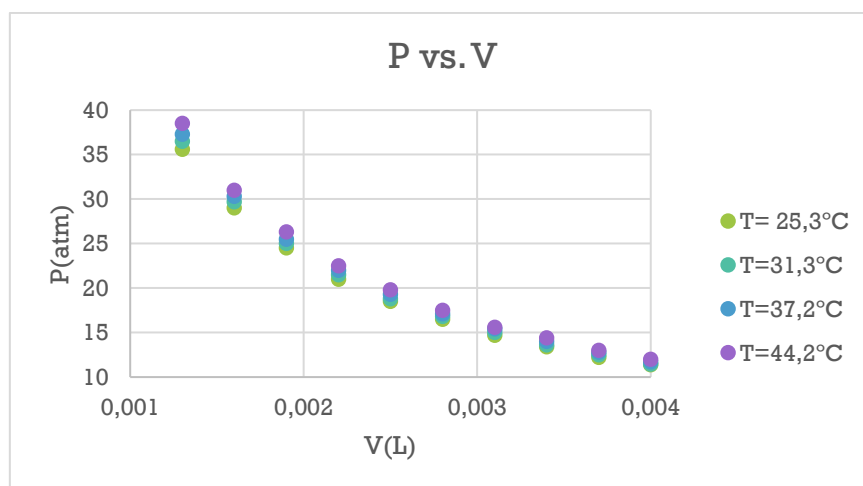
1 bar=1 atm

0°C=273K

1000mL=1L

Horietaz gain beste hainbat eragiketa egin ditugu eta taula desberdinetan bildu ditugu behar diren grafikoaren irudikapenak errazteko.

Lehen irudikapenean, hasierako taula erabiliz tenperatura desberdinetan lorturiko presioak bolumenaren funtzioan erakusten dira.



5.Irudia. Presioaren aldaketa bolumenaren aurrean (tenperatura desberdinetan).

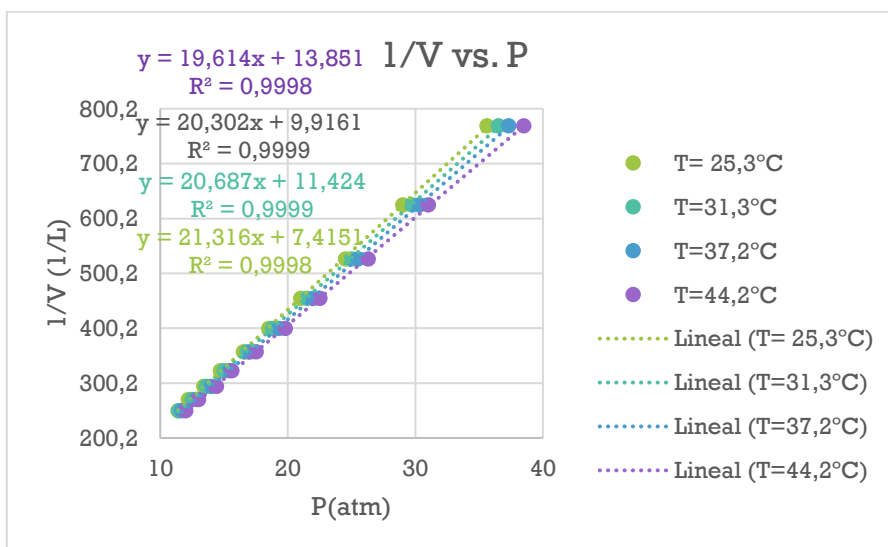
Grafiko behatuz, kurba guztiek tendentzia berdina dute, nitrogenoaren bolumena handitu ahala presioa txikituz doa, hortaz esan dezakegu presioa eta bolumena alderantziz proportzionalak direla. Gainera, bolumen txikietan presio arteko aldaketa nabariagoa da, hau da, puntuak elkarrengandik urrunago daude, bolumena handitu ahala aldaketa txikiagoak ematen diren bitartean. Orduan, esan dezakegu nitrogenoaren portaera idealena presio bajeetan eta tenperatura altuenetan emango dela.

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

2.Taula. Temperatura bakoitzean lortutako presio desberdinak eta bolumenaren alderantzizko balioa.

P (atm)				1/V
T= 25,3°C	T=31,3°C	T=37,2°C	T=44,2°C	
11,4	11,45	11,7	12	250
12,2	12,5	12,8	13	270,2702703
13,4	13,6	14	14,4	294,1176471
14,7	15	15,4	15,6	322,5806452
16,5	16,8	17,1	17,5	357,1428571
18,5	18,8	19,3	19,8	400
21	21,5	22	22,5	454,5454545
24,5	25	25,5	26,3	526,3157895
29	29,7	30,3	31	625
35,6	36,5	37,3	38,5	769,2307692

Bigarren irudikapen grafikoan bolumenaren alderantzikoa lau temperaturetan lortutako presioaren funtzioan irudikatuko dugu.



6.Irudia. Bolumenaren alderantzizkoaren aldaketa presioaren aurrean (temperatura desberdinetan).

Hemen ekuazio lineal desberdinak lortzen ditugu temperatura desberdinetan. Ekuazio hau gas idealen ekuazioarekin alderatuko dugu:

$$PV = nRT$$

1.Ekuazioa

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Ekuazio hau eraldatu egingo dugu $1/V$ P-ren funtzioan izateko:

$$\frac{1}{V} = \frac{1}{nRT} P$$

Ondorioz, $y = \frac{1}{V}$ izanik eta $x = P$; *malda* $= \frac{1}{nRT}$ izango da.

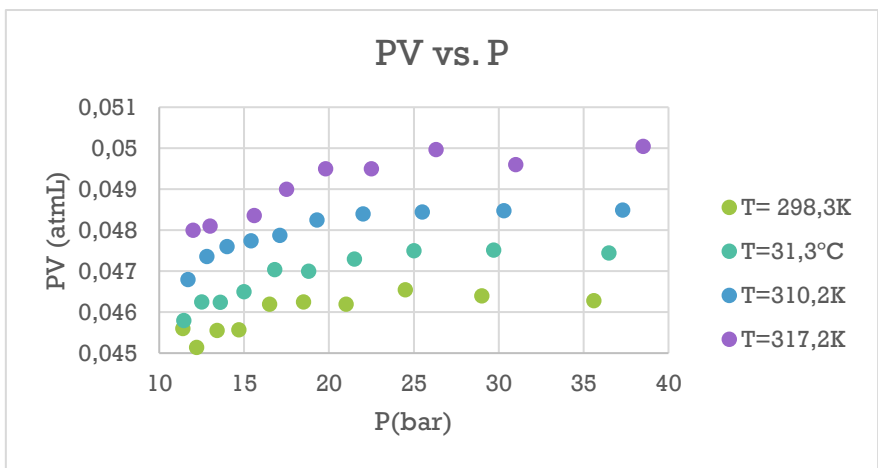
Grafikoari erreparatuz, nitrogenoak gas ideala dela ematen du, malda konstante mantentzen delako, $(\frac{1}{nRT})$. Horretaz gain, gas honek zenbat eta presio baxuagoan eta temperatura altuagoan egon, orduan eta portaera idealagoa aurkezten du.

Dena den, gas ideala den edo ez baieztatzeko, gas idealaren egoera-ekuazioa betetzen duen ala ez ikusi behar da, horretarako Boyleren legea betetzen duen ala ez ikusiko dugu.

3.Taula.Bolumena, presioak eta hauen arteko biderkadura.

V (L)	PV				P (atm)			
	T= 298,3K	T=304,3K	T=310,2K	T=317,2K	T= 298,3K	T=304,3K	T=310,2K	T=317,2K
0,004	0,0456	0,0458	0,0468	0,048	11,4	11,45	11,7	12
0,0037	0,04514	0,04625	0,04736	0,0481	12,2	12,5	12,8	13
0,0034	0,04556	0,04624	0,0476		13,4	13,6	14	14,4
0,0031	0,04557	0,0465	0,04774	0,04836	14,7	15	15,4	15,6
0,0028	0,0462	0,04704	0,04788	0,049	16,5	16,8	17,1	17,5
0,0025	0,04625	0,047	0,04825	0,0495	18,5	18,8	19,3	19,8
0,0022	0,0462	0,0473	0,0484	0,0495	21	21,5	22	22,5
0,0019	0,04655	0,0475	0,04845	0,04997	24,5	25	25,5	26,3
0,0016	0,0464	0,04752	0,04848	0,0496	29	29,7	30,3	31
0,0013	0,04628	0,04745	0,04849	0,05005	35,6	36,5	37,3	38,5

Taula honetan jasotako balioekin PV P-ren funtzioan irudikatuko dugu, Boyleren legea baieztatu ahal izateko.



7.Irudia. Presioa eta bolumenaren arteko biderkaketaren aldaketa presioarekiko. Boylearen legea baieztatzeko.

Grafiko hau aurrekoarekin alderatuz, kontra jartzen direla ikus dezakegu, aurrekoan legea betetzen zela ematen zuen arren, honek aurkakoa adierazten digu. Berez gas idealek honakoa betetzen dute:

$$PV = kte \quad (2)$$

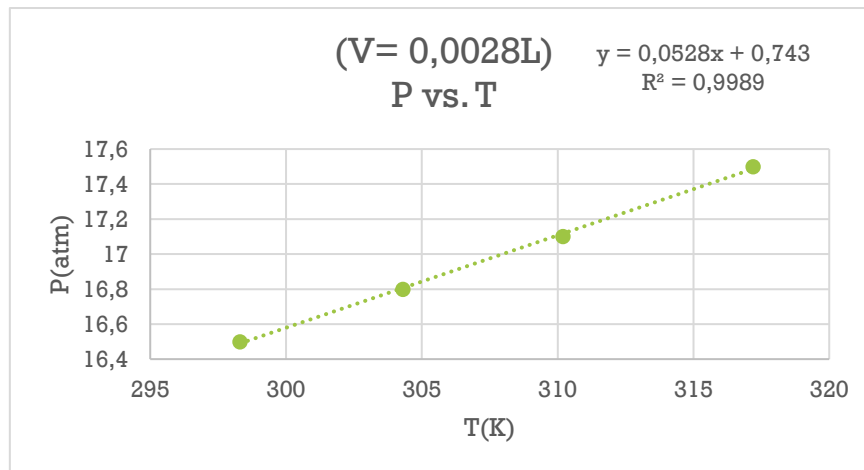
Baina ekuazio honetan ikus daiteke balioa ez dela konstante mantentzen, momentu oro aldatzen doa. Hala nola, nitrogenoak ez du Boylearen legea ($PV = kte$) betetzen.

Oraingoan neurturiko bolumenetako bat hautatu, gure kasuan $V=0,0028L$, eta honi dagokion bolumen eta tenperaturak taula batean bilduko ditugu.

4.Taula. Bolumen konstantean presioaren balioak temperatura desberdinetan.

V= 0,0028L	
P	T(K)
16,5	298,3
16,8	304,3
17,1	310,2
17,5	317,2

Jasotako balio horiek Gay-Lussacen legea betetzen den ala ez baieztatzeko erabiliko ditugu. Horretarako, presioa tenperaturaren funtzioan irudikatuko dugu.



8.Irudia. Bolumen konstantean presioaren aldaketa temperaturaren aurrean. Gay-Lussacen legea baieztatzeke.

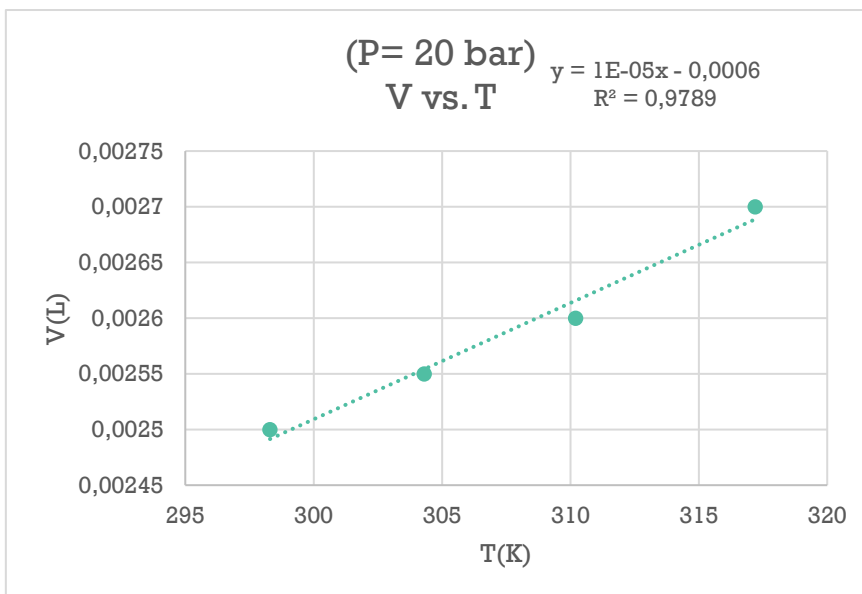
Grafikoari dagokionez, tenperatura handitu ahala presioa igotzen dela ere ikus dezakegu. Hortaz, nitrogenoak Gay-Lussacen legea ondo betetzen duela ondorioztatu dezakegu, hau da, presioa tenperaturarekiko proportzionala dela bolumen konstantean.

Jarraian, 20 barretan (atmosferatan) lortutako emaitzak bilduko ditugu.

5.Taula. Presio konstantean bolumenaren balioak tenperatura desberdinetan.

P= 20 bar	
V(L)	T(K)
0,0025	298,3
0,00255	304,3
0,0026	310,2
0,0027	317,2

Datu hauek Charlesen legea betetzen den ikusteko erabiliko ditugu, ondorengo grafikoan bolumena tenperaturaren menpean irudikatuz.



9.Irudia. Presio konstantean bolumenaren aldaketa tenperaturaren aurrean. Charlesen legea baieztatzen.

Grafikoari erreparatuz, ikus dezakegu bolumena tenperaturarekiko proportzionala dela, hau da, bat handitzean bestea ere handitzen dela. Hala ere, ikus dezakegu ez-zehaztasun txiki batzuk badaudela, hainbat puntu zuzenetik kanpo gelditzen direlako. Hau errore esperimentalen ondorio bezala onartzen badugu, baieztatu dezakegu Charlesen legea betetzen dela, hau da, presio konstantean bolumena eta tenperatura elkarren proportzional direla.

Hau dena konprobatu arren, ez dakigu zein den gure tresnan dagoen mol kopurua, baina hau hainbat moduetara kalkula dezakegu:

1. Lehen modua gas idealen ekuazioaren bidez izango litzateke, hau hainbat kasuetan kalkulatu, gure lortutako kalkuluen arabera:
 - a. Egoera idealenean: Presio baxua eta tenperatura altua.
 Datuak:
 P= 12 atm
 T= 317,2K
 V= 0,004 L
 - b. Tarteko egoeran: Edozein tenperatura eta presioan.
 Datuak:
 P= 19,3 atm

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

$$T = 310,2\text{K}$$

$$V = 0,0025\text{ L}$$

- c. Egoera ez-idealean: Presio altua eta temperatura baxua.

Datuak:

$$P = 298,3\text{ atm}$$

$$T = 35,6\text{ K}$$

$$V = 0,0013\text{ L}$$

Balioak lortzeko, gas idealen ekuazioa eraldatu behar da:

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

6.Taula. Nitrogenoaren molak, 1. Moduan proposatzen denaren arabera.

	N2 (mol)
	1. modua
Egoera ideala	0,001845416
Tarteko egoera	0,001896888
egoera ez-ideala	0,001892022

2. Bigarren modua, $\frac{1}{V}$ vs. P grafikoan, hots, bigarren grafikoan lortutako ekuazio desberdinetatik izango litzateke, ekuazio bakoitzari dagokion mol kopurua kalkulatu.

Lortutako ekuazioekin gas idealaren ekuazioa alderatuko dugu, honela, hauek ematen diguten informazioarekin kalkuluak egin ahal izateko

$$y = mc + b \rightarrow \frac{1}{V} = \frac{1}{nRT} P$$

Ondorioz, badakigu x eta y, P eta $1/V$ direla, eta $m = \frac{1}{nRT}$ dela. Orduan maldekin mol kopuru desberdinak kalkulatu dugu.

$$n = \frac{1}{mRT}$$

7.Taula.Nitrogeno mol kopurua 2. Moduan ezarritakoaren arabera.

	N2 (mol)
	2. modua
1. ekuazioa	0,001917905
2. ekuazioa	0,001880089
3. ekuazioa	0,00184433
4. ekuazioa	0,001803629

3. Hirugarren modua, berriz, P vs. T grafikotik izango litzateke. Kasu honetan balio bakarra eskuratuko genuke, ekuazio bakarra dugulako.

Kasu honetan ere zuzenaren ekuazioa gas idealen ekuazioarekin konparatuko dugu:

$$y = mx + b \rightarrow P = \frac{nR}{V}T$$

Oraingoan maldatik ere aterako dugu mol kopurua.

$$m = \frac{nR}{V} \rightarrow n = \frac{mV}{R}$$

8. Taula. Nitrogeno mol kopurua 3.moduan adierazitakoaren arabera.

N2 (mol)
3. modua
0,00180293

Lortutako balio guztiak taula batean bilduko ditugu.

9.Taula. 6, 7, eta 8.tauletako balioak, hots, 3 moduetan lortutako balioak.

	N2 (mol)	N2 (mol)	N2 (mol)
	1. modua	2. modua	3. modua
	Gas idealen ekuazioa	1/v vs. P	P vs. T
	$n=PV/RT$	$1/V=(1/nRT)*P$	$P=(nR/V)*T$
Egoera ideala	0,001845416	0,001917905	0,00180293
Tarteko egoera	0,001896888	0,001880089	
egoera ez-ideala	0,001892022	0,00184433	
		0,001803629	

Emitza guztiak 0,0018-0,0019 balioen tartean daude gutxi gora behera, hortaz, emaitzak nahiko antzekoak direla esan dezakegu. Hala ere, emaitza ziurra ez dakigunez, batz besteko mol kopurua kalkulatu dugu, modu bakoitzeko lehen balioa hartuz. Dena den, baldintza hobereetan, hots, egoera idealean lortutako mol kopuruak ere onar genitzakeen, bertan betetzen delako hoberen gas idealen legea.

$$N_2 \text{ mol (bataz bestekoa)} = 0,001855416 \text{ mol } N_2.$$

Nitrogeno mol kopurua behin kalkulatu, konprimagarritasun-faktorea, Z, temperatura altuenari dagokion presioaren funtzioan irudikatuko dugu.

Horretarako bolumen guztiei dagokien bolumen molarra kalkulatu dugu, $V_m = \frac{V}{n}$ ekuazioaren bidez.

Bolumen molarra jakinik konprimagarritasun-faktorea kalkulatu ahal izango dugu eta lortutako emaitzak taula batean bilduko ditugu.

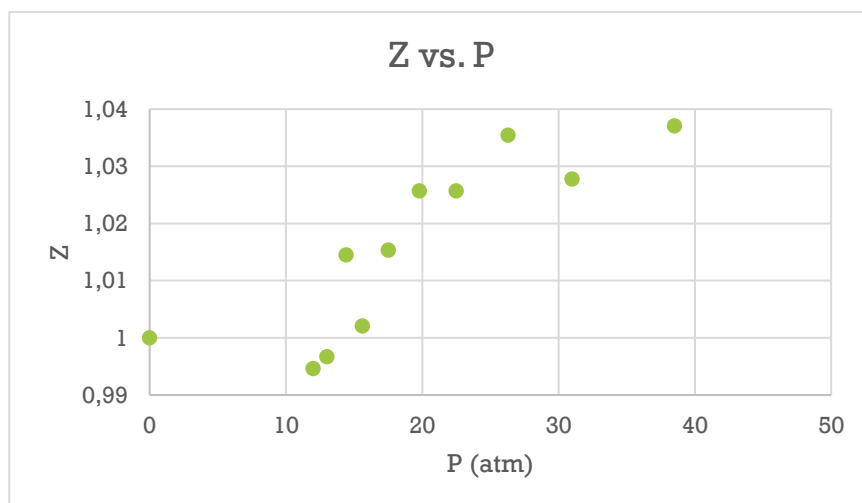
$$Z = \frac{pV_m}{RT} \quad (5)$$

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

10.Taula. Bolumen molarra, presioa eta hauei dagokien konprimagarritasun-faktoreen balioak.

Konprimagarritasun faktorea (Z)	P	Vm
1	0	
0,994610216	12	2,155850797
0,996682321	13	1,994161988
1,014502421	14,4	1,832473178
1,002069793	15,6	1,670784368
1,015331262	17,5	1,509095558
1,025691785	19,8	1,347406748
1,025691785	22,5	1,185717939
1,035430677	26,3	1,024029129
1,02776389	31	0,862340319
1,037088361	38,5	0,700651509

Datu guztiak izanik, konprimagarritasun-faktorea presioaren funtzioan irudikatuko dugu.



10.Irudia. Konprimagarritasun-faktorearen aldaketa presioarekiko.

Grafikoan erreparatuz, ikus dezakegu oso zaila dela lortutako balio guztiak hartuko dituen funtzio batera doitzea, 4 edo 5. Mailako funtzio batera doitu genezake, baina ez zen hurbilketa ziur bat emango. Hau hasieran funtzioak nola jokatzen duen ez dakigulako ematen da, orduan ez dugu inongo funtziora doitu.

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Amaitzeko, gasa ideala dela suposatuz, honek egin duen lana kalkulatu dugu. Horretarako, ideala dela onartzeaz gain, konprimaketa bat proposatu dugu, gasa, 3,5mL-tik 1,5ml-ra konprimatuz tenperatura altuenean.

Horretarako p vs. V grafikoan, hasierako grafikoan, lortutako datuak doituko ditugu funtzio egoki batera eta integratu egingo dugu, ondorengo formulatan azaltzen den moduan:

$$w = - \int_{V_1}^{V_2} p dV \quad (10)$$

P#kte dela kontuan izanik:

$$w = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2}$$

Ondorengo datuak ordezkatzuz, $V_1=0,0035L$ eta $V_2=0,0015L$, lana kalkulatu dugu.

$$W= 4,142226823 \text{ J}$$

Erantzunean hausnartuz, sistemaren gainean egin beharko da lan, hau da, sistemari energia eman beharko diogu lana gauzatu dezan.

ONDORIOAK

Hasieran aipatu bezala, gas baten portaera aztertu ahal izateko eta azterketa ahalik eta efektiboena izateko, honen oinarriko propietateak erabili behar ditugu; Hala nola, mol kopurua, bolumena, presioa eta tenperatura.

Praktika honetan erabili dugun tresneriak magnitude horiekin esperimentatzea ahalbidetzen digu, egoera desberdinak aztertuz, bolumena, presioa edo tenperatura konstante denean, honela haien arteko erlazioak lortu ahal izateko.

Lehen frogekin batera, nitrogenoak gas idealen portaera zuela zirudien, gas idealen ekuazioa bolumenaren alderantzizkoaren aldakuntza presioaren funtzioan irudikatzean, honen malda konstante mantentzen zelako.

METODOLOGIA ESPERIMENTALA KIMIKAN

Horretaz gain, baieztatu beharreko ekuazioetatik, Gay-Lussacen legea bai Charlesena ere nahiko ondo betetzen zuela ikusi dugu, nitrogeno gasaren gaineko presioa temperaturarekiko era proportzionalan handitzen dela bolumen konstantean eta berdin bolumena temperaturarekiko presio konstantean.

Dena den, nitrogenoak gas idealen egoera-ekuazio guztiak betetzen ez dituela baieztatu dugu. Boyleren legearen arabera, gas ideal batek presio eta bolumenaren arteko biderkadura konstantea izan beharko litzatekeen edozein presio balioetarako, baina nitrogenoaren kasuan, ez da hori ematen.

Hortaz, nitrogenoak gas idealen egoera-ekuazioa betetzen ez duela esan dezakegu, portaera idealena izango duen baldintzak zehaztu ditzakegun arren, temperatura altu eta presio baxuetan.

Nitrogenoaren mol kopuru balio desberdinak eskuratu ditugu ere, hau, hainbat errore esperimentalen ondorio izan daiteke, batez ere, temperaturaren gain erabateko kontrola izatea zaila delako. Hala ere, beste errore asko egon izan dira, gehienbat bolumen eta presio irakurketan.

Dena bilduz, errore esperimentalak eman izan diren arren, neurri batean neurtutako datuak ondo daudela onartuko dugu. Hortaz, nitrogenoa gas erreala dela baieztatu dugu, dagokion lege guztiak betetzen ez dituelako.

BIBLIOGRAFIA.

¹Dr. Antonio Rodríguez Martínez, Dr. Rosenberg J. Romero, Dra. Martha Lilia Domínguez Patiño. *Comportamiento de los gases ideales respecto del gas ideal. HYPATIA.* (2012).

NO. 44.

²Luis Miralles Conesa. Compleja historia de la formulación de la Ley de Boyle.

Septiembre, 2003.

³Aburto, Andrea. (2006). La licuefacción de los gases o hacia las bajas temperaturas.

Ciencias 82, abril-junio, 52-61.

⁴Basterretxea, F., Zabala, G., Mijangos, F., Izurieta, I., Etxebarria, N., Martínez de Marigorta, E. (1996). *Kimika orokorra*. Bilbo: Udako Euskal Unibertsitatea.

⁵ Wikipedia: Gas real. https://es.wikipedia.org/wiki/Gas_real, 2018ko uztaila.

⁶Bordagaray, A., Etxebarria, A., García-Arrona, R., Gredilla, A., Ostra, M. (2017).

Metodologia Esperimentala Kimikan. Bilbo: Euskal Herriko Unibertsitatea.