

Tècniques Experimentals I2ⁿ cursGrau en Física

PRÀCTIQUES DE TERMODINÀMICA (T)

T1A Llei de Boyle-Mariotte: Determinació del coeficient de compressibilitat isoterm d'un gas	38
T1B Lleis de Gay-Lussac: Determinació dels coeficients de dilatació tèrmica i piezotèrmic d'un gas	43
T2A Dilatació tèrmica de sòlids	48
T2B Dilatació tèrmica de líquids	54
T3A Calor específica de sòlids	59
T3B Calor específica de líquids	64
T4 Determinació de l'entalpia de vaporització de l'aigua	69
T5 Pràctiques il·lustratives de demostració de termodinàmica	77
Apèndix I: Descripció d'un multímetre	80
Apèndix II: Codificació per colors de les resistències	82

T1A LLEI DE BOYLE-MARIOTTE:

DETERMINACIÓ DE COEFICIENTS TERMOMECAÑICS D'UN GAS

OBJECTIUS

Verificar experimentalment la llei de Boyle-Mariotte per a l'aire.

Determinar experimentalment el coeficient de compressibilitat isotherm de l'aire.

MATERIAL

Dispositiu per a comprovació de la llei de Boyle-Mariotte, termòmetre, baròmetre.

FONAMENT TEÒRIC

El principi zero de la termodinàmica indica que els paràmetres externs d'un sistema no són suficients per a especificar l'estat termodinàmic del sistema i cal introduir un nou paràmetre intern al qual denominem *temperatura*.

Un sistema termodinàmic simple, com un gas confinat que té solament dos graus de llibertat, està determinat per les variables pressió, volum i temperatura (P , V , T). L'equació tèrmica d'estat del sistema, que proporciona tota la informació sobre les propietats tèrmiques, es pot expressar genèricament de la forma:

$$V = f(P, T) \quad (1)$$

També hi ha altres equacions que relacionen dues variables del sistema mentre que la tercera roman constant, i que subministren una informació parcial del comportament del sistema. Entre aquest tipus d'equacions per al gas ideal destaquen les lleis de Boyle-Mariotte i de Gay-Lussac.

Quan en un sistema termodinàmic s'altera alguna de les variables que serveixen per a especificar el seu estat, aquesta variació afecta les altres variables d'estat. Si tenim un procés en el qual hi ha petits canvis en la pressió, ΔP , i en la temperatura, ΔT , donarà lloc a canvis en el volum, ΔV , i es verificarà que:

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP \quad (2)$$

De manera anàloga es poden escriure equacions similars per a P i T , considerant, respectivament, (V, T) i (V, P) com a variables independents. Hem de destacar que les derivades parcials de l'equació (2) tenen un important significat físic, ja que ens permeten definir les velocitats de canvi d'unes variables respecte de les altres, que s'expressen mitjançant els anomenats coeficients termomecànics del sistema.

Per a sistemes hidroestàtics es defineixen de la manera següent:

- Coeficient de dilatació tèrmica, o de dilatació isobàrica, α , és la raó entre l'increment unitari del volum en funció de la temperatura, a pressió constant,

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (3)$$

- Coeficient de compressibilitat isoterm, κ_T , és la raó, canviada de signe, de l'increment unitari del volum i l'increment de la pressió, quan roman constant la temperatura,

$$\kappa_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \quad (4)$$

Noteu que introduïm el signe negatiu en l'equació (4) per a obtenir valors positius del coeficient de compressibilitat, ja que $\frac{\partial V}{\partial P}$ és negatiu.

- Coeficient piezotèrmic, β , és el quocient entre l'increment unitari de la pressió i l'increment de la temperatura, en què el volum es manté constant,

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad (5)$$

Aquests tres coeficients termomecànics estan relacionats de la forma:

$$\alpha = \beta \kappa_T P \quad (6)$$

La deducció de l'equació tèrmica d'estat es pot realitzar teòricament mitjançant una descripció microscòpica del sistema, utilitzant mètodes de la Teoria Cinètica o de la Mecànica Estadística, o bé de manera empírica a partir de la mesura de les propietats tèrmiques d'un sistema, és a dir, dels coeficients termomecànics.

L'establiment de l'equació empírica dels gasos ideals es basa en els experiments realitzats per Robert Boyle i Edmé Mariotte en el segle XVII, per Jaques Charles en el segle XVIII i per Louis-Josep Gay-Lussac a principis del segle XIX.

Robert Boyle (1627-1691) va posar de manifest per primera vegada la llei de compressibilitat dels gasos, i expressa que:

“Per a una temperatura i massa de gas fixos, el producte de la pressió pel volum roman constant”

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = K_1 \quad (T = \text{constant}) \quad (7)$$

en què K_1 és una constant. Aquesta llei va ser descoberta de manera independent per Edmé Mariotte (1620-1684), i per aquesta raó actualment la coneixem com a llei de Boyle-Mariotte, i ens indica que per a un gas considerat ideal,

a temperatura constant, la pressió varia de manera inversament proporcional al volum. La llei de Boyle-Mariotte també es pot expressar de la forma:

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T = -\frac{K_1}{P^2} = -\frac{V}{P} \quad (8)$$

Encara que la llei de Boyle-Mariotte és rigorosament certa només per a gasos ideals, és prou precisa per a qualsevol aplicació pràctica a pressió atmosfèrica i temperatures pròximes a l'ambient.

METODOLOGIA

El dispositiu experimental per a la comprovació de la llei de Boyle-Mariotte consta de dos recipients de vidre connectats entre si mitjançant un tub flexible en forma de U ple de mercuri (Hg) i que poden lliscar cadascun per un carril graduat (en mm) (vegeu figura 1).

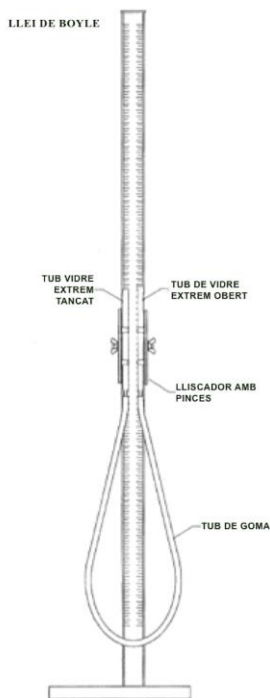


Figura 1. Dispositiu experimental de la llei de Boyle-Mariotte

El recipient de l'esquerra és un depòsit cilíndric tancat que conté el gas, aire en aquest cas, amb una massa que roman constant. El recipient de la dreta consisteix en un tub obert amb mercuri, de tal forma que quan es desplaça cap amunt o cap avall permet canviar la pressió i el volum del gas a temperatura ambient.

Per a calcular el volum del gas del depòsit de l'esquerra sabem que el diàmetre interior del depòsit és aproximadament 7,5 mm segons el fabricant (en qualsevol cas heu de mesurar aquest valor, ja que pot variar d'un dispositiu a un altre) i mesurant l'altura h del depòsit tancat des del nivell del Hg fins a la part superior del tub tancat es pot obtenir el volum de l'aire.

Si es desplaça el depòsit de la dreta cap amunt, el nivell del Hg en el recipient de l'esquerra augmenta, de tal manera que hi haurà un desnivell H entre les superfícies lliures del Hg de tots dos recipients. La pressió de l'aire tancat en el depòsit de l'esquerra serà la pressió atmosfèrica més o menys la pressió deguda a la diferència d'altures dels nivells de Hg que hi ha entre els recipients de les dues branques del dispositiu. La pressió atmosfèrica en el laboratori es mesurarà amb un baròmetre.

Per a mesurar la pressió atmosfèrica amb el baròmetre del laboratori, en primer lloc s'ha de comprovar que la punta de la part inferior del baròmetre toca lleugerament el mercuri; a continuació s'ha d'enrasar el menisc superior del mercuri amb el caragol superior metàl·lic, la pressió (en decímetres de Hg) es llegirà en l'escala de la dreta corresponent al valor del zero de la part superior del caragol. A aquesta pressió se li ha de restar la correcció corresponent a la temperatura (vegeu taula situada en la paret del laboratori al costat del baròmetre).

Per a construir una isoterma, a temperatura ambient constant, i verificar la llei de Boyle, es va canviant la pressió del gas (movent cap amunt o cap avall la branca dreta de Hg) i es van mesurant els volums del gas (aire) tancat en el cilindre de la branca esquerra del dispositiu. S'efectuaran diversos mesuraments (P, V) per a, posteriorment, realitzar una representació gràfica.

Tingueu en compte que heu d'obtenir el coeficient de compressibilitat isoterma a través de la derivada de l'eq. (4), i per això és convenient que realitzeu mesuraments per a dos valors pròxims de la pressió en diverses zones de la isoterma.

Recordeu que heu de llevar el tap del tub obert quan feu els mesuraments, i mantindre-ho tancat en acabar.

RESULTATS

Feu un esquema del dispositiu experimental que esteu utilitzant, i assenyaieu clarament els mesuraments que realitzareu i la seua relació amb la llei de Boyle-Mariotte.

Construïu una taula amb els valors del volum i de la pressió del gas a la temperatura ambient. Utilitzeu unitats del sistema internacional.

Realitzeu l'adequada representació gràfica que permeti comprovar experimentalment si es verifica la llei de Boyle-Mariotte per a l'aire.

Representeu gràficament PV en funció de P , V en funció de $1/P$ i P en funció de V , i analitzeu el significat físic de les diferents gràfiques.

Calculeu gràficament el coeficient de compressibilitat isoterma κ_T , a partir de l'eq. (4). Per a determinar el pendent de la gràfica P - V en un punt determinat, trieu dos punts sobre la isoterma prou pròxims, i considereu la derivada com el quocient de $\Delta V / \Delta P$. Calculeu el valor de κ_T per a tres punts diferents de la gràfica P - V . Compareu el vostre resultat amb el que s'obté de l'equació (8) per a un gas ideal.

Suposant que l'aire de l'interior del depòsit es comporta com un gas ideal, calculeu el nombre de moles n de l'aire que hi ha en el depòsit del dispositiu basant-vos en l'equació d'estat dels gasos ideals.

La llei de Boyle-Mariotte es pot expressar segons l'expressió (7). Trieu dues parelles de valors de pressions i volums de l'aire del depòsit i comproveu experimentalment si es verifica aquesta llei.

Comproveu si es verifica l'equació (6) per a l'aire a partir de les dades experimentals que heu obtingut per a κ_T , α i β . Utilitzeu els valors experimentals d' α i β obtinguts pels vostres companys en la pràctica de la verificació de les lleis de Gay-Lussac.

QÜESTIONS

1. Definiu què s'entén per fluid ideal en el context de la teoria cinètica dels gasos.
2. Expliqueu, a la vista dels vostres resultats experimentals, si l'aire del depòsit té o no el comportament d'un gas ideal.
3. Indiqueu les possibles fonts d'error en la realització d'aquest experiment.
4. Comenteu per a quin rang de pressions i temperatures, els gasos reals es comporten com un gas ideal i verifiquen la llei de Boyle-Mariotte.
5. Comenteu el significat que κ_T siga una funció d'estat. Segons els resultats obtinguts, depèn κ_T de la pressió i del volum?

T1B LLEIS DE CHARLES I GAY-LUSSAC:

DETERMINACIÓ DELS COEFICIENTS TERMOMECAÑICS D'UN GAS

OBJECTIUS

Comprovar les lleis de Charles i de Gay-Lussac dels gasos ideals.

Determinar experimentalment el coeficient de dilatació isobàric i el coeficient piezotèrmic de l'aire.

MATERIAL

Dispositiu per a comprovar les lleis de Charles i de Gay-Lussac, termòmetre, baròmetre, microones.

FONAMENT TEÒRIC

El principi zero de la termodinàmica indica que els paràmetres externs d'un sistema no són suficients per a especificar l'estat termodinàmic del sistema i que cal introduir un paràmetre intern al qual denominem *temperatura*.

Un sistema termodinàmic simple, com un gas confinat que té solament dos graus de llibertat, està determinat per les variables pressió, volum i temperatura (P , V , T). L'equació tèrmica d'estat del sistema, que proporciona tota la informació sobre les propietats tèrmiques, es pot expressar genèricament de la forma:

$$V = f(P, T) \quad (1)$$

També existeixen altres equacions que relacionen dues variables del sistema mentre que la tercera roman constant, i que subministren una informació parcial del comportament del sistema. Entre aquest tipus d'equacions per al gas ideal destaquen les lleis de Boyle-Mariotte, de Charles i de Gay-Lussac.

Quan en un sistema termodinàmic s'altera alguna de les variables que serveixen per a especificar-ne l'estat, aquesta variació afecta les altres variables d'estat. Si tenim un procés en què hi ha canvis en la pressió, ΔP , i en la temperatura, ΔT , donarà lloc a canvis en el volum, ΔV , i es verificarà que:

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP \quad (2)$$

De manera anàloga es poden escriure equacions similars per a P i T , considerant, respectivament, (V, T) i (V, P) com a variables independents. Hem de remarcar que les derivades parcials de l'equació (2) tenen un significat físic important, ja que ens permeten definir les velocitats de canvi d'unes variables respecte de les altres, que s'expressen

mitjançant els anomenats coeficients termomecànics del sistema. Per a sistemes hidroestàtics es defineixen de la forma:

- Coeficient de dilatació tèrmica, o de dilatació isobàrica, α , és la raó entre l'increment unitari del volum en funció de la temperatura, a pressió constant,

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (3)$$

- Coeficient de compressibilitat isoterm, κ_T , és la raó, canviada de signe, de l'increment unitari del volum i l'increment de la pressió, quan roman constant la temperatura,

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (4)$$

Hem introduït el signe negatiu en l'equació (4) per a obtenir valors positius del coeficient de compressibilitat, ja que $\partial V / \partial P$ és negatiu.

- Coeficient piezotèrmic, β , és el quocient entre l'increment unitari de la pressió i l'increment de la temperatura, mentre que el volum es manté constant,

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad (5)$$

Aquests tres coeficients termomecànics estan relacionats de la forma:

$$\alpha = \beta \kappa_T P \quad (6)$$

La deducció de l'equació tèrmica d'estat es pot realitzar teòricament mitjançant una descripció microscòpica del sistema, utilitzant mètodes de la Teoria Cinètica o de la Mecànica Estadística, o bé de manera empírica a partir del mesurament dels coeficients tèrmics.

L'establiment de l'equació empírica dels gasos ideals es basa en els experiments realitzats per Robert Boyle i Edmé Mariotte en el segle XVII, per Jaques Charles en el segle XVIII i per Louis-Josep Gay-Lussac a principis del segle XIX.

Jaques Charles (1746-1823) va demostrar experimentalment al 1788 la llei d'expansió dels gasos, que diu:

“Mantenint constant la pressió, el volum d'una massa determinada d'un gas varia proporcionalment amb la seua temperatura”,

$$V = K_2 T \quad (P = \text{constant}) \quad (7)$$

Aquesta llei va ser publicada primer per Gay-Lussac a 1802, encara que feia referència a un treball no publicat de Jaques Charles, i a vegades se'l coneix com a primera llei de Gay-Lussac.

Per altre costat, Louis-Josep Gay-Lussac (1778-1850) va relacionar la pressió i la temperatura com a magnituds directament proporcional al 1802, amb el següent enunciat:

“Mantenint el volum constant, la pressió d’una quantitat donada d’un gas varia proporcionalment amb la temperatura”,

$$P = K_3 T \quad (V = \text{constant}) \quad (8)$$

aquesta equació es coneixen com la segona lleis de Gay-Lussac.

METODOLOGIA

El dispositiu per a la comprovació dels gasos ideals consta de dos recipients de vidre connectats entre si mitjançant un tub flexible en forma de U ple de mercuri (Hg). Cada recipient està unit a una regla graduada (en mm) i pot desplaçar-se al llarg d’aquesta. El recipient de l’esquerra consisteix en un tub connectat a una bola de vidre, que és on es troba el gas, aire en el nostre cas. La bola de vidre està submergida en un got, al qual se li pot afegir aigua calenta i variar la temperatura del gas. El recipient de la dreta consisteix en un depòsit obert de Hg que en desplaçar-se cap amunt o cap avall permet canviar la pressió i el volum del gas.

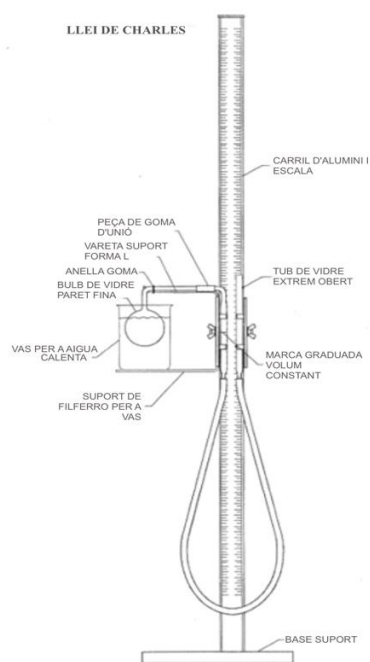


Figura 1. Dispositiu experimental per a comprovar les lleis de Charles i de Gay-Lussac

Hem de tenir en compte que amb aquest dispositiu no es pot obtenir directament la pressió del gas, sinó solament diferències de pressió. Per a obtenir la pressió del gas cal conèixer la pressió atmosfèrica, ja que la pressió del gas serà la pressió atmosfèrica més o menys la pressió deguda a la diferència d'altures H entre el nivell de Hg de les dues branques del dispositiu. La pressió atmosfèrica es mesura amb un baròmetre que es troba en el laboratori. Per a realitzar aquest mesurament, en primer lloc s'ha de comprovar que la punta de la part inferior del baròmetre toca lleugerament el mercuri; a continuació s'ha d'enrasar el menisc superior del mercuri amb el caragol superior metàl·lic, la pressió (en decímetres de Hg) es llegirà en l'escala de la dreta que coincideix amb el valor del zero del caragol. A aquesta pressió se li ha de restar la correcció corresponent a la temperatura (vegeu taula situada en la paret al costat del baròmetre).

D'altra banda, l'altura del mercuri en la branca esquerra del dispositiu ens informarà sobre les variacions de volum del gas. Per a calcular el volum del gas heu de mesurar el diàmetre mitjà de la bola de vidre (encara que el fabricant ha indicat un valor de 50 mm pot variar d'un dispositiu a un altre), estimar el diàmetre dels tubets fins de vidre en forma de T, i el diàmetre interior del depòsit de la branca esquerra (que coincideix amb el tub de la dreta) i que segons el fabricant té un diàmetre interior de 7,5 mm (measureu també aquesta magnitud, ja que pot variar).

Per a comprovar la llei de Charles, eq. (7), es construeix una corba isòbara, és a dir, s'obté experimentalment la relació entre el volum del gas amb la temperatura a pressió constant. Per a fer-ho es fixa una certa pressió del gas, que és originada per una diferència d'altures H (fixa, que nosaltres decidim) entre els dos nivells de Hg dels recipients, i es mesura el nivell inicial del volum del gas i la temperatura que té. A continuació s'escalfa l'aigua en el microones, s'introdueix en el recipient que envolta la bola de vidre i es deixa refredar. És convenient mesurar el volum inicial del gas a la temperatura més alta. A mesura que disminueix la temperatura s'ha de mesurar el volum de gas que es necessita per a mantenir la pressió constant. Això es fa pujant o baixant la branca de Hg de la dreta fins que la diferència d'altures entre les dues branques arribi al valor de la pressió elegit inicialment. El rang de temperatures serà aproximadament entre 60°C i 30°C.

Per a comprovar experimentalment la segona llei de Gay-Lussac, eq. (8), construïm una isocora, que consisteix a determinar parelles de valors pressió i temperatura mantenint el volum del gas constant. Per a fer aquests mesuraments tirem l'aigua calenta al got on està submergida la bola de cristall, i a mesura que es va refredant el gas, mesurem la diferència de pressió que es necessita per a mantenir el volum constant. Això s'aconsegueix pujant o baixant la branca de Hg de la dreta de manera que el nivell del Hg de la branca esquerra, que indica el volum del gas, es mantinga sempre a la mateixa altura.

Recomanem fer en primer lloc els mesuraments corresponents a la segona llei de Gay-Lussac a través de la isocora (volum constant), i en segon lloc, els mesuraments corresponents a la llei de Charles mitjançant mesuraments corresponents a la isòbara (pressió constant).

Tingueu en compte que heu d'obtenir els coeficients termomecànics a través de la derivada de les eq.(3) i (4), raó per la qual és convenient que realitzeu mesuraments per a dos valors pròxims en diverses zones de la isòbara i de la isocora.

Recordeu que heu de llevar el tap del tub obert quan feu els mesuraments, i mantindre-ho tancat en acabar.

RESULTATS

Feu un esquema del dispositiu experimental que esteu utilitzant, i assenyaieu clarament els mesuraments que realitzareu i la relació que tenen amb la llei de Charles i de la segona llei de Gay-Lussac.

Construïu una taula de dades amb els valors de la isòbara, volum i temperatura a pressió constant. Utilitzeu unitats del sistema internacional.

Comproveu gràficament que es verifica la llei de Charles. A partir del pendent d'aquesta recta, calculeu el coeficient de dilatació tèrmica, α , per a diverses temperatures. Per a determinar el pendent de la gràfica $V-T$ en un punt determinat, trieu dos punts sobre la isòbara prou pròxims, i considereu la derivada com el quocient de $\Delta V/\Delta T$. Compareu el vostre resultat d' α amb el que s'obté per a un gas ideal.

Realitzeu una taula amb els valors de la isocora, pressió i temperatura per a volum del gas constant.

Comproveu gràficament que es verifica la segona llei de Gay-Lussac. Calculeu, a partir de la representació gràfica, el coeficient piezotèrmic, β , per a diverses temperatures. Compareu el resultat de β amb el qual s'obtindria per a un gas ideal.

Calculeu els errors absoluts i relatius de les diferents magnituds.

A partir de la corba isòbara i la isocora, calculeu el nombre de moles del gas tancat en el depòsit utilitzant la llei de Clapeyron; són compatibles els dos valors? Quin considereu que és més exacte i per què?

QÜESTIONS

1. Escriuiu la llei de Charles i la segona llei de Gay-Lussac en forma de derivades parcials, i juntament amb la llei de Boyle-Mariotte, dedueix l'equació de Clapeyron, que és l'equació d'estat dels gasos ideals.
2. Segons els resultats obtinguts es pot concloure que α i β depenen de la pressió i del volum?
3. Són necessàries determinacions dels coeficients termomecànics del gas a diferents temperatures? S'aparta el aire del comportament del gas ideal? Justifiqueu la resposta.
4. Deduïu la relació entre els coeficients termomecànics, eq. (6).

T2A DILATACIÓ TÈRMICA DE SÒLIDS

OBJECTIUS

Estudiar com varien les dimensions d'un sòlid quan canvia la seua temperatura.

Determinar el coeficient de dilatació lineal de diversos metalls.

MATERIAL

Tubs buits de diferents materials (alumini, llautó i coure), dilatòmetre, generador de vapor, termòmetre, manyoples.

FONAMENT TEÒRIC

En general, el volum dels cossos augmenta quan eleven la seua temperatura, si es manté constant la pressió exercida sobre ells. A escala microscòpica, la dilatació tèrmica dels sòlids suggereix un augment en la separació mitjana entre els seus àtoms i molècules constituents.

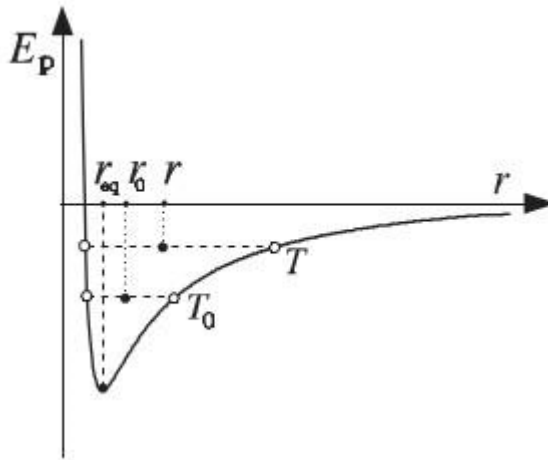


Figura 1. Energia potencial associada a dos àtoms adjacents en un sòlid

L'energia potencial, E_p , associada a dos àtoms contigus, expressada en funció de la seua separació r , es representa gràficament per una corba asimètrica (Figura 1) en la qual els segments horitzontals, corresponents a diferents temperatures del sòlid, indiquen els possibles valors de la separació interatòmica. Per a una energia de vibració donada, per exemple T_0 , la separació entre els àtoms canviarà periòdicament entre uns valors mínim i màxim de la distància i, en virtut de l'asimetria de la corba de l'energia potencial, la separació mitjana entre els àtoms (r_0) serà

més gran que la corresponent a l'equilibri (r_{eq}). Si la temperatura del cos augmenta (T), tindrà una energia de vibració més gran, i la separació mitjana entre els àtoms (r) serà encara més gran, cosa que implica la dilatació del sòlid a escala macroscòpica. Si la corba $E_p(r)$ representada en la figura 1 fóra simètrica, la separació mitjana entre els àtoms seria igual a la corresponent a l'equilibri independentment de l'amplitud de les vibracions dels àtoms, és a dir, de la seua temperatura, i no hi hauria dilatació.

Un aspecte interessant de l'estudi de la dilatació tèrmica és la connexió amb les propietats atòmiques i moleculars dels sòlids, ja que la dilatació tèrmica és una conseqüència de l'asimetria de la corba d'energia potencial característica de l'estat sòlid.

En un sistema termodinàmic governat per les variables pressió, volum i temperatura (P, V, T), es defineix el coeficient de dilatació tèrmica isobàrica, α , com la raó entre l'increment unitari del volum i l'increment de la temperatura, mantenint la pressió constant:

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (1)$$

Aquest coeficient α expressa la velocitat de canvi del volum d'un cos respecte de la temperatura.

A partir de l'equació (1) es pot obtenir el volum d'un sòlid en funció de la temperatura en què es troba, quan la pressió que s'hi exerceix es manté constant, i és donat per:

$$\frac{dV}{V} = \alpha dT \Rightarrow V = V_0 e^{\alpha (T - T_0)} \quad (2)$$

en què V_0 és el volum del cos a la temperatura T_0 , i V el volum a la temperatura T .

En moltes situacions pràctiques podem simplificar l'equació (2) si es verifica que: (i) el procés és isobàric, (ii) el coeficient de dilatació és molt xicotet i es manté pràcticament constant i (iii) que la variació de volum siga prou xicoteta. En aquest cas tindrem:

$$\alpha = \frac{1}{V_0} \frac{\Delta V}{\Delta T} \Rightarrow V = V_0 (1 + \alpha \Delta T) \quad (3)$$

En aquesta pràctica analitzarem com varia la longitud d'un tub buit en funció de la temperatura. En aquest cas es defineix el coeficient de dilatació lineal, α_L , de la forma:

$$\alpha_L = \frac{1}{L} \left(\frac{\partial L}{\partial T} \right)_P \quad (4)$$

Amb les mateixes condicions enunciades anteriorment, es pot simplificar el càlcul de α_L , i obtindrem:

$$\alpha_L = \frac{1}{L_0} \frac{\Delta L}{\Delta T} \Rightarrow L = L_0 (1 + \alpha_L \Delta T) \Rightarrow \frac{\Delta L}{L_0} = \alpha_L \Delta T \quad (5)$$

en què L_0 és la longitud inicial del tub a la temperatura T_0 , L la longitud a la temperatura T , $\Delta L = L - L_0$ i $\Delta T = T - T_0$. α_L s'interpreta com l'augment unitari de longitud que experimenta una vareta quan la seua temperatura augmenta 1 K. En general, α_L depèn de la temperatura, encara que en un interval no molt gran de temperatures es pot considerar constant. L'expressió (5) permet obtenir experimentalment el valor del coeficient de dilatació lineal solament mesurant la longitud de la barra a una determinada temperatura i els seus increments de longitud en funció de la variació de la temperatura.

METODOLOGIA

El dispositiu experimental consisteix en un tub buit, de longitud inicial L_0 a la temperatura ambient T_0 , a través del qual circula vapor d'aigua procedent d'un generador de vapor.

ATENCIÓ: El generador de vapor NO s'ha d'obrir. En cas necessari contactar amb un professor o tècnic de laboratori.

El tub es manté subjecte per un dels extrems, mentre que l'extrem oposat es pot desplaçar lliurement i es connecta a un dilatòmetre de rellotge. El dilatòmetre consisteix en una barra fixa per un dels extrems i recolzada sobre un suport. Quan escalfem la vareta, augmenta la seua longitud, cosa que produeix un gir del topall al voltant del seu eix en el sentit de les agulles del rellotge; una agulla, solidària amb el topall, es desplaça sobre una escala, calibrada prèviament, i permet mesurar les variacions de longitud de la barra. Si per contra la temperatura del tub disminueix, el dilatòmetre girarà en sentit oposat a les agulles del rellotge.



Figura 2. Dispositiu experimental

Es coneix que 1 divisió del dilatòmetre equival a una distància de 0.01 mm. S'ha de tindre en compte que la longitud inicial del tub L_0 correspon a la temperatura a la qual posem a zero el dilatòmetre i comencem a realitzar les mesures.

L'experiment consisteix a escalfar el tub fins a la temperatura del vapor de l'aigua, i a mesura que es refreda el tub s'aniran registrant valors de la temperatura i de la longitud de la barra.

PRECAUCIÓ: NO toqueu el tub amb les mans, ja que pot estar calent. Useu les manyoples.

Per a la correcta realització de l'experiment cal tenir en compte el següent:

Comprovar que el tub està instal·lat correctament entre els connectors girant-lo durant uns segons per a provar que està ben connectat.

Comprovar que el generador de vapor té aigua fins a la meitat del cassó. No tapar ni doblegar el tub d'eixida del vapor o les mànegues de connexió.

Connectar una mànega del generador de vapor al tub i l'altra mànega del tub pròxim al dilatòmetre al desaigüe.

Connectar a la xarxa elèctrica la placa calefactora del generador de vapor i posar el nivell d'escalfament en 4. Deixar que passe, durant uns minuts, vapor d'aigua a través del tub fins que s'estabilitze la seua temperatura i es dilate al màxim.

Apagar la placa calefactora i desconnectar les dues mànegues que estan connectades al tub.

Introduir un termòmetre a l'interior del tub per l'extrem oposat al dilatòmetre. Posar l'indicador del dilatòmetre a zero i registrar la temperatura.

A mesura que es refreda el tub, a partir aproximadament de 70 °C, anoteu els valors de les parelles temperatura i marques del dilatòmetre. Es procedirà d'aquesta manera fins que la temperatura baixi fins a uns 30 °C.

Realitzeu aquest experiment per a les tres barres subministrades.

RESULTATS

Representeu gràficament ΔL en funció ΔT i comprova si hi ha una relació lineal entre totes dues magnituds. Utilitzeu un programa gràfic per a realitzar les representacions gràfiques.

A partir de l'equació (5), realitzeu la gràfica adequada per a obtenir el coeficient de dilatació lineal. Calculeu els seus errors, tant absolut com relatiu.

Realitzeu l'experiment per a tres tubs de diferent material.

Comproveu i discutiu com concorden els vostres resultats experimentals del coeficient de dilatació lineal amb els valors tabulats en la literatura per a cada material del tub.

QÜESTIONS

1. Expliqueu les possibles causes de l'error experimental del coeficient de dilatació lineal que heu obtingut.
2. Per què els mesuraments experimentals s'han realitzat durant el procés de refredament del tub i no durant l'escalfament?
3. Què creieu que passa amb el diàmetre interior del tub quan augmenta la temperatura: augmenta o disminueix de grandària?
4. Calculeu, a partir del coeficient de dilatació de l'acer, quant es dilatarà un pont d'acer de 40 m de longitud que està exposat a variacions de temperatura de 40 °C?
5. Enumereu dispositius i instruments que facen ús de la dilatació lineal de sòlids.
6. L'aproximació que α siga aproximadament constant, és igual de vàlida en tots els casos analitzats en aquest experiment?

T2B DILATACIÓ TÈRMICA DE LÍQUIDS

OBJECTIUS

Determinar del coeficient de dilatació cúbica d'un líquid.

MATERIAL

Matràs aforat graduat de 100 ml, calefactor elèctric, agitador magnètic, mosca magnètica, vas de precipitat, milipipeta, termòmetre-termoparell Delta HD 2328.0, lupa, aigua destil·lada, guants, pinces, líquids problema.

FONAMENT TEÒRIC

En general, el volum dels cossos augmenta quan s'eleva la seua temperatura si roman constant la pressió exercida sobre ells. A nivell microscòpic, la dilatació tèrmica dels sòlids/líquids suggereix un augment en la separació mitjana entre els seus àtoms i molècules constituents.

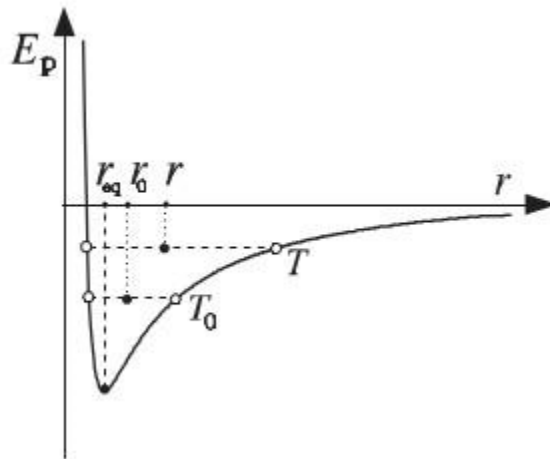


Figura 1. Energia potencial associada a dos àtoms adjacents en un sòlid/líquid

L'energia potencial, E_p , associada a dos àtoms contigus, expressada en funció de la seua separació r , està representada gràficament per una corba asimètrica (Figura 1) en la qual els segments horitzontals, corresponents a diferents temperatures del sòlid/líquid, indiquen els possibles valors de la separació interatòmica. Per a una energia de vibració donada, per exemple T_0 , la separació entre els àtoms canviarà periòdicament entre uns valors mínim i màxim de la distància i, en virtut de l'asimetria de la corba de l'energia potencial, la separació mitjana entre els àtoms (r_0) serà major que la corresponent a l'equilibri (r_{eq}). Si la temperatura del cos augmenta (T), tindrà una energia de

vibració major, i la separació mitjana entre els àtoms (r) serà encara més gran, cosa que implica la dilatació del sòlid/líquid a escala macroscòpica. Si la corba $E_p(r)$ representada en la figura 1 fóra simètrica, la separació mitjana entre els àtoms seria igual a la corresponent a l'equilibri independentment de l'amplitud de les vibracions dels àtoms, és a dir, de la seua temperatura, i no hi hauria dilatació.

Igual que els sòlids, els líquids augmenten de volum en augmentar la temperatura. No obstant això, com que la força d'interacció entre les molècules dels líquids és més petita que les que hi ha en un sòlid, el coeficient de dilatació volumètrica per als líquids és unes deu vegades més gran que el dels sòlids. Hem de notar que els líquids presenten una dilatació molt irregular, per la qual cosa, a diferència dels sòlids, no és possible considerar constant el coeficient de dilatació, excepte per a petits intervals de temperatura. D'altra banda, a l'hora d'estudiar la dilatació dels líquids cal avaluar la influència de l'augment de volum que experimenta el recipient que els conté.

El coeficient de dilatació cúbica dels líquids mesura el canvi relatiu de volum quan canvia la temperatura i la pressió es manté constant. En un sistema termodinàmic governat per les variables pressió, volum i temperatura (P, V, T), el coeficient de dilatació cúbica α és un dels coeficients termomecànics dels sistemes hidroestàtics (vegeu el guió de pràctiques de la dilatació de sòlids), i es defineix:

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P = \left(\frac{\partial \ln V}{\partial T} \right)_P \quad (1)$$

Aquest coeficient α és una funció d'estat, és a dir, només depèn de la temperatura T i de la pressió, P , $\alpha = \alpha(T, P)$, i expressa la velocitat de canvi del volum d'un cos respecte de la temperatura.

Si es considera un procés a pressió constant, podem integrar l'eq.(1), i obtenir volum V en funció de la temperatura T ,

$$\frac{dV}{V} = \alpha dT \Rightarrow V = V_0 \exp[\bar{\alpha}(T - T_0)] \quad (2)$$

en què V_0 és el volum del cos a la temperatura T_0 , V el volum a la temperatura T i $\bar{\alpha}$ el coeficient de dilatació cúbica mitjà, a la pressió P , en l'interval de temperatures (T_0, T) .

En moltes situacions pràctiques, podem simplificar l'equació (2) si es verifica que: (i) el coeficient de dilatació és xicotet i roman pràcticament constant en l'interval de temperatures que estem considerant i (ii) que la variació de volum siga prou xicoteta ($|V - V_0| \ll V_0$).

L'eq. (2) també es pot escriure de la forma:

$$\ln\left(\frac{V}{V_0}\right) = \bar{\alpha}(T - T_0) \quad (3)$$

i si fem ús de l'aproximació $\ln(V/V_0) = \frac{V}{V_0} - 1$, obtenim que:

$$\Delta V = V - V_0 \approx \bar{\alpha}V_0(T - T_0) = \bar{\alpha}V_0\Delta T \quad (4)$$

Expressió que permet obtenir experimentalment el valor mitjà del coeficient de dilatació cúbica sense més que mesurar el volum d'un líquid a una determinada temperatura i les seues variacions de volum en funció de la variació de la temperatura.

METODOLOGIA

El dispositiu experimental (figura 2) està constituït per un matràs graduat de 100 ml en què s'introdueix el líquid problema del qual volem conèixer el coeficient de dilatació cúbica.



Figura 2. Material i muntatge de la pràctica

Aquest matràs s'enrasa amb el líquid problema fins a la primera marca que té al coll, que correspon amb un volum inicial de 100 cm^3 (o a qualsevol altra marca del matràs). En qualsevol cas, s'ha de conèixer el volum inicial del líquid en el matràs i la seua temperatura. Per a un correcte enrasat, la marca del matràs ha de quedar tangent a la part

inferior del menisc (pots ajudar-te abocant el líquid gota a gota amb la milipipeta i utilitzar la lupa). El matràs s'escalfa introduint-lo en un vas de precipitats ple d'aigua destil·lada, que al seu torn s'escalfa mitjançant un calefactor elèctric (posició HEATER 40 %). S'ha d'abocar prou quantitat d'aigua en el vas de precipitat perquè la major part del matràs que conté el líquid problema estiga submergit en l'aigua (incloent-hi la part del matràs per on pujarà el líquid en dilatar-se) i que així tinga una temperatura estable.

Per a garantir la uniformitat de la temperatura en el conjunt, l'aigua s'ha d'agitar constantment amb l'agitador magnètic en la posició MOTOR 300 RPM i utilitzar la mosca magnètica. La temperatura del líquid en el matràs es mesura utilitzant una sonda termoparell (DELTA OHM) molt fina a fi de no falsejar les mesures de volum del líquid.

Per a obtenir resultats més fiables, abans de començar a realitzar les mesures, s'ha de deixar transcórrer un cert temps per a aconseguir l'equilibri tèrmic dels diferents líquids.

Aquesta pràctica es realitzarà per a dos líquids problema: etanol i aigua destil·lada. En el cas d'etanol, s'efectuaran mesuraments des de la temperatura ambient fins a 45 °C. Quan el líquid problema siga aigua destil·lada, els mesuraments es faran fins a 60 °C.

Recordeu que per a poder aplicar l'equació (4) heu de conèixer el volum del líquid a la temperatura inicial.

RESULTATS

A partir de l'equació (4), realitzeu la gràfica adequada per a obtenir el coeficient de dilatació cúbic mitjà de l'alcohol i de l'aigua destil·lada. Estimeu els seus errors absolut i relatiu.

Comproveu i discutiu com concorden els vostres resultats experimentals del coeficient de dilatació cúbic mitjà amb els valors tabulats per a aquests dos líquids.

QÜESTIONS

1. En aquest experiment s'ha negligit la dilatació del matràs de vidre que conté el líquid problema. Expliqueu com cal modificar l'eq. (4) per a tenir en compte la dilatació del matràs. A partir de les dades tabulades del coeficient de dilatació cúbica mitjà del vidre, calculeu els nous coeficients de dilatació cúbica mitjans per a l'etanol i l'aigua destil·lada.
2. En l'equació (4) s'ha considerat que el coeficient de dilatació cúbica no depèn de la temperatura. Raoneu si aquesta aproximació és vàlida per a l'etanol i per a l'aigua destil·lada.

3. Calculeu per a l'aigua destil·lada el valor del coeficient de dilatació cúbica a la temperatura ambient i a 60°C i compara'l amb el valor mitjà obtingut en la pràctica.
4. Expliqueu la causa del diferent comportament del coeficient de dilatació cúbica dels dos líquids problema.
5. Per què creieu que els termòmetres basats en la dilatació d'un líquid es construeixen amb alcohol en comptes de construir-se amb aigua?
6. Comenteu raonadament l'efecte biològic que té la dilatació anòmala de l'aigua.

T3A CALOR ESPECÍFICA DE SÒLIDS

OBJECTIUS

Determinació de la calor específica de diferents sòlids.

Determinació de la massa equivalent en aigua d'un calorímetre de mescles.

MATERIAL

Calorímetre (vas Dewar), bany termostàtic, agitador elèctric, vasos de precipitat, balança digital, termòmetres analògics i digital, aigua destil·lada, sòlids problema (alumini, llautó i plom).

FONAMENT TEÒRIC

L'enunciat de Carathéodory del Primer Principi de la Termodinàmica estableix que *“el treball termodinàmic total és el mateix per a tots els processos adiabàtics que uneixen dos estats d'equilibri 1 i 2 d'un sistema tancat”*. Aquest enunciat condueix a l'existència d'una funció d'estat U , l'energia interna, de la forma,

$$\Delta U \equiv U(2) - U(1) = W_{\text{ad}}(1 \rightarrow 2) \quad (1)$$

en què ΔU és la variació de l'energia interna del sistema, i W_{ad} , el treball realitzat en un procés adiabàtic $1 \rightarrow 2$, és a dir, que no intercanvia calor amb l'entorn.

Si s'uneixen els dos mateixos estats d'equilibri 1 i 2, mitjançant un procés Π no adiabàtic, trobem que el treball efectuat, $W(1 \rightarrow 2; \Pi)$, no coincideix amb el canvi d'energia interna. A l'energia, $Q(1 \rightarrow 2; \Pi)$, que és transferida en el procés per mitjans diferents del treball la denominem *calor*, i es verifica que:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) \equiv W_{\text{ad}}(1 \rightarrow 2) - W(1 \rightarrow 2; \Pi) = \Delta U - W(1 \rightarrow 2; \Pi) \quad (2)$$

Aquesta equació també es pot escriure en forma diferencial de la forma:

$$dU = dQ + dW \quad (3)$$

en la qual dQ i dW denoten, respectivament, transferències de calor i de treball en un procés infinitesimal. Hem de notar que Q i W no són funcions d'estat. El conveni de signes que hem seguit és el següent: quan la transferència de calor és cap al sistema es pren $Q > 0$, i es parla de calor absorbida pel sistema; si la transferència de calor té lloc des del sistema $Q < 0$, i es parla de calor cedida pel sistema; si el treball és realitzat sobre el sistema $W > 0$ i si el treball és realitzat pel sistema $W < 0$. Un sistema que absorbeix o cedeix calor pot o no canviar la seua temperatura. La calorimetria estudia la relació entre la calor transferida per un sistema i el seu canvi de temperatura.

La capacitat calorífica al llarg d'un procés Π és un coeficient termodinàmic que indica la variació de la temperatura d'un sistema quan absorbeix o cedeix calor, i es defineix de la forma:

$$C_{\Pi} \equiv \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q_{\text{rev}}}{\Delta T} \right)_{\Pi} \quad (4)$$

en què Q_{rev} és la calor en un procés reversible. Per a calcular la calor transferida en un procés finit cal efectuar la integral $\int C_{\Pi} dT$, cosa que requereix el coneixement de la dependència de la capacitat calorífica amb la temperatura.

Si suposem que C_{Π} no depèn de la temperatura T , tindrem:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) = C_{\Pi}(T_2 - T_1) = n\bar{c}_{\Pi}(T_2 - T_1) = mc_{\Pi}(T_2 - T_1) \quad (5)$$

en què T_1 i T_2 són les temperatures dels estats inicial i final del procés. En l'equació (5) també es pot interpretar C_{Π} com la capacitat calorífica mitjana en l'interval de temperatura (T_1, T_2) al llarg del procés Π . Noteu que hem definit la *calor específica* del procés Π , $c_{\Pi} = C_{\Pi}/m$ com la capacitat calorífica per unitat de massa; també és usual definir la capacitat calorífica molar o calor molar com a $\bar{c}_{\Pi} = C_{\Pi}/n$, en què n és el nombre de moles.

En el cas d'un sistema hidroestàtic, les capacitats calorífiques de més interès experimental són C_V i C_P , que corresponen, respectivament, a processos a volum constant i a pressió constant. Les dues magnituds són positives, cosa que indica que si a un sistema hidrodinàmic mantingut a volum o a pressió constants se li comunica calor, la seua temperatura sempre augmenta.

El 1819, els científics Pierre Louis Dulong i Alexis Thérèse Petit van establir experimentalment que, a temperatura ambient, la calor molar a volum constant dels sòlids, tant metàl·lics com no metàl·lics, és aproximadament $3\nu R$, en què R és la constant dels gasos i ν el nombre d'àtoms per molècula ($\nu = 1$ per a sòlids metàl·lics, $\nu = 2$ per a sòlids diatòmics com el ClNa, $\nu = 3$ per al quars SiO_2). Per tant, la calor específica a volum constant per als sòlids, que es coneix com a llei de Dulong-Petit, es pot expressar de la forma:

$$c_V \approx \frac{3\nu R}{M} \quad (6)$$

en què M és la massa molar del sòlid.

D'altra banda, el 1912 el físic holandès Petrus Josephus Wilhelmus Debye va proposar un model teòric per a explicar el comportament de la calor específica dels sòlids cristal·lins. Segons aquest model, els àtoms que componen un sòlid vibren al voltant dels punts de la xarxa del cristall i es comporten com a oscil·ladors quàntics amb unes freqüències que van des de 0 fins a un valor màxim f_D , coneguda com a freqüència de Debye, la qual és característica de cada sòlid. Aquest model condueix al fet que, a altes temperatures, la calor específica dels cristalls no metàl·lics verifiqui

la llei de Dulong-Petit, eq. (6), mentre que, per a temperatures molt baixes, la calor específica depèn de la temperatura, de la forma següent:

$$c_V = AT^3 \quad (7)$$

que es coneix com a llei T^3 de Debye, en què A és una constant característica del sòlid.

En el cas de sòlids metàl·lics hi ha també una important contribució a la calor específica deguda als electrons de conducció, i a baixes temperatures l'eq.(7) es modifica de la manera:

$$c_V = BT + AT^3 \quad (8)$$

en què A i B són constants característiques del metall.

METODOLOGIA

El mètode que utilitzarem per a obtenir la calor específica d'un sòlid és l'anomenat *mètode de les mescles*, que consisteix a mesurar el canvi de temperatura que es produeix en una massa d'aigua, a l'interior d'un calorímetre adiabàtic, quan se submergeix un sòlid a una temperatura coneguda.



Figura 1.- Muntatge experimental

Un calorímetre és un recipient aïllat tèrmicament, en el nostre cas un vas Dewar, a fi de reduir al màxim les pèrdues de calor, proveït d'un termòmetre i un agitador.

A partir del primer principi de la termodinàmica, el balanç energètic corresponent a introduir el sòlid, que es troba a una temperatura T_s , en el calorímetre, la temperatura inicial del qual és T_0 , si es verifica que $T_s > T_0$, serà:

$$m_s c_s (T_s - T_f) = (m_a + k) c_a (T_f - T_0) \quad (9)$$

en què m_s és la massa del sòlid, c_s la calor específica del sòlid, T_f la temperatura d'equilibri entre el sòlid, el calorímetre, els seus accessoris i l'aigua, m_a la massa de l'aigua del calorímetre, c_a la calor específica de l'aigua i k la massa equivalent en aigua del calorímetre. Aquesta expressió denota que quan diversos cossos a diferent temperatura es troben en un recinte adiabàtic es produeixen intercanvis calorífics entre ells i s'arriba a una temperatura d'equilibri després de cert temps. Quan s'ha arribat a l'equilibri s'ha de complir que la suma de les quantitats de calor intercanviades és zero.

L'expressió (9) ens proporciona una relació entre la calor específica del sòlid i magnituds fàcilment mesurables en el laboratori com les masses de l'aigua i del sòlid, els seus increments de temperatura i la massa equivalent en aigua del calorímetre.

En primer lloc determinarem la massa equivalent en aigua del calorímetre k . S'introdueix una massa m_2 d'aigua destil·lada coneguda en el calorímetre a temperatura T_2 , i seguidament s'introdueix una altra massa d'aigua m_1 coneguda a la temperatura T_1 , en què $T_1 > T_2$. Prendrem aproximadament $m_1 \approx m_2 \approx 200$ g, $T_1 \approx 60^\circ\text{C}$ i T_2 la temperatura ambient del laboratori. La massa d'aigua m_1 s'introdueix en el bany termostàtic fins que arribem a la temperatura desitjada. A continuació s'introdueix la massa m_1 en el calorímetre i es comença a agitar la mescla contínuament; s'ha de mesurar el més ràpidament possible la temperatura de la mescla a intervals de temps molt xicotets. Representeu la temperatura en funció del temps per a determinar la temperatura d'equilibri T_f ; tingueu en compte que inevitablement hi ha pèrdues calorífiques, ja que el calorímetre no és un sistema adiabàtic ideal. S'ha de verificar que:

$$m_1 c_a |T_1 - T_f| = (m_2 + k) c_a |T_2 - T_f| \quad (10)$$

I a partir d'aquesta expressió podem obtenir la massa equivalent en aigua del calorímetre k .

A continuació, amb el calorímetre sec i buit, s'hi introdueix una massa $m_a \approx 200$ g d'aigua destil·lada a temperatura ambient T_0 , i es connecta l'agitador elèctric. S'introdueix el sòlid problema, de massa m_s , en el bany termostàtic d'aigua durant un temps prou llarg (diversos minuts) perquè la temperatura del sòlid estiga en equilibri amb la temperatura del bany, T_s . Seguidament s'introdueix ràpidament el sòlid en el calorímetre, es penja d'un ganxo sense

que toque el fons de calorímetre i de tal manera que quede completament submergit en l'aigua, i s'anota la temperatura final d'equilibri T_f . A partir de l'eq. (9) i coneixent la calor específica de l'aigua podem calcular la calor específica del sòlid problema.

RESULTATS

Determineu la massa equivalent en aigua del calorímetre k . Encara que per a minimitzar l'error en el càlcul de k seria convenient repetir diverses vegades l'experiment, només el farem una vegada en vista del temps limitat de què disposem en la pràctica.

Calculeu la calor específica c_s dels sòlids problema. Realitzeu diversos mesuraments de c_s per a cada sòlid. Calculeu els errors absoluts i relatius de k i c_s . Esmenteu possibles fonts d'error en la realització d'aquesta experiència.

Amb l'ajuda d'una taula de calors específiques de sòlids i coneixent els valors de la calor específica que heu obtingut experimentalment, esbrineu de quins sòlids es tracta.

Compareu els valors obtinguts per a la calor específica dels sòlids amb el resultat que s'obtindria aplicant la llei de Dulong i Petit.

QÜESTIONS

1. Què enteneu per calor específica d'un sòlid? Per què no hem especificat si la calor específica és a pressió o volum constants?
2. Les capacitats calorífiques són magnituds extensives o intensives? Justifiqueu la resposta.
3. Relacioneu C_V i C_P amb l'energia interna, l'entropia i l'entalpia d'un sistema.
4. Expliqueu el significat físic de la massa equivalent en aigua del calorímetre.
5. Suggeriu un mètode que minimitze la pèrdua de calor del metall quan es trasllada des del bany de vapor al calorímetre.
6. Definiu què és la caloria. Relacioneu aquesta unitat amb la unitat corresponent en el sistema internacional.
7. Realitzeu una taula amb la calor específica de diversos sòlids. Comenteu el comportament de l'alumini i el plom en relació amb la seua calor específica.

T3B CALOR ESPECÍFICA DE LÍQUIDS

OBJECTIUS

Determinació de la calor específica a pressió constant de diferents líquids.

Determinació de la massa equivalent en aigua d'un calorímetre.

MATERIAL

Calorímetre (vas Dewar), font d'alimentació de corrent altern, resistència calefactora, agitador elèctric, bany termostàtic, voltímetre, amperímetre, cronòmetre, termòmetre sonda, balança, llanterna, aigua destil·lada, líquids problema (etanol i metanol).

FONAMENT TEÒRIC

L'enunciat de Carathéodory del Primer Principi de la Termodinàmica estableix que *“el treball termodinàmic total és el mateix per a tots els processos adiabàtics que uneixen dos estats d'equilibri 1 i 2 d'un sistema tancat”*. Aquest enunciat condueix a l'existència d'una funció d'estat U , l'energia interna, de la forma,

$$\Delta U \equiv U(2) - U(1) = W_{\text{ad}}(1 \rightarrow 2) \quad (1)$$

en què ΔU és la variació de l'energia interna del sistema, i W_{ad} , el treball realitzat en un procés adiabàtic, $1 \rightarrow 2$, és a dir, que no intercanvia calor amb l'entorn.

Si s'uneixen els dos mateixos estats d'equilibri 1 i 2 mitjançant un procés Π no adiabàtic, es troba que el treball efectuat, $W(1 \rightarrow 2; \Pi)$, no coincideix amb el canvi d'energia interna. A l'energia, $Q(1 \rightarrow 2; \Pi)$, que és transferida en el procés per mitjans diferents del treball se la denomina calor, i es verifica que:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) \equiv W_{\text{ad}}(1 \rightarrow 2) - W(1 \rightarrow 2; \Pi) = \Delta U - W(1 \rightarrow 2; \Pi) \quad (2)$$

Aquesta equació també es pot escriure en forma diferencial de la forma:

$$dU = dQ + dW \quad (3)$$

en la qual dQ i dW denoten, respectivament, transferències de calor i de treball en un procés infinitesimal. Hem de notar que Q i W no són funcions d'estat. El conveni de signes que hem seguit és el següent: quan la transferència de calor és cap al sistema es pren $Q > 0$, i es parla de calor absorbida pel sistema; si la transferència de calor té lloc des del sistema $Q < 0$, i es parla de calor cedida pel sistema; si el treball és realitzat sobre el sistema $W > 0$ i si el treball

és realitzat pel sistema $W < 0$. Un sistema que absorbeix o cedeix calor pot o no canviar la seua temperatura. La calorimetria estudia la relació entre la calor transferida per un sistema i el seu canvi de temperatura.

La capacitat calorífica al llarg d'un procés Π és un coeficient termodinàmic que indica la variació de la temperatura d'un sistema quan absorbeix o cedeix calor, i es defineix de la forma:

$$C_{\Pi} \equiv \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q_{\text{rev}}}{\Delta T} \right)_{\Pi} \quad (4)$$

en què Q_{rev} és la calor en un procés reversible. Per a calcular la calor transferida en un procés finit cal efectuar la integral $\int C_{\Pi} dT$, cosa que requereix el coneixement de la dependència de la capacitat calorífica amb la temperatura.

Si suposem que C_{Π} no depèn de la temperatura T , tindrem:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) = C_{\Pi}(T_2 - T_1) = n\bar{c}_{\Pi}(T_2 - T_1) = mc_{\Pi}(T_2 - T_1) \quad (5)$$

en què T_1 i T_2 són les temperatures dels estats inicial i final del procés. En l'equació (5) també es pot interpretar C_{Π} com la capacitat calorífica mitjana en l'interval de temperatura (T_1, T_2) al llarg del procés Π . Noteu que hem definit la *calor específica* del procés Π , $c_{\Pi} = C_{\Pi}/m$ com la capacitat calorífica per unitat de massa; també és usual definir la capacitat calorífica molar o calor molar com $c_{\Pi} = C_{\Pi}/n$ en què n és el nombre de moles.

En el cas d'un sistema hidroestàtic, les capacitats calorífiques de més interès experimental són C_V i C_P , que corresponen, respectivament, a processos a volum constant i a pressió constant. Totes dues magnituds són positives, cosa que indica que si a un sistema hidrodinàmic mantingut a volum o a pressió constants se li comunica calor, la seua temperatura sempre augmenta.

Per a la majoria dels líquids, c_P augmenta quan augmenta la temperatura, excepte per a l'aigua i el mercuri. Per a l'aigua i el mercuri, c_P inicialment disminueix quan augmenta la temperatura i després augmenta, per a presentar un valor mínim de c_P a 35°C per a l'aigua i a 300°C per al mercuri. La calor específica dels líquids és més elevada que el c_P del seu sòlid corresponent. A diferència dels sòlids (model de Debye) i gasos (model del gas ideal), no existeix cap model que explique el comportament de la calor específica dels líquids.

Per a la majoria dels líquids c_P és pràcticament independent de la pressió, mentre que c_V augmenta lleugerament en augmentar la pressió. Mentre que per a alguns líquids (aigua, mercuri) c_P és pràcticament independent de la temperatura, per a uns altres (benzè, glicerina) aquesta dependència no és negligible.

METODOLOGIA

El mètode per al mesurament de la calor específica d'un líquid que utilitzarem en aquesta pràctica és el mètode elèctric. Consisteix a subministrar una certa quantitat de calor a un líquid contingut en un calorímetre adiabàtic mitjançant una resistència elèctrica que hi ha estat submergida al líquid.

Un calorímetre és un recipient aïllat tèrmicament, en el nostre cas un vas Dewar, a fi de reduir al màxim les pèrdues de calor, proveït d'un termòmetre i un agitador.

L'energia calorífica dissipada per la resistència elèctrica serà funció de la tensió \mathcal{V} entre els seus borns, de la intensitat I que circule per ella i del temps t que estiga en funcionament. La calor dissipada per la resistència elèctrica s'invertirà a escalfar el líquid i el calorímetre amb els seus accessoris. El balanç energètic corresponent a aquest procés es descriu de la forma:

$$\mathcal{V}It = (mc + kc_a)(T_1 - T_0) = (mc + kc_a)\Delta T \quad (6)$$

en què m és la massa del líquid en el calorímetre, c la calor específica del líquid problema, k la massa equivalent en aigua del calorímetre, c_a la calor específica de l'aigua, T_0 la temperatura inicial ($t = 0$) i T_1 la temperatura en l'instant t . L'expressió (6) ens proporciona una relació senzilla entre la calor específica c de un líquid i magnituds fàcilment mesurables en el laboratori.



Figura 1.- Muntatge experimental

Iniciem l'experiment calculant la massa equivalent en aigua del calorímetre k .

En primer lloc determinarem la massa equivalent en aigua del calorímetre k . Per a fer-ho introduïrem en el calorímetre una certa massa m d'aigua destil·lada, corresponent a un volum aproximadament de 500 cm^3 , la qual cosa es determina per pesada en una balança digital.

Abans de muntar el circuit elèctric s'ha de realitzar un esquema d'aquest, on la font d'alimentació (de corrent altern) ha de connectar-se en sèrie amb la resistència que volem calfar. Quan s'ha entès perfectament l'esquema del circuit, es munta el circuit elèctric on la font d'alimentació i la resistència estan en sèrie, i es col·loca l'amperímetre en sèrie i el voltímetre en paral·lel amb la resistència calefactora. La informació que se us ha proporcionat sobre la utilització d'un multímetre (Apèndix I) us serà d'utilitat. Heu de tindre en compte que la font d'alimentació del circuit és de corrent altern, per tant les mesures del voltatge i de la intensitat realitzades amb el multímetre han de ser seleccionades per a corrent altern.

IMPORTANT: La resistència calefactora ha d'estar totalment submergida en el líquid.

Per a assegurar-nos completament que la resistència calefactora està submergida en el líquid s'utilitzarà la llanterna.

Es fixa un valor del voltatge i de la intensitat de corrent, de manera que el puguem mesurar fàcilment amb el voltímetre i l'amperímetre (per exemple, fixem la diferència de potencial a $\mathcal{V} = 200 \text{ V}$ i mesurem la corresponent intensitat de corrent I). Es connecta la resistència i es posa en marxa l'agitador (que ha d'estar en funcionament durant tot l'experiment perquè la temperatura del líquid siga el més uniforme possible), una vegada que el líquid arriba a una temperatura $T_0 \approx 25^\circ\text{C}$, es comença a comptar el temps. I es prenen mesures de temperatura T i temps t a intervals regulars fins que la temperatura arriba al valor aproximat de 50°C . En aquest cas, el balanç energètic serà:

$$\mathcal{V}It = (m + k)c_a\Delta T \quad (7)$$

La representació de $\mathcal{V}It$ en funció de ΔT donarà lloc a una línia recta, i a partir del valor del seu pendent podrem determinar la massa equivalent en aigua del calorímetre k .

En la realització d'aquest experiment, la resistència calefactora del calorímetre sempre ha d'estar submergida en el líquid, i cal agitar contínuament el líquid de l'interior del calorímetre per a uniformitzar-ne la temperatura.

A continuació es repeteix el procés descrit anteriorment per a obtenir la calor específica c amb els líquids problema. Se substitueix l'aigua per cadascun dels líquids problema (s'utilitza un volum de 500 cm^3), es connecta la resistència calefactora, es posa en marxa l'agitador i es comencen a prendre lectures de la temperatura en funció del temps. A

partir de l'equació (6) es pot obtenir el valor de la calor específica del líquid a través d'una adequada representació gràfica.

RESULTATS

Realitzeu una taula de resultats de la temperatura en funció del temps per a l'aigua i els líquids problema.

Determineu la massa equivalent en aigua del calorímetre k a partir d'una representació gràfica. Calculeu el seu error absolut i relatiu.

Calculeu gràficament la calor específica c dels líquids problema amb el seu corresponent error absolut i relatiu.

A partir dels valors de la calor específica que heu obtingut experimentalment i fent ús de les taules de calor específica a pressió constant dels líquids, intenteu determinar a quin líquid correspon.

Esmenteu possibles fonts d'error (accidental i sistemàtic) en la realització d'aquest experiment.

QÜESTIONS

1. Què enteneu per calor específica d'una substància?
2. Les capacitats calorífiques són magnituds extensives o intensives? Justifiqueu la resposta.
3. Relacioneu C_V i C_P amb l'energia interna, l'entropia i l'entalpia d'un sistema.
4. Expliqueu el significat físic de l'equivalent en aigua del calorímetre.
5. Busqueu la calor específica de diversos líquids i confeccioneu una taula. Quines implicacions de caràcter pràctic té que un líquid tinga una calor específica alta, com per exemple l'aigua?
6. Mentre se subministra energia elèctrica al calorímetre hi ha pèrdues de calor? A quins mecanismes poden ser degudes? Com es podrien evitar les pèrdues d'energia del calorímetre cap a l'exterior?

T4 DETERMINACIÓ DE L'ENTALPIA DE VAPORITZACIÓ DE L'AIGUA

OBJECTIU

Verificar l'equació de Clausius-Clapeyron de la variació de la pressió del vapor de l'aigua amb la temperatura.

Determinació de l'entalpia de vaporització de l'aigua.

Obtenció de la temperatura d'ebullició de l'aigua a la pressió atmosfèrica.

MATERIAL

Vas de precipitat d'1 litre, tub d'assaig amb divisions de 0.1 ml, calefactor elèctric, agitador magnètic, termòmetre tipus termoparell, aigua destil·lada, aigua destil·lada bullida, gel, xeringa.

FONAMENT TEÒRIC

Quan una substància canvia el seu estat d'agregació, per exemple de líquid a vapor o de sòlid a líquid, diem que experimenta una transició de fases. La calor que és alliberada o absorbida durant aquesta transició, a temperatura i pressió constants, s'anomena entalpia de la transformació i està associat amb l'energia requerida perquè la substància faci el canvi de fase des d'un estat a un altre. Hem de destacar que els canvis de fase són processos on no augmenta la temperatura, ja que la calor subministrada s'inverteix totalment en el canvi de fase. En general, el concepte de transició de fases és més ampli que el simple canvi d'estat d'agregació, i inclou altres tipus de transformacions de la matèria, com per exemple entre diferents estats cristal·lins, de paramagnètic a ferromagnètic, o quan un metall passa de conducció òhmica a superconductor.

L'entalpia d'una transformació, ΔH , és la quantitat d'energia requerida per una substància per a canviar de fase. Si es produeix un canvi de sòlid a líquid parlarem d'entalpia de fusió i si el canvi es produeix d'estat líquid a gasós correspondrà a l'entalpia de vaporització, com és el cas que analitzarem en el laboratori per a l'aigua.

L'objectiu d'aquesta pràctica consisteix a determinar l'entalpia *molar* de vaporització de l'aigua, $\Delta \bar{H}_{\text{liquide} \rightarrow \text{vapor}}$, en un experiment on conviuen la fase líquida i de vapor. Per a agilitar la nomenclatura designarem l'entalpia *molar* de vaporització per $\Delta \bar{H}_v = \Delta \bar{H}_{\text{liquid} \rightarrow \text{vapor}}$, la qual podem expressar com la diferència d'entalpia molar entre l'estat gasós i l'estat líquid, $\Delta \bar{H}_v = \bar{H}_{\text{vapor}} - \bar{H}_{\text{liquid}}$, i és la quantitat d'energia necessària per a evaporar un mol d'un determinat líquid. Hem de recalcar que en aquest procés de vaporització, l'energia en forma de calor s'inverteix en el canvi de fase i no en un augment de la temperatura. El científic escocès Joseph Black (1728-1799) va introduir

per primera vegada aquest concepte i el va anomenar calor latent, ja que en llatí “*latent*” vol dir amagat, i en aquella època no s’entenia molt bé el procés de canvi de fase en què no té lloc un canvi de temperatura malgrat afegir calor al sistema.

Un diagrama de fases és un gràfic que proporciona informació sobre les condicions de pressió i temperatura per a les quals una substància pot existir en qualsevol dels seus estats possibles, com es pot observar en la Fig.1 per a un element típic d’un sol component. Les línies contínues representen línies d’equilibri entre dues fases. Com en aquest experiment analitzarem la dependència de la pressió amb la temperatura en un sistema on hi ha líquid i vapor, ens fixarem en la línia blava que correspon a l’equilibri líquid –vapor; la temperatura d’aquesta línia d’equilibri s’anomena temperatura d’ebullició, T_e , de la substància a la pressió de treball. Els diagrames de fases permeten predir els canvis del punt de fusió, del punt d’ebullició i del punt de sublimació d’una substància que es produeixen a causa de variacions de la pressió externa.

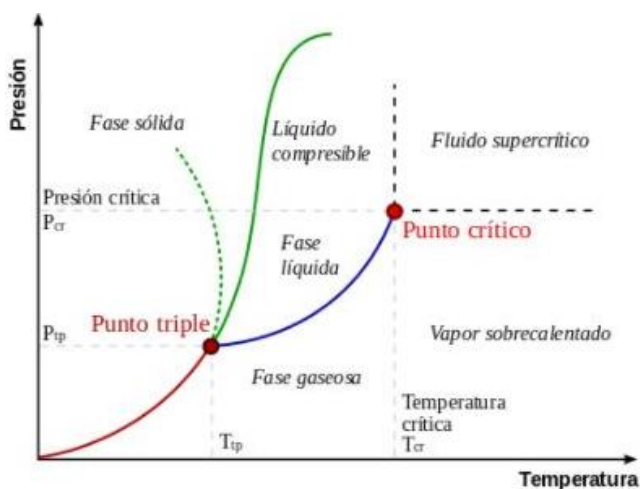


Fig.1. Model de diagrama de fases típic d’una substància d’un sol component en funció de la temperatura i la pressió. La línia roja mostra la línia d’equilibri de la interfase sòlid-gas. La línia verda mostra la forma habitual de l’equilibri en la interfase sòlid-líquid, mentre que la línia verda discontinua mostra el comportament anòmal per a l’aigua. La línia blava mostra la línia d’equilibri de la interfase líquid-gas

El propòsit d’aquest experiment és obtenir l’entalpia molar de vaporització $\Delta \bar{H}_v$ de l’aigua pura associada a la transició líquid-vapor basant-nos en l’equació de Clausius-Clapeyron. Suposant un comportament de gas ideal per al vapor d’aigua, i realitzant mesures de temperatura i volum en un sistema aïllat, podrem determinar la corba de pressió de vapor de l’aigua en funció de la temperatura, la qual cosa ens permetrà determinar l’entalpia de vaporització.

Si tenim un sistema tancat en el qual coexisteixen dues fases en equilibri, a les quals anomenarem α i β (aigua líquida i vapor d'aigua en el nostre experiment), es verifica que el potencial químic, μ , és el mateix en les dues fases del sistema, i només depèn de la pressió P i de la temperatura T :

$$\mu_{\alpha}(T, P) = \mu_{\beta}(T, P) \quad (1)$$

L'equació de Clapeyron ens permet calcular el pendent de la línia d'equilibri de vaporització del diagrama de fases, dP/dT , per a valors de la pressió i la temperatura que es troben allunyats del punt triple i del punt crític (vegeu la Fig.1). Per a deduir aquesta equació, suposarem que fem un canvi infinitesimal de la pressió i la temperatura sobre la línia d'equilibri del diagrama de fases, la qual cosa produirà un canvi infinitesimal en l'energia lliure de Gibbs molar, \bar{G} , i si tenim en compte que en el nostre sistema només es pot produir treball mecànic a causa d'un canvi de volum, trobarem que:

$$d\bar{G} = \bar{V}dP - \bar{S}dT \quad (2)$$

on \bar{V} és el volum molar i \bar{S} l'entropia molar del sistema.

Després d'un canvi infinitesimal dP i dT les dues fases segueixen en equilibri, i es verifica:

$$d\mu_{\alpha}(T, P) = d\mu_{\beta}(T, P) \quad (3)$$

i com el potencial químic coincideix amb l'energia lliure de Gibbs molar, \bar{G} , quan les dues fases coexisteixen, podem reemplaçar l'eq.(2) en l'eq.(3) i obtenim que:

$$\bar{V}_{\alpha}dP - \bar{S}_{\alpha}dT = \bar{V}_{\beta}dP - \bar{S}_{\beta}dT \quad (4)$$

si reagrupem els termes, tindrem:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\bar{S}_{\beta} - \bar{S}_{\alpha}}{\bar{V}_{\beta} - \bar{V}_{\alpha}} = \frac{\Delta\bar{S}_{\alpha\beta}}{\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (5)$$

on $\Delta\bar{S}_{\alpha\beta}$ i $\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}$ són, respectivament, el canvi d'entropia molar i de volum molar en passar de la fase α a la fase β . Si tenim present la relació que hi ha entre l'entropia molar de canvi de fase i l'entalpia molar, $\Delta\bar{S} = \Delta\bar{H}/T$, podrem enunciar l'equació de Clapeyron de la forma:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta\bar{H}_{\alpha\beta}}{T\Delta\bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (6)$$

En aquest experiment estem interessats a analitzar el procés de vaporització (v) d'un líquid, i l'equació de Clapeyron determina la variació pressió de vapor, P_v , del líquid amb la temperatura,

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{T \Delta \bar{V}_v} \quad (7)$$

és a dir, que relaciona el pendent de la línia d'equilibri de vaporització en un diagrama de fases amb l'entalpia de vaporització.

Si considerem que es tracta d'un procés de vaporització a baixes pressions, és lícit suposar que la fase vapor en la mescla es comporta com un gas ideal i que el volum molar del líquid és menyspreable comparat amb el volum molar del vapor:

$$\Delta \bar{V}_v \cong \bar{V}_v = \frac{RT}{P_v} \quad (8)$$

on R és la constant dels gasos ideals. Si apliquem aquestes dues aproximacions a l'eq.(7) de Clapeyron, obtenim l'equació de Clausius-Clapeyron per a la variació de la pressió del vapor amb la temperatura:

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{P_v \Delta \bar{H}_v}{RT^2} \quad (9)$$

Si suposem que l'entalpia de vaporització $\Delta \bar{H}_v$ és constant en l'interval de temperatures en les quals fem l'experiment, és possible obtenir una solució analítica de l'equació anterior, de la forma:

$$\ln P_v = - \frac{\Delta \bar{H}_v}{RT} + C \quad (10)$$

on C és una constant d'integració.

Per a obtenir la constant C considerem que a la pressió atmosfèrica del laboratori P_0 la temperatura d'ebullició de l'aigua és T_{eb}^0 (que és la temperatura a la qual les fases líquida i gasosa coexisteixen a una certa pressió), i el resultat de l'equació de Clausius-Clapeyron serà de la forma:

$$\ln \frac{P_v}{P_0} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \left(\frac{1}{T_{eb}^0} - \frac{1}{T} \right) \quad (11)$$

D'aquesta forma obtenim un mètode simple per a determinar l'entalpia molar de vaporització, ja que la pressió de vapor de l'aigua es pot obtenir a través de mesures de temperatura i volum en un sistema aïllat, com veurem en la metodologia, suposant un comportament de gas ideal per al vapor.

A través d'una representació gràfica adequada de les variables de l'equació (11) és possible obtenir l'entalpia de vaporització i la temperatura d'ebullició a la pressió del laboratori.

METODOLOGIA

L'experiment que farem en el laboratori consisteix en un recinte tancat (tub d'assaig invertit) on hi ha un gas (aire) en contacte amb un líquid (aigua destil·lada bullida en el nostre cas) a una determinada temperatura T . En la figura 2 es mostra el dispositiu experimental que s'utilitzarà, juntament amb una ampliació del tub d'assaig graduat. La fase gasosa, que es troba a l'interior del tub d'assaig, consisteix en una quantitat fixa d'aire i una quantitat variable de vapor d'aigua, que varia amb la temperatura del sistema.

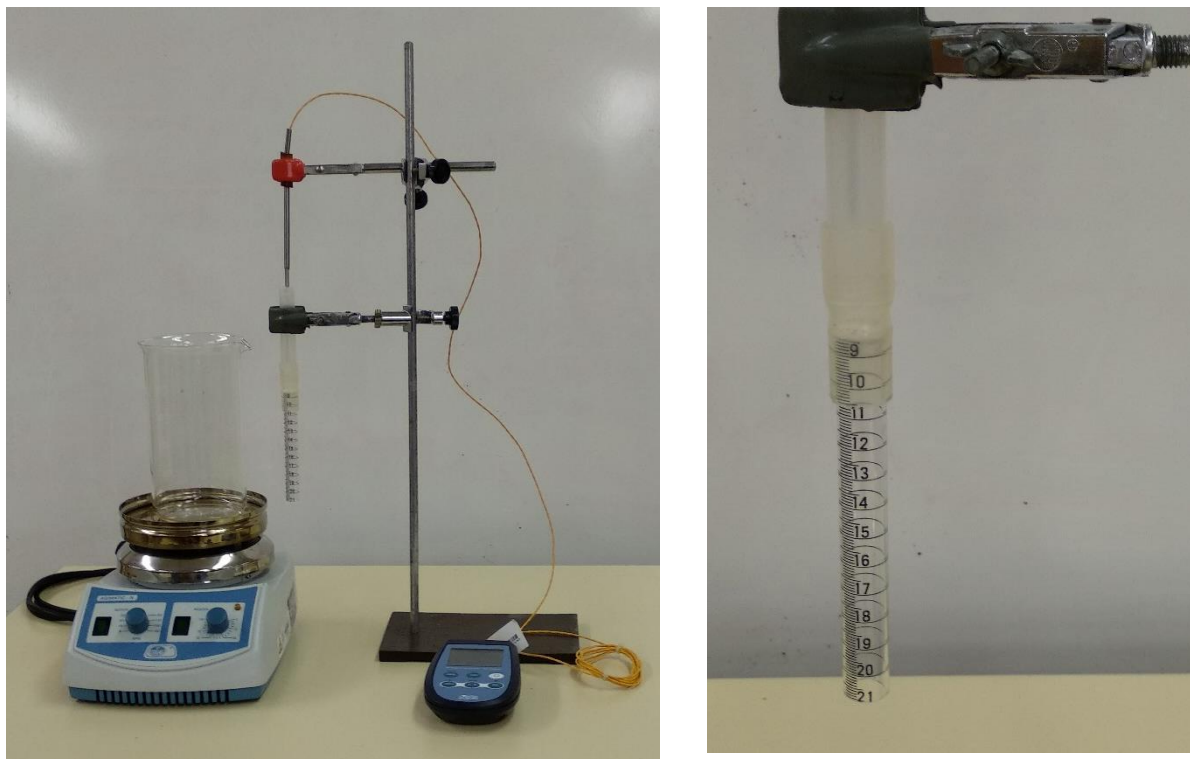


Fig.2. Dispositiu experimental que utilitzarem en la pràctica. Detall del tub d'assaig graduat, que s'introduirà dins del matràs, que tanca una quantitat fixa d'aire, i que permet mesurar el volum de gas en funció de la temperatura

Seguidament descriurem com mesurar el volum de la fase gasosa en funció de la temperatura, que ens permetrà obtenir la pressió de vapor de l'aigua, i després d'aplicar l'equació de Clausius-Clapeyron obtenir l'entalpia de vaporització.

En primer lloc s'ompli el got de precipitat amb aigua destil·lada i es col·loca sobre el calefactor apagat. A continuació, si introdueix aigua destil·lada bullida en el tub d'assaig fins aproximadament 2/3 del volum total, es tapa amb un dit l'extrem obert i s'inverteix, i es col·loca en aquesta posició dins del vas de precipitat, anant amb compte que el

tub d'assaig quede completament submergit dins de l'aigua. S'ha d'utilitzar aigua destil·lada bullida prèviament per a omplir el tub d'assaig amb la finalitat d'evitar les bombolles d'aire. D'aquesta manera en l'interior del tub d'assaig es forma una càmera amb una mescla gasosa d'aire i vapor d'aigua. Aïllem el vas de precipitat de l'exterior, per a garantir l'equilibri tèrmic, i el tapem amb una planxa de poliuretà, a través de la qual es fa passar un termoparell que permet mesurar la temperatura de l'aigua i de la mescla gasosa de l'interior del tub d'assaig. El termoparell s'ha de situar de manera que l'extrem lliure es trobe pròxim al tub d'assaig i cap a la meitat d'aquest.

S'encén el calefactor, al 40-50% de la seua potència màxima, fins que l'aigua arribe a una temperatura aproximada de 65°C. L'agitador ha d'estar activat a 200 rev/minut per a mantenir una distribució de temperatures homogènia en tot el sistema.

Precaució: Desconnectar el calefactor quan s'arribe a 65°C, ja que una temperatura major pot trencar el tub de vidre.

En aconseguir la temperatura de 65°C, es deté el calefactor, encara que l'agitador ha de romandre actuant en tot moment. Llavors l'aigua es refredarà per convecció tèrmica. Seguidament es faran mesures del volum V de la cambra gasosa de l'interior del tub d'assaig en funció de la temperatura T per a totes les divisions possibles de l'escala del tub, en un rang entre 65°C i 50°C. La mesura del volum del gas del tub d'assaig es fa per visualització directa del menisc de l'aigua a l'interior del tub d'assaig.

La pressió total P_{mescla} del sistema gasós de l'interior del tub d'assaig es considera aproximadament constant i igual a la pressió atmosfèrica, P_0 , en l'interval de temperatures utilitzat en aquest experiment, menyspreant el pes de la columna d'aigua del tub.

La pressió atmosfèrica es mesura amb un baròmetre de mercuri que està situat en el laboratori gran. Per a fer aquesta mesura en primer lloc s'ha de comprovar que la punta de la part inferior del baròmetre toca lleugerament el mercuri, a continuació, s'ha d'enrasar el menisc superior del mercuri amb el caragol superior metàl·lic, la pressió (en decímetres de Hg) es llegirà en l'escala de la dreta corresponent al valor del zero de la part superior del caragol. A aquesta pressió, s'hi ha de restar la correcció corresponent a la temperatura (vegeu la taula situada en la paret justament al costat del baròmetre).

El nostre sistema d'estudi, la mescla gasosa de l'interior del tub d'assaig consistent en un mescla d'aire i vapor d'aigua, verifica la llei de Dalton de les pressions parcials, que s'enuncia de la forma: "La pressió total d'una mescla, P_{mescla} , de gasos ideals inerts és la suma de les pressions parcials que cadascun dels gasos exerciria si estiguera sol, i ocupa tot el volum de la mescla a la mateixa temperatura". D'aquesta forma podrem escriure que:

$$P_{mescla} = P_{aire} + P_v \cong P_0 \quad (12)$$

i la pressió del vapor d'aigua, P_v , vindrà donada en funció de la pressió de l'aire, P_{aire} ,

$$P_v = P_0 - P_{aire} \quad (13)$$

Si suposem que l'aire es comporta com un gas ideal, per a una temperatura determinada T i volum V , trobem que:

$$P_{aire} = \frac{n_{aire}RT}{V} \quad (14)$$

sent n_{aire} nombre de mols d'aire. Per a calcular el nombre de mols d'aire tancat en el tub d'assaig, tenim en compte d'una banda que aquesta magnitud és constant, i que a $T_0 = 0^\circ\text{C}$ suposem que no hi ha vapor d'aigua, $P_v = 0$, i tota la mescla gasosa del tub d'assaig és aire, i ocupa un volum V_0 , és a dir,

$$n_{aire} = \frac{P_{aire}V_0}{RT_0} = \frac{P_0V_0}{RT_0} \quad (15)$$

com la quantitat d'aire en el tub d'assaig és constant, a partir de les eqs. (13)-(15) podem obtenir la pressió de vapor de l'aigua:

$$P_v = P_0 \left(1 - \frac{V_0 T}{T_0 V} \right) \quad (16)$$

en funció del volum V del tub d'assaig i de la temperatura T . Arribats a aquest punt, l'única cosa que ens falta per mesurar és el volum V_0 de l'aire a $T_0 = 0^\circ\text{C}$. Per a això, incorporem gel al vas de precipitat per a abaixar la temperatura de la mescla. S'ha d'anar amb compte de llevar aigua del vas amb la xeringa perquè no desborde en afegir el gel. D'altra banda és complicat abaixar la temperatura del tub fins a 0°C a causa de l'intercanvi calorífic amb l'exterior. Per això, s'ha de mesurar el volum del tub d'assaig per a temperatures menors de 10°C , abaixar aquesta temperatura el màxim possible, i avaluar els resultats obtinguts.

RESULTATS

A partir de les dades experimentals que has obtingut del volum i la temperatura de la mescla gasosa en el tub d'assaig, calcula la pressió de vapor de l'aigua en funció de la temperatura. Calcula l'error corresponent a través de la propagació d'errors.

Avalua l'error que s'ha comès en suposar que la pressió de vapor de l'aigua és nul·la a 0°C .

Representa gràficament la solució de l'equació de Clausius-Clapeyron de manera que et permeti obtenir gràficament l'entalpia de vaporització de l'aigua i la temperatura d'ebullició a la pressió atmosfèrica del laboratori. Calcula els errors absolut i relatiu.

Compara els resultats gràfics amb l'equació semiempírica d'Antoine que descriu la relació entre la pressió de vapor i la temperatura. Per a l'aigua pura en el rang de temperatura utilitzat en l'experiment, l'equació d'Antoine té la forma:

$$\ln P_v = 16.573 - \frac{3988.842}{T-39.47} \quad (17)$$

estant expressat la pressió en kPa i la temperatura en graus Kelvin.

Troba l'entalpia de vaporització i la temperatura d'ebullició de l'aigua a la pressió atmosfèrica a través de l'adequada representació gràfica de l'equació d'Antoine.

Compara l'entalpia de vaporització i la temperatura d'ebullició a pressió atmosfèrica obtinguda a través de les teues dades experimentals, a través de l'equació d'Antoine i de les dades reportades en la literatura.

QÜESTIONS

- 1.- Explica el significat físic del potencial químic d'una substància i de l'energia de Gibbs.
- 2.- Comenta les implicacions del comportament anòmal de l'aigua en el diagrama de fases.
- 3.- Exposar les característiques principals de l'equació de Clausius-Clapeyron.
- 4.- Indica les fonts possibles d'error que s'han comès en fer aquest experiment i d'on ve la contribució major a l'error total.
- 5.- Fes una taula de l'entalpia de vaporització de diferents substàncies.

T5 EXPERIÈNCIES DE DEMOSTRACIÓ DE TERMODINÀMICA

OBJECTIUS

Realitzar experiències senzilles qualitatives, i a través d'un procés d'investigació i consulta bibliogràfica, s'ha d'entendre i explicar el seu fonament físic. La idea és raonar els processos físics que tenen lloc i com explicar els fenòmens que observem.

La metodologia per a la realització d'aquests experiments serà la següent: en primer lloc, abans de realitzar l'experiment es raonarà el que penseu que succeirà; a continuació es realitza l'experiment, i, finalment, es comprova si les hipòtesis inicials són certes o no, explicant en qualsevol cas el que s'observa experimentalment.

TD1.- Anell de Gravesande



Comprovar si la bola metàl·lica passa per l'anell. Escalfeu la bola metàl·lica i observeu què succeeix. Feu el mateix amb una moneda que passa per una ranura.

TD2.- Ocellet bevedor



Banyeu el cap de l'ocellet amb aigua i introduïu el bec en un got ple d'aigua. Observeu què succeeix i expliqueu el fonament d'aquest joguet.

TD3.- Radiòmetre



Il·lumineu el radiòmetre amb la llanterna. Observeu què succeeix i expliqueu el seu funcionament.

TD4.- Variació de la pressió



Introduïu un got d'aigua en una campana de buit, i observeu la variació de temperatura d'ebullició amb la pressió. Un altre experiment consisteix a introduir un globus desunflat (lligat) dins de la campana i explicar el seu comportament.

TD5.- Volteja una llanda



Introduïu una mica d'aigua dins d'una llanda de refresc, i escalfeu-la fins que isca fum. Amb unes pinces, submergiu ràpidament la llanda, per la part del forat, dins d'un recipient amb aigua. Expliqueu què succeeix.

TD6.- Radiació de la calor: radiació infraroja



Tenim dos espills parabòlics un enfront de l'altre. Prop d'un d'ells hi ha una font emissora de llum, el filament de la qual està a 3000 K i es comporta com un cos negre, que emet radiació. Col·loquem papers de diferents colors en el focus de l'altre espill, què succeeix i per què?

A continuació, col·loqueu entre els espills diversos filtres: un d'alum potàssic (que absorbeix l'infraroig) i un altre filtre de gelatina (que absorbeix quasi tot l'espectre visible, però deixa passar l'infraroig). Quina part de l'espectre electromagnètic és responsable del fenomen que heu observat? Expliqueu les vostres conclusions.

TD7.- Conductivitat tèrmica



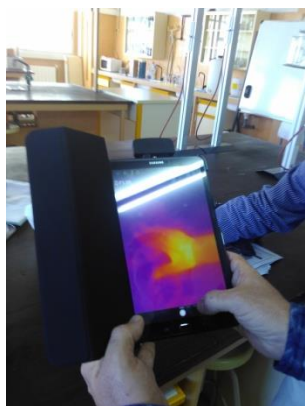
Escalfeu amb un encenedor un got amb aigua, de plàstic i poliespan, explica què observeu. Realitzeu el mateix experiment amb arena. Envolteu una llanda de refresc plena amb un tros de paper llis i poseu-ho damunt d'un encenedor, què succeeix? Cremeu un globus unflat amb aigua i sense. Què succeeix i per què?

TD8.- Introduïu un ou dur en una botella



Si tenim un ou dur que no passa per la boca d'una botella, què podríeu fer perquè l'ou hi entrara sense trencar-se? Podríeu traure l'ou sencer de dins de la botella?

TD9.- Experiments amb càmera termogràfica



Penseu i realitzeu diferents experiments de transmissió i dissipació de la calor utilitzant una càmera termogràfica.

TD10.- Termodinàmica del botijó



Expliqueu el funcionament del botijó i observeu-lo mitjançant una càmera termogràfica. Es disposa d'un botijó normal i un altre de vidrat.

TD11.- Motor de Stirling



Poseu en funcionament el motor de Stirling i estudeu el fonament teòric en què es basa.

TD12.- Tres espelmes a diferents altures



Enceneu les tres espelmes i tapeu la botella. Comproveu i expliqueu quina espelma s'apaga l'última i per què?

TD13.- Compressió adiabàtica



Analitzeu els processos termodinàmics que tenen lloc en una compressió adiabàtica i les seues conseqüències.

TD14.- Bus de Descartes tèrmic



Tenim una botella de vidre amb aigua on hi ha una pipeta graduada que flota. Escalfeu amb un assecador l'aire de la botella i observeu què succeeix. Expliqueu-ho. Tenim una altra botella de plàstic amb una pipeta graduada que flota, què succeirà quan pressioneu la botella

APÈNDIX I: DESCRIPCIÓ D'UN MULTÍMETRE

El multímetre és un dispositiu, essencial en un laboratori, que permet mesurar resistències, voltatges i intensitats de corrent en continu i en altern. En el cas de corrent altern es mesuren valors eficaços d'un senyal harmònic, que corresponen a $X_p/\sqrt{2}$, en què X_p és el valor del pic o màxim de la magnitud X . En la figura 1 es mostra la fotografia d'un multímetre estàndard en què es detalla la funció de cada part.



Figura 1.- Multímetre i les seues funcions

Utilització com a voltímetre

Per a mesurar la caiguda de tensió o diferència de potencial entre dos punts d'un circuit s'usa el multímetre en l'opció de voltímetre. Per a fer el mesurament hem de situar-lo en paral·lel amb l'element del qual vulguem mesurar el voltatge. S'han de connectar els terminals a les posicions indicades en el multímetre: "COM" i "V". Col·loca el selector en una posició sota l'indicatiu "V-" per a mesurar en corrent continu, i en el selector "V~" per a mesurar en corrent altern. Per a començar a mesurar tria sempre l'escala més gran. Connecta les terminals del multímetre a cada extrem de la resistència (connexió en paral·lel), de manera que el terminal que ix del "COM" contacte amb el punt més pròxim al born negatiu de la font. Anota el valor que indica la pantalla. Repeteix l'apartat anterior baixant gradualment d'escala sense arribar a utilitzar mai una escala inferior al valor de la tensió en la resistència. Tingues en compte que els valors numèrics de les diferents escales representen el valor màxim de voltatge que es pot mesurar en aquesta posició.

Utilització com a amperímetre

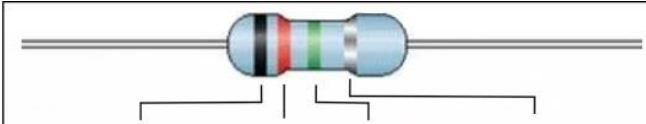
Per a mesurar la intensitat de corrent que circula través d'una resistència hem de mesurar col·locant el multímetre en sèrie amb la resistència, de manera que tota la intensitat que circula per la resistència passe també per l'amperímetre. Selecciona l'opció de mesurar intensitat amb el multímetre col·locant les seues terminals en les posicions: "COM" i "mA". Col·loca el selector sota l'indicatiu "A-" per a mesurar en corrent continu, i en el selector "A~" per a mesurar en corrent altern. Per a començar a mesurar tria sempre l'escala més gran. Obri el circuit del muntatge, per exemple, desconnectant de la resistència el cable unit al born negatiu de la font i connecta l'extrem lliure que ha quedat d'aquest cable al terminal del polímetre unit al "COM". Connecta l'altre terminal del multímetre a l'extrem lliure de la resistència; d'aquesta manera, l'amperímetre estarà col·locat en sèrie amb la resistència i circularà per ell just la intensitat de corrent que es vol mesurar. Anota el valor que indica la pantalla. Repeteix l'apartat anterior reduint cada vegada l'escala d'intensitat fins on siga possible. Tingues en compte que els valors numèrics de les diferents escales representen el valor màxim d'intensitat que es pot mesurar en aquesta posició.

Utilització com a òhmmetre

Per a mesurar el valor d'una resistència el multímetre es col·loca en paral·lel. Ens assegurarem que aquest element estiga desconnectat del circuit; en cas contrari obtindrem una mesura errònia i podrem malmetre l'aparell. Connecta els terminals del multímetre a les posicions indicades per a mesurar resistències: una terminal ha d'estar connectada en "COM" i l'altra en "V/ Ω ". El selector ha d'assenyalar la posició " Ω ". Els diferents valors numèrics sota l'indicatiu " Ω " representen les diferents escales, és a dir, el valor màxim de resistència que es pot mesurar en aquesta posició. Per a començar selecciona l'escala de 2M Ω . Toca ara amb els terminals del multímetre els extrems d'una de les resistències disponibles (que ha d'estar sense connectar a cap font) i anota el resultat que pots llegir en la pantalla. Anota la resolució de l'aparell i pren-la com una estimació de la incertesa de la mesura. Passa a continuació a una escala inferior amb més resolució i repeteix la mesura tantes vegades com siga necessari. Mai s'ha d'usar una escala menor que el valor de la resistència perquè correm el risc de danyar l'instrument.

APÈNDIX II: CODIFICACIÓ PER COLORS DE LES RESISTÈNCIES

Els valors de les resistències s'indiquen per un codi de color estàndard fixat per l'EIA (Electronic Industries Association). La primera i segona franja de la resistència indica la primera i la segona xifra del valor de la resistència, la tercera franja el valor multiplicador en potències de 10. L'última banda indica la tolerància o l'error en % del valor de la resistència.



Color	1ra. Banda	2da. Banda	3ra. Banda Multiplicador	Tolerancia %
Negro	0	0	x1	
Cafe	1	1	x10	
Rojo	2	2	x100	2%
Naranja	3	3	x1000	
Amarillo	4	4	x10000	
Verde	5	5	x100000	
Azul	6	6	x1000000	
Violeta	7	7	x10000000	
Gris	8	8	x100000000	
Blanco	9	9	x1000000000	
Circuitos Básicos				Dorado 5%
				Plata 10%

Figura 2. Codi de colors per a les resistències

PRÁCTICAS DE TERMODINÁMICA (T)

T1A Ley de Boyle-Mariotte: Determinación del coeficiente de compresibilidad isoterma de un gas.

T1B Leyes de Gay-Lussac: Determinación de los coeficientes de dilatación térmica y piezotérmico de un gas.

T2A Dilatación térmica de sólidos.

T2B Dilatación térmica de líquidos.

T3A Calor específico de sólidos.

T3B Calor específico de líquidos.

T4 Determinación de la entalpia de vaporización del agua

T5 Prácticas ilustrativas de demostración de Termodinámica

Apéndice I: Descripción de un multímetro

Apéndice II: Codificación por colores de las resistencias

T1A LEY DE BOYLE-MARIOTTE:

DETERMINACIÓN DE COEFICIENTES TERMOMECAÑICOS DE UN GAS

OBJETIVOS

Verificar experimentalmente la ley de Boyle-Mariotte para el aire.

Determinar experimentalmente el coeficiente de compresibilidad isoterma del aire.

MATERIAL

Dispositivo para comprobación de la ley de Boyle-Mariotte, termómetro, barómetro.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El Principio Cero de la Termodinámica indica que los parámetros externos de un sistema no son suficientes para especificar el estado termodinámico del sistema, siendo necesario la introducción de un nuevo parámetro interno al que denominamos temperatura.

Un sistema termodinámico simple, como un gas confinado que posee solamente dos grados de libertad, viene determinado por las variables presión, volumen y temperatura (P , V , T). La ecuación térmica de estado del sistema, que proporciona toda la información acerca de las propiedades térmicas, se puede expresar genéricamente de la forma:

$$V = f(P, T) \quad (1)$$

También existen otras ecuaciones que relacionan dos variables del sistema mientras que la tercera permanece constante, y que suministran una información parcial del comportamiento del sistema. Entre este tipo de ecuaciones para el gas ideal destacan las leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac.

Cuando en un sistema termodinámico se altera alguna de las variables que sirven para especificar su estado, esa variación afecta a las demás variables de estado. Si tenemos un proceso en el que existen pequeños cambios en la presión, ΔP , y en la temperatura, ΔT , dará lugar a cambios en el volumen, ΔV , verificando que:

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP \quad (2)$$

De forma análoga se pueden escribir ecuaciones similares para P y T , considerando, respectivamente, a (V, T) y a (V, P) como variables independientes. Hemos de resaltar que las derivadas parciales de la ecuación (2) tienen un importante significado físico, ya que nos permiten definir las velocidades de cambio de unas variables respecto de las otras, que se expresan mediante los llamados coeficientes termomecánicos del sistema. Para sistemas hidrostáticos, se definen de la siguiente forma:

- Coeficiente de dilatación térmica, o de dilatación isobárica, α , es la razón entre el incremento unitario del volumen en función de la temperatura, a presión constante,

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (3)$$

- Coeficiente de compresibilidad isoterma, κ_T , es la razón, cambiada de signo, del incremento unitario del volumen y el incremento de la presión, cuando permanece constante la temperatura,

$$\kappa_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \quad (4)$$

Notad que introducimos el signo negativo en la ecuación (4) para obtener valores positivos del coeficiente de compresibilidad, ya que $\partial V / \partial P$ es negativo.

- Coeficiente piezotérmico, β , es el cociente entre el incremento unitario de la presión y el incremento de la temperatura, permaneciendo constante el volumen,

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad (5)$$

Estos tres coeficientes termomecánicos están relacionados de la forma:

$$\alpha = \beta \kappa_T P \quad (6)$$

La deducción de la ecuación térmica de estado puede realizarse teóricamente mediante una descripción microscópica del sistema, utilizando métodos de la Teoría Cinética o de la Mecánica Estadística, o bien de forma empírica a partir de la medida de las propiedades térmicas de un sistema, es decir, de los coeficientes termomecánicos.

El establecimiento de la ecuación empírica de los gases ideales se basa en los experimentos realizados por Robert Boyle y Edmé Mariotte en el siglo XVII, por Jaques Charles en el siglo XVIII y por Louis-Joseph Gay-Lussac a principios del siglo XIX.

Robert Boyle (1627-1691) puso de manifiesto por primera vez la ley de compresibilidad de los gases y expresa que: *“Para una temperatura y masa de gas fijas, el producto de la presión por el volumen permanece constante”*,

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = K_1 \quad (T = \text{constante}) \quad (7)$$

siendo K_1 una constante. Esta ley fue descubierta de forma independiente por Edmé Mariotte (1620-1684), por lo que actualmente se conoce como ley de Boyle-Mariotte, y nos indica que para un gas considerado ideal, a temperatura constante, la presión varía de modo inversamente proporcional al volumen. La ley de Boyle-Mariotte también se puede expresar de la forma:

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T = -\frac{K_1}{P^2} = -\frac{V}{P} \quad (8)$$

Aunque la ley de Boyle-Mariotte es rigurosamente cierta sólo para gases ideales, es suficientemente precisa para cualquier aplicación práctica a presión atmosférica y temperaturas próximas a la ambiente.

METODOLOGÍA

El dispositivo experimental para la comprobación de la ley de Boyle-Mariotte consta de dos recipientes de vidrio conectados entre sí mediante un tubo flexible en forma de U lleno de mercurio (Hg) y que pueden deslizarse cada uno por un carril graduado (en mm) (ver Figura 1).

El recipiente de la izquierda es un depósito cilíndrico cerrado que contiene el gas, aire en este caso, cuya masa permanece constante. El recipiente de la derecha consiste en un tubo abierto con mercurio, de tal forma que al desplazarse hacia arriba o hacia abajo permite cambiar la presión y el volumen del gas a temperatura ambiente.

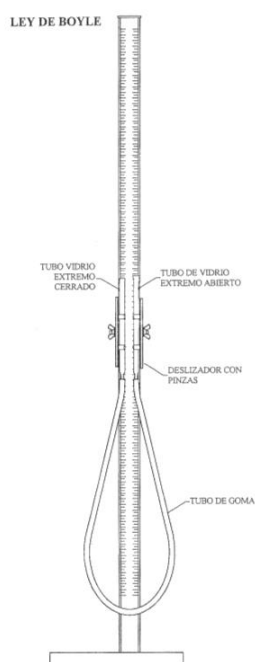


Figura 1.- Dispositivo experimental de la ley de Boyle-Mariotte

El recipiente de la izquierda es un depósito cerrado que contiene el gas, aire en este caso, cuya masa permanece constante. El recipiente de la derecha consiste en un tubo abierto con mercurio, de tal forma que al desplazarse hacia arriba o hacia abajo permite cambiar la presión y el volumen del gas a temperatura ambiente.

Para calcular el volumen del gas del depósito de la izquierda se conoce que el diámetro interior del depósito es aproximadamente 7.5 mm según el fabricante (en cualquier caso debéis medir este valor, ya que puede variar de un dispositivo a otro) y midiendo la altura h del depósito cerrado desde el nivel del Hg hasta la parte superior del tubo cerrado, se puede obtener el volumen del aire.

Si se desplaza el depósito de la derecha hacia arriba, el nivel del Hg en el recipiente de la izquierda aumenta, de tal manera que existirá un desnivel H entre las superficies libres del Hg de ambos recipientes. La presión del aire encerrado en el depósito de la izquierda será la presión atmosférica más o menos la presión debida a la diferencia de alturas de los niveles de Hg que existe entre los recipientes de las dos ramas del dispositivo. La presión atmosférica en el laboratorio se medirá con un barómetro.

Para medir la presión atmosférica con el barómetro del laboratorio, en primer lugar se debe de comprobar que la punta de la parte inferior del barómetro toca ligeramente el mercurio, a continuación, se debe enrasar el menisco superior del mercurio con el tornillo superior metálico, la presión (en decímetros de Hg) se leerá en la escala de la derecha correspondiente al valor del cero de la parte superior del tornillo. A esta presión se le debe de restar la corrección correspondiente a la temperatura (ver tabla situada en la pared del laboratorio al lado del barómetro).

Para construir una isoterma, a temperatura ambiente constante, y verificar la ley de Boyle-Mariotte se va cambiando la presión del gas (moviendo hacia arriba o hacia abajo la rama derecha de Hg) y se van midiendo los volúmenes del gas (aire) encerrado en el cilindro de la rama izquierda del dispositivo. Se efectuarán varias medidas (P, V) para posteriormente realizar una representación gráfica.

Tened en cuenta que tenéis que obtener el coeficiente de compresibilidad isoterma a través de la derivada de la eq.(4), por lo que es conveniente que realicéis medidas para dos valores cercanos de la presión en varias zonas de la isoterma.

Recordad que debéis de quitar el tapón del tubo abierto al realizar las medidas y mantenerlo cerrado al terminar de realizar las medidas.

RESULTADOS

Haz un esquema del dispositivo experimental que estás utilizando, y señala claramente las medidas que vas a realizar y su relación con la ley de Boyle-Mariotte.

Construye una tabla con los valores del volumen y de la presión del gas a la temperatura ambiente. Utiliza unidades del sistema internacional.

Realiza la adecuada representación gráfica que permita comprobar experimentalmente si se verifica la ley de Boyle-Mariotte para el aire.

Representa gráficamente PV en función de P , V en función de $1/P$ y P en función de V , y analiza el significado físico de las distintas gráficas.

Calcula gráficamente el coeficiente de compresibilidad isoterma κ_T , a partir de la ec. (4). Para determinar la pendiente de la gráfica P - V en un punto determinado, elije dos puntos sobre la isoterma suficientemente cercanos, y considera la derivada como el cociente de $\Delta V / \Delta P$. Calcula el valor de κ_T para tres puntos distintos de la gráfica P - V . Compara tu resultado de κ_T con el que se obtiene de la ecuación (8) para un gas ideal.

Suponiendo que el aire del interior del depósito se comporta como un gas ideal, calcula el número de moles n del aire que se encuentra en el depósito del dispositivo basándote en la ecuación de estado de los gases ideales.

La ley de Boyle-Mariotte se puede expresar según la expresión (7). Elije dos parejas de valores de presiones y volúmenes del aire del depósito y comprueba experimentalmente si se verifica esta ley.

Comprueba si se verifica la ecuación (6) para el aire, a partir de los datos experimentales que has obtenido para κ_T , α y β . Utiliza los valores experimentales de α y β obtenidos por tus compañeros en la práctica de la verificación de las leyes de Gay-Lussac.

CUESTIONES

- 1.- Define lo que se entiende por fluido ideal en el contexto de la teoría cinética de los gases.
- 2.- Explica a la vista de tus resultados experimentales si el aire del depósito tiene o no el comportamiento de un gas ideal.
- 3.- Indica las posibles fuentes de error en la realización de este experimento.
- 4.- Comenta para qué rango de presiones y temperaturas, los gases reales se comportan como un gas ideal, y verifican la ley de Boyle-Mariotte.
- 5.- Comenta el significado de que κ_T sea una función de estado. Según los resultados obtenidos, ¿depende κ_T de la presión y del volumen?

T1B LEYES DE CHARLES Y GAY-LUSSAC:

DETERMINACIÓN DE LOS COEFICIENTES TERMOMECAÑICOS DE UN GAS

OBJETIVOS

Comprobar las leyes de Gay-Lussac de los gases ideales.

Determinar experimentalmente el coeficiente de dilatación isobárico y el coeficiente piezotérmico del aire.

MATERIAL

Dispositivo para comprobar las leyes de Gay-Lussac, termómetro, barómetro, microondas.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El Principio Cero de la Termodinámica indica que los parámetros externos de un sistema no son suficientes para especificar el estado termodinámico del sistema, siendo necesario la introducción de un parámetro interno al que denominamos temperatura.

Un sistema termodinámico simple, como un gas confinado que posee solamente dos grados de libertad, viene determinado por las variables presión, volumen y temperatura (P , V , T). La ecuación térmica de estado del sistema, que proporciona toda la información acerca de las propiedades térmicas, se puede expresar genéricamente de la forma:

$$V = f(P, T) \quad (1)$$

También existen otras ecuaciones que relacionan dos variables del sistema mientras que la tercera permanece constante, y que suministran una información parcial del comportamiento del sistema. Entre este tipo de ecuaciones para el gas ideal destacan las leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac.

Cuando en un sistema termodinámico se altera alguna de las variables que sirven para especificar su estado, esa variación afecta a las demás variables de estado. Si tenemos un proceso en el que existen cambios en la presión, ΔP , y en la temperatura, ΔT , dará lugar a cambios en el volumen, ΔV , verificando que:

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP \quad (2)$$

De forma análoga se pueden escribir ecuaciones similares para P y T , considerando, respectivamente, a (V, T) y a (V, P) como variables independientes. Hemos de resaltar que las derivadas parciales de la ecuación (2) tienen un importante significado físico, ya que nos permiten definir las velocidades de cambio de unas variables respecto de las otras, que se expresan mediante los llamados coeficientes termomecánicos del sistema. Para sistemas hidrostáticos, se definen de la forma:

Coeficiente de dilatación térmica, o de dilatación isobárica, α , es la razón entre el incremento unitario del volumen en función de la temperatura, a presión constante,

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (3)$$

Coeficiente de compresibilidad isoterma, κ_T , es la razón, cambiada de signo, del incremento unitario del volumen y el incremento de la presión, cuando permanece constante la temperatura,

$$\kappa_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \quad (4)$$

Hemos introducido el signo negativo en la ecuación (4) para obtener valores positivos del coeficiente de compresibilidad, ya que $\partial V / \partial P$ es negativo.

Coefficiente piezotérmico, β , es el cociente entre el incremento unitario de la presión y el incremento de la temperatura, permaneciendo constante el volumen,

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad (5)$$

Estos tres coeficientes termomecánicos están relacionados de la forma:

$$\alpha = \beta \kappa_T P \quad (6)$$

La deducción de la ecuación térmica de estado puede realizarse teóricamente mediante una descripción microscópica del sistema, utilizando métodos de la Teoría Cinética o de la Mecánica Estadística, o bien de forma empírica a partir de la medida de los coeficientes térmicos.

El establecimiento de la ecuación de estado empírica de los gases ideales se basa en los experimentos realizados por Robert Boyle y Edmé Mariotte en el siglo XVII, por Jaques Charles en el siglo XVIII y por Louis-Josep Gay-Lussac a principios del siglo XIX.

Jaques Charles (1746-1823) demostró experimentalmente en 1788 la ley de expansión de los gases, que dice:

“Manteniendo constante la presión, el volumen de una masa determinada de un gas varía proporcionalmente con su temperatura”,

$$V = K_2 T \quad (P = \text{constante}) \quad (7)$$

Esta ley fue publicada por Gay-Lussac en 1802, aunque hacía referencia a un trabajo no publicado de Jaques Carles, por lo que a veces se la conoce como primera ley de Gay-Lussac.

Por otra parte, Louis-Josep Gay-Lussac (1778-1850) realizó experimentos que relacionaban la presión y la temperatura de un gas a volumen constante, y en 1802 publicó esta ley de la forma:

“Manteniendo el volumen constante, la presión de una cantidad dada de un gas varía proporcionalmente con la temperatura”,

$$P = K_3 T \quad (V = \text{constante}) \quad (8)$$

esta ecuación se conocen como la segunda ley de Gay-Lussac.

METODOLOGÍA

El dispositivo para la comprobación de los gases ideales consta de dos recipientes de vidrio conectados entre sí mediante un tubo flexible en forma de U lleno de mercurio (Hg). Cada recipiente está unido a una regla graduada (en mm) y puede desplazarse a lo largo de la misma. El recipiente de la izquierda consiste en un tubo conectado a una bola de vidrio, que es donde se encuentra el gas, aire en nuestro caso. La bola de vidrio está sumergida en un vaso, al cual se le puede añadir agua caliente y variar la temperatura del gas. El recipiente de la derecha consiste en un depósito abierto de Hg que al desplazarse hacia arriba o hacia abajo permite cambiar la presión y el volumen del gas.

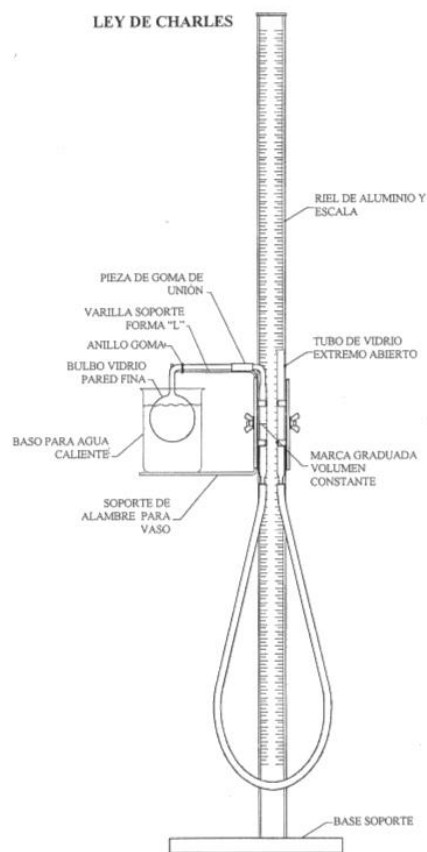


Figura 1.- Dispositivo experimental para comprobar las leyes de Gay-Lussac

Hemos de tener en cuenta que con este dispositivo no se puede obtener directamente la presión del gas, sino solamente diferencias de presión. Para obtener la presión del gas es necesario conocer la presión atmosférica, ya que la presión del gas será la presión atmosférica más o menos la presión debida a la diferencia de alturas H entre el nivel de Hg de las dos ramas del dispositivo. La presión atmosférica se mide con un barómetro que se encuentra en el laboratorio. Para realizar esta medida, en primer lugar se debe de comprobar que la punta de la parte inferior del barómetro toca ligeramente el mercurio, a continuación se debe engrasar el menisco superior del mercurio con el tornillo superior metálico, la presión (en decímetros de Hg) se leerá en la escala de la derecha que coincida con el valor del cero del tornillo. A esta presión se le debe de restar la corrección correspondiente a la temperatura (ver tabla situada en la pared al lado del barómetro).

Por otra parte, la altura del mercurio en la rama izquierda del dispositivo nos va a informar sobre las variaciones de volumen del gas. Para calcular el volumen del gas tenéis que medir el diámetro medio de la bola de vidrio (aunque el fabricante ha indicado un valor de 50 mm puede variar de un dispositivo a otro), estimar el diámetro de los tubitos finos de vidrio en forma de T, y el diámetro interior del depósito de la rama izquierda (que coincide con el tubo de la derecha) y que según el fabricante tiene un diámetro interior de 7.5 mm (medid también esta magnitud, ya que puede variar).

Para comprobar la primera ley de Gay-Lussac, ec. (7), se construye una curva isobara, es decir, se obtiene experimentalmente la relación entre el volumen del gas con la temperatura a presión constante. Para ello se fija una cierta presión del gas, que viene dado por una diferencia de alturas H (fija, que nosotros decidimos) entre los dos niveles de Hg de los recipientes, y se mide el nivel inicial del volumen del gas y su temperatura. A continuación se calienta agua en el microondas, se introduce en el recipiente que rodea la bola de vidrio y se deja enfriar. Es conveniente medir el volumen inicial del gas a la temperatura más alta. Conforme disminuye la

temperatura se debe de medir el volumen de gas que se necesita para mantener la presión constante. Esto se realiza subiendo o bajando la rama de Hg de la derecha hasta que la diferencia de alturas entre las dos ramas alcance el valor de la presión elegido inicialmente. El rango de temperaturas será aproximadamente entre 60°C y 30 °C .

Para comprobar experimentalmente la segunda ley de Gay-Lussac, ec. (8), construimos una isocora, que consiste en determinar parejas de valores presión y temperatura manteniendo el volumen del gas constante. Para realizar estas medidas echamos agua caliente al vaso donde está sumergida la bola de cristal, y conforme se va enfriando el gas, medimos la diferencia de presión que se necesita para mantener el volumen constante. Ello se consigue subiendo o bajando la rama de Hg de la derecha de forma que el nivel del Hg de la rama izquierda, que indica el volumen del gas, permanezca siempre a la misma altura.

Se recomienda realizar en primer lugar las medidas correspondientes a la 2ª ley de Gay-Lussac a través de la isocora (volumen constante), y en segundo lugar las medidas correspondientes a la ley de Charles mediante medidas correspondientes a la isobara (presión constante).

Tened en cuenta que tenéis que obtener los coeficientes termomecánicos a través de la derivada de las eqs.(3) y (4), por lo que es conveniente que realicéis medidas para dos valores cercanos en varias zonas de la isobara y de la isocora.

Recordad que debéis de quitar el tapón del tubo abierto al realizar las medidas, y volver a taparlo al terminar de realizar el experimento.

RESULTADOS

Haz un esquema del dispositivo experimental que estás utilizando, y señala claramente las medidas que vas a realizar y su relación con las leyes de Gay-Lussac.

Construye una tabla de datos con los valores de la isobara, volumen y temperatura a presión constante. Utiliza unidades del sistema internacional.

Comprueba gráficamente que se verifica la primera ley de Gay-Lussac. A partir de la pendiente de dicha recta, calcula el coeficiente de dilatación térmica, α , para varias temperaturas. Para determinar la pendiente de la gráfica $V-T$ en un punto determinado, elije dos puntos sobre la isobara suficientemente cercanos, y considera la derivada como el cociente de $\Delta V/\Delta T$. Compara tu resultado de α con el que se obtiene para un gas ideal.

Realiza una tabla con los valores de la isocora, presión y temperatura para volumen del gas constante.

Comprueba gráficamente que se verifica la segunda ley de Gay-Lussac. Calcula a partir de la representación gráfica el coeficiente piezotérmico, β , para varias temperaturas. Compara el resultado de β con el que se obtendría para un gas ideal.

Calcula los errores absolutos y relativos de las diferentes magnitudes.

A partir de la curva isobara y la isocora, calcula el número de moles del gas encerrado en el depósito utilizando la ley de Clapeyron, ¿son compatibles ambos valores? ¿Cuál consideras que es más exacto y por qué?

CUESTIONES

1.- Escribe las leyes de Charles y de Gay-Lussac en forma de derivadas parciales, y junto con la ley de Boyle-Mariotte, deduce la ecuación de Clapeyron, que es la ecuación de estado de los gases ideales.

2.- Según los resultados obtenidos ¿se puede concluir que α y β dependen de la presión y del volumen?

3.- ¿Son necesarias determinaciones de los coeficientes termomecánicos del gas a diferentes temperaturas? ¿Se aparta el aire del comportamiento del gas ideal? Justifica tu respuesta.

4.- Deduce la relación entre los coeficientes termomecánicos, ec. (6).

T2A DILATACIÓN TÉRMICA DE SÓLIDOS

OBJETIVOS

Estudiar cómo varían las dimensiones de un sólido cuando cambia su temperatura.

Determinar el coeficiente de dilatación lineal de varios metales.

MATERIAL

Tubos huecos de diferentes materiales (aluminio, latón y cobre), dilatómetro, generador de vapor, termómetro, manoplas.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En general, el volumen de los cuerpos aumenta al elevar su temperatura, si permanece constante la presión ejercida sobre ellos. A nivel microscópico, la dilatación térmica de los sólidos sugiere un aumento en la separación media entre sus átomos y moléculas constituyentes.

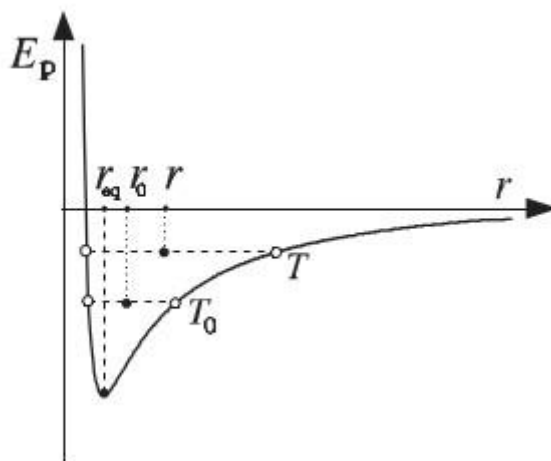


Figura 1.- Energía potencial asociada a dos átomos adyacentes en un sólido

La energía potencial, E_p , asociada a dos átomos contiguos, expresada en función de su separación r , viene representada gráficamente por una curva asimétrica (Figura 1) en la que los segmentos horizontales, correspondientes a diferentes temperaturas del sólido, indican los posibles valores de la separación interatómica. Para una energía de vibración dada, por ejemplo T_0 , la separación entre los átomos cambiará periódicamente entre unos valores mínimo y máximo de la distancia y, en virtud de la asimetría de la curva de la energía potencial, la separación media entre los átomos (r_0) será mayor que la correspondiente al equilibrio (r_{eq}). Si la temperatura del cuerpo aumenta (T), tendrá una energía de vibración mayor, y la separación media entre los átomos (r) será todavía más grande, lo que implica la dilatación del sólido a escala macroscópica. Si la curva $E_p(r)$ representada en la figura 1 fuese simétrica, la separación media entre los átomos sería igual a la correspondiente al equilibrio independientemente de la amplitud de las vibraciones de los átomos, es decir, de su temperatura, y no existiría dilatación.

Un aspecto interesante del estudio de la dilatación térmica es su conexión con las propiedades atómicas y moleculares de los sólidos, ya que la dilatación térmica es una consecuencia de la asimetría de la curva de energía potencial característica del estado sólido.

En un sistema termodinámico gobernado por las variables presión, volumen y temperatura (P, V, T), se define el coeficiente de dilatación térmica isobárica, α , como la razón entre el incremento unitario del volumen y el incremento de la temperatura, manteniendo la presión constante:

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (1)$$

este coeficiente α expresa la velocidad de cambio del volumen de un cuerpo con respecto a la temperatura.

A partir de la ecuación (1) se puede obtener el volumen de un sólido en función de la temperatura a la que se encuentra, cuando la presión ejercida sobre el mismo permanece constante, y viene dado por:

$$\frac{dV}{V} = \alpha dT \Rightarrow V = V_0 e^{\alpha (T - T_0)} \quad (2)$$

siendo V_0 el volumen del cuerpo a la temperatura T_0 y V el volumen a la temperatura T .

En muchas situaciones prácticas, podemos simplificar la ecuación (2) si se verifica que: (i) el proceso es isobárico, (ii) el coeficiente de dilatación es muy pequeño y permanece prácticamente constante y (iii) que la variación de volumen sea suficientemente pequeña.

En este caso tendremos:

$$\alpha = \frac{1}{V_0} \frac{\Delta V}{\Delta T} \Rightarrow V = V_0 (1 + \alpha \Delta T) \quad (3)$$

En esta práctica vamos a analizar cómo varía la longitud de un tubo hueco en función de la temperatura. En este caso, se define el coeficiente de dilatación lineal, α_L , de la forma:

$$\alpha_L = \frac{1}{L} \left(\frac{\partial L}{\partial T} \right)_P \quad (4)$$

Bajo las mismas condiciones enunciadas anteriormente, se puede simplificar el cálculo de α_L , obteniendo:

$$\alpha_L = \frac{1}{L_0} \frac{\Delta L}{\Delta T} \Rightarrow L = L_0 (1 + \alpha_L \Delta T) \Rightarrow \frac{\Delta L}{L_0} = \alpha_L \Delta T \quad (5)$$

siendo L_0 la longitud inicial del tubo a la temperatura T_0 , L la longitud a la temperatura T , $\Delta L = L - L_0$ y $\Delta T = T - T_0$. α_L se interpreta como el aumento unitario de longitud que experimenta una varilla cuando su temperatura aumenta 1 K. En general α_L depende de la temperatura, aunque en un intervalo no muy grande de temperaturas se puede considerar constante. La expresión (5) permite obtener experimentalmente el valor del coeficiente de dilatación lineal sin más que medir la longitud de la barra a una determinada temperatura y sus incrementos de longitud en función de la variación de la temperatura.

METODOLOGÍA

El dispositivo experimental consiste en un tubo hueco, de longitud inicial L_0 a la temperatura ambiente T_0 , a través del cual circula vapor de agua procedente de un generador de vapor.

ATENCIÓN: El generador de vapor NO se debe abrir. En caso necesario contactar con un profesor o técnico de laboratorio.

El tubo se mantiene sujeto por uno de sus extremos mientras que el extremo opuesto puede desplazarse libremente y se conecta a un dilatómetro de reloj. El dilatómetro consiste en una barra fija por uno de sus extremos y apoyada sobre un soporte. Cuando calentamos la varilla su longitud aumenta, lo que produce un giro del tope alrededor de su eje en el sentido de las agujas del reloj; una aguja, solidaria con el tope, se desplaza sobre una escala, previamente calibrada, y permite medir las variaciones de longitud de la barra. Si por el contrario la temperatura del tubo disminuye, el dilatómetro girará en sentido opuesto a las agujas del reloj. Se conoce que 1 división del dilatómetro equivale a una distancia de 0.01 mm. Se ha de tener en cuenta que la longitud inicial del tubo L_0 corresponde a la temperatura a la cual ponemos a cero el dilatómetro y comenzamos a realizar las medidas.

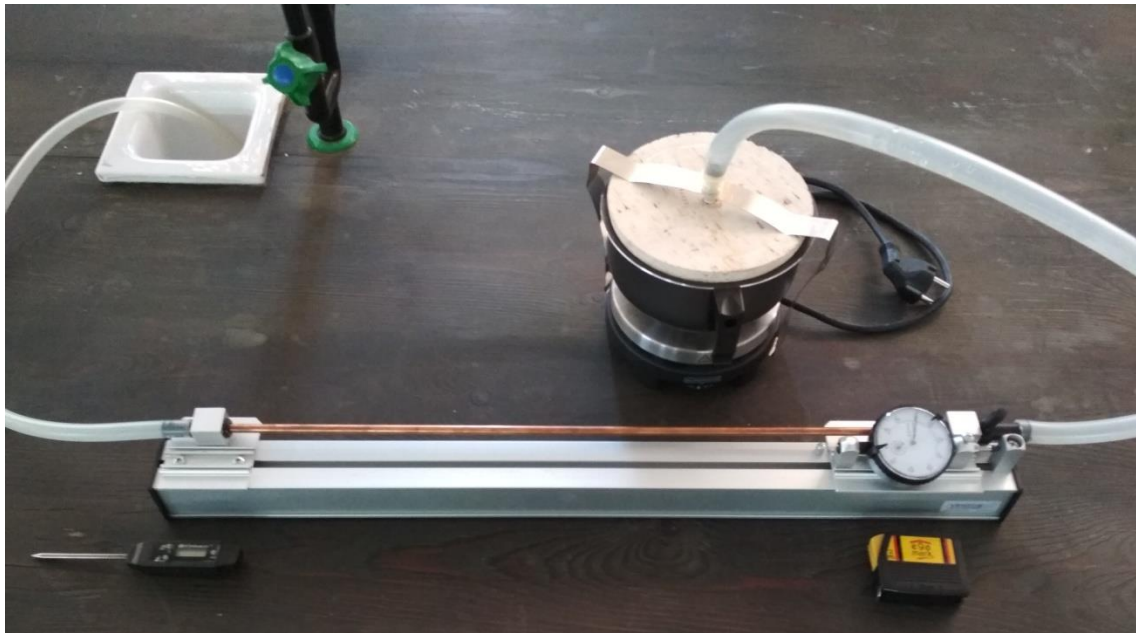


Figura 2.- Dispositivo experimental

El experimento consiste en calentar el tubo hasta la temperatura del vapor del agua, y a medida que se enfríe el tubo se irán registrando valores de temperatura y longitud de la barra.

PRECAUCIÓN: NO tocar el tubo con las manos, ya que puede estar caliente. Usar las manoplas.

Para la correcta realización del experimento, hay que tener en cuenta lo siguiente:

Comprobar que el tubo está instalado correctamente entre los conectores girándolo durante unos segundos para probar que está bien conectado.

Comprobar que el generador de vapor tiene agua hasta la mitad del cazo. No tapar ni doblar el tubo de salida del vapor o las mangueras de conexión.

Conectar una manguera del generador de vapor al tubo y la otra manguera del tubo cercano al dilatómetro al desagüe.

Conectar a la red eléctrica la placa calefactora del generador de vapor y poner el nivel de calentamiento en 4. Dejar que pase, durante unos minutos, vapor de agua a través del tubo hasta que se establezca la temperatura del mismo, y el tubo se dilate al máximo.

Apagar la placa calefactora y desconectar las dos mangueras que están conectadas al tubo.

Introducir un termómetro en el interior del tubo por el extremo opuesto al dilatómetro. Poner el indicador del dilatómetro a cero y registrar la temperatura. A medida que se enfría el tubo, a partir aproximadamente de 70 °C, anota los valores de las parejas temperatura y marcas del dilatómetro. Se procederá de este modo hasta que la temperatura descienda hasta unos 30 °C. Realiza este experimento para las tres barras suministradas.

RESULTADOS

Representa gráficamente ΔL en función de ΔT y comprueba si existe una relación lineal entre ambas magnitudes. Utiliza un programa gráfico para realizar las representaciones gráficas.

A partir de la ecuación (5), realiza la gráfica adecuada para obtener el coeficiente de dilatación lineal. Calcula sus errores, tanto absoluto como relativo.

Realiza el experimento para tres tubos de diferente material.

Comprueba y discute cómo concuerdan tus resultados experimentales del coeficiente de dilatación lineal con los valores tabulados en la literatura para cada material del tubo.

CUESTIONES

- 1.- Explica las posibles causas del error experimental del coeficiente de dilatación lineal que has obtenido.
- 2.- ¿Por qué las medidas experimentales se han realizado durante el proceso de enfriamiento del tubo y no durante el calentamiento?
- 3.- ¿Qué crees que sucede con el diámetro interior del tubo cuando aumenta la temperatura: aumenta o disminuye de tamaño?
- 4.- Calcula a partir del coeficiente de dilatación del acero, ¿cuánto se dilatará un puente de acero de 40 m de longitud que está expuesto a variaciones de temperatura de 40 °C?
- 5.- Enumera dispositivos e instrumentos que hagan uso de la dilatación lineal de sólidos.
- 6.- La aproximación de que α sea aproximadamente constante, ¿es igual de válida en todos los casos analizados en este experimento?

T2B DILATACIÓN TÉRMICA DE LÍQUIDOS

OBJETIVOS

Determinar del coeficiente de dilatación cúbica de un líquido.

MATERIAL

Matraz aforado graduado de 100 ml, calefactor eléctrico, agitador magnético, mosca magnética, vaso de precipitado, milipipeta, termómetro-termopar Delta HD 2328.0, lupa, agua destilada, guantes, pinzas, líquidos problema.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En general, el volumen de los cuerpos aumenta al elevar su temperatura, si permanece constante la presión ejercida sobre ellos. A nivel microscópico, la dilatación térmica de los sólidos/líquidos sugiere un aumento en la separación media entre sus átomos y moléculas constituyentes.

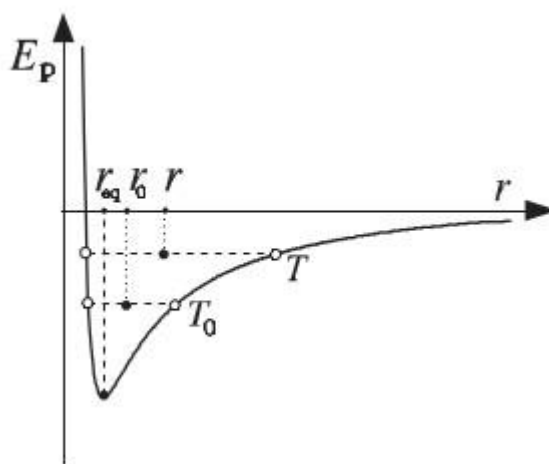


Figura 1.- Energía potencial asociada a dos átomos adyacentes en un sólido/líquido

La energía potencial, E_p , asociada a dos átomos contiguos, expresada en función de su separación r , viene representada gráficamente por una curva asimétrica (Figura 1) en la que los segmentos horizontales, correspondientes a diferentes temperaturas del sólido/líquido, indican los posibles valores de la separación interatómica. Para una energía de vibración dada, por ejemplo T_0 , la separación entre los átomos cambiará periódicamente entre unos valores mínimo y máximo de la distancia y, en virtud de la asimetría de la curva de la energía potencial, la separación media entre los átomos (r_0) será mayor que la correspondiente al equilibrio (r_{eq}). Si la temperatura del cuerpo aumenta (T), tendrá una energía de vibración mayor, y la separación media entre los átomos (r) será todavía más grande, lo que implica la dilatación del sólido/líquido a escala macroscópica. Si la curva $E_p(r)$ representada en la figura 1 fuese simétrica, la separación media entre los átomos sería igual a la correspondiente al equilibrio independientemente de la amplitud de las vibraciones de los átomos, es decir, de su temperatura, y no existiría dilatación.

Al igual que los sólidos, los líquidos aumentan de volumen al aumentar la temperatura. Sin embargo, como la fuerza de interacción entre las moléculas de los líquidos es menor que las que existen en un sólido, el coeficiente de dilatación volumétrica para los líquidos es unas diez veces mayor que el de los sólidos. Hemos de notar que los líquidos presentan una dilatación muy irregular, por lo que, a diferencia de los sólidos, no es posible considerar constante el coeficiente de dilatación, salvo para pequeños intervalos de temperatura. Por otra parte, al estudiar la dilatación de los líquidos es preciso evaluar la influencia del aumento de volumen que experimenta el recipiente que los contiene.

El coeficiente de dilatación cúbica de los líquidos mide el cambio relativo de volumen cuando cambia la temperatura permaneciendo constante la presión. En un sistema termodinámico gobernado por las variables presión, volumen y temperatura (P, V, T), el coeficiente de dilatación cúbica α es uno de los coeficientes termomecánicos de los sistemas hidrostáticos (ver el guión de prácticas de la dilatación de sólidos), y se define:

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P = \left(\frac{\partial \ln V}{\partial T} \right)_P \quad (1)$$

Este coeficiente α es una función de estado, es decir, sólo depende de la temperatura T y de la presión P , $\alpha = \alpha(T, P)$, y expresa la velocidad de cambio del volumen de un cuerpo con respecto a la temperatura.

Si se considera un proceso a presión constante, podemos integrar la ec.(1), y obtener volumen V en función de la temperatura T ,

$$\frac{dV}{V} = \alpha dT \Rightarrow V = V_0 \exp[\bar{\alpha}(T - T_0)] \quad (2)$$

siendo V_0 el volumen del cuerpo a la temperatura T_0 , V el volumen a la temperatura T y $\bar{\alpha}$ el coeficiente de dilatación cúbica medio, a la presión P , en el intervalo de temperaturas (T_0, T) .

En muchas situaciones prácticas, podemos simplificar la ecuación (2) si se verifica que: (i) el coeficiente de dilatación es pequeño y permanece prácticamente constante en el intervalo de temperaturas que estamos considerando y (ii) que la variación de volumen sea suficientemente pequeña ($|V - V_0| \ll V_0$).

La ec.(2) también se puede escribir de la forma:

$$\ln \left(\frac{V}{V_0} \right) = \bar{\alpha}(T - T_0) \quad (3)$$

y si hacemos uso de la aproximación $\ln(V/V_0) = \frac{V}{V_0} - 1$, obtenemos que:

$$\Delta V = V - V_0 \approx \bar{\alpha} V_0 (T - T_0) = \bar{\alpha} V_0 \Delta T \quad (4)$$

Expresión que permite obtener experimentalmente el valor medio del coeficiente de dilatación cúbica sin más que medir el volumen de un líquido a una determinada temperatura y sus variaciones de volumen en función de la variación de la temperatura.

METODOLOGÍA

El dispositivo experimental (figura 2) está constituido por un matraz graduado de 100 ml en el cual se introduce el líquido problema cuyo coeficiente de dilatación cúbica se desea conocer.



Figura 2. Material y montaje de la práctica

Este matraz se enrasa con el líquido problema hasta la primera marca que posee en el cuello, que corresponde con un volumen inicial de 100 cm^3 (o a cualquier otra marca del matraz). En cualquier caso, se debe de conocer el volumen inicial del líquido en el matraz y su temperatura. Para un correcto enrasado la marca del matraz debe quedar tangente a la parte inferior del menisco (puedes ayudarte vertiendo el líquido gota a gota con la minipipeta y utilizar la lupa). El matraz se calienta introduciéndolo en un vaso de precipitados lleno de agua destilada, que a su vez se calienta mediante un calefactor eléctrico (posición HEATER 40%). Se debe de verter la suficiente cantidad de agua en el vaso de precipitado para que la mayor parte del matraz que contiene el líquido problema se encuentre sumergido en el agua (incluyendo la parte del matraz por donde ascenderá el líquido al dilatarse) y que así tenga una temperatura estable.

Para garantizar la uniformidad de la temperatura en el conjunto, el agua se tiene que estar agitando constantemente con el agitador magnético en la posición MOTOR 300 RPM y utilizar la mosca magnética. La temperatura del líquido en el matraz se mide utilizando una sonda termopar (DELTA OHM) muy fina con objeto de no falsear las medidas de volumen del líquido.

Para obtener resultados más fiables, antes de comenzar a realizar las medidas, se debe de dejar transcurrir un cierto tiempo para conseguir el equilibrio térmico de los diferentes líquidos.

Esta práctica se realizará para dos líquidos problema: etanol y agua destilada. En el caso de etanol, se efectuarán medidas desde la temperatura ambiente hasta 45°C . Cuando el líquido problema sea agua destilada, las medidas se realizarán hasta 60°C .

Recuerda que para poder aplicar la ecuación (4), tienes que conocer el volumen del líquido a la temperatura inicial.

RESULTADOS

A partir de la ecuación (4), realiza la gráfica adecuada para obtener el coeficiente de dilatación cúbico medio del alcohol y del agua destilada. Estima sus errores absoluto y relativo.

Comprueba y discute cómo concuerdan tus resultados experimentales del coeficiente de dilatación cúbico medio con los valores tabulados para estos dos líquidos.

CUESTIONES

- 1.- En este experimento se ha despreciado la dilatación del matraz de vidrio que contiene el líquido problema. Explica cómo hay que modificar la ec. (4) para tener en cuenta la dilatación del matraz. A partir de los datos tabulados del coeficiente de dilatación cúbica medio del vidrio, calcula los nuevos coeficientes de dilatación cúbica medios para el etanol y el agua destilada.
- 2.- En la ecuación (4) se ha considerado que el coeficiente de dilatación cúbica no depende de la temperatura. Razona si esta aproximación es válida para el etanol y para el agua destilada.
- 3.- Calcula para el agua destilada el valor del coeficiente de dilatación cúbica a la temperatura ambiente y a 60°C y compáralo con el valor medio obtenido en la práctica.
- 4.- Explica la causa del diferente comportamiento del coeficiente de dilatación cúbica de los dos líquidos problema.
- 5.- ¿Por qué crees que los termómetros basados en la dilatación de un líquido se construyen con alcohol en vez de con agua?
- 6.- Comenta razonadamente el efecto biológico que tiene la dilatación anómala del agua.

T3A CALOR ESPECÍFICO DE SÓLIDOS

OBJETIVOS

Determinación del calor específico de diferentes sólidos.

Determinación de la masa equivalente en agua de un calorímetro de mezclas.

MATERIAL

Calorímetro (vaso Dewar), baño termostático, agitador eléctrico, vasos de precipitado, balanza digital, termómetros analógicos y digital, agua destilada, sólidos problema (aluminio, latón y plomo).

FUNDAMENTO TEÓRICO

El enunciado de Carathéodory del Primer Principio de la Termodinámica establece que *“el trabajo termodinámico total es el mismo para todos los procesos adiabáticos que unen dos estados de equilibrio 1 y 2 de un sistema cerrado”*. Este enunciado conduce a la existencia de una función de estado U , la energía interna, de la forma,

$$\Delta U \equiv U(2) - U(1) = W_{ad}(1 \rightarrow 2) \quad (1)$$

siendo ΔU la variación de la energía interna del sistema, y W_{ad} el trabajo realizado en un proceso adiabático $1 \rightarrow 2$, es decir, que no intercambia calor con el entorno.

Si se unen los dos mismos estados de equilibrio 1 y 2, mediante un proceso Π no adiabático, se encuentra que el trabajo efectuado, $W(1 \rightarrow 2; \Pi)$ no coincide con el cambio de energía interna. A la energía, $Q(1 \rightarrow 2; \Pi)$, que es transferida en el proceso por medios diferentes del trabajo se le denomina calor, y se verifica que:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) \equiv W_{ad}(1 \rightarrow 2) - W(1 \rightarrow 2; \Pi) = \Delta U - W(1 \rightarrow 2; \Pi) \quad (2)$$

Esta ecuación también se puede escribir en forma diferencial de la forma:

$$dU = dQ + dW \quad (3)$$

en la que dQ y dW denotan, respectivamente, transferencias de calor y de trabajo en un proceso infinitesimal. Hemos de notar que Q y W no son funciones de estado. El convenio de signos que hemos seguido es el siguiente: cuando la transferencia de calor es hacia el sistema se toma $Q > 0$, y se habla de calor absorbido por el sistema; si la transferencia de calor tiene lugar desde el sistema $Q < 0$, y se habla de calor cedido por el sistema; si el trabajo es realizado sobre el sistema $W > 0$ y si el trabajo es realizado por el sistema $W < 0$. Un sistema que absorbe o cede calor puede o no cambiar su temperatura. La calorimetría estudia la relación entre el calor transferido por un sistema y su cambio de temperatura.

La capacidad calorífica a lo largo de un proceso Π es un coeficiente termodinámico que indica la variación de la temperatura de un sistema cuando absorbe o cede calor, y se define de la forma:

$$C_{\Pi} \equiv \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q_{rev}}{\Delta T} \right)_{\Pi} \quad (4)$$

donde Q_{rev} es el calor en un proceso reversible. Para calcular el calor transferido en un proceso finito hay que efectuar la integral $\int C_{\Pi} dT$, lo cual requiere el conocimiento de la dependencia de la capacidad calorífica con la temperatura.

Si suponemos que C_{Π} no depende de la temperatura T , tendremos:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) = C_{\Pi}(T_2 - T_1) = n\bar{c}_{\Pi}(T_2 - T_1) = mc_{\Pi}(T_2 - T_1) \quad (5)$$

siendo T_1 y T_2 las temperaturas de los estados inicial y final del proceso. En la ecuación (5) también se puede interpretar C_{Π} como la capacidad calorífica media en el intervalo de temperatura (T_1, T_2) a lo largo del proceso Π . Notad que hemos definido el *calor específico* del proceso Π , $c_{\Pi} = C_{\Pi}/m$ como la capacidad calorífica por unidad de masa; también es usual definir la capacidad calorífica molar o calor molar como $\bar{c}_{\Pi} = C_{\Pi}/n$ siendo n el número de moles.

En el caso de un sistema hidrostático las capacidades caloríficas de mayor interés experimental son C_V y C_P que corresponden, respectivamente, a procesos a volumen constante y a presión constante. Ambas magnitudes son positivas, lo cual indica que si a un sistema hidrodinámico mantenido a volumen o a presión constantes se le comunica calor su temperatura siempre aumenta.

En 1819 los científicos Pierre Louis Dulong y Alexis Thérèse Petit establecieron experimentalmente que, a temperatura ambiente, el calor molar a volumen constante de los sólidos, tanto metálicos como no metálicos, es aproximadamente $3\nu R$, siendo R la constante de los gases y ν el número de átomos por molécula ($\nu = 1$ para sólidos metálicos, $\nu = 2$ para sólidos diatómicos como el ClNa , $\nu = 3$ para el cuarzo SiO_2). Por tanto, el calor específico a volumen constante para los sólidos, que se conoce como ley de Dulong-Petit se puede expresar de la forma:

$$c_V \approx \frac{3\nu R}{M} \quad (6)$$

donde M es la masa molar del sólido.

Por otra parte, en 1912 el físico holandés Petrus Josephus Wilhelmus Debye propuso un modelo teórico para explicar el comportamiento del calor específico de los sólidos cristalinos. Según este modelo, los átomos que componen un sólido vibran alrededor de los puntos de la red del cristal, comportándose como osciladores cuánticos cuyas frecuencias van desde 0 hasta un valor máximo f_D , conocida como frecuencia de Debye, la cual es característica de cada sólido. Este modelo conduce a que a altas temperaturas el calor específico de los cristales no metálicos verifique la ley de Dulong-Petit, ec. (6), mientras que para muy bajas temperaturas el calor específico depende de la temperatura, de la siguiente forma:

$$c_V = AT^3 \quad (7)$$

que se conoce como ley T^3 de Debye, siendo A una constante característica del sólido.

En el caso de sólidos metálicos existe también una importante contribución al calor específico debida a los electrones de conducción, y a bajas temperaturas la ec.(7) se modifica de la forma:

$$c_V = BT + AT^3 \quad (8)$$

siendo A y B constantes características del metal.

METODOLOGÍA

El método que vamos a utilizar para obtener el calor específico de un sólido es el llamado método de las mezclas, que consiste en medir el cambio de temperatura que se produce en una masa de agua, en el interior de un calorímetro adiabático, cuando se sumerge un sólido a una temperatura conocida.



Figura 1.- Montaje experimental

Un calorímetro es un recipiente aislado térmicamente, en nuestro caso un vaso Dewar, a fin de reducir al máximo las pérdidas de calor, provisto de un termómetro y un agitador.

A partir del primer principio de la termodinámica, el balance energético correspondiente a introducir el sólido, que se encuentra a una temperatura T_s , en el calorímetro, cuya temperatura inicial es T_0 , si se verifica que $T_s > T_0$, será:

$$m_s c_s (T_s - T_f) = (m_a + k) c_a (T_f - T_0) \quad (9)$$

siendo m_s la masa del sólido, c_s el calor específico del sólido, T_f la temperatura de equilibrio entre el sólido, el calorímetro, sus accesorios y el agua, m_a la masa del agua del calorímetro, c_a el calor específico del agua y k la masa equivalente en agua del calorímetro. Esta expresión expresa que cuando varios cuerpos a diferente temperatura se encuentran en un recinto adiabático se producen intercambios caloríficos entre ellos alcanzándose una temperatura de equilibrio después de cierto tiempo. Cuando se ha alcanzado el equilibrio se debe de cumplir que la suma de las cantidades de calor intercambiadas es cero.

La expresión (9) nos proporciona una relación entre el calor específico del sólido y magnitudes fácilmente medibles en el laboratorio como las masas del agua y del sólido, sus incrementos de temperatura y la masa equivalente en agua del calorímetro.

En primer lugar vamos a determinar la masa equivalente en agua del calorímetro k . Se introduce una masa m_2 de agua destilada conocida en el calorímetro a temperatura T_2 , y seguidamente se introduce otra masa de agua m_1 conocida a la temperatura T_1 , siendo $T_1 > T_2$. Tomaremos aproximadamente $m_1 \approx m_2 \approx 200$ g, $T_1 \approx 60^\circ\text{C}$ y T_2 la temperatura ambiente del laboratorio. La masa de agua m_1 se introduce en el baño termostático hasta que alcanza la temperatura deseada. A continuación, se introduce la masa m_1 en el calorímetro y se comienza a agitar la mezcla continuamente; se ha de medir lo más rápidamente posible la temperatura de la mezcla a intervalos de tiempo muy pequeños. Representa la temperatura en función del tiempo para determinar la temperatura de equilibrio T_f , ten en cuenta que inevitablemente existen pérdidas caloríficas puesto que el calorímetro no es un sistema adiabático ideal. Se debe de verificar que:

$$m_1 c_a |T_1 - T_f| = (m_2 + k) c_a |T_2 - T_f| \quad (10)$$

Y a partir de esta expresión podemos obtener la masa equivalente en agua del calorímetro k .

A continuación con el calorímetro seco y vacío, se introduce en él una masa $m_a \approx 200$ g de agua destilada a temperatura ambiente T_0 , y se conecta el agitador eléctrico. Se introduce el sólido problema, de masa m_s , en el baño termostático de agua durante un tiempo suficientemente largo (varios minutos) para que la temperatura del sólido esté en equilibrio con la temperatura del baño, T_s . Seguidamente se introduce rápidamente el sólido en el calorímetro, se cuelga de un gancho sin que toque el fondo de calorímetro y de tal manera que quede completamente sumergido en el agua, y se anota la temperatura final de equilibrio T_f . A partir de la ec. (9) y conociendo el calor específico del agua podemos calcular el calor específico del sólido problema.

RESULTADOS

Determina la masa equivalente en agua del calorímetro k . Aunque para minimizar el error en el cálculo de k sería conveniente repetir varias veces el experimento, sólo lo haremos una vez en aras al limitado tiempo de que disponemos en la práctica.

Calcula el calor específico c_s de los sólidos problema. Realiza varias medidas de c_s para cada sólido. Calcula los errores absolutos y relativos de k y c_s . Cita posibles fuentes de error en la realización de esta experiencia.

Con la ayuda de una tabla de calores específicos de sólidos y conociendo los valores del calor específico que has obtenido experimentalmente averigua de qué sólidos se tratan.

Compara los valores obtenidos para el calor específico de los sólidos con el resultado que se obtendría aplicando la ley de Dulong y Petit.

CUESTIONES

- 1.- ¿Qué entiendes por calor específico de un sólido? ¿Por qué no hemos especificado si el calor específico es a presión o volumen constantes?
- 2.- ¿Las capacidades caloríficas son magnitudes extensivas o intensivas? Justifica tu respuesta.
- 3.- Relaciona C_V y C_P con la energía interna, la entropía y la entalpía de un sistema.
- 4.- Explica el significado físico de la masa equivalente en agua del calorímetro.
- 5.- Sugerir un método que minimice la pérdida de calor del metal cuando se traslada desde el baño de vapor al calorímetro.
- 6.- Define qué es la caloría. Relaciona esta unidad con la unidad correspondiente en el sistema internacional.
- 7.- Realiza una tabla con el calor específico de varios sólidos. Comenta el comportamiento del aluminio y el plomo en relación con su calor específico.

T3B CALOR ESPECÍFICO DE LÍQUIDOS

OBJETIVOS

Determinación del calor específico a presión constante de diferentes líquidos.

Determinación de la masa equivalente en agua de un calorímetro.

MATERIAL

Calorímetro (vaso Dewar), fuente de alimentación de corriente alterna, resistencia calefactora, agitador eléctrico, baño termostático, voltímetro, amperímetro, cronómetro, termómetro sonda, balanza, agua destilada, líquidos problema (etanol y metanol), linterna.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El enunciado de Carathéodory del Primer Principio de la Termodinámica establece que *“el trabajo termodinámico total es el mismo para todos los procesos adiabáticos que unen dos estados de equilibrio 1 y 2 de un sistema cerrado”*. Este enunciado conduce a la existencia de una función de estado U , la energía interna, de la forma,

$$\Delta U \equiv U(2) - U(1) = W_{ad}(1 \rightarrow 2) \quad (1)$$

siendo ΔU la variación de la energía interna del sistema, y W_{ad} el trabajo realizado en un proceso adiabático $1 \rightarrow 2$, es decir, que no intercambia calor con el entorno.

Si se unen los dos mismos estados de equilibrio 1 y 2, mediante un proceso Π no adiabático, se encuentra que el trabajo efectuado, $W(1 \rightarrow 2; \Pi)$ no coincide con el cambio de energía interna. A la energía, $Q(1 \rightarrow 2; \Pi)$, que es transferida en el proceso por medios diferentes del trabajo se le denomina calor, y se verifica que:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) \equiv W_{ad}(1 \rightarrow 2) - W(1 \rightarrow 2; \Pi) = \Delta U - W(1 \rightarrow 2; \Pi) \quad (2)$$

Esta ecuación también se puede escribir en forma diferencial de la forma:

$$dU = dQ + dW \quad (3)$$

en la que dQ y dW denotan, respectivamente, transferencias de calor y de trabajo en un proceso infinitesimal. Hemos de notar que Q y W no son funciones de estado. El convenio de signos que hemos seguido es el siguiente: cuando la transferencia de calor es hacia el sistema se toma $Q > 0$, y se habla de calor absorbido por el sistema; si la transferencia de calor tiene lugar desde el sistema $Q < 0$, y se habla de calor cedido por el sistema; si el trabajo es realizado sobre el sistema $W > 0$ y si el trabajo es realizado por el sistema $W < 0$. Un sistema que absorbe o cede calor puede o no cambiar su temperatura. La calorimetría estudia la relación entre el calor transferido por un sistema y su cambio de temperatura.

La capacidad calorífica a lo largo de un proceso Π es un coeficiente termodinámico que indica la variación de la temperatura de un sistema cuando absorbe o cede calor, y se define de la forma:

$$C_{\Pi} \equiv \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q_{rev}}{\Delta T} \right)_{\Pi} \quad (4)$$

donde Q_{rev} es el calor en un proceso reversible. Para calcular el calor transferido en un proceso finito hay que efectuar la integral $\int C_{\Pi} dT$, lo cual requiere el conocimiento de la dependencia de la capacidad calorífica con la temperatura.

Si suponemos que C_{Π} no depende de la temperatura T , tendremos:

$$Q(1 \rightarrow 2; \Pi) = C_{\Pi}(T_2 - T_1) = n\bar{c}_{\Pi}(T_2 - T_1) = mc_{\Pi}(T_2 - T_1) \quad (5)$$

siendo T_1 y T_2 las temperaturas de los estados inicial y final del proceso. En la ecuación (5) también se puede interpretar C_{Π} como la capacidad calorífica media en el intervalo de temperatura (T_1, T_2) a lo largo del proceso Π . Notad que hemos definido el *calor específico* del proceso Π , $c_{\Pi} = C_{\Pi}/m$ como la capacidad calorífica por unidad de masa; también es usual definir la capacidad calorífica molar o calor molar como $\bar{c}_{\Pi} = C_{\Pi}/n$ siendo n el número de moles.

En el caso de un sistema hidrostático las capacidades caloríficas de mayor interés experimental son C_V y C_P que corresponden, respectivamente, a procesos a volumen constante y a presión constante. Ambas magnitudes son positivas, lo cual indica que si a un sistema hidrodinámico mantenido a volumen o a presión constantes se le comunica calor su temperatura siempre aumenta.

Para la mayoría de los líquidos c_P aumenta al aumentar la temperatura, salvo para el agua y el mercurio. Para el agua y el mercurio, c_P inicialmente disminuye al aumentar la temperatura y después aumenta, presentando un valor mínimo de c_P a 35 °C para el agua y a 300 °C para el mercurio. El calor específico de los líquidos es mayor que el c_P de su correspondiente sólido. A diferencia de los sólidos (modelo de Debye) y gases (modelo del gas ideal) no existe ningún modelo que explique el comportamiento del calor específico de los líquidos.

Para la mayoría de los líquidos c_P es prácticamente independiente de la presión, mientras que c_V aumenta ligeramente al aumentar la presión. Mientras que para algunos líquidos (agua, mercurio) c_P es prácticamente independiente de la temperatura, para otros (benceno, glicerina) dicha dependencia no es despreciable.

METODOLOGÍA

El método, para la medida del calor específico de un líquido, que vamos a utilizar en esta práctica es el método eléctrico. Consiste en suministrar una cierta cantidad de calor a un líquido contenido en un calorímetro adiabático, mediante una resistencia eléctrica sumergida en el seno del mismo.

Un calorímetro es un recipiente aislado térmicamente, en nuestro caso un vaso Dewar, a fin de reducir al máximo las pérdidas de calor, provisto de un termómetro y un agitador.

La energía calorífica disipada por la resistencia eléctrica será función de la tensión \mathcal{V} aplicada entre sus bornes, de la intensidad I que circule por ella y del tiempo t que esté en funcionamiento. El calor disipado por la resistencia eléctrica se invertirá en calentar el líquido y el calorímetro con sus accesorios. El balance energético correspondiente a este proceso se describe de la forma:

$$\mathcal{V}It = (mc + kc_a)(T_1 - T_0) = (mc + kc_a)\Delta T \quad (6)$$

siendo m la masa del líquido en el calorímetro, c el calor específico del líquido problema, k la masa equivalente en agua del calorímetro, c_a el calor específico del agua, T_0 la temperatura inicial ($t = 0$) y T_1 la temperatura en el instante t . La expresión (6) nos proporciona una relación sencilla entre el calor específico c de un líquido y magnitudes fácilmente medibles en el laboratorio.



Figura 1.- Montaje experimental

Iniciamos el experimento calculando la masa equivalente en agua del calorímetro k .

En primer lugar vamos a determinar la masa equivalente en agua del calorímetro k . Para ello, se introduce en el calorímetro una cierta masa m de agua destilada, correspondiente a un volumen aproximadamente de 500 cm^3 , lo cual se determina por pesada en una balanza digital.

Antes de montar el circuito eléctrico se debe realizar un esquema del mismo, donde la fuente de alimentación (de corriente alterna) tiene que conectarse en serie con la resistencia que queremos calentar. Cuando se ha entendido perfectamente el esquema del circuito, se monta el circuito eléctrico donde la fuente de alimentación y la resistencia están en serie, y se coloca el amperímetro en serie y el voltímetro en paralelo con la resistencia calefactora. La información que se os ha proporcionado sobre la utilización de un multímetro (Apéndice I) os será de utilidad. Tenéis que tener en cuenta que la fuente de alimentación del circuito es de corriente alterna, por tanto las medidas del voltaje y de la intensidad realizadas con el multímetro deben de ser seleccionadas para corriente alterna.

IMPORTANTE: La resistencia calefactora debe de estar totalmente sumergida en el líquido.

Para asegurarnos completamente de que la resistencia calefactora está sumergida en el líquido se utilizará la linterna.

Se fija un valor del voltaje y de la intensidad de corriente, de forma que lo podamos medir fácilmente con el voltímetro y el amperímetro (por ejemplo, fijamos la diferencia de potencial a $\mathcal{V} = 200 \text{ V}$ y medimos la correspondiente intensidad de corriente I). Se conecta la resistencia y se pone en marcha el agitador (que debe de estar en funcionamiento durante todo el experimento para que la temperatura del líquido sea lo más uniforme posible), una vez que el líquido alcanza una temperatura $T_0 \approx 25^\circ\text{C}$, se comienza a contar el tiempo. Y se toman medidas de temperatura T y tiempo t a intervalos regulares hasta que la temperatura alcance el valor aproximado de 50°C . En este caso, el balance energético será:

$$\mathcal{V}It = (m + k)c_a\Delta T \quad (7)$$

La representación de $\mathcal{V}It$ en función de ΔT dará lugar a una línea recta, y a partir del valor de su pendiente podremos determinar la masa equivalente en agua del calorímetro k .

En la realización de este experimento la resistencia calefactora del calorímetro siempre tiene que estar sumergida en el líquido, y hay que agitar continuamente el líquido del interior del calorímetro para uniformizar su temperatura.

A continuación se repite el proceso descrito anteriormente para obtener el calor específico c con los líquidos problema. Se sustituyendo el agua por cada uno de los líquidos problema (se utiliza un volumen de 500 cm^3), se conecta la resistencia calefactora, se pone en marcha el agitador, y se comienza a tomar lecturas de la temperatura en función del tiempo. A partir de la ecuación (6) se puede obtener el valor del calor específico del líquido a través de una adecuada representación gráfica.

RESULTADOS

Realiza una tabla de resultados de la temperatura en función del tiempo para el agua y los líquidos problema.

Determina la masa equivalente en agua del calorímetro k a partir de una representación gráfica. Calcula su error absoluto y relativo.

Calcula gráficamente el calor específico c de los líquidos problema con su correspondiente error absoluto y relativo.

A partir de los valores del calor específico que has obtenido experimentalmente y haciendo uso de las tablas de calor específico a presión constante de los líquidos, trata de determinar a qué líquido corresponde.

Cita posibles fuentes de error (accidental y sistemático) en la realización de este experimento.

CUESTIONES

- 1.- ¿Qué entiendes por calor específico de una sustancia?
- 2.- ¿Las capacidades caloríficas son magnitudes extensivas o intensivas? Justifica tu respuesta.
- 3.- Relaciona C_V y C_P con la energía interna, la entropía y la entalpía de un sistema.
- 4.- Explica el significado físico del equivalente en agua del calorímetro.
- 5.- Busca el calor específico de diversos líquidos y realiza una tabla. ¿Qué implicaciones de tipo práctico tiene el que un líquido tenga un calor específico alto, como por ejemplo el agua?
- 6.- Mientras se suministra energía eléctrica al calorímetro ¿existen pérdidas de calor? ¿A qué mecanismos pueden ser debidas? ¿Cómo podrían evitarse las pérdidas de energía del calorímetro hacia el exterior?

T4 DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA

OBJECTIVO

Verificar la ecuación de Clausius-Clapeyron de la variación de la presión del vapor del agua con la temperatura.

Determinación de la entalpía de vaporización del agua.

Obtención de la temperatura de ebullición del agua a la presión atmosférica.

MATERIAL

Vaso de precipitado de 1 litro, tubo de ensayo con divisiones de 0.1 ml, calefactor eléctrico, agitador magnético, termómetro tipo termopar, agua destilada, agua destilada hervida, hielo, jeringa.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Cuando una sustancia cambia su estado de agregación, por ejemplo de líquido a vapor o de sólido a líquido, decimos que experimenta una transición de fases. El calor que es liberado o absorbido durante esta transición, a temperatura y presión constantes, se denomina entalpía de la transformación y está asociado con la energía requerida para que la sustancia realice el cambio de fase desde un estado a otro. Hemos de destacar que los cambios de fase son procesos donde no aumenta la temperatura, ya que el calor suministrado se invierte totalmente en el cambio de fase. En general, el concepto de transición de fases es más amplio que el simple cambio de estado de agregación, e incluye otros tipos de transformaciones de la materia, como por ejemplo entre distintos estados cristalinos, de paramagnético a ferromagnético, o cuando un metal pasa de conducción óhmica a superconductor.

La entalpía de una transformación, ΔH , es la cantidad de energía requerida por una sustancia para cambiar de fase. Si se produce un cambio de sólido a líquido hablaremos de entalpía de fusión y si el cambio se produce de líquido a gaseoso corresponderá a la entalpía de vaporización, como es el caso que vamos a analizar en el laboratorio para el agua.

El objetivo de esta práctica consiste en determinar la entalpía *molar* de vaporización del agua, $\Delta \bar{H}_{\text{líquido} \rightarrow \text{vapor}}$, en un experimento donde conviven la fase líquida y de vapor. Para agilizar la nomenclatura designaremos a la entalpía *molar* de vaporización por $\Delta \bar{H}_v = \Delta \bar{H}_{\text{líquido} \rightarrow \text{vapor}}$, la cual la podemos expresar como la diferencia de entalpía molar entre el estado gaseoso y el estado líquido, $\Delta \bar{H}_v = \bar{H}_{\text{vapor}} - \bar{H}_{\text{líquido}}$, y es la cantidad de energía necesaria para evaporar un mol de un determinado líquido. Hemos de recalcar que en este proceso de vaporización, la energía en forma de calor se invierte en el cambio de fase y no en un aumento de la temperatura. El científico escocés Joseph Black (1728-1799) introdujo por primera vez este concepto y le llamó calor latente, ya que en latín "*latente*" quiere decir escondido, y en esa época no se entendía muy bien el proceso de cambio de fase en el que no tiene lugar un cambio de temperatura a pesar de añadir calor al sistema.

Un diagrama de fases es un gráfico que proporciona información sobre las condiciones de presión y temperatura para las cuales una sustancia puede existir en cualquiera de sus posibles estados, tal y como se puede observar en la Fig.1 para un elemento típico de un solo componente. Las líneas continuas representan líneas de equilibrio entre dos fases. Como en este experimento vamos a analizar la dependencia de la presión con la temperatura en un sistema donde existe líquido y vapor, nos vamos a fijar en la línea azul corresponde al equilibrio líquido – vapor; la temperatura de esta línea de equilibrio se denomina temperatura de ebullición, T_e , de la sustancia a la presión de trabajo. Los diagramas de fases permiten predecir los cambios del punto de fusión, del punto de ebullición y del punto de sublimación de una sustancia que se producen debido a variaciones de la presión externa.



Fig.1. Modelo de diagrama de fases típico de una sustancia de un solo componente en función de la temperatura y la presión. La línea roja muestra la línea de equilibrio de la interfase sólido-gas. La línea verde muestra la forma habitual del equilibrio en la interfase sólido-líquido, mientras que la línea verde discontinua muestra el comportamiento anómalo para el agua. La línea azul muestra la línea de equilibrio de la interfase líquido-gas

El propósito de este experimento es obtener la entalpía molar de vaporización $\Delta \bar{H}_v$ del agua pura asociada a la transición líquido-vapor basándonos en la ecuación de Clausius-Clapeyron. Suponiendo un comportamiento de gas ideal para el vapor de agua, y realizando medidas de temperatura y volumen en un sistema aislado, podremos determinar la curva de presión de vapor del agua en función de la temperatura, lo cual nos permitirá determinar la entalpía de vaporización.

Si tenemos un sistema cerrado en el que coexisten dos fases en equilibrio, a las que llamaremos α y β (agua líquida y vapor de agua en nuestro experimento), se verifica que el potencial químico, μ , es el mismo en ambas fases del sistema, y sólo depende de la presión P y de la temperatura T :

$$\mu_{\alpha}(T, P) = \mu_{\beta}(T, P) \quad (1)$$

La ecuación de Clapeyron nos permite calcular la pendiente de la línea de equilibrio de vaporización del diagrama de fases, dP/dT , para valores de la presión y la temperatura que se encuentren alejados del punto triple y del punto crítico (ver la Fig.1). Para deducir esta ecuación, vamos a suponer que realizamos un cambio infinitesimal de la presión y la temperatura sobre la línea de equilibrio del diagrama de fases, lo cual producirá un cambio infinitesimal en la energía libre de Gibbs molar, \bar{G} , y si tenemos en cuenta que en nuestro sistema sólo se puede producir trabajo mecánico debido a un cambio de volumen, tendremos que:

$$d\bar{G} = \bar{V}dP - \bar{S}dT \quad (2)$$

siendo \bar{V} el volumen molar y \bar{S} la entropía molar del sistema.

Después de un cambio infinitesimal dP y dT las dos fases siguen en equilibrio,

$$d\mu_{\alpha}(T, P) = d\mu_{\beta}(T, P) \quad (3)$$

y como el potencial químico coincide con la energía libre de Gibbs molar, \bar{G} , cuando ambas fases coexisten, podemos reemplazar la ec.(2) en la ec.(3) y obtenemos que:

$$\bar{V}_{\alpha}dP - \bar{S}_{\alpha}dT = \bar{V}_{\beta}dP - \bar{S}_{\beta}dT \quad (4)$$

si reagrupamos los términos, tendremos:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{S_\beta - S_\alpha}{\bar{V}_\beta - \bar{V}_\alpha} = \frac{\Delta S_{\alpha\beta}}{\Delta \bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (5)$$

donde $\Delta \bar{S}_{\alpha\beta}$ y $\Delta \bar{V}_{\alpha\beta}$ son, respectivamente, el cambio de entropía molar y de volumen molar al pasar de la fase α a la fase β . Si tenemos presente la relación existente entre la entropía molar de cambio de fase y la entalpía molar, $\Delta \bar{S} = \Delta \bar{H}/T$, podremos enunciar la ecuación de Clapeyron de la forma:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}_{\alpha\beta}}{T \Delta \bar{V}_{\alpha\beta}} \quad (6)$$

En este experimento estamos interesados en analizar el proceso de vaporización (v) de un líquido, y la ecuación de Clapeyron determina la variación presión de vapor, P_v , del líquido con la temperatura,

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{T \Delta \bar{V}_v} \quad (7)$$

es decir, que relaciona la pendiente de la línea de equilibrio de vaporización en un diagrama de fases con la entalpía de vaporización.

Si consideramos que se trata de un proceso de vaporización a bajas presiones, es lícito suponer que la fase vapor en la mezcla se comporta como un gas ideal y que el volumen molar del líquido es despreciable comparado con el volumen molar del vapor:

$$\Delta \bar{V}_v \cong \bar{V}_v = \frac{RT}{P_v} \quad (8)$$

siendo R la constante de los gases ideales. Aplicando estas dos aproximaciones a la ec.(7) de Clapeyron, obtenemos la ecuación de Clausius-Clapeyron para la variación de la presión del vapor con la temperatura:

$$\frac{dP_v}{dT} = \frac{P_v \Delta \bar{H}_v}{RT^2} \quad (9)$$

Si suponemos que la entalpía de vaporización $\Delta \bar{H}_v$ es constante en el intervalo de temperaturas en las que realizamos el experimento, es posible obtener una solución analítica de la ecuación anterior, de la forma:

$$\ln P_v = - \frac{\Delta \bar{H}_v}{RT} + C \quad (10)$$

siendo C una constante de integración.

Para obtener la constante C consideramos que a la presión atmosférica del laboratorio P_0 la temperatura de ebullición del agua es T_{eb}^0 (que es la temperatura a la cual las fases líquida y gaseosa coexisten a una cierta presión), y el resultado de la ecuación de Clausius-Clapeyron será de la forma:

$$\ln \frac{P_v}{P_0} = \frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \left(\frac{1}{T_{eb}^0} - \frac{1}{T} \right) \quad (11)$$

De esta forma obtenemos un método simple para determinar la entalpía molar de vaporización, ya que la presión de vapor del agua se puede obtener a través de medidas de temperatura y volumen en un sistema aislado, como veremos en la metodología, suponiendo un comportamiento de gas ideal para el vapor.

A través de una adecuada representación gráfica de las variables de la ecuación (11) es posible obtener la entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición a la presión del laboratorio.

METODOLOGIA

El experimento que vamos a realizar en el laboratorio consiste en un recinto cerrado (tubo de ensayo invertido) donde existe un gas (aire) en contacto con un líquido (agua destilada hervida en nuestro caso) a una determinada temperatura T . En la figura 2 se

muestra el dispositivo experimental que se va a utilizar, junto con una ampliación del tubo de ensayo graduado. La fase gaseosa, que se encuentra en el interior del tubo de ensayo, consiste en una cantidad fija de aire y una cantidad variable de vapor de agua, que varía con la temperatura del sistema.

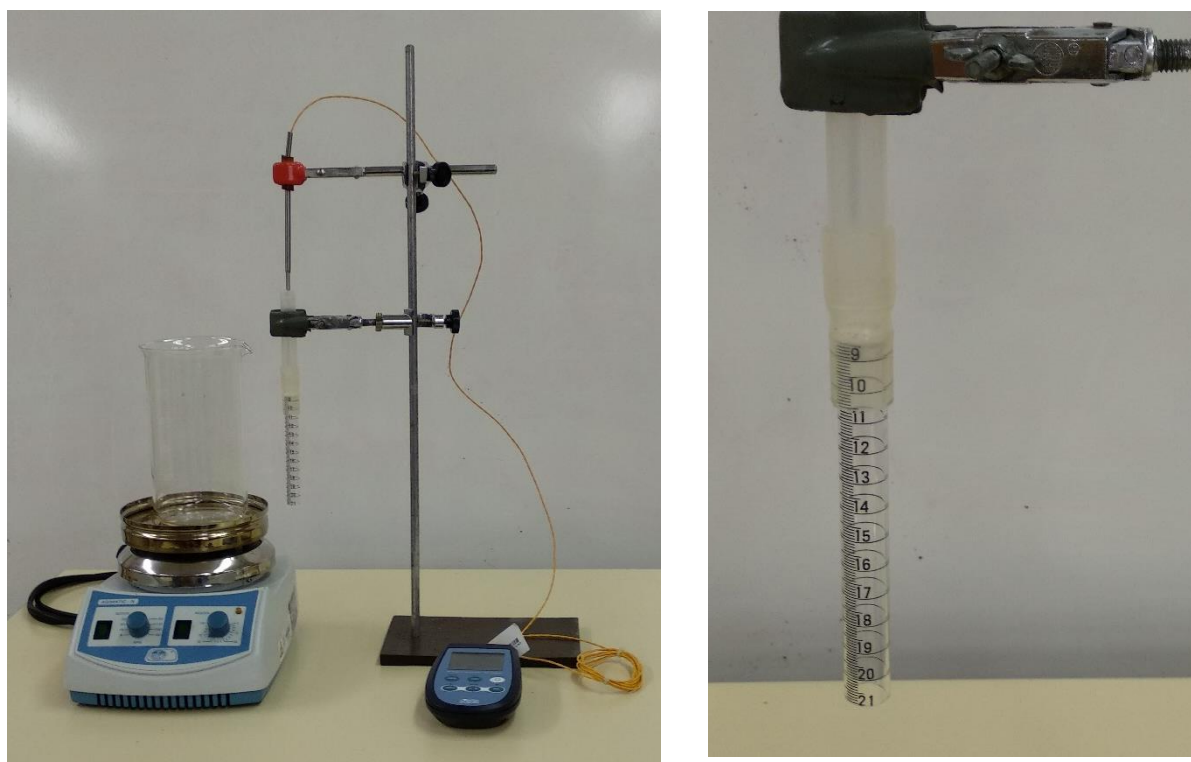


Fig.2. Dispositivo experimental que utilizaremos en la práctica. Detalle del tubo de ensayo graduado, que se introducirá dentro del matraz, que encierra una cantidad fija de aire, y que permite medir el volumen de gas en función de la temperatura

Seguidamente describiremos cómo medir el volumen de la fase gaseosa en función de la temperatura, que nos va a permitir obtener la presión de vapor del agua, y aplicando la ecuación de Clausius-Clapeyron obtener la entalpía de vaporización.

En primer lugar se llena el vaso de precipitado con agua destilada y se coloca sobre el calefactor apagado. A continuación, se introduce agua destilada hervida en el tubo de ensayo hasta aproximadamente 2/3 de su volumen total, se tapona con un dedo su extremo abierto y se invierte, colocándolo en esta posición dentro del vaso de precipitado, teniendo cuidado de que el tubo de ensayo quede completamente sumergido dentro del agua. Se debe de utilizar agua destilada hervida previamente para llenar el tubo de ensayo con el fin de evitar las burbujas de aire. De esta manera en el interior del tubo de ensayo se forma una cámara con una mezcla gaseosa de aire y vapor de agua. Aislamos el vaso de precipitado del exterior, para garantizar el equilibrio térmico, tapándolo con una plancha de poliuretano, a través de la cual se hace pasar un termopar que permite medir la temperatura del agua y de la mezcla gaseosa del interior del tubo de ensayo. El termopar se debe de situar de forma que su extremo libre se encuentre próximo al tubo de ensayo y hacia la mitad del mismo.

Se enciende el calefactor, al 40-50% de su potencia máxima, hasta que el agua alcance una temperatura aproximada de 65 °C. El agitador debe de estar activado a 200 rev/minuto para mantener una distribución de temperaturas homogénea en todo el sistema.

Precaución: Desconectar el calefactor cuando se llegue a 65 °C, ya que una temperatura mayor puede romper el vidrio.

Al alcanzar la temperatura de 65 °C, se detiene el calefactor, aunque el agitador debe permanecer actuando en todo momento. Entonces el agua se enfriará por convección térmica. Seguidamente se procederá a realizar medidas del volumen V de la cámara gaseosa del interior del tubo de ensayo en función de la temperatura T para todas las divisiones posibles de la escala del tubo, en un rango entre 65 °C y 50 °C. La medida del volumen del gas del tubo de ensayo se realiza por visualización directa del menisco del agua en el interior del tubo de ensayo.

La presión total P_{mezcla} del sistema gaseoso del interior del tubo de ensayo se considera aproximadamente constante e igual a la presión atmosférica, P_0 , en el intervalo de temperaturas utilizado en este experimento, despreciando el peso de la columna de agua del tubo. La presión atmosférica se mide con un barómetro de mercurio que está situado en el laboratorio grande. Para realizar esta medida en primer lugar se debe de comprobar que la punta de la parte inferior del barómetro toca ligeramente el mercurio, a continuación, se debe enrasar el menisco superior del mercurio con el tornillo superior metálico, la presión (en decímetros de Hg) se leerá en la escala de la derecha correspondiente al valor del cero de la parte superior del tornillo. A esta presión se le debe de restar la corrección correspondiente a la temperatura (ver tabla situada en la pared justo al lado del barómetro).

Nuestro sistema de estudio, la mezcla gaseosa del interior del tubo de ensayo consistente en un mezcla de aire y vapor de agua, verifica la ley de Dalton de las presiones parciales, que se enuncia de la forma:

“La presión total de una mezcla, P_{mezcla} , de gases ideales inertes es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si estuviese sólo, ocupando todo el volumen de la mezcla a la misma temperatura”. De esta forma podremos escribir que:

$$P_{mezcla} = P_{aire} + P_v \cong P_0 \quad (12)$$

y la presión del vapor de agua, P_v , vendrá dada en función de la presión del aire, P_{aire} ,

$$P_v = P_0 - P_{aire} \quad (13)$$

Si suponemos que el aire se comporta como un gas ideal, para una determinada temperatura T y volumen V , tendremos:

$$P_{aire} = \frac{n_{aire}RT}{V} \quad (14)$$

siendo n_{aire} número de moles de aire. Para calcular el número de moles de aire encerrado en el tubo de ensayo, tenemos en cuenta por un lado que esta magnitud es constante, y que a $T_0 = 0$ °C suponemos que no existe vapor de agua, $P_v = 0$, y toda la mezcla gaseosa del tubo de ensayo es aire, y ocupa un volumen V_0 , es decir,

$$n_{aire} = \frac{P_{aire}V_0}{RT_0} = \frac{P_0V_0}{RT_0} \quad (15)$$

como la cantidad de aire en el tubo de ensayo es constante, a partir de las ecs. (13)-(15) podemos obtener la presión de vapor del agua:

$$P_v = P_0 \left(1 - \frac{V_0 T}{T_0 V} \right) \quad (16)$$

en función del volumen V del tubo de ensayo y de la temperatura T . Llegados a este punto, lo único que nos falta por medir es el volumen V_0 del aire a $T_0 = 0$ °C. Para ello vamos incorporando hielo al vaso de precipitado para bajar la temperatura de la mezcla. Se ha de tener cuidado de quitar agua del vaso con la jeringuilla para que no rebose al añadir el hielo. Por otra parte es complicado bajar la temperatura del tubo hasta 0 °C debido al intercambio calorífico con el exterior. Por ello, se debe de medir el volumen del tubo de ensayo para temperaturas menores de 10 °C, e ir bajando esta temperatura lo máximo posible, y evaluando los resultados obtenidos.

RESULTADOS

A partir de los datos experimentales que has obtenido del volumen y la temperatura de la mezcla gaseosa en el tubo de ensayo, calcula la presión de vapor del agua en función de la temperatura. Calcula el error correspondiente a través de la propagación de errores.

Evalúa el error que se ha cometido al suponer que la presión de vapor del agua es nula a 0 °C.

Representa gráficamente la solución de la ecuación de Clausius-Clapeyron de tal forma que te permita obtener gráficamente la entalpía de vaporización del agua y la temperatura de ebullición a la presión atmosférica del laboratorio. Calcula sus errores absoluto y relativo.

Compara tus resultados gráficos con la ecuación semiempírica de Antoine que describe la relación entre la presión de vapor y la temperatura. Para el agua pura en el rango de temperatura utilizado en el experimento, la ecuación de Antoine tiene la forma:

$$\ln P_v = 16.573 - \frac{3988.842}{T-39.47} \quad (17)$$

estando expresado la presión en kPa y la temperatura en grados kelvin.

Obtén la entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición del agua a la presión atmosférica a través de la adecuada representación gráfica de la ecuación de Antoine.

Compara la entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición a presión atmosférica obtenida a través de tus datos experimentales, a través de la ecuación de Antoine y de los datos reportados en la literatura.

CUESTIONES

- 1.- Explica el significado físico del potencial químico de una sustancia y de la energía de Gibbs.
- 2.- Comenta las implicaciones del comportamiento anómalo del agua en el diagrama de fases.
- 3.- Expón las características principales de la ecuación de Clausius-Clapeyron.
- 4.- Indica las posibles fuentes de error que se ha cometido al realizar este experimento y de dónde procede la contribución mayor al error total.
- 5.- Realiza una tabla de la entalpía de vaporización de diferentes sustancias.

T5 EXPERIENCIAS DE DEMOSTRACIÓN DE TERMODINÁMICA

OBJETIVOS

Realizar experiencias sencillas cualitativas, y a través de un proceso de investigación y consulta bibliográfica, se ha de entender y explicar su fundamento físico. La idea es razonar los procesos físicos que tienen lugar y cómo explicar los fenómenos que observamos.

La metodología para la realización de estos experimentos será la siguiente: en primer lugar, antes de realizar el experimento se razonará lo que pensáis que va a suceder, a continuación, se realiza el experimento, y finalmente se comprueba si las hipótesis iniciales son ciertas o no, explicando en cualquier caso lo que se observa experimentalmente.

Ilumina el radiómetro con la linterna. Observa lo que

TD1.- Anillo de Gravesande



Comprobar si la bola metálica pasa por el anillo. Calienta la bola metálica y observa lo que sucede. Realiza lo mismo con una moneda que pasa por una ranura.



sucede y explica su funcionamiento.

TD4.- Variación de la presión

TD2.- Pajarito bebedor



TD3.- Radiómetro

Moja la cabeza del pajarito con agua e introduce su pico en un vaso lleno de agua. Observa lo que sucede y explica el fundamento de este juguete.



Introduce un vaso de agua en una campana de vacío, y observa la variación de la temperatura de ebullición con la presión. Otro experimento consiste en Introducir un globo deshinchado (atado) dentro de la campana y explicar su comportamiento.

TD5.- Voltea una lata



Introduce un poco de agua dentro de una lata de refresco, y caliéntala hasta que salga humo. Con unas pinzas, sumerge rápidamente la lata, por la parte del agujero, dentro de un recipiente con agua. Explica lo que sucede.

TD6.- Radiación del calor: radiación infrarroja



Se tienen dos espejos parabólicos uno enfrente del otro. Cerca de uno de ellos hay una fuente emisora de luz, cuyo filamento está a 3000 K y se comporta como un cuerpo negro, que emite radiación. Se coloca papeles de distintos colores en el foco del otro espejo, ¿qué sucede y por qué?

A continuación, coloca entre los espejos diversos filtros: uno de alumbre potásico (que absorbe el infrarrojo) y otro filtro de gelatina (que absorbe casi todo el espectro visible pero deja pasar el infrarrojo). ¿Qué parte del espectro electromagnético es responsable del fenómeno que has observado? Explica tus conclusiones.

TD7.- Conductividad térmica



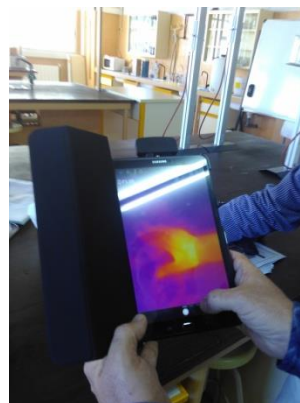
Calienta con un mechero un vaso con agua, de plástico y de poliespan, explica lo que observas. Realiza el mismo experimento con arena. Rodea una lata de refresco llena con un trozo de papel liso y ponlo encima de un mechero, ¿qué sucede? Quema un globo hinchado con y sin agua. ¿Qué sucede y por qué?

TD8.- Introduce un huevo duro en una botella

Si tenemos un huevo duro que no pasa por la boca de una botella, ¿qué podrías hacer para que el huevo entrara sin romperse dentro de la botella? ¿Podrías sacar el huevo entero de dentro de la botella?



TD9.- Experimentos con cámara termográfica



Piensa y realiza diferentes experimentos de transmisión y disipación del calor utilizando una cámara termográfica.

TD10.- Termodinámica del botijo



Explica el funcionamiento del botijo y observalo mediante una cámara termográfica. Se dispone de un botijo normal y otro vidriado.

TD11.- Motor de Stirling



Pon en funcionamiento el motor de Stirling y estudia el fundamento teórico en el que se basa.

TD12.- Tres velas a distintas alturas



Enciende las tres velas y tapa la botella. Comprueba y explica qué vela se apaga la última y por qué?

TD13.- Compresión adiabática



Analiza los procesos termodinámicos que tienen lugar en una compresión adiabática y sus consecuencias.

TD14.- Buzo de Descartes térmico



Tenemos una botella de cristal con agua donde hay una milipipeta que flota. Calienta con un secador el aire de la botella y observa lo que sucede. Explicalo. Tenemos otra botella de plástico con una milipipeta que flota, ¿qué sucederá cuando aprietas la botella?

APÉNDICE I: DESCRIPCIÓN DE UN MULTÍMETRO

El multímetro es un dispositivo, esencial en un laboratorio, que permite medir resistencias, voltajes e intensidades de corriente en continua y en alterna. En el caso de corriente alterna se miden valores eficaces de una señal armónica, que corresponden a $X_p/\sqrt{2}$, siendo X_p el valor del pico o máximo de la magnitud X . En la figura 1 se muestra la fotografía de un multímetro estándar donde se detalla la función de cada parte del mismo.



Figura 1.- Multímetro y sus funciones

Utilización como voltímetro.-

Para medir la caída de tensión o diferencia de potencial entre dos puntos de un circuito se usa el multímetro en la opción de voltímetro. Para hacer la medida debemos de situarlo en paralelo con el elemento cuyo voltaje queramos medir. Se deben de conectar los terminales a las posiciones indicadas en el multímetro: "COM" y "V". Coloca el selector en una posición bajo el indicativo "V-" para medir en corriente continua y en el selector "V~" para medir en corriente alterna. Para comenzar a medir elige siempre la escala más grande. Conecta las terminales del multímetro a cada extremo de la resistencia (conexión en paralelo), de forma que el terminal que sale del "COM" contacte con el punto más cercano al borne negativo de la fuente. Anota el valor que indica la pantalla. Repite el apartado anterior bajando paulatinamente de escala sin llegar a utilizar nunca una escala inferior al valor de la tensión en la resistencia. Ten en cuenta que los valores numéricos de las diferentes escalas representan el valor máximo de voltaje que se puede medir en dicha posición.

Utilización como amperímetro.-

Para medir la intensidad de corriente que circula a través de una resistencia debemos medir colocando el multímetro en serie con la resistencia, de tal forma que toda la intensidad que circula por la resistencia pase también por el amperímetro. Selecciona la opción de medir intensidad con el multímetro colocando sus terminales en las posiciones: "COM" y "mA". Coloca el selector bajo el indicativo "A-" para

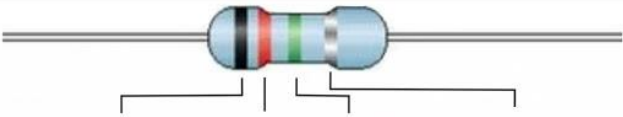
medir en corriente continua y en el selector "A~" para medir en corriente alterna. Para comenzar a medir elige siempre la escala más grande. Abre el circuito del montaje, por ejemplo desconectando de la resistencia el cable unido al borne negativo de la fuente y conecta el extremo libre que ha quedado de dicho cable al terminal del polímetro unido al "COM". Conecta el otro terminal del multímetro al extremo libre de la resistencia, de esta forma el amperímetro estará colocado en serie con la resistencia y circulará por él justo la intensidad de corriente que se desea medir. Anota el valor que indica la pantalla. Repite el apartado anterior reduciendo cada vez la escala de intensidad hasta donde sea posible. Ten en cuenta que los valores numéricos de las diferentes escalas representan el valor máximo de intensidad que se puede medir en dicha posición.

Utilización como óhmetro.-

Para medir el valor de una resistencia el multímetro se coloca en paralelo. Nos aseguraremos de que dicho elemento esté desconectado del circuito, de lo contrario obtendremos una medida errónea y podremos dañar el aparato. Conecta los terminales del multímetro a las posiciones indicadas para medir resistencias: una terminal debe estar conectada en "COM" y la otra en " V/Ω ". El selector debe señalar la posición " Ω ". Los diferentes valores numéricos bajo el indicativo " Ω " representan las diferentes escalas, es decir, el valor máximo de resistencia que se puede medir en dicha posición. Para empezar seleccione la escala de $2M\ \Omega$. Toca ahora con los terminales del multímetro los extremos de una de las resistencias disponibles (que debe estar sin conectar a ninguna fuente) y anota el resultado que puede leer en la pantalla. Anota la resolución del aparato y tómalala como una estimación de la incertidumbre de la medida. Pasa a continuación a una escala inferior con mayor resolución y repite la medida tantas veces como sea necesario. Nunca debe emplearse una escala menor que el valor de la resistencia pues se corre el riesgo de dañar el instrumento.

APÉNDICE II: CODIFICACIÓN POR COLORES DE LAS RESISTENCIAS

Los valores de las resistencias se indican por un código de color standard fijado por la EIA (Electronic Industries Association). La primera y segunda franja de la resistencia indica la primera y la segunda cifra del valor de la resistencia, la tercera franja el valor multiplicativo en potencias de 10. La última banda indica la tolerancia o el error en % del valor de la resistencia.



Color	1ra. Banda	2da. Banda	3ra. Banda Multiplicador	Tolerancia %
Negro	0	0	x1	
Cafe	1	1	x10	
Rojo	2	2	x100	2%
Naranja	3	3	x1000	
Amarillo	4	4	x10000	
Verde	5	5	x100000	
Azul	6	6	x1000000	
Violeta	7	7	x10000000	
Gris	8	8	x100000000	
Blanco	9	9	x1000000000	
				Dorado 5%
				Plata 10%

Circuitos Básicos

Figura 2.- Código de colores para las resistencias