

ESPERIENZA II

Michele PEDROTTI
Luigi BASSINI
Nicola TREVISSON
Giacomo ALBERINI

29 ottobre 2013

1 Introduzione

Scopo dell'esperienza è quello di misurare (in un intervallo che va da $40^{\circ}C$ a $85^{\circ}C$) la pressione di vapore dell'acqua all'aumentare della temperatura. Si è cercato, inoltre, di dimostrare la validità dell'equazione di Clausius-Clapeyron che descrive la dipendenza che intercorre tra temperatura e pressione di vapore. Una volta verificata la validità della legge si è determinato un valore medio dell'entalpia di vaporizzazione dell'acqua.

2 Pressione di vapore dell'acqua

Per le misurazioni di pressione di vapore dell'acqua all'equilibrio abbiamo seguito un particolare procedimento con lo scopo di diminuire, l'errore sistematico dovuto alla non termalizzazione del tubo in plastica che collega il manometro differenziale alla bottiglia.

È inoltre importante considerare anche la pressione (corrispondente a $\sim 970mbar$) e la temperatura (corrispondente a $\sim 22^{\circ}C$) del laboratorio nel momento in cui si è svolta l'esperienza poiché differenti pressioni e temperature possono influenzare i risultati ottenuti aumentando la propagazione di eventuali errori sistematici.

Il primo passo consiste nel portare il sistema (una bottiglia da 100 ml riempita per $3/4$ di acqua demineralizzata all'interno di un becker più grande contenente acqua e ghiaccio) ad una temperatura di $11^{\circ}C$. Una volta raggiunto l'equilibrio termico si è proceduto allo svuotamento del volume d'aria dalla bottiglia per poi immergere il condotto che la collega al barometro nell'acqua in essa contenuta. In questa maniera, ripristinando la pressione atmosferica all'interno della bottiglia, il tubo e il barometro si sono riempiti di acqua. Così facendo è possibile ottenere una misura diretta della pressione di vapore dell'acqua contenuta all'interno della bottiglia non influenzata dalle diverse condizioni termodinamiche dell'aria contenuta nel condotto.

Abbiamo quindi misurato la pressione di vapore al variare della temperatura. Poiché la relazione supposta tra le due grandezze è del tipo: $P \propto \exp(T^{-1})$ abbiamo deciso di servirci di un grafico che presentasse sull'asse delle ascisse l'inverso della temperatura assoluta e su quella delle ordinate il logaritmo naturale della pressione. In questo modo la relazione precedente diventa del tipo: $\ln(P) \propto T$, la quale ha l'andamento di una retta.

Di seguito riportiamo il grafico ottenuto dai dati rilevati sperimentalmente.

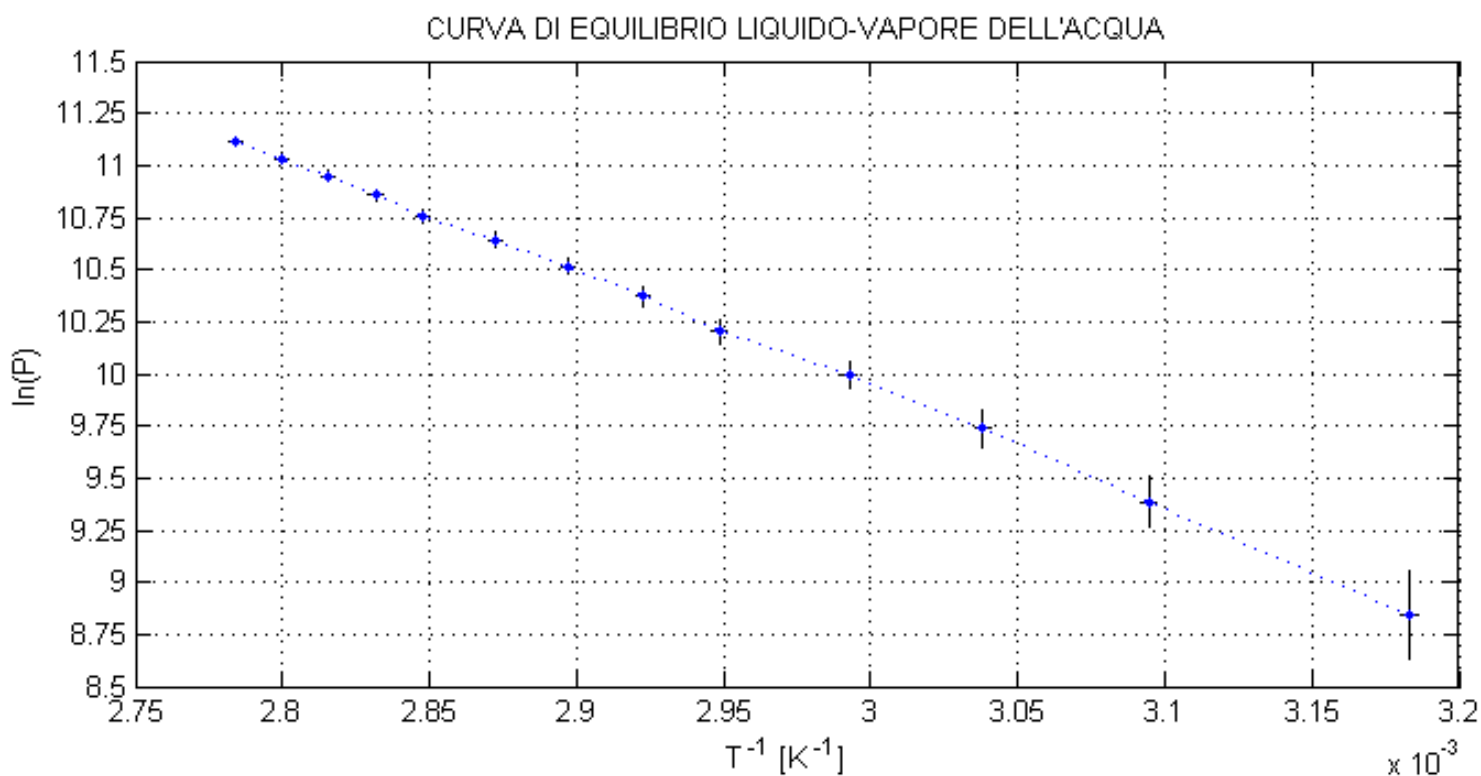


Figura 1

Nel grafico abbiamo riportato anche le barre d'errore relative alle misure effettuate, che aumentano sensibilmente al diminuire della pressione. Ciò è giustificato dal fatto che: $\delta \ln(P) \propto P^{-1}$. Notiamo inoltre che, come ipotizzato precedentemente, i dati rappresentano un andamento lineare.

Successivamente, tramite regressione lineare, abbiamo dunque calcolato i parametri di tale retta.

a	δa	b [K]	δb [K]
26.3	0.4	$-5.4 \cdot 10^3$	$2 \cdot 10^2$

Dove a e b rappresentano rispettivamente l'intercetta e il coefficiente angolare della retta. Per verificare la validità di tale legge abbiamo effettuato il test del chi quadro:

$$X^2 = 1 \pm 4 \quad (1)$$

Il risultato ottenuto è decisamente minore rispetto al valore atteso del chi quadro, che era di circa 11. Teoricamente un valore così inferiore al chi quadro atteso è indice di una sovrastima delle incertezze sulla pressione. Questa sovrastima è dovuta al fatto che sebbene la risoluzione del manometro differenziale Bourdon in nostra dotazione fosse molto bassa (50 mbar) l'effettivo errore a cui sono soggetti i valori di pressione è determinato dalla larghezza della tacca relativa alla misura e non alla distanza tra esse.

3 Entalpia di vaporizzazione dell'acqua

Il comportamento di un gas in cui vi sia equilibrio tra due fasi della stessa specie chimica è descritto dalla legge di Clausius-Clapeyron, in cui compare come componente il valore dell'entalpia di vaporizzazione/solidificazione.

Tale valore può essere ricavato utilizzando i parametri trovati con il fit del grafico, in quanto vale la seguente relazione:

$$\ln p = -\frac{\lambda}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

$$\lambda = -m \cdot R$$

con m coefficiente angolare della retta plottata e R costante universale dei gas.
Il valore da noi è ottenuto è:

$$\lambda = 45.4 \pm 1.5 \text{ kJ/mol}$$

che è compatibile con i risultati presenti in letteratura.