



INDAGINE SULLO STATO GASSOSO

Prof. Ersilia Conte

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Definizione di GAS

Col termine **gas si indica una sostanza che si trova in un particolare stato di aggregazione**

- Dal punto di vista macroscopico, la materia può presentarsi in tre stati di aggregazione:

solido, liquido e aeriforme

- *le condizioni sperimentali (temperatura e pressione) determinano in quale stato essa si presenterà*
- *esistono altri stati della materia molto meno comuni (quali il plasma o i fluidi supercritici)*
- Al cambiare della temperatura e/o della pressione una data sostanza può passare da uno stato all'altro, se non interviene una trasformazione chimica

Caratteristiche degli stati

I tre stati sono caratterizzati da proprietà microscopiche e macroscopiche differenti.

- **I solidi** hanno: forma ben definita e sono difficilmente deformabili;
- **i liquidi** hanno volume proprio ma assumono la forma del recipiente che li contiene;
- infine **i gas** non hanno volume definito e si espandono rapidamente occupando tutto lo spazio a disposizione; inoltre hanno densità minore rispetto a quella dei liquidi e dei solidi.

Variabili dei gas

Le variabili macroscopiche che caratterizzano lo stato di un gas, sono **pressione (P)**, **volume (V)** e **temperatura (T)** e sono correlate per mezzo di relazioni empiriche.

- Esse si riferiscono in particolare ai gas "ideali" (in cui si trascurano le interazioni reciproche tra particelle costituenti e l'attrito interno).
- Esistono comunque delle correzioni che rendono conto più specificatamente delle caratteristiche dei gas "reali".

Misura del volume

- I gas sono costituiti da particelle in continuo movimento ed è per questo che i gas tendono ad occupare tutto il volume dei recipienti in cui sono.

MISURA DEL VOLUME

Nel S.I. l'unità di misura del volume è il (**m³**) metro cubo
Resta ancora in uso il (**l**) litro e i suoi sottomultipli

$$1\text{dm}^3 = 1\text{l} \quad 1\text{cm}^3 = 1\text{ml}$$

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Le 7 slide che seguono costituiscono una traccia per lo svolgimento della fase iniziale, in cui si effettua la ricognizione, la definizione del problema nonché la formulazione di un'ipotesi di lavoro

Misura della pressione

- La pressione esercitata dai gas deriva dalla somma degli innumerevoli urti che le particelle gassose compiono sulle pareti dei recipienti.

MISURA DELLA PRESSIONE

La pressione è la componente normale della forza che Agisce sull'unità di superficie, è una grandezza scalare e Nel S.I. l'unità di misura della pressione è il Pascal (**Pa**)
 $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$, dove N= Newton
 $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa} = 760 \text{ mmHg}$

La pressione atmosferica

- La pressione atmosferica corrisponde al peso di una colonna d'aria di sezione unitaria che si estende dal punto in esame sino al limite dell'atmosfera.
- La pressione atmosferica diminuisce con l'altezza.
- Lo strumento utilizzato per misurare la pressione atmosferica è il *Barometro*

Barometro di Torricelli

- La pressione atmosferica viene misurata mediante una colonna di Hg.
- A livello del mare la colonna di Hg raggiunge l'altezza di 760mm.

$$1\text{atm} = 101325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa} = 760 \text{ mmHg}$$

Manometri differenziali

- La pressione di un gas viene misurato mediante i manometri differenziali che utilizzano la pressione atmosferica come riferimento e misurano la differenza fra la P incognita e quella atmosferica.

Misura della temperatura

- Nel S.I. la temperatura viene misurata in gradi Kelvin.
- La scala termometrica più utilizzata in Italia è la scala Celsius.
- La scala Celsius pone lo 0°C al punto di congelamento dell'acqua a $P=1\text{atm}$ e 100°C al punto di ebollizione dell'acqua.
- 1°C è la variazione di temperatura che produce $1/100$ della variazione della proprietà termometrica tra la fusione del ghiaccio e l'ebollizione dell'acqua.

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

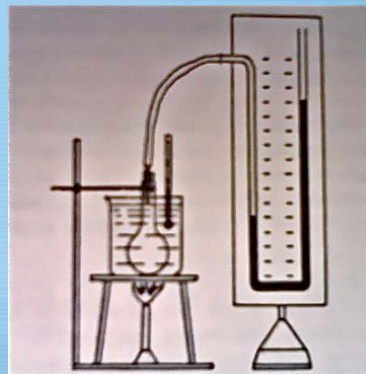
Equazioni di stato

- Una equazione di stato mette in relazione le grandezze che definiscono lo stato di un sistema
- Per la maggior parte delle sostanze l'equazione di stato non è conosciuta
- La peculiarità dello stato aeriforme hanno reso possibile trovare una correlazione tra le variabili di stato. Ovvero P , V e T .

Studio sperimentale della variazione della pressione di un gas al variare della temperatura a $V=\text{cost}$

MATERIALE OCCORRENTE:

- Palloncino di vetro da 100ml
- Termometro ($-10 \div +120^\circ\text{C}$)
- Becher da 600ml,
- Manometro a U ($h = 30\text{cm}$)
- Treppiedi, Reticella, Bunsen
- Tubo di gomma
- Tappo con tubicino di vetro
- Pinze, morsetto e sostegno
- Barometro (per misurare la pressione esterna)
- Asticella con incollato un foglio di carta millimetrata.



EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Inizia qui la seconda fase che consiste nella progettazione di esperienze appropriate per risolvere il problema, che in questo caso consiste nel ricercare relazioni quantitative tra pressione, volume e temperatura di una massa gassosa.

Gli esperimenti che seguono dovrebbero essere progettati insieme ai ragazzi e non proposti come "ricette"; procedure alternative proposte dai ragazzi devono essere discusse ed eventualmente vagliate insieme.

Le esperienze possono essere eseguite o in piccoli gruppi o singolarmente.

Parte sperimentale

Esempio di raccolta dati
 $P_{\text{est.}} = 755 \text{ mmHg}$

- Versare H_2O nel Becher e immergetevi il palloncino di vetro tappato con un tappo munito di tubicino e fissarlo.
- Collegare il tubicino con il manometro differenziale.
- Introdurre il termometro nel bagno e annotare la temperatura T_0 e il livello del manometro.
- Accendere il bunsen e scaldare lentamente.
- Ad intervalli regolari annotare i vari valori di temperatura e i corrispondenti livelli del manometro.
- Misurare la Pressione esterna con il barometro.

No	Temp. °C	Dislivello/ mmHg	Dislivello + $P_{\text{est.}}$ / mmHg
1	17	8	763
2	23	16	781
3	28	36	791
4	31	46	801
5	36	59	814

ELABORAZIONE DEI DATI
Costruire il grafico di $P = f(T)$
con i dati sperimentali

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

L'insegnante dovrebbe limitarsi a fornire la traccia per l'elaborazione dei dati sperimentali, lasciando agli studenti l'iniziativa dello svolgimento di essa e della rielaborazione dei dati sperimentali.

Gli studenti dovrebbero inoltre, imparare a confrontare i risultati delle loro elaborazioni con i manuali a loro disposizione.

La retta che si ottiene è $P = 2,7 t + 719$; l'intercetta fornisce la pressione della massa gassosa alla temperatura di 0°C ($P=719\text{mmHg}$)

Legge di Gay - Lussac $P/T = \text{cost}$

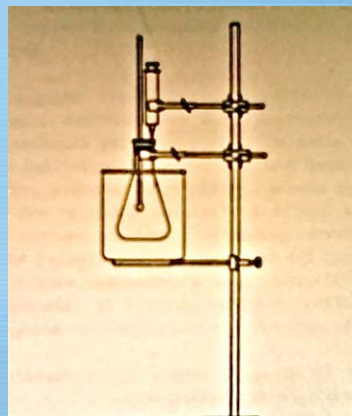
- Riportando i dati ottenuti in grafico si ottiene una retta ovvero a volume costante ($V = \text{cost}$) il rapporto fra pressione e temperatura di un gas è costante.
- Se la retta ottenuta la si estrapola fino ad incontrare l'asse delle X, il valore di temperatura a cui $P=0$ è $t = -273^\circ\text{C}$

zero assoluto nella scala Kelvin $0\text{ K} = -273^\circ\text{C}$

Studio sperimentale della variazione del volume di un gas al variare della temperatura a $P = \text{cost}$

MATERIALE OCCORRENTE:

- Siringa ipodermica da 30ml
- Termometro ($-10^{\circ} \div +110^{\circ}\text{C}$)
- Beuta da 250ml con tappo forato
- Cilindro graduato da 100ml
- Pinze, due morsetti, sostegno e un anello
- Thermos a bocca larga per contenere la beuta
- Phon (per riscaldare).



EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Al termine dell'esperienza lo studente deve dimostrare di aver capito che, a pressione costante, esiste una proporzionalità diretta tra volume e temperatura di un gas di qualsiasi tipo.

Parte sperimentale

Esempio di raccolta dati
 $V_{\text{beuta}} = 273 \text{ ml}$

- Montare in modo corretto il dispositivo dopo aver determinato in modo preciso il volume della beuta.
- Immergere la beuta nel termos contenente acqua e cubetti di ghiaccio.
- Dopo aver fatto raffreddare l'aria contenuta nella beuta annotare la temperatura T_0 .
- Rimuovere il bagno di ghiaccio e lasciar scaldare lentamente.
- Ad intervalli regolari annotare i vari valori di temperatura e il volume del gas nella siringa, eventualmente scaldare con il phon.
- Il volume totale si ottiene sommando i volumi sperimentali al volume iniziale della beuta.

No	Temp. °C	Dislivello / mmHg	Dislivello + P est. / mmHg
1	0	0	273
2	5	4,4	277,4
3	10	9,7	282,7
4	15	14,8	287,8
5	20	20,1	293,1
6	25	25,1	298,1

ELABORAZIONE DEI DATI

Costruire il grafico di $V = f(T)$
con i dati sperimentali

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

L'insegnante dovrebbe limitarsi a fornire la traccia per l'elaborazione dei dati sperimentali, lasciando agli studenti l'iniziativa dello svolgimento di essa e della rielaborazione dei dati sperimentali.

Gli studenti dovrebbero inoltre, imparare a confrontare i risultati delle loro elaborazioni con i manuali a loro disposizione.

La retta che si ottiene è $P = 1,04 t + 273$; l'intercetta fornisce il volume della massa gassosa alla temperatura di 0°C

Legge di Charles $V/T = \text{cost}$

- Riportando i dati ottenuti in grafico si ottiene una retta ovvero a pressione costante ($P = \text{cost}$) il rapporto fra volume e temperatura di un gas è costante.
- Se la retta ottenuta la si estrapola fino ad incontrare l'asse delle X, il valore di temperatura a cui $V=0$ è $T = -273^\circ\text{C}$
- Quindi si arriva a definire il concetto di **temperatura assoluta** = il valore della temperatura a cui si annullano P e V di una massa gassosa, limite inferiore di temperatura

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Data l'importanza della scala Kelvin, soprattutto nel successivo studio della termodinamica, si consiglia di effettuare esercizi di conversione dalla scala Celsius e la scala Kelvin

Studio sperimentale della variazione della volume di un gas al variare della pressione a $T = \text{cost}$

MATERIALE OCCORRENTE:

- Siringa di plastica da 50ml
- Tappo di gomma da beuta con foro perappare la siringa
- Sostegno di legno da applicare allo stantuffo della siringa
- Pesi

ELABORAZIONE DEI DATI

Costruire il grafico di $P = f(V)$ con i dati sperimentali



EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

La dimostrazione sperimentale della legge di Boyle, prevede l'uso del Hg, sostanza ormai bandita dai laboratori didattici per motivi di sicurezza a causa dell'elevata tossicità del Hg stesso. Si può comunque mettere a punto un sistema per la determinazione sperimentale.

Legge di Boyle $PV = \text{cost}$

- Riportando i dati ottenuti in grafico si ottiene un'iperbole equilatera ovvero a temperatura costante ($T = \text{cost}$) il prodotto fra volume e pressione di un gas è costante.
- Il grafico dei dati sperimentali non ha un andamento rettilineo poiché vi è una proporzionalità inversa.

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

La trattazione di questa legge nei libri di testo è sempre posta all'inizio secondo un ordine cronologico, ma data la inversa proporzionalità, si ritiene più conveniente lasciare per ultimo questa esperienza.

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI approfondimento 1

Si sono ricavate le relazioni:

- $P=f(T)$ a $V = \text{cost}$
- $V=f(T)$ a $P = \text{cost}$
- $P=f(V)$ a $T = \text{cost}$

Ciascuna delle quali lega due delle tre grandezze che caratterizzano lo stato di una massa gassosa quando la terza è mantenuta costante.

Ci si pone il problema di ricavare una relazione che rappresenti la variazione simultanea di tutte e tre le grandezze.

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI approfondimento 2

- Si deve partire da un gas definito inizialmente dai valori P_0 , V_0 e T_0
- Si vuole raggiungere uno stato finale caratterizzato da uno stato finale P_f , V_f e T_f attraverso vari passaggi:

Stato iniziale = P_0 , V_0 , t_0 t = temp. °C

Stato 2 = P_0 , $V_t = V_0(1 + \alpha t)$, t trasformazione a $P = \text{cost}$

Stato f = P , V e t trasformazione a $t = \text{cost}$

Sostituendo si ha:

$PV = P_0 V_0(1 + \alpha t) = P_0 V_0(P_0 V_0 / 273)t$ trasformo t in kelsius

$PV = P_0 V_0(P_0 V_0 / 273)(T - 273) = P_0 V_0 + (P_0 V_0 / 273)T - P_0 V_0$

Quindi :

$PV = KT$ ovvero $P_0 V_0 / T_0 = P_1 V_1 / T_1$

Equazione di stato dei gas perfetti

Il comportamento dei gas perfetti è descritto tramite una semplice equazione di stato: **$PV = nRT$**

- essa mette in relazione la pressione (P) con il volume (V), la temperatura (T) ed il numero di moli (n)
- R è nota come Costante Universale dei Gas
- Il comportamento dei gas reali tende a quello del gas ideale con l'aumentare dello stato di rarefazione alta temperatura, bassa pressione, piccolo numero di molecole

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Dopo le varie esperienze proposte i ragazzi dovrebbero essere in grado di comprendere la legge dei gas perfetti ed essersi resi conto che è una "legge empirica". Interessante inoltre è proporre loro una serie di esercizi sui gas perfetti.

Costante universale dei gas

- Il valore numerico di R dipende dalle unità di misura con le quali vengono espressi il volume e la pressione
 - **0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹**
 - **8,31 J K⁻¹ mol⁻¹**
 - **6.24x10⁴ mmHg cm³ K⁻¹ mol⁻¹**
 - **1,987 cal K⁻¹ mol⁻¹**

Legge di Avogadro

Volumi uguali di gas differenti, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole

- Il volume occupato da una mole di gas alla $P = 1\text{atm}$ e alla $T = 273\text{K}$ è facilmente calcolabile dall'equazione di stato dei gas perfetti

$$\underline{V = 22,4 \text{ L}}$$

Legge di Dalton approfondimento

I gas esercitano una pressione sulle superfici con cui vengono in contatto, a seguito del continuo movimento delle particelle che lo compongono.

La pressione totale di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni di ciascun gas della miscela, pressioni parziali.

La pressione totale di una miscela di gas è data dalla somma delle pressioni parziali dei suoi componenti.

$$P = p_A + p_B + p_C$$

Diffusione dei gas: approfondimento

- Le molecole dei gas, pur muovendosi con grande velocità, si diffondono in un ambiente molto lentamente, poiché durante il loro percorso entrano in collisione tra loro. L'urto di tipo elastico le fa deviare continuamente dalla linea retta, rallentando di molto la percorrenza di spazi anche brevi.
- Ma tutte le sostanze diffondono con la stessa velocità?

EDITRICE LA SCUOLA - Nuova Secondaria 2009-2010 © Tutti i diritti riservati

Diffusione dei gas: legge di Graham

- La velocità di diffusione di un gas è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua densità, che è proporzionale alla Massa Molare, quindi la velocità di diffusione di un gas è inversamente proporzionale alla radice delle Masse Molari dei gas.

Gas reali

All'aumentare della pressione la deviazione dal comportamento ideale diventa sempre più importante

- l'equazione di stato dei gas ideali non descrive il comportamento in maniera soddisfacente

Diviene necessario sviluppare nuove equazioni di stato che tengano conto di tali deviazioni

- permettendo di estendere il campo di validità del modello a pressioni maggiori

Cause delle deviazioni dall'idealità

Al di sotto di una certa distanza alcune molecole risentono di una forza attrattiva

Se la distanza diminuisce troppo, cominciano a farsi sentire le forze repulsive

– il volume delle molecole non è trascurabile in queste condizioni

A causa di queste interazioni il moto delle molecole dipende dalla presenza delle altre molecole

– di conseguenza, il comportamento del gas è diverso da quello previsto dalla legge dei gas ideali

Fattore di compressibilità

Il fattore di compressibilità (Z) è una misura della deviazione dall'idealità di un gas reale

$$Z = PV/nRT = PV_M/RT$$

– dove V_M è il volume molare

- Per un gas ideale è sempre $Z = 1$
- Per un gas reale Z dipende fortemente dalla pressione

Effetto della distanza

Per pressioni molto basse le molecole si trovano molto distanti fra loro e le interazioni sono trascurabili

- comportamento ideale, $Z = 1$

Per pressioni intermedie dominano le interazioni attrattive

- deviazioni negative, $Z < 1$

Per pressioni elevate dominano le interazioni repulsive

- deviazioni positive, $Z > 1$