

Proprietà fisiche dei gas e delle loro miscele

Paolo Camarri

Università degli Studi di Roma «Tor Vergata» e INFN Roma Tor Vergata

Corso di formazione INFN

Preparazione ed utilizzo delle miscele gassose per i rivelatori di particelle

INFN sezione di Roma Tor Vergata – Aula Magna Gismondi

21 ottobre 2024

Schema della presentazione

- Generalità sulle proprietà fisiche dei gas
- Generalità sulle miscele di gas e sulle loro proprietà
- Utilizzo di miscele di gas in rivelatori di particelle

I gas (1)

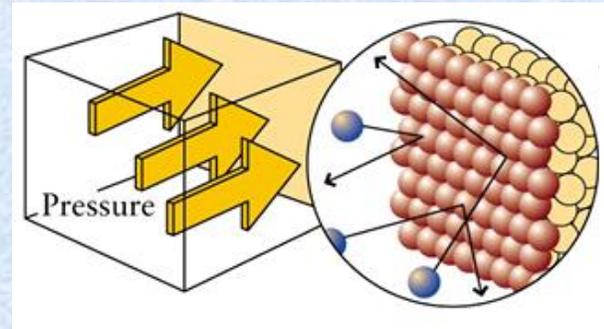
- **Definizione di «gas»:** ogni sostanza che si trova nel particolare stato di aggregazione detto *stato gassoso* o *aeriforme*, caratterizzata cioè dalla mancanza di forma e volume propri, e dalla tendenza a occupare tutto il volume disponibile; più precisamente, ogni sostanza allo stato aeriforme che si trovi al di sopra della sua *temperatura critica*, *che non possa cioè essere liquefatta per sola compressione*.
- Molte proprietà fisiche dei gas sono sempre le stesse, indipendentemente dal particolare gas considerato.

I gas (2)

- Modello base per la descrizione fisica dei gas: insieme di particelle (atomi o molecole) con distanza media tra loro molto elevata (molto maggiore delle dimensioni atomiche o molecolari), con interazioni reciproche molto piccole, e in moto continuo e disordinato (modello di **gas ideale** o **gas perfetto**).
- Osservazione fondamentale: un gas produce una forza sulle pareti del recipiente che lo contiene; la forza esercitata dal gas sull'unità di superficie delle pareti del recipiente è detta **pressione** del gas. Nel Sistema Internazionale di unità di misura, l'unità di misura della pressione è 1 Pa (pascal), che è uguale a una forza di 1 N (newton) diviso per 1 m².

I gas (3)

- Nel modello appena descritto, la pressione del gas è dovuta ai continui urti delle molecole del gas con gli atomi o le molecole che si trovano sulla superficie interna del recipiente.



I gas (4)

- La **temperatura** viene misurata con un termometro (a colonnina di mercurio, digitale, analogico, ecc.)
- In condizioni di equilibrio, la temperatura di un gas coincide con la temperatura delle pareti interne del recipiente.
- Quindi, per variare la temperatura di un gas occorre modificare la temperatura del recipiente.

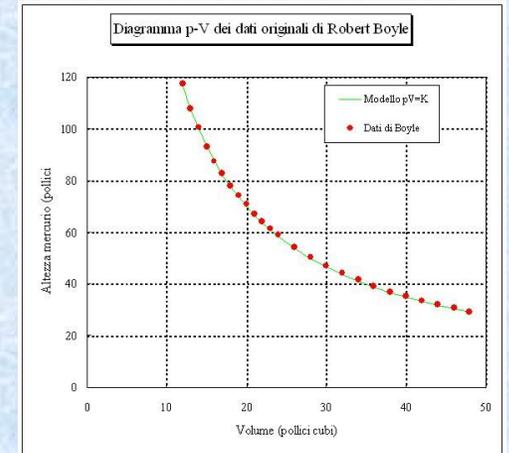


I gas (5)

- La **pressione** di un gas si misura con barometri e manometri: metodo di Torricelli (altezza di una colonnina di mercurio), strumenti analogici e strumenti digitali.



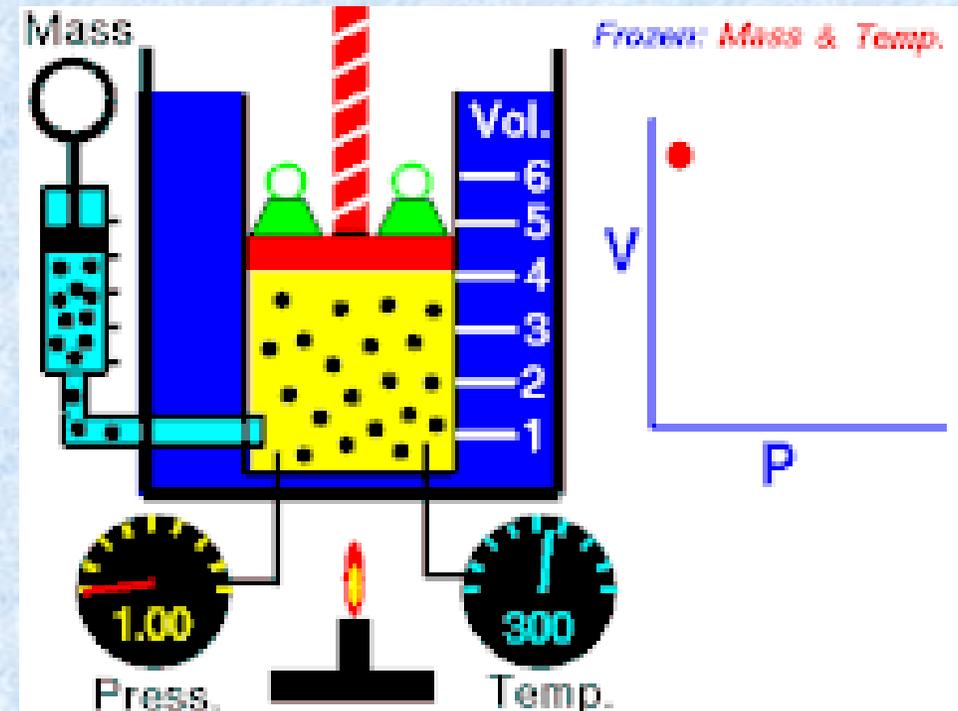
Leggi dei gas ideali – legge di Boyle- Mariotte (1662)



In condizioni di temperatura costante (trasformazione **isoterma**) la pressione di un gas perfetto è inversamente proporzionale al suo volume, ovvero il prodotto della pressione del gas per il volume da esso occupato è costante:

$$p \cdot V = costante$$

se la temperatura del gas è mantenuta costante.





Leggi dei gas ideali – legge di Charles (o prima legge di Gay-Lussac) (1787)

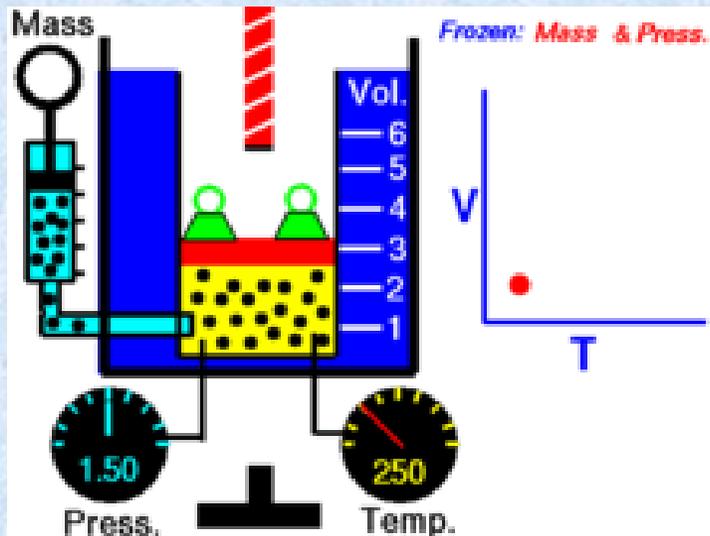
In una trasformazione **isobara**, ovvero in condizioni di pressione e quantità di sostanza costanti, il volume di un gas ideale dipende linearmente dalla temperatura misurata in gradi centigradi.

$$V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t[^\circ\text{C}]) \quad \alpha = \frac{1}{273.15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

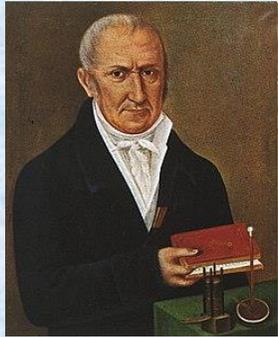
se la pressione del gas è mantenuta costante, dove V_0 indica il volume occupato dal gas alla temperatura di 0°C .

Se vogliamo utilizzare la scala di temperatura assoluta T , definita da $T = t[^\circ\text{C}] + 273.15$ ed espressa in **kelvin** nel Sistema Internazionale di unità di misura, la legge di Charles può essere riscritta nel modo seguente:

$$V = V_0 \cdot \alpha \cdot T$$



Leggi dei gas ideali – legge di Volta - Gay-Lussac (o seconda legge di Gay-Lussac) (1791-1802)



In una trasformazione **isocora**, ovvero in condizioni di volume e quantità di sostanza costanti, la pressione di un gas ideale dipende linearmente dalla temperatura misurata in gradi centigradi.

$$p = p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t[^\circ\text{C}]) \quad \alpha = \frac{1}{273.15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

se il volume occupato dal gas è mantenuto costante, dove p_0 indica la pressione del gas alla temperatura di 0 °C.

Se vogliamo utilizzare la scala di temperatura assoluta T , definita da $T = t[^\circ\text{C}] + 273.15$ ed espressa in **kelvin** nel Sistema Internazionale di unità di misura, la legge di Volta – Gay-Lussac può essere riscritta nel modo seguente:

$$p = p_0 \cdot \alpha \cdot T$$

Leggi dei gas ideali – legge di Avogadro (1811)



In seguito ad esperimenti su reazioni chimiche tra gas, in particolare quella che dà origine all'acido cloridrico, Amedeo Avogadro giunse alla formulazione della seguente legge:

Volumi uguali di gas diversi, nelle medesime condizioni di pressione e di temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.

Wilhelm Ostwald (1896) calcolò il numero di molecole contenute in 12 g di ^{12}C , chiamò **mole** questo quantitativo di sostanza e definì «**numero di Avogadro**» tale numero. Risulta **esattamente**

$$N_A = 6.02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \text{ (numero di molecole in una mole di sostanza)}$$

Dal 2019 si definisce mole di una sostanza la quantità di quella sostanza che contiene un numero di molecole uguale al numero di Avogadro.

Se dividiamo la massa della sostanza che stiamo esaminando per la massa di una sua mole (**massa molare**, una volta detta «massa molecolare»), otteniamo il numero n di moli della sostanza in esame.

Una caratteristica importante di un gas ideale è che, quando si trova alla temperatura di 0 °C e alla pressione di 1 atm, occupa un volume uguale a 22.41397 litri.

Leggi dei gas ideali – equazione di stato (1)

- Le leggi esposte in precedenza applicate a un dato quantitativo di gas forniscono la relazione seguente:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{costante}$$

- Sperimentalmente si osserva che la costante sulla destra cresce linearmente con il numero di moli n di gas nel recipiente, per cui possiamo scrivere $\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$, dove R è una quantità costante che assume lo stesso valore indipendentemente dal gas considerato (**costante universale dei gas**). Risulta

$$R = 8.31446261815324 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- Si può quindi scrivere l'**equazione di stato dei gas ideali**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

che descrive benissimo lo stato di un gas contenuto in un recipiente, in un ampio intervallo di valori di pressione, temperatura e volume.

Leggi dei gas ideali – equazione di stato (2)

- Se consideriamo un volume di gas molto piccolo, avendo fissate la temperatura e la pressione, è possibile riscrivere l'equazione di stato dei gas ideali utilizzando valori di temperatura e pressione definiti idealmente in un punto dello spazio interno al contenitore:

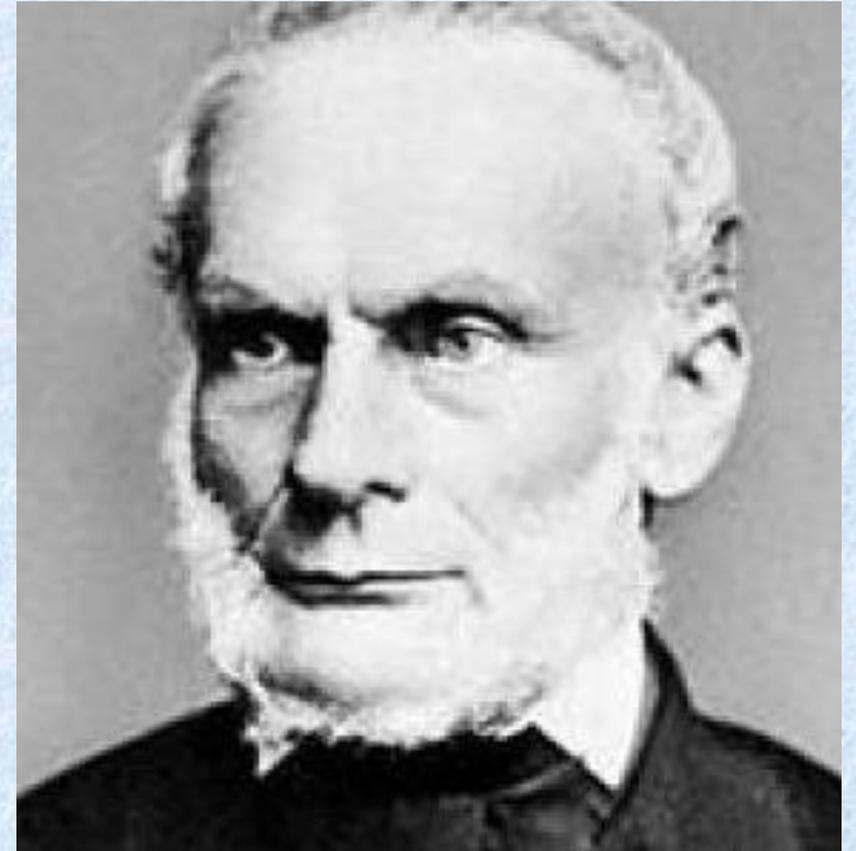
$$p \cdot M = \rho \cdot R \cdot T$$

dove M indica la massa molare del gas considerato, e ρ indica la sua densità nel punto considerato.

- Questa relazione è fondamentale nello studio di gas distribuiti su grandi volumi, come ad esempio l'atmosfera terrestre.

Teoria cinetica dei gas (1) – Clausius (1858)

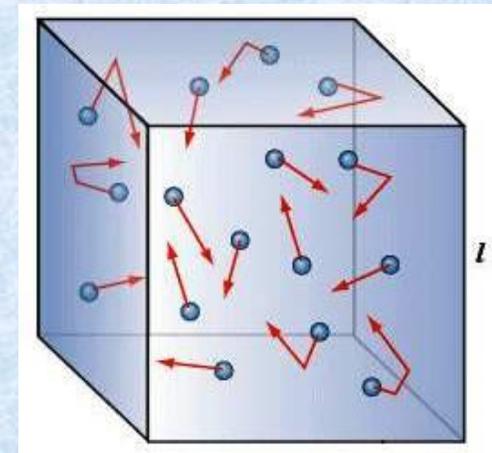
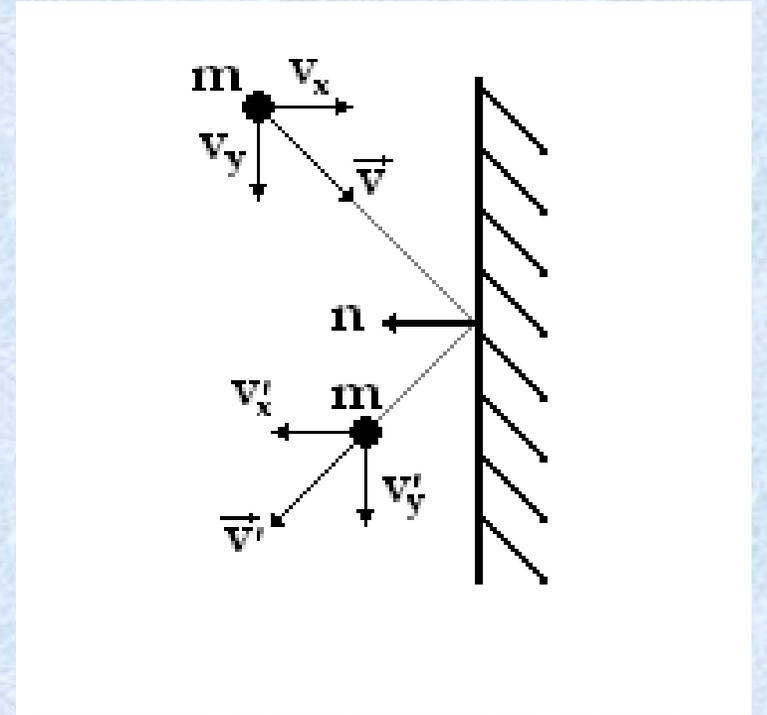
- Ricerca di un collegamento tra i «parametri di stato» macroscopici di un gas ideale (temperatura, pressione) e parametri relativi ai suoi costituenti atomici o molecolari. Si tratta di un modello «classico».
- Ipotesi:
 - Le molecole costituenti sono «punti materiali» che si muovono casualmente e sono distribuiti uniformemente nello spazio («ipotesi del caos molecolare»); collidono tra loro e con le pareti del recipiente in modo elastico
 - Il numero delle molecole costituenti è assai elevato, per cui è lecito eseguire uno studio statistico del gas in esame
 - Il volume molecolare totale è trascurabile rispetto al volume del recipiente
 - L'interazione tra molecole è trascurabile, tranne quando urtano tra loro (ipotesi di urto «impulsivo», cioè praticamente istantaneo)
 - Si ipotizza che le molecole del gas abbiano forma sferica



Teoria cinetica dei gas (2)

- Consideriamo un recipiente cubico con lato di lunghezza l
- Essendo l'urto della molecola con la parete elastico per ipotesi, nell'urto la componente della velocità molecolare lungo l'asse x (perpendicolare alla parete) cambia segno.
- Dunque la variazione della quantità di moto della molecola, nell'urto, è $\Delta p_x = -2 \cdot m \cdot v_x$, dove m indica la massa della molecola.
- D'altra parte, l'intervallo di tempo tra due urti della molecola contro la stessa parete è $\Delta t = \frac{2 \cdot l}{v_x}$
- Pertanto, la forza media nel tempo esercitata dalla parete sulla molecola è

$$\bar{f}_x = \frac{\Delta p_x}{\Delta t} = -\frac{m \cdot v_x^2}{l}$$



Teoria cinetica dei gas (3)

- Per la terza legge della dinamica, la forza media nel tempo esercitata dalla molecola sulla parete del recipiente è quindi

$$\overline{f_{p,x}} = -\overline{f_x} = \frac{m \cdot v_x^2}{l}$$

- La forza media nel tempo esercitata dal gas sulla parete si ottiene allora sommando i contributi di tutte le molecole nel recipiente:

$$\overline{F_{p,x}} = \frac{m}{l} \cdot \sum_{i=1}^N (v_{i,x})^2$$

- Se indichiamo con $\langle v_x^2 \rangle$ la media su tutte le N molecole dei quadrati delle componenti della velocità delle molecole lungo l'asse x ,

cioè $\langle v_x^2 \rangle = \frac{1}{N} \cdot \sum_{i=1}^N (v_{i,x})^2$, possiamo scrivere

$$\overline{F_{p,x}} = \frac{m}{l} \cdot N \cdot \langle v_x^2 \rangle$$

Teoria cinetica dei gas (4)

- La pressione esercitata dal gas su una delle due pareti perpendicolari all'asse x è quindi

$$p = \frac{\overline{F_{p,x}}}{l^2} = \frac{m}{l^3} \cdot N \cdot \langle v_x^2 \rangle$$

- Ma l^3 è uguale al volume V del recipiente, e inoltre $N = n \cdot N_A$ e $m \cdot N_A = M$ (massa molare del gas)
- Per l'ipotesi del caos molecolare risulta anche $\langle v_x^2 \rangle = \langle v^2 \rangle / 3$, dato che $\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle$ e che $\langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle = \langle v^2 \rangle$
- In definitiva otteniamo

$$p = \frac{M \cdot n \cdot \langle v^2 \rangle}{3 \cdot V} = \frac{1}{3} \rho \langle v^2 \rangle$$

- Questa relazione lega la pressione del gas (quantità macroscopica) alla quantità microscopica $\langle v^2 \rangle$
- Possiamo quindi scrivere $p \cdot V = \frac{M \cdot n \cdot \langle v^2 \rangle}{3}$, equazione che, confrontata con l'equazione di stato dei gas ideali, fornisce una espressione per la **velocità quadratica media delle molecole di un gas ideale**:

$$v_{rms} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$$

che è quindi proporzionale alla radice quadrata della temperatura assoluta e dipende anche dalla massa molare del gas in esame.

Teoria cinetica dei gas (5)

- Indicando con $K_i = \frac{1}{2}mv_i^2$ l'energia cinetica di una molecola del gas, possiamo considerare l'energia cinetica media su tutte le N molecole: $\langle K \rangle = \frac{1}{2}m\langle v^2 \rangle = \frac{1}{2}m \cdot \frac{3RT}{M} = \frac{3RT}{2N_A} = \frac{3}{2}k_B T$

dove $k_B = \frac{R}{N_A}$ indica la costante di Boltzmann (con valore circa uguale a $1.38 \cdot 10^{-23}$ J/K)

- Attenzione: questa formula vale solo nel caso di gas monoatomico; nel caso di gas con molecole biatomiche occorre sostituire il fattore 3/2 con 5/2 per tenere conto dei «gradi di libertà rotazionali» della molecola biatomica.
- Dunque, la temperatura (grandezza macroscopica) è legata direttamente all'energia cinetica media delle molecole del gas (grandezza microscopica)
- Si ricava quindi l'espressione dell'**energia interna** del gas ideale monoatomico, definita come la somma delle energie cinetiche medie di tutte le molecole nel recipiente:

$$U = N \cdot \langle K \rangle = n \cdot N_A \cdot \frac{3}{2}k_B T = \frac{3}{2}nRT$$

- Se il gas ideale ha molecole biatomiche, occorre sostituire il fattore 3/2 con 5/2 per tenere conto anche dei «gradi di libertà rotazionali» della molecola biatomica.

Calori molari dei gas ideali (1)

- Si definisce **calore molare** di un gas la quantità di calore che una mole di tale gas deve scambiare con una sorgente affinché la temperatura del gas vari di 1 K (o di 1 °C); si misura in J/(mol K)
- Se lo scambio di calore avviene mantenendo costante il volume occupato dal gas, si parla di **calore molare a volume costante** C_V ; in formule, risulta $C_V = \frac{1}{n} \frac{dU}{dT}$ (uguale a $\frac{3}{2}R$ per gas ideali monoatomici, uguale a $\frac{5}{2}R$ per gas ideali biatomici)
- Se lo scambio di calore avviene mantenendo costante la pressione del gas, si parla di **calore molare a pressione costante** C_p ; vale la relazione di Mayer: $C_p = C_V + R$. A pressione costante, una parte dell'energia scambiata dal gas con l'esterno viene necessariamente convertita in lavoro meccanico, corrispondente alla variazione di volume che il gas deve subire

Calori molari dei gas ideali (2)

- In una **trasformazione adiabatica**, un gas non scambia calore con l'esterno mentre variano i suoi parametri di stato
- Nel caso ideale di trasformazione adiabatica quasistatica (cioè che procede molto lentamente attraverso stati di equilibrio), entra in gioco il fattore $\gamma = C_p/C_V$, che compare nelle equazioni che legano tra loro i parametri di stato (**leggi di Poisson**):

$$pV^\gamma = \text{costante}$$

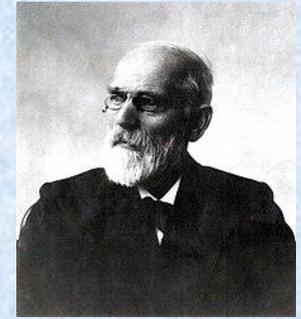
$$TV^{\gamma-1} = \text{costante}$$

$$T^\gamma p^{1-\gamma} = \text{costante}$$

Queste tre relazioni sono equivalenti tra loro: infatti si passa da una a un'altra di esse sostituendo una variabile tramite l'equazione di stato dei gas ideali.



Equazione di stato per gas reali

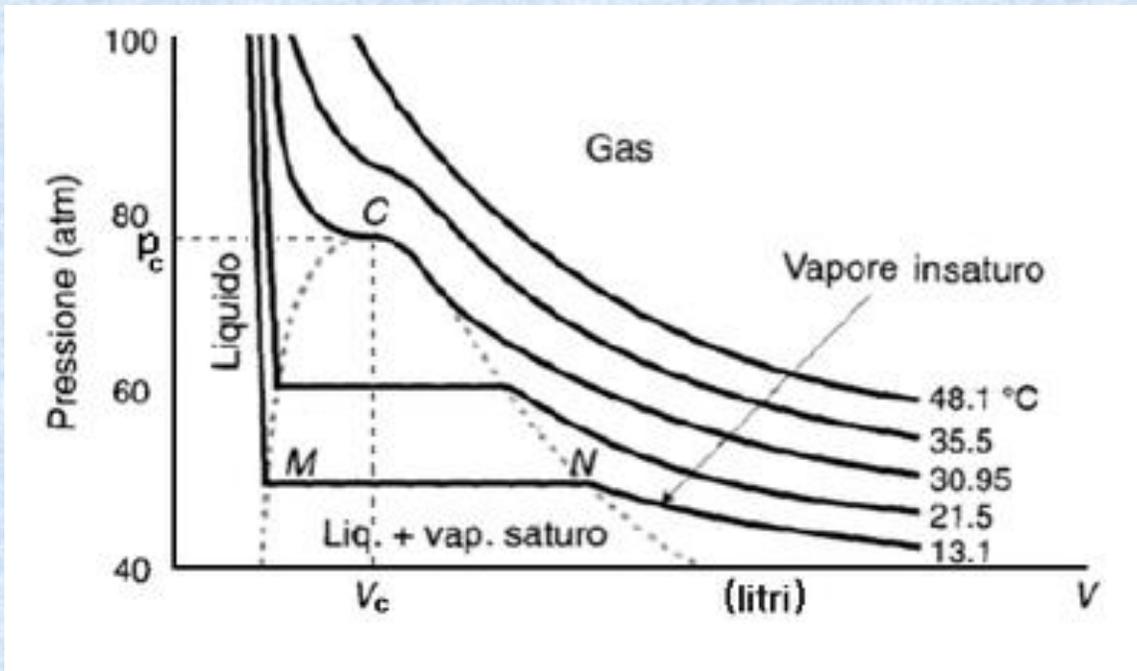


- Quando un gas si trova in uno stato con pressione elevata e in prossimità del punto di liquefazione, non valgono le ipotesi di interazioni trascurabili tra le molecole e di volume occupato dalle molecole trascurabile rispetto al volume del recipiente, ipotesi sulle quali si basa il modello dei gas ideali.
- L'equazione di stato per gas «reali» fu così formulata da van der Waals:

$$\left(p + a \cdot \frac{n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

- Il termine contenente il parametro a tiene conto della presenza di forze elettrostatiche attrattive tra le molecole del gas, che provocano una diminuzione della pressione sulle pareti del contenitore rispetto al caso di gas ideale.
- Il termine contenente il parametro b tiene conto del fatto che il volume libero effettivamente disponibile è uguale al volume del recipiente meno il volume occupato dalle molecole del gas.

Curve isoterme per gas reali



- Sostanze a temperatura fissata sufficientemente elevata si comportano come gas ideali, e le curve isoterme seguono la legge di Boyle-Mariotte.
- La curva isoterma passante per il punto C del grafico a sinistra è detta isoterma critica, e si osserva alla massima temperatura per cui la sostanza in esame può trovarsi nella fase liquida (**temperatura critica**).
- Quando una sostanza si trova nello stato aeriforme al di sotto della temperatura critica, non si chiama gas, bensì **vapore**.
- Per ogni temperatura fissata al di sotto della temperatura critica, c'è un intervallo di valori del volume complessivo (vapore + liquido) per cui la pressione si mantiene costante (**tensione di vapore saturo**, dipendente dalla temperatura).
- Per l'acqua (H_2O) la temperatura critica è 374 °C, per cui a temperatura ambiente e pressione ordinaria lo stato aeriforme dell'acqua è considerato vapore.

Miscela di gas ideali

- Un miscuglio di gas in un recipiente è detto **miscela**.
- Se indichiamo con n_i il numero di moli del componente gassoso i –esimo della miscela nel recipiente, si definisce pressione parziale di questo componente la pressione che le n_i moli di tale componente eserciterebbero sulle pareti del recipiente se ne occupassero tutto il volume da sole.
- **Legge di Dalton:** la pressione totale p_{TOT} di una miscela di gas ideali è uguale alla somma delle pressioni parziali p_i di ciascuno dei singoli componenti
- La **massa molare di una miscela di gas** è uguale alla media pesata delle masse molari di ciascun componente, tenuto conto della frazione in volume di ciascun componente nella miscela

Miscele di gas e vapore acqueo

- Una situazione tipica in natura è quella dell' «aria umida», cioè un miscuglio di «aria secca» e vapore acqueo
- L' «aria secca» è un miscuglio così costituito (percentuali in volume al livello del mare).
 - Azoto (N₂): 78.084 % ; massa molare 28.002 g/mol
 - Ossigeno (O₂): 20.9476 % ; massa molare 31.999 g/mol
 - Argon (Ar): 0.934 % ; massa molare 39.948 g/mol
 - Anidride Carbonica (CO₂): 0.0314 % ; massa molare 44.01 g/mol
 - Tracce di altri gas
- Densità dell'aria secca al livello del mare a 0 °C: 1.292 g/l
- Massa molare dell'aria secca al livello del mare:
 - $M_{aria\ secca} = \left(0.78084 \cdot 28.002 \frac{g}{mol}\right) + \left(0.209476 \cdot 31.999 \frac{g}{mol}\right) + \left(0.00934 \cdot 39.948 \frac{g}{mol}\right) + \left(0.000314 \cdot 44.01 \frac{g}{mol}\right) = 28.955 \frac{g}{mol}$
- L'aria umida può contenere fino al 4 % di vapore acqueo

Umidità atmosferica

- L'umidità atmosferica si può quantificare in vari modi:
 - **Umidità relativa.** Si definisce come il rapporto percentuale tra la densità del vapore acqueo nella miscela e la densità del vapore saturo alla stessa temperatura
 - **Umidità assoluta.** Si definisce come la densità del vapore acqueo nella miscela di gas in atmosfera
 - **Rapporto di mescolanza.** Si definisce come il rapporto tra la massa di vapore acqueo e la massa di aria secca nella miscela in atmosfera
 - **Umidità specifica.** Si definisce come il rapporto tra la massa di vapore acqueo e la massa di aria umida nella miscela in atmosfera
- Il monitoraggio e il controllo dell'umidità atmosferica sono operazioni fondamentali per la conservazione dei materiali (in particolare quelli che possono assorbire acqua) e dei cibi

Utilizzi delle miscele di gas

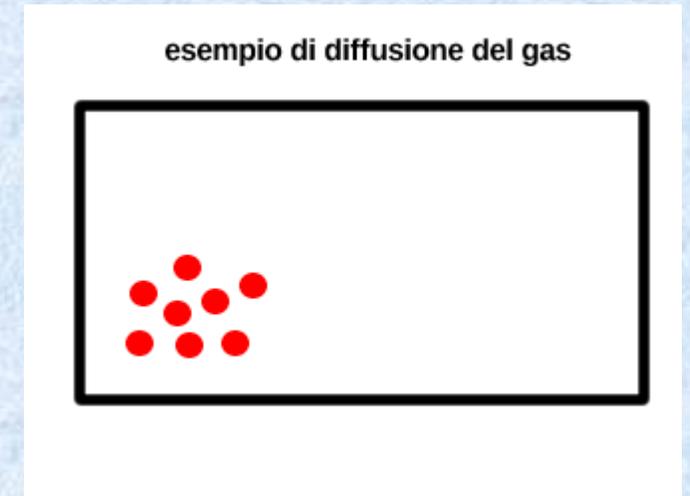
- Immersioni subacquee di profondità: miscele Heliox (elio + ossigeno) e Trimix (elio + azoto + ossigeno), con composizione variabile in base alla profondità massima prevista per l'immersione
- Confezionamento di prodotti alimentari: miscele di anidride carbonica, azoto e ossigeno, con proprietà batteriostatiche ed ossidoprotettive
- Applicazioni mediche: fabbricazione di aria sintetica (azoto e ossigeno nelle proporzioni note) e di miscele di gas anestetizzanti
- Applicazioni tecniche: taglio e saldatura (aria o ossigeno con gas combustibili), e trattamenti termici
- Tecnologia laser: pantografi (miscele di anidride carbonica, azoto ed elio)
- Alcuni tipi di rivelatori di particelle elementari (tubi Geiger, camere a ionizzazione, camere a scintilla, Resistive Plate Chambers, Monitored Drift Tubes, ecc.)

Diffusione/effusione di un gas (1)

- Un gas può diffondersi, cioè disperdere le proprie molecole all'interno di un altro gas.
- La **diffusione** di un gas avviene per agitazione termica.
- In un ambiente chiuso, un gas si diffonde rapidamente fino a disperdersi su tutto il volume disponibile
- Per la diffusione in aria, vale approssimativamente la **legge di Graham**, che è sperimentale: la velocità di diffusione di un gas è inversamente proporzionale alla radice quadrata della massa molare del gas; cioè, dati due gas che diffondono in aria, indicate con v_1 e v_2 le rispettive velocità di diffusione, e indicate con M_1 e M_2 le rispettive masse molari, risulta

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

- La legge di Graham vale in modo più accurato nel caso di **effusione**, cioè nel passaggio di un solo gas alla volta attraverso un foro piccolo verso una regione in cui è stato fatto il vuoto



Diffusione/effusione di un gas (2)

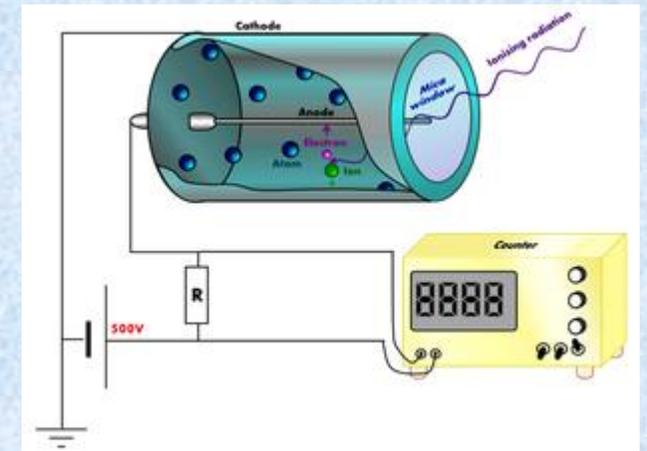
- Sfruttando la legge di Graham, durante il progetto Manhattan furono separati gli isotopi ^{235}U e ^{238}U provenienti da uranite grezza.
- Anzitutto fu prodotto il gas esafluoruro di uranio
- Tale gas, forzato più volte attraverso barriere porose, man mano si arricchiva dell'isotopo ^{235}U che è l'isotopo che avrebbe permesso la realizzazione della prima bomba nucleare a fissione.

Utilizzo di miscele di gas in rivelatori di particelle

- Fin dall'inizio dello sviluppo di dispositivi di rivelazione di particelle, si è sfruttata la capacità di molte miscele di gas di produrre un segnale, in presenza di un campo elettrico applicato dall'esterno, se attraversate da particelle cariche (presenti nei raggi cosmici o prodotte in collisioni tra fasci di altre particelle).
- Quando una particella carica è sufficientemente energetica da produrre ionizzazione nella miscela di gas attraversata, si generano coppie elettrone – ione positivo che vengono «raccolte» dal campo elettrico applicato (l'elettrone migra verso l'anodo, elettrodo positivo, e lo ione verso il catodo, elettrodo negativo).
- A seconda del tipo di rivelatore a gas, durante la migrazione di carica elettronica può essere prodotta (se l'energia degli elettroni di prima ionizzazione lo permette) ulteriore ionizzazione che contribuirà alla formazione di un segnale di maggiore ampiezza.

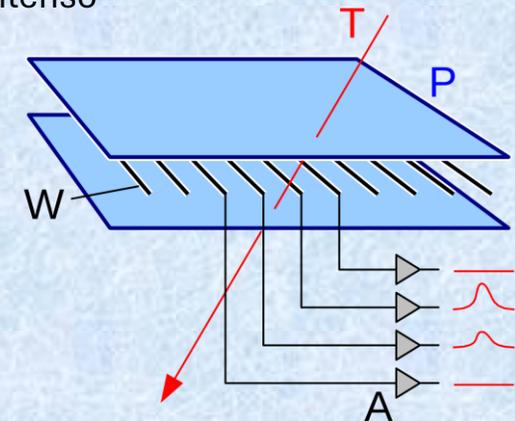
Esempi di rivelatori a gas (1)

- Contatore Geiger – Müller. Serve per la misura di radiazioni ionizzanti α , β e γ
- All'interno di un tubo viene inserita una miscela di gas a bassa pressione (ad. es., argon e vapore di alcol etilico a 0.1 atm, ma anche elio o neon)
- Il campo elettrico è applicato tra il guscio esterno del tubo e il filo teso lungo l'asse del cilindro, all'interno del tubo (d.d.p. 400-1000 V)
- Il segnale prodotto dalla scarica è di grande ampiezza (diversi Volt) e non richiede elettronica complessa



Esempi di rivelatori a gas (2)

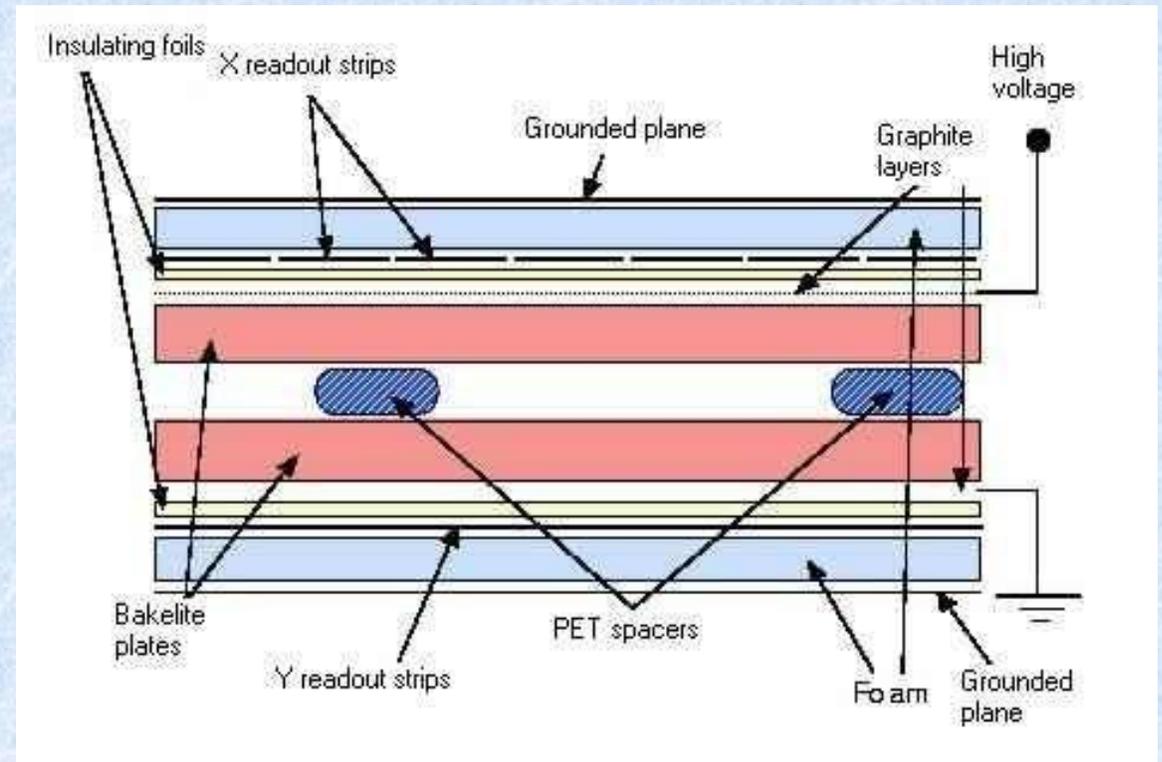
- Camera proporzionale a fili (MWPC: multiwire proportional chamber). Si tratta di un rivelatore inventato e sviluppato da Georges Charpak (1968), ed è stato utilizzato in molti esperimenti per ricostruire le tracce di particelle cariche.
- Miscela di gas tipica utilizzata:
argon (66.5 %), isobutano (33 %), freon (0.5 %)
- Un «array» di fili paralleli a tensione positiva è posto tra due elettrodi a tensione minore o «ground»
- Gli elettroni migrano verso i fili (anodo) e producono ionizzazione secondaria con moltiplicazione di carica (valanga «alla Townsend») solo quando si trovano molto vicini ai fili, dove il campo elettrico è più intenso
- Sul filo anodico più vicino viene indotto un segnale negativo, e sul catodo un segnale positivo:
il tempo di salita del segnale è brevissimo (legato alla carica elettronica),
mentre il tempo di discesa è molto maggiore a causa della minore mobilità della carica ionica.
- Con opportuni accorgimenti sulla geometria del catodo è possibile ricostruire anche la coordinata della traccia lungo la direzione del filo.
- Rivelatori MWPC sono stati utilizzati in molti esperimenti a partire dalla fine degli anni '60 del XX secolo.



T: traccia di particella
P: elettrodo
W: filo
A: amplificatore

Esempi di rivelatori a gas (3)

- Camera a elettrodi piani resistivi (RPC: resistive plate chamber). Si tratta di un rivelatore a geometria planare, realizzato con due elettrodi di laminato plastico (bachelite) di resistività $10^{10} - 10^{11} \Omega \text{ cm}$ mantenuti a distanza costante (2 mm storicamente, e 1 mm negli RPC di più recente realizzazione) da un reticolo di piccoli distanziatori in PET.
- La scarica tra i due elettrodi, in un campo elettrico di circa 4.5 kV/mm, induce un segnale sulle strisce di lettura posizionate all'esterno degli elettrodi, che trasportano il segnale fino a circuiti elettronici appositamente progettati e installati sui pannelli di lettura.
- Tra gli elettrodi fluisce una miscela di gas che dipende dalla modalità di funzionamento richiesta dall'esperimento; ad esempio:
 - Esperimento ARGO-YBJ (2007 – 2013): esperimento sui raggi cosmici, con flusso di particelle incidenti non troppo elevato; miscela ternaria $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_4$ (75 %), isobutano (10 %), argon (15 %)
 - Esperimento ATLAS (2009 -): esperimento su collisioni tra fasci di protoni fino a energie di 14 TeV; flussi elevati di particelle incidenti; miscela ternaria $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_4$ (94.7 %), isobutano (5 %), SF_6 (0.3 %)



Esempi di rivelatori a gas (4)

- La camera a elettrodi piani resistivi (RPC) fu inventata da Rinaldo Santonico e Roberto Cardarelli (anch'essi docenti di questa scuola) alla fine degli anni '70 del XX secolo.
- La sfida che si poneva all'epoca era realizzare un dispositivo che avesse risoluzione temporale paragonabile a quella dei rivelatori a scintillatore plastico con fotomoltiplicatore di lettura ($\sim 1-2$ ns), ma dai costi più contenuti per poter costruire esperimenti di area significativa senza eccessivo sforzo.
- Questi rivelatori, utilizzati inizialmente in esperimenti di raggi cosmici o come «rivelatori di veto» in alcuni esperimenti negli anni '80, si sono poi imposti come rivelatori di «trigger» per muoni in esperimenti di collisione in vari laboratori internazionali (CERN, Fermilab, SLAC) e come apparato unico in grandi esperimenti per lo studio dei raggi cosmici con apparati al suolo (esperimento ARGO-YBJ in Tibet).

Grazie a tutti per l'attenzione