Unità Didattica N° 13

Le proprietà microscopiche dei corpi

01) **Cenni sulla costituzione della materia**

02) **Massa atomica, massa molecolare, mole, numero di Avogadro, volume molecolare**

03) **Stati di aggregazione della materia**

04) **Materia allo stato solido: cristalli**

Cenni sulla costituzione della materia

- Il punto materiale e il corpo rigido dei capitoli precedenti sono pure astrazioni. Ogni corpo reale ha un volume che può essere piccolo, ma non è mai nullo. Così pure, la natura ci dà corpi solidi, ma essi sono rigidi, cioè indeformabili, soltanto in prima approssimazione. E' consuetudine dare le seguenti definizioni elementari degli stati di aggregazione dei corpi: solido se il corpo ha forma e volume invariabili, liquido se il corpo ha volume invariabile e forma del recipiente che lo contiene, aeriforme se ha forma e volume del recipiente che lo contiene. Questa elementare definizione di corpo allo stato solido, liquido, aeriforme richiederà una discussione più approfondita. Un corpo può mutare stato di aggregazione mediante i processi di fusione, solidificazione, evaporazione, liquefazione. Liquidi ed aeriformi, che sono caratterizzati dal non avere forma determinata prendono il nome di fluidi.

- Il fatto banale che ogni corpo può essere diviso in parti contiene il germe di uno dei problemi più interessanti sulla costituzione della materia. **La divisibilità della materia è illimitata**? L'esperienza dimostra che, se si ha un limite alla divisibilità dei corpi, esso deve essere caratterizzato da valori piccolissimi per le dimensioni delle particelle ultime della materia. Nelle leggi che regolano i fenomeni chimici si trovano le prime sicure basi sperimentali dell'ipotesi di una struttura granulare della materia: ogni sostanza allo stato puro, cioè chimicamente ben definita, è fatta di molecole tutte uguali tra loro. Ogni molecola è a sua volta formata da atomi, tutti uguali tra loro (molecola di sostanza semplice) o non tutti uguali tra loro (molecola di sostanza composta).

- Tra molecole e molecole si hanno gli spazi intermolecolari. La distanza intermolecolare va pensata come la distanza tra i baricentri di due molecole contigue. La compressibilità, la dilatabilità termica sono fenomeni che si riconducono a variazioni di tali spazi intermolecolari. Nei liquidi le distanze intermolecolari sono

dello steso ordine di grandezza del raggio molecolare. Nei gas perfetti le distanze intermolecolari sono maggiori del raggio molecolare.

- Radicalmente mutata è la vecchia concezione dell'atomo indivisibile. Un gruppo di fenomeni elettrici (radioattività, raggi catodici, fotoelettronica, termoelettronica ed altro) hanno costretto i fisici ad abbandonare l'idea originaria di un atomo indivisibile ed a sostituirla con l'ipotesi che ogni atomo sia a sua volta un edificio complesso. Dapprima fu l'elettrone ad apparire come costituente comune a tutti gli atomi sotto forma di carica elementare negativa. A questa particella elementare indivisibile si assegna il simbolo e^- e si afferma che il suo valore è: $e = 1,60206 \cdot 10^{-19}\ C$

La massa dell'elettrone vale: $m_e = 9,1083 \cdot 10^{-31}\ kg$.

Il raggio classico dell'elettrone vale: $r_e = 2,81785 \cdot 10^{-15}\ m$

La massa m_e risulta la 1837^a parte della massa dell'atomo più leggero che si conosce che è quello dell'idrogeno comune.

- Si giunge al **1911** (Rutherford) perché, dallo studio delle deviazioni dei raggi α delle sostanze radioattive nell'attraversare sottilissimi spessori di materia, si stabilisca che la massa dell'atomo è praticamente tutta concentrata nel nucleo atomico di dimensioni minori di quelle già conosciute dell'atomo. Si accettò inizialmente il modello dell'atomo come un microscopico sistema solare costituito da elettroni (cariche elettriche elementari negative) tutti uguali tra loro ed orbitanti attorno ad un nucleo atomico carico positivamente. Un atomo elettricamente neutro è un edificio microscopico costituito da una nuvola di elettroni che orbitano attorno ad un nucleo la cui carica positiva è uguale alla somma delle cariche negative degli elettroni della nuvola. Un atomo ionizzato è un atomo al quale sono stati tolti uno o più elettroni. Si parla in questo caso di atomo ionizzato positivamente.

Si hanno atomi ionizzati negativamente se uno o più elettroni sono stati aggiunti all'ultima orbita di un atomo allo stato neutro.

- L'atomo più semplice (idrogeno) ha un nucleo detto protone, che è a sua volta una particella elementare la cui carica positiva, data in valore assoluto è:

$$e = 1,60206 \cdot 10^{-19}\ C$$

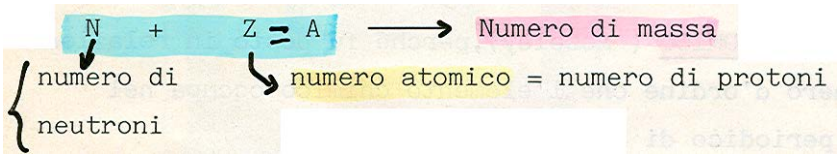
Simbolo usato **p**, oppure e^+. La sua massa a riposo è; $m_p = 1,67239 \cdot 10^{-27}\ kg$, il suo raggio classico è: $r_p = 1,5 \cdot 10^{-15}\ m$. L'atomo (di idrogeno) è l'associazione protone-elettrone, la massa è quasi tutta concentrata nel protone. All'atomo di idrogeno **H** si attribuisce anche un raggio dell'orbita elettronica: $r_H = 5,28158 \cdot 10^{-11}\ m$

- Secondo la teoria della meccanica classica, sotto l'azione coulombiana (quella gravitazionale è trascurabile), l'elettrone gira attorno al nucleo come un pianeta attorno al Sole e lo spazio interatomico è relativamente abbondante quanto lo spazio tra la terra e il Sole. Ma l'analogia deve essere subito ripudiata in quanto la meccanica valida in edifici in edifici atomici o molecolari obbedisce a leggi diverse da quelle valide per la meccanica classica. Torna ad obbedire ala meccanica classica quando il sistema da atomico o molecolare diventa sistema macroscopico. Il modello **protone - elettrone** dell'atomo di idrogeno (Bohr 1913) costituisce il primo passo della meccanica quantistica: le configurazioni stabili dell'edificio atomico sono in numero discreto, cioè non si succedono con continuità e corrispondono a certi determinati stati energetici della configurazione. Si afferma il concetto che che i diversi atomi chimici corrispondono al diverso numero di elettroni della nuvola che circonda il nucleo al quale compete un numero di cariche elementari positive uguale al numero a tale numero di elettroni. Tale numero indicato con **Z** prende il nome di numero atomico in quanto è messo in relazione col numero d'ordine che l'elemento chimico occupa nel sistema periodoico di Mendelejeff.

- Alla prima immediata idea che il protone fosse il solo costituente elementare del nucleo si oppose subito una grave difficoltà: la massa dei nuclei via vias più complessi cresceva più rapidamente di quanto avrebbe dovuto avvenire se il nucleo contenesse solo protoni, tanti quanti ne indicava il numero atomico. Chadwick, nel 1932, ipotizzò la presenza nel nucleo di una nuoiva particelle elementare il neutrone (**n**) avente carica nulla e massa $m_n = 1{,}6746 \cdot 10^{-27}\ kg$ quasi uguale a quella del protone. Le particelle elemenatri presenti in ogni nucleo sono dette nucleoni, cioè componenti del nucleo.

- Per un elemento **X** avente numero atomico **Z** e numero di massa **A** scriviamo:

$${}^{A}_{Z}X \quad \text{oppure} \quad {}_{Z}X^{A} \quad \text{oppure} \quad X^{A}_{Z}$$



Osservazione N °1

Il termine elettrone compare per la prima volta nella letteratura scientifica nel 1881 e non ancora per indicare una particella dotata di una carica elettrica e di una massa ma per designare la quantità più piccola (positiva o negativa) di elettricità esistente in natura. Esso fu introdotto da Stoney.

Osservazione N° 2

Un copro si dice isotropo (anisotropo) se le sue proprietà fisiche non dipendono (dipendono) dalla particolare direzione considerata.

Osservazione N°3

Il modello finora adoperato per rappresentare un corpo solido poco deformabile è quello di corpo rigido, cioè di un corpo costituito da infiniti punti materiali distribuiti con continuità in un certo volume, così che tra essi non rimangano spazi

vuoti e tali che le loro mutue distanze rimangano costanti. Il modello di corpo rigido, e quello di punto materiale e l'ipotesi di continuità della materia sono solo delle una schematizzazione della realtà che semplificano notevolmente la trattazione di molti fenomeni ma non ci consentono di spiegare le proprietà elastiche e chimico-fisiche della materia. Per spiegare queste ultime bisogna tenere conto della struttura microscopica della materia. Questa è costituita da particelle elementari di vario tipo che formano strutture complesse quali gli atomi e le molecole. In un atomo, tra il nucleo e gli elettroni vi sono spazi vuoti enormi se paragonati al volume del nucleo e degli elettroni stessi. La materia non può considerarsi continua.

Massa atomica, massa molecolare, numero di Avogadro, volume molecolare

Il peso atomico ed il peso molecolare sono concetti basilari della chimica. Le misurazioni che conducono a questi concetti riguardano masse e non pesi; si tratta dunque di massa atomica e di massa molecolare. Indicheremo col simbolo $\mathbf{m_{at}}$ la massa dell'atomo e con $\mathbf{m_{mol}}$ la massa di una generica molecola. Quale può essere l'unità di misura più conveniente per la massa dell'atomo?

- In fisica la sua unità di misura è il chilogrammomassa ($\mathbf{kg_m}$). Abbiamo:

$$\frac{m_{at}}{kg} = \alpha \in R^{+} \qquad m_{at} = \alpha\, kg \qquad m_{at,N_a} = 38,2 \cdot 10^{-27}\, kg$$

- Possiamo scegliere come unità di misura l'unità di massa atomica. Simbolo usato: **u.m.a.**, oppure **UMA**, oppure **u**. Essa è uguale alla dodicesima parte dell'isotopo del carbonio $^{12}_{6}\mathbf{C}$ (6 **protoni** + 6 **neutroni** presenti nel nucleo e 6 **elettroni** orbitanti attorno al nucleo). $\mathbf{1\,UMA = 1u = 1u.m.a. = \frac{1}{12} m_{^{12}_{6}C} = 1,6605655 \cdot 10^{-27}\, kg}$

- Possiamo introdurre il concetto essenzialmente chimico di massa atomica relativa (che i chimici impropriamente chiamano peso atomico). Simbolo usato A.

Definizione: **La massa atomica relativa di un elemento è il rapporto tra la massa m_{at} dell'atomo dell'elemento e la dodicesima parte della massa dell'isotopo del carbonio $^{12}_{6}C$.**

$$\mathbf{A = \frac{m_{at}}{\frac{1}{12}m_{^{12}_{6}C}} = 12 \cdot \frac{m_{at}}{m_{^{12}_{6}C}}}$$

Questo significa che : $\mathbf{m_{at} = A \cdot \frac{m_{^{12}_{6}C}}{12} = \frac{A}{12} \cdot m_{^{12}_{6}C} = A \cdot u = A \cdot u.m.a. = A \cdot UMA}$

In questo caso assumiamo come massa unitaria non più il kg_m ma la dodicesima parte dell'isotopo del carbonio $^{12}_{6}C$. Tutto questo è avvenuto a partire dal 1961. **La massa atomica relativa A è una grandezza adimensionata**.

Vediamo qualche esempio. La massa atomica del carbonio è 12. Infatti:

$$A_{m_{^{12}_{6}C}} = 12 \cdot \frac{m_{^{12}_{6}C}}{m_{^{12}_{6}C}} = 12$$

In effetti la massa atomica relativa del carbonio è 12,01 a causa della presenza dell'isotopo $^{13}_{6}C$. $A_{N_a} = 12 \cdot \frac{m_{N_a}}{m_{^{12}_{6}C}} = 22,99$ $A_{F_e} = 12 \cdot \frac{m_{F_e}}{m_{^{12}_{6}C}} = 55,84$

- Possiamo utilizzare il **grammo atomo** ($\mathbf{g_{at}}$) che è una nuova unità di misura delle masse.

Definizione: A grammi dell'elemento considerato dicesi **grammo atomo** dell'elemento considerato.

1 **grammo atomo** = Ag_r dell'elemento considerato

1 **chilogrammo atomo** = Akg dell'elemento considerato

$A_{N_a} = 22,99 \Rightarrow g_{at;N_a} = 22,99\,g_r$ = 1 **grammo atomo** di sodio

$kg_{at;N_a} = 22,99\,kg$ = 1 **chilogrammo atomo** di sodio

Osservazione N° 1

- Per un elemento **X** avente numero atomico **Z** e numero di massa **A** scriviamo:

$${}^{A}_{Z}X \quad \text{oppure} \quad {}_{Z}X^{A} \quad \text{oppure} \quad X^{A}_{Z}$$

$A = Z + N$ A = numero di massa Z = numero di protoni o numero atomico N = numero di neutroni

Usiamo lo stesso simbolo A per indicare il numero di massa di un elemento e la sua massa atomica. Però la massa atomica, a causa della presenza degli elettroni, è maggiore del numero di massa. Il numero di massa è rappresentato mediante un numero intero, la massa atomica da un numero decimale.

Osservazione N° 2

Inizialmente si era assunta come massa unitaria quella dell'idrogeno, cioè:

$$A = \frac{m_{at}}{m_H} \qquad m_{at} = A \cdot m_H$$

Poi si era scelto come massa unitaria la sedicesima parte della massa di ossigeno, cioè:

$$A = \frac{m_{at}}{\frac{1}{16} m_O} \qquad m_{at} = A \cdot \frac{m_O}{16} = \frac{A}{16} m_O$$

Per la massa delle molecole delle sostanze chimicamente definite valgono considerazioni simili a quella svolte per la massa degli atomi.

- Possiamo scegliere ancora come unità di misura il chilogrammo massa (kg_m).

Abbiamo: $\frac{m_{mol}}{1kg} = \beta \in R^+$ $m_{mol} = \beta\, kg$ dove β è la misura coerente nel $S.\mathcal{I}.$ della massa della molecola.

- Si sceglie come unità di misura l'unità di massa atomica
- Si introduce il concetto essenzialmente chimico di massa molecolare relativa. Simbolo usato M.

Definizione: la massa molecolare relativa di una molecola è il rapporto tra la massa molecolare m_{mol} della molecola considerata e la dodicesima parte della massa dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_{6}C$.

$$M = \frac{m_{mol}}{\frac{1}{12} m_{^{12}_{6}C}} = 12 \cdot \frac{m_{mol}}{m_{^{12}_{6}C}}$$

$$m_{mol} = M \cdot \frac{m_C}{12} = \frac{M}{12} \cdot m_C$$

Tenendo presente le formule precedenti possiamo scrivere:

$$m_{mol} = M \cdot \frac{m_C}{12} = M \cdot u.m.a. = M \cdot UMA = M \cdot \mu$$

La massa molecolare così definita è una grandezza adimensionata.

$$M_{H_2O} = 1,0079 + 1,0079 + 15,999 = 18,0148$$

$$m_{H_2O} = 18,0148\ UMA = 2,9914755 \cdot 10^{-26}\ Kg$$

- La grammomolecola o mole (simbolo usato m_{mol}) che è una nuova unità di misura.

Definizione: $M\,g_r$ **della sostanza considerata dicesi grammomolecola o mole della sostanza chimicamente definita.**

1 mole = M grammi = M · gr della sostanza considerata, sempre che essa sia chimicamente ben definita.

$1 mol_{H_2}$ = 2,0158 gr di idrogeno = mole o grammomolecola dell'idrogeno

- **M kg** di una sostanza chimicamente definita dicesi **chilomolecola** (simbolo usato **k mol**) della sostanza considerata.

$$N_A = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{\text{numero di molecole}}{\text{kmol}} \qquad N_A = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{\text{numero di molecole}}{\text{mol}}$$

Una **chilomolecola** (o una mole) di una sostanza qualsiasi allo stato solido, liquido o aeriforme contiene sempre lo stesso numero N_A di molecole.

La conoscenza del numero di Avogadro N_A ci consente di calcolare la massa di una molecola o di un atomo.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\text{massa dealla sostanza considerata}}{\text{mole (o chilomole) della sostanza considerata}}$$ =numero di moli o di chilomoli

Formalmente avremmo dovuto scrivere: $n = \frac{m}{M\,kg}$ oppure $n = \frac{m}{M\,gr}$

Il numero di molecole **N** contenute in una massa **m** di sostanza chimicamente definita ci viene dato da: $\mathbf{N = n \cdot N_A = \frac{m}{M} \cdot N_A}$

$\mathbf{1Kmol = N_A \cdot m_{mol}} \Rightarrow \mathbf{m_{mol} = \frac{1Kmol}{N_A} = \frac{M}{N_A} kg}$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{26}$

$\mathbf{m_{mol} = \frac{1mol}{N_A} = \frac{M}{N_A} gr}$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

$m_{mo\ell,H_2} = \frac{2,0158}{\mathbf{6,02295 \cdot 10^{26}}} kg = \frac{20158}{60229,5} \cdot 10^{-26} kg = 3,3346864 \cdot 10^{-27} \cdot kg$

$m_{at,H} = \frac{1}{2} m_{mo\ell,H_2} = 1,673432 \cdot 10^{-27} kg$

$\mathbf{m_{at} = \frac{1kg_{at}}{N_A} = \frac{A}{N_A} kg}$ $\mathbf{m_{at} = \frac{1g_{at}}{N_A} = \frac{A}{N_A} gr}$ $m_{at,H} = \frac{1,0079}{6,02295 \cdot 10^{26}} kg = 1,673432 \cdot 10^{-27} kg$

$kmol_{H_2O} = 18,0148 kg$ = chilomolecola dell'acqua

Esempio: $200 kg\ di\ H_2O$ equivalgono a $11,101982 kmol\ di\ H_2O$ in quanto risulta:

$\frac{m_{H_2O}}{kmol_{H_2O}} = \frac{200 kg}{18,0148 kg} = 11,101983$

- I chimici usano i termini peso atomico e peso molecolare rispettivamente al posto di massa atomica e massa molecolare.

Ipotesi di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione (aventi cioè la stessa temperatura e la stessa pressione) contengono lo stesso numero di molecole e viceversa. Avogadro non sapeva quante molecole vi fossero in un dato volume, ma capì che questo numero era estremamente grande.

Numero di Avogadro

Il numero di Avogadro ($\mathbf{N_A}$) rappresenta il numero di molecole contenute nella chilomolecola (o nella grammomolecola) di qualsiasi sostanza semplice o composta che risulti un aggregato di molecole.

$$N_A = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{\text{numero di molecole}}{\text{kmol}} \qquad N_A = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{\text{numero di molecole}}{\text{mol}}$$

Volume molecolare

Il volume occupato dalla grammomolecola (chilomolecola) di un gas dicesi **volume molecolare** o **volume molare** del gas considerato. Esso viene indicato col simbolo V_{mol} . Il volume di un gas dipende dalla sua temperatura e dalla sua pressione. La temperatura $t^* = 0°C$ e la pressione $p^* = 1Atm$ sono scelte come condizioni di riferimento fisse per lo stato gassoso e prendono il nome di **condizioni normali**. Un gas si trova nelle condizioni normali quando ha pressione $1Atm$ e temperatura $0°C$

Definiamo **volume molare normale** (V^*_{mol}) il volume occupato dalla mole (chilomole) di un gas che si trovi nelle condizioni normali. Il volume molare normale di un qualsiasi gas perfetto è lo steso e vale:

$$V^*_{mol} = 22,421 \frac{m^3}{kmole} = 22,421 \frac{dm^3}{gmole} = 22,421 \frac{litri}{gmole} = 22415 \frac{cm^3}{mol}$$

cioè nelle condizioni normali una mole (chilomole) di un gas perfetto occupa il volume di $22,415 \text{ litri} = 22,415 dm^3 = 22415 cm^3$ $(22,415 m^3)$

- In termologia è particolarmente importante la costante universale dei gas perfetti indicata col simbolo **R** . Risulta: $R = \frac{p^* \cdot V^*_{mol}}{273,15}$

Il valore numerico di **R** dipende dalle unità di misura di p^* e di V^*_{mol}. Una volta fissate tali unità, il valore di **R** è lo stesso per tuti i gas perfetti.

$$R = 8314 \frac{J}{°K \cdot kmole} = 8,314 \frac{J}{°K \cdot mole} = 1,986 \frac{cal}{°K \cdot mole} = 1,986 \frac{Cal}{°K \cdot mole}$$

$$R = 0.082 \frac{atm \cdot \ell}{°K \cdot mole} = 1,98 \frac{cal}{°K \cdot mole} = 8,2 \cdot 10^{-5} \frac{atm \cdot m^3}{°K \cdot mole} \qquad R = 8,30865 \frac{p_a \cdot m^3}{mole \cdot °K}$$

$$1 litro = 1\ell = 10^{-3} m^3 = 1\ell = 1 kg_m = 1 dm^3 \qquad 1m^3 = 10^3 \ell \qquad 1atm = 1,01325 \cdot 10^5 P_a$$

COSTANTI FISICHE DEGLI ELEMENTI

Nome	Numero atomico Z	Simbolo	Massa molare M g/mol	Stato di aggregazione	Punto di fus. t_f °C	Punto di eboll. t_e °C	Calore specifico (a 25 °C) C_p kJ/(K·mol)	Calore di fusione (al p. fus.) L_f kJ/(K·mol)	Calore di evaporazione (al p. eb) L_e kJ/(K·mol)	Massa volumica ϱ g/cm³
Afnio	72	Hf	178,49	s	2200	5300	25,7	21,76	661,07	13,276
Alluminio	13	Al	26,982	s	660	2400	24,4	10,67	293,72	2,698
Americio	95	Am*		s	990	2600				13,67
Antimonio	51	Sb	121,75	s	630	1640	25,2	19,83	67,91	6,692
Argento	47	Ag	107,868	s	961	2160	25,4	11,30	255,06	10,500
Argon	18	Ar	39,948	g	−189	−186	20,8	1,18	6,52	0,00178
Arsenico	33	As	74,922	s	613s		24,6			5,776
Astato	85	At*		s	300	350				
Attinio	89	Ac*		s	1230	2400	14,3			10,06
Azoto	7	N_2	28,013	g	−210	−196	29,1	0,72	5,59	0,00125
Bario	56	Ba	137,34	s	710	1600	26,4	7,66	150,92	3,594
Berillio	4	Be	9,012	s	1285	2470	17,8			1,846
Berkelio	97	Bk*		s	986					14,79
Bismuto	83	Bi	208,98	s	271	1550	25,5	11	207	9,803
Boro	5	B	10,81	s	2030	3700	11,1	22,18	538,9	2,466
Bromo	35	Br_2	159,808	l	−7	59	75,7	10,54	30,0	3,12
Cadmio	48	Cd	112,40	s	321	770	26,0	6,07	99,9	8,647
Calcio	20	Ca	40,08	s	840	1494	26,3	8,66	150,0	1,53
Californio	98	Cf*		s						
Carbonio	6	C	12,011	s	3700s		8,5			2,266
Cerio	58	Ce	140,12	s	800	3000	25,9	9,20	313,8	6,711
Cesio	55	Cs	132,905	s	28	685	31,0	2,13	65,90	1,90
Cloro	17	Cl_2	70,906	g	−101	−34	33,9	6,41	20,41	0,00321
Cobalto	27	Co	58,933	s	1494	2900	24,8	15,23	382,4	8,80
Cromo	24	Cr	51,996	s	1860	2600	23,3	13,81	348,78	7,194
Curio	96	Cm*		s	1340					13,3
Disprosio	66	Dy	162,55	s	1410	2600				8,531
Einstenio	99	Es*								
Elio	2	He	4,0026	g	−269,7	−268,9	20,8	0,02	0,08	0,00017
Erbio	68	Er	167,26	s	1520	2600	28,2	17,15	298,88	9,044
Europio	63	Eu	151,96	s	830	1400	26,7	10,46	175,73	5,248
Fermio	100	Fm*		s						
Ferro	26	Fe	55,85	s	1540	2800	25,1	15,36	351,04	7,873
Fluoro	9	F_2	37,997	g	−220	−188	31,3	5,10	6,54	0,00170
Fosforo, bianco	15	P_4	123,10	s	44	280	95,2			1,82
Francio	87	Fr*		s	30	650				
Gadolinio	64	Gd	157,2	s	1310	2900	36,5	15,48	311,71	7,87
Gallio	31	Ga	69,72	s	30	2800	25,9	5,59	256,06	5,905
Germanio	32	Ge	72,59	s	958	2830	23,3	31,8	334,3	5,232
Idrogeno	1	H_2	2,0158	g	−259	−253	28,8	0,11	0,90	0,00009

COSTANTI FISICHE DEGLI ELEMENTI

Nome	Numero atomico Z	Simbolo	Massa molare M g/mol	Stato di aggregazione	Punto di fus. t_f °C	Punto di eboll. t_e °C	Calore specifico (a 25 °C) C_p kJ/(K·mol)	Calore di fusione (al p. fus.) L_f kJ/(K·mol)	Calore di evaporazione (al p. eb) L_e kJ/(K·mol)	Massa volumica ϱ g/cm³
Indio	49	In	114,82	s	157	2000	26,7	3,26	226,35	7,29
Iodio	53	I_2	253,81	s	114	185	54,4	0,02	41,71	4,953
Iridio	77	Ir	192,2	s	2450	4500	25,1	26,36	563,58	22,55
Itterbio	70	Yb	173,04	s	824	1500	21			6,966
Ittrio	39	Y	88,906	s	1510	3300	26,5	17,15	393,30	4,475
Kripton	36	Kr	83,80	g	−157	−153	20,8	1,64	9,03	0,00373
Lantanio	57	La	138,91	s	920	3400	27,6	11,30	399,57	6,174
Laurenzio	103	Lr*		s						
Litio	3	Li	6,94	s	180	1330	23,6	3,02	134,68	0,533
Lutezio	71	Lu	174,97	s	1656	3315	26,9			9,842
Magnesio	12	Mg	24,305	s	650	1100	23,9	8,95	128,66	1,738
Manganese	25	Mn	54,938	s	1250	2050	26,3	14,64	219,74	7,473
Mendelevio	101	Md*		s						
Mercurio	80	Hg	200,59	l	−39	357	28,0	2,30	59,15	13,546
Molibdeno	42	Mo	95,94	s	2620	4600	24,1	27,61	594,13	10,222
Neodimio	60	Nd	144,24	s	1024	3100	30,1	10,88	283,68	7,00
Neon	10	Ne	20,18	g	−249	−246	20,8	0,34	1,77	0,00090
Nettunio	93	Np	237,048	s	640					20,45
Nichel	28	Ni	58,71	s	1455	2800	26,1	17,61	371,83	8,907
Niobio	41	Nb	92,906	s	2400	5000	24,6	26,78	696,64	8,578
Nobelio	102	No*		s						
Olmio	67	Ho	164,93	s	1470	2300	27,3	17,15	251,04	8,797
Oro	79	Au	196,967	s	1064	2650	25,4	12,36	324,43	19,281
Osmio	76	Os	190,2	s	3030	5000	24,7	29,29	627,60	22,58
Ossigeno	8	O_2	31,999	g	−219	−183	29,4	0,44	6,92	0,00143
Palladio	46	Pd	106,4	s	1554	3000	26,0	16,74	393,3	11,995
Piombo	82	Pb	207,2	s	328	1750	26,4	4,77	179,41	11,343
Platino	78	Pt	195,09	s	1772	3800	25,85	19,66	510,45	21,45
Plutonio	94	Pu*		s	640	3200	33			19,814
Polonio	84	Po*		s	254	960	26			9,4
Potassio	19	K	39,10	s	63	760	29,2	2,32	77,53	0,862
Praseodimio	59	Pr	140,908	s	935	3000	28,5	10,04	332,63	6,779
Promezio	61	Pm*		s	1000	2700	28			7,22
Protoattinio	91	Pa*		s	1200	4000	28			15,37
Radio	88	Ra*		s	700	1500	27,0	8,37	136,82	5,0
Radon	86	Rn*		g	−71	−62	20,8	2,9	16,4	0,00973
Rame	29	Cu	63,55	s	1078	2580	24,4	13,05	304,6	8,933
Renio	75	Re	186,2	s	3180	5600	25,5	33,05	707,1	21,023

COSTANTI FISICHE DEGLI ELEMENTI

Nome	Numero atomico Z	Simbolo	Massa molare M g/mol	Stato di aggregazione	Punto di fus. t_f °C	Punto di eboll. t_e °C	Calore specifico (a 25 °C) C_p kJ/(K·mol)	Calore di fusione (al p. fus.) L_f kJ/(K·mol)	Calore di evaporazione (al p. eb) L_e kJ/(K·mol)	Massa volumica ϱ g/cm³
Rodio	45	Rh	102,906	s	1963	3700	25,0	21,76	495,39	12,42
Rubidio	37	Rb	85,467	s	39	710	30,4	2,34	69,20	1,533
Rutenio	44	Ru	101,07	s	2300	4100	24,1	25,52	567,77	12,36
Samario	62	Sm	150,4	s	1047	1600	27,1	11,09	191,63	7,536
Scandio	21	Sc	44,956	s	1500	2800	25,5	16,11	304,8	2,992
Selenio	34	Se	78,96	s	220	685	25,4	5,44	26,32	4,804
Silicio	14	Si	28,08	s	1410	2400	20,0	46,44		2,329
Sodio	11	Na	22,990	s	98	887	28,4	2,60	89,04	0,966
Stagno	50	Sn	118,69	s	232	2720	27,0	7,20	290,37	7,285
Stronzio	38	Sr	87,62	s	769	1377	25,1	9,20	138,91	2,583
Tallio	81	Tl	204,37	s	303	1460	26,3	4,27	162,09	11,871
Tantalio	73	Ta	180,95	s	3000	5400	25,4	31,38	753,12	16,67
Tecnezio	43	Tc*	*97*	s	1900	4300	23			11,496
Tellurio	52	Te	127,6	s	450	990	25,7	17,49	50,63	6,247
Terbio	65	Tb	158,925	s	1360	2500	29			8,267
Titanio	22	Ti	47,90	s	1670	3300	25,0	15,48	428,86	4,508
Torio	90	Th*	232,038	s	1700	4500	27,4	15,65	543,92	11,725
Tulio	69	Tm	168,943	s	1550	2000	27			9,325
Tungsteno	74	W	183,85	s	3387	5300	24,3	35,22	799,14	19,254
Unnilquadium	104	Unq*	*257*	s						
Uranio	92	U	238,029	s	1130	4020	27,5	15,48	422,58	19,05
Vanadio	23	V	50,941	s	1920	3400	24,9	17,57	458,57	6,09
Xenon	54	Xe	131,30	g	−112	−108	20,8	2,30	12,64	0,00589
Zinco	30	Zn	65,38	s	419	907	25,4	7,38	115,31	7,135
Zirconio	40	Zr	91,22	s	1850	4400	25,4	16,74	581,58	6,507
Zolfo	16	S_8	256,48	s	115	445	180,8	11,28	76,96	2,086

* È indicato il numero di massa dell'isotopo più stabile, o dell'isotopo più conosciuto. (NdT.)

Data Book pagina 17.