

# MANUALE DI CHIMICA

Prof. Giovanni Guarguaglini

## CHE COS'E' LA CHIMICA?

La **CHIMICA** ha come oggetto lo studio delle proprietà, della composizione e delle trasformazioni della

**MATERIA**



Tutto quanto costituisce l'universo fisico, tutto quanto, quindi, occupa uno spazio e possiede una massa.

## SOSTANZA

- Con il termine SOSTANZA intendiamo individuare una parte della materia con caratteristiche intrinseche riscontrabili in ogni suo campione.
- Attenzione: le caratteristiche intrinseche e specifiche andranno sempre verificate nelle stesse condizioni. Il vetro, ad esempio, è solido a temperatura ambiente, è liquido a temperature più elevate. L'acqua, a livello del mare, bolle a 100°C, in alta montagna questa temperatura risulta leggermente più bassa.

## UN PO' DI STORIA...

- La chimica nacque prima come tecnologia che come scienza. L'arte di estrarre e fondere metalli e di associarli in leghe è antichissima; già verso la fine del quarto millennio a.C. la tecnologia metallurgica era perfettamente elaborata.



- Altre tecnologie chimiche sono: quella del vetro, nota già nel IV millennio a.C.; la ceramica, giunta a un elevato livello di perfezione in Palestina nel 3000 a.C.; la fabbricazione di bevande alcoliche mediante fermentazione, praticata nella preistoria e divenuta un'arte in Mesopotamia nel III secolo a.C.

- E' solo nel mondo classico che avviene il passaggio dalla pratica tecnologica alla filosofia della natura. I filosofi della Grecia antica ritenevano che la natura fosse composta di 4 elementi: terra, fuoco, acqua, aria. Questo concetto rimase vivo per oltre 1000 anni.



- Nel I secolo d.C. si hanno le prime avvisaglie di una decadenza della filosofia della natura.
- Dal II secolo d.C. in poi ha inizio la diffusione delle scienze occulte che preparerà un terreno favorevole al sorgere dell'alchimia.
- Gli alchimisti professano la teoria della "pietra filosofale", una sorta di pietra artificiale capace di trasformare i metalli in oro e di guarire ogni malattia.

- Una delle fasi decisive che caratterizzano la transizione dall'alchimia alla chimica si verifica quando Robert Boyle pubblica, nel 1661, "**Il chimico scettico**", ricusando il concetto greco di elemento e proponendo la definizione di elemento come sostanza che non si riesce a decomporre in sostanze più semplici.

- Nel 1772 un ricco nobiluomo francese, **Antoine Lavoisier** incomincia a dedicarsi ad esperimenti sulla combustione. Formula l'ipotesi che se un oggetto brucia viene allontanato ossigeno dall'aria, ed esso viene incorporato nell'oggetto che brucia.
- Il fatto che si fosse basato su esperimenti attentamente controllati, servendosi di determinazioni quantitative, ha meritato a Lavoisier la fama di padre della chimica moderna.

- L'attività principale della scienza consiste nel compiere osservazioni accurate, osservazioni che possono essere di natura qualitativa o quantitativa e si basano sovente su esperimenti controllati.
- Un conciso enunciato verbale o un'equazione matematica che riassumano un'ampia varietà di dati e di esperienza vanno sotto il nome di **legge scientifica**.

- Al fine di tentare la spiegazione di tali leggi si formulano ipotesi che, una volta convalidate, si dicono **teorie**.
- La materia esiste in tre stati di aggregazione che dipendono, quasi esclusivamente, dalla temperatura e dalla pressione:

- **GASSOSO**: un gas è privo sia di forma propria sia di volume definito, giacché assume la forma ed il volume del recipiente nel quale viene posto.  
*L'aria è un gas.*
- **LIQUIDO**: il liquido non ha forma determinata, in quanto assume quella conferitagli dalla porzione di recipiente che lo contiene. Possiede, però, volume proprio.
- **SOLIDO**: un solido possiede forma e volume determinati e, al pari del liquido, non è apprezzabilmente compressibile.

- I cambiamenti di stato, come quelli da ghiaccio ad acqua liquida, sono esempi di cambiamenti fisici. Non comportano la creazione di nuove sostanze né, quindi, alcun mutamento di composizione del campione di materia considerato.
- I cambiamenti chimici, detti pure reazioni chimiche, comportano la trasformazione di una sostanza in un'altra.

- Qualsiasi campione di materia è classificabile o come sostanza pura o come miscela di più sostanze.
- Le **miscele** sono caratterizzate dalla composizione variabile e del fatto di essere separabili nei propri componenti con mezzi fisici.  
*Il sangue, ad esempio, è una miscela: il plasma e la frazione corpuscolata si ottiene mediante la centrifugazione (procedimento fisico).*

- Esistono due classi di sostanze: gli elementi ed i composti.
- Gli **elementi** sono sostanze non decomponibili in altre più semplici. Sono le sostanze fondamentali delle quali è costituita tutta la materia. Si conosce l'esistenza di più di 100 elementi.
- I **composti** sono sostanze decomponibili (con mezzi chimici) in due o più elementi.

- Nel 1789 Lavoisier enuncia la

**LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DI MASSA:**

*“In tutte le reazioni la massa totale delle sostanze che vi partecipano come reagenti o come prodotti resta costante”*

- Nel 1799 Proust deduce i contenuti della

### **LEGGE DELLE PROPORZIONI DEFINITE:**

*“In qualunque composto il rapporto tra le quantità in peso dei suoi elementi costitutivi è definito e costante ed è caratteristico del composto considerato.”*

Esempio nell'acqua il rapporto tra le masse di idrogeno ed ossigeno è sempre 1:8. Servono cioè 8 grammi di ossigeno per 1 grammo di idrogeno.

- Nel 1807 Dalton aggiunge la

### **LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE:**

*“Quando due elementi formano più di un composto le masse di uno degli elementi che si combinano con una determinata massa dell'altro stanno fra loro in rapporti semplici (rapporti fra piccoli numeri interi).”*

**Esempio:** l'idrogeno e l'ossigeno si combinano per dare due composti: l'acqua e l'acqua ossigenata. Nell'acqua servono 8 grammi di ossigeno per 1 grammo di idrogeno, nell'acqua ossigenata ne servono 16.

16 è il doppio di 8, il rapporto è quindi 1:2 (piccoli numeri interi).

- Da questa considerazione Dalton sviluppò la sua **teoria atomica** secondo la quale la materia deve essere formata da particelle piccolissime, discrete (non ulteriormente divisibili) identiche tutte per massa, dimensioni e proprietà per uno stesso elemento ma diverse da elemento ad elemento.
- Queste particelle sono chiamate **ATOMI**.
- Gli atomi passano inalterate da composto a composto in qualsiasi reazione chimica.
- La caratterizzazione primaria degli vari atomi è la **massa**.

- La misura della massa viene effettuata tramite una massa campione. Il **Kilogrammo** massa a cui si fa riferimento è un campione di platino iridio (metallo non ossidabile) depositato a Sevres con il confronto del quale vengono tarati tutti i sistemi di misurazione della massa o del peso. Riuscire, anche adoperando sottomultipli del grammo a dare un valore di massa ai singoli atomi è del tutto impensabile e pertanto come sistema si è adoperato il confronto tra di loro e questi valori si chiamano “pesi atomici” ed il sistema di misura si chiama unità di massa atomica.

- Essendo i vari atomi costituiti da un diverso numero di particelle subatomiche, essi presentano una massa differente.
- L'attribuzione del **peso atomico** si basa sull'attribuzione della massa atomica 12, esatta, all'isotopo del carbonio 12.
- L'unità di misura del peso atomico è **uma** (unità di massa atomica).
- Il peso atomico dei vari elementi si riporta sotto forma di un valore medio che riflette l'incidenza relativa dei diversi isotopi dell'elemento dato.

- Il peso formula di una sostanza non è che la somma dei pesi atomico dei singoli elementi che figurano nella formula medesima.

Esempio:

- *Acido solforico*  $H_2SO_4$ :

$$\text{Peso formula: } 2xPA^*(H) + PA(S) + 4xPA(O) = \\ 2x1 + 32 + 4x16 = 98 \text{ uma}$$

\* *Peso Atomico*

- Il numero di atomi, molecole o “unità formula” che conviene scegliere è quello la cui massa - espressa in grammi - uguaglia numericamente, nell’ordine, il peso atomico, il peso molecolare o il peso formula. Una tale quantità si dice

## MOLE

### LA MOLE

- La mole di un elemento si definisce come la quantità di quell’elemento che contiene il medesimo numero di atomi contenuti in 12 g esatti di Carbonio12.
- Si è stabilito in via sperimentale che tale numero corrisponde a  $6,022 \times 10^{23}$  (*Numero di Avogadro*).

## Esempio:

- 1 mol atomi di carbonio corrisponde a  $6,022 \times 10^{23}$  di atomi di carbonio.
- 1 mole di molecole di acqua corrisponde a  $6,022 \times 10^{23}$  molecole di acqua.
- 1 mole di ioni ammonio corrisponde a  $6,022 \times 10^{23}$  ioni ammonio.

- Il concetto di una mole che contiene  $6,022 \times 10^{23}$  elementi di un qualche tipo fa il paio con il concetto di dozzina, che contiene 12 elementi, o della grossa, che ne contiene 144 (dodici dozzine).
- Una mole di atomi di un elemento qualsiasi possiede una massa in grammi numericamente pari al peso atomico di un singolo atomo.

## Esempio:

- La massa di un atomo di Carbonio è 12 uma, 1 mole di Carbonio pesa 12 g
- La massa di una molecola di  $H_2O$  è 18 uma, 1 mole di  $H_2O$  pesa 18 g
- La massa di una unità  $NaCl$  è 58,5 uma, 1 mole di  $NaCl$  pesa 58,5 uma.

## LA TAVOLA PERIODICA

- Fin dal 1871 un russo Mendeleev aveva prodotto una tabella degli atomi mettendoli in successione secondo i loro pesi molecolari e già allora si era accorto che certe caratteristiche chimiche si ripetevano periodicamente.

**Colonna**

## La tavola periodica degli elementi e alcune loro proprietà chimiche

**Simbolo, lettera maiuscola, iniziale del nome latino**

**Numero atomico: numero di protoni ed elettroni**

																		VIIA 17		VIIIA 18															
																		1	2											17	18				
																		1	2											17	18				
1	2																	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
H	He																	B	C	N	O	F	Ne											Br	Kr
1	2																	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
Li	Be																	Al	Si	P	S	Cl	Ar											Br	Kr
3	4																	13	14	15	16	17	18											Br	Kr
11	12																	31	32	33	34	35	36											Br	Kr
Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar											Br	Kr
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																		
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72																		
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W																
73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92																
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	0	0										At	Rn														

**I metalli combinandosi con ossigeno formano gli ossidi. Nelle formule di tali composti si mette prima il metallo e poi l'ossigeno (es:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ )**

- Per 1 ossigeno servono due atomi di metallo alcalino  **$\text{Na}_2\text{O}$  ossido di sodio**
- Per 1 ossigeno serve un atomo di metallo alcalino-terroso  **$\text{CaO}$  ossido di calcio**
- Per 1 ossigeno servirebbero 2/3 di metallo terroso, oppure per 2 ossigeno 4/3 e per 3 ossigeno 2 metalli terrosi (abbiamo fatto praticamente il minimo comune multiplo tra gli elettroni che vuole l'O e quelli che può dare il metallo ( $2 \times 3 = 6$ ) poi abbiamo diviso 6 per 2 ed abbiamo ottenuto il numero di atomi di ossigeno e quindi 6 per 3 ed abbiamo ottenuto il numero di atomi del metallo:  **$\text{Al}_2\text{O}_3$  ossido di alluminio**

I non metalli combinandosi con ossigeno formano le anidridi: anche in questo caso si antepone il non metallo all'ossigeno. (es:  $\text{CO}_2$ )

Esempi:

- $\text{CO}_2$  Anidride carbonica
- $\text{SiO}_2$  Anidride silicica
- $\text{N}_2\text{O}_5$  Anidride nitrica
- $\text{CO}$  Anidride carboniosa



Numero di ossidazione più basso: suffisso -oso

**Anidride carboniosa**

N.Ossidazione Carbonio = +2



Numero di ossidazione più alto: suffisso -ico

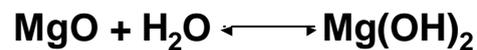
**Anidride carbonica**

N.Ossidazione Carbonio = +4

## **Gli ossidi reagendo con l'acqua formano gli idrossidi**

La formula degli ossidi è costituita dal metallo (sempre scritto per primo) seguito (legato) a tanti OH quanti sono i suoi elettroni.

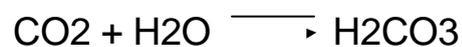
**Esempio:**



## **Le Anidridi reagendo con acqua danno luogo agli acidi (es: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)**

Si scrivono antepoendo al non metallo gli H legati e poi gli ossigeni.

**Esempio:**



Le anidridi che terminano in -ica formano l'acido -ico, quelle in -oso formano l'acido -oso.

**Esempio:** anidride carbonica dà acido carbonico  
anidride solforosa dà acido solforoso

- Dalla reazione tra anidridi ed ossidi si ottengono sali
- Dalla reazione tra idrossidi ed acidi si ottengono sali + acqua
- Dalla reazione tra idrossidi ed anidridi si ottengono sali + acqua
- Dalla reazione tra ossidi ed anidridi si ottengono acidi + Sali
- I sali si scrivono mettendo prima il metallo poi il non metallo e quindi l'ossigeno.

- Tutti i nomi dei sali degli acidi con desinenza ico terminano in **ato**.
- **MgSO<sub>4</sub> = Solfato di Magnesio**
- Tutti i nomi dei sali degli acidi con desinenza oso terminano in **ito**.
- **NaNO<sub>2</sub> = Nitrito di Sodio**
- Esistono anche acidi senza ossigeno.
- I non metalli si possono, infatti, legare direttamente anche con l' idrogeno per dare, ad esempio:
- metano CH<sub>4</sub>

- ammoniaca  $\text{NH}_3$
- acido solfidrico  $\text{H}_2\text{S}$
- acido cloridrico  $\text{HCl}$
- Gli ultimi due sono stati chiamati acidi perché ne hanno tutte le caratteristiche.
- Esisterà l'acido iodidrico, l'acido bromidrico, ecc. La desinenza finale di questi acidi è **i-drico** ed i relativi sali terminano in **uro** e (**NaCl** si chiama cloruro di sodio).

## LE REAZIONI CHIMICHE

- Descriviamo l'equazione rappresentativa di una reazione chimica. Abbiamo parlato all'inizio delle lezioni della legge di Lavoisier o della conservazione della massa a completamento di questa bisogna dire che oltre alla massa in una reazione chimica si conserva anche l'eventuale carica. Praticamente la somma delle masse e delle cariche degli atomi o sostanze messe a reagire è uguale a quella dei prodotti ottenuti.

- Prendiamo in esame una reazione abbastanza semplice e che abbiamo sotto gli occhi tutti i giorni quella che avviene tra il metano e l'ossigeno contenuto nell'aria rispettivamente detti combustibile e comburente. Noi sappiamo (dobbiamo sapere) quali prodotti si ottengono dalla reazione e cioè anidride carbonica ed acqua.



- La reazione sopra descritta non rispetta la legge della conservazione della massa perché i reagenti, a sinistra della freccia (che rappresenta un =), e le sostanze ottenute, a destra della freccia, non sono nella stessa quantità:

A sinistra	1C	A destra	1C
	4H		2H
	2O		3O

- Dobbiamo fare in maniera che a sinistra e a destra del segno di uguaglianza ci siano i soliti atomi e nella stessa quantità.
- Dato che tra i prodotti mancano 2H potremo intanto aggiustare questi ponendo un 2 davanti all'acqua dicendo quindi che per ogni molecola di metano si formano 1 di anidride carbonica e 2 di acqua :



- A questo punto però manca O perché è presente a sinistra con 2 unità ed a destra con 4: per aggiustare il tutto basterà prendere 2 molecole di ossigeno:



**La reazione è, adesso, bilanciata.**



### **Quali informazioni ci dà?**

- 1 molecola di metano reagisce con 2 molecole di ossigeno per dare una molecola di an. Carbonica e due molecole di acqua
- 1 mole di metano reagisce con 2 moli di ossigeno per dare una mole di an. Carbonica e due moli di acqua
- 16 g di metano reagiscono con 64 g di ossigeno per dare 44 g di anidride carbonica e 36 g di acqua
- Un volume di metano reagisce con 2 volumi di ossigeno per dare un volume di anidride carbonica e due volumi di vapore acqueo (i volumi sono alla stessa temperatura e pressione).
- Un litro di metano reagisce con 2 litri di ossigeno per dare un litro di anidride carbonica e due litri di vapore acqueo (i volumi sono alla stessa temperatura e pressione).

I coefficienti numerici con cui si è ottenuto il bilanciamento della reazione sono detti **coefficienti stechiometrici**.

## LEGAMI CHIMICI

- Esistono delle ragioni ben precise perché due o più atomi si leghino tra loro. In modo generico possiamo riassumere il tutto nel fatto che l'energia totale dell'aggregato finale sia minore della somma di quella posseduta dall'insieme dei singoli atomi che lo compongono.
- Tutti i sistemi materiali tendono, infatti, a portarsi spontaneamente nella condizione di minor energia potenziale possibile.
- Trattiamo brevemente due tipi di legami lasciando ad altro approfondimento gli altri.

## LEGAME COVALENTE

Il più caratteristico dei legami covalenti è quello che si forma tra atomi uguali in cui le forze in gioco dei singoli componenti sono identiche. La molecola così formata non è polare perché la carica elettrica (gli elettroni in gioco) è distribuita equamente tra i componenti. Quando invece i componenti sono diversi la carica elettrica negativa (gli elettroni) tenderanno a restare più vicini all'atomo più elettronegativo cioè a quello che già possiede più elettroni sugli orbitali di **valenza**. Questo tipo di legame covalente è detto polare. Esistono anche legami covalenti in cui gli elettroni messi in comune sono forniti da uno solo degli atomi che formano il composto: in questo caso si parla di legami covalenti di coordinazione e l'atomo che mette gli elettroni è detto donatore mentre quello che li riceve è detto accettore.

## LEGAME IONICO

Quando la differenza di polarità è molto alta come ad esempio nella molecola del cloruro di sodio dove il Na ha solo un elettrone ed il Cl ne ha ben sette si forma il legame detto ionico in cui la carica elettrica del metallo viene letteralmente ceduta al non metallo per cui si formano degli **ioni** che vengono scritti come di seguito **Na<sup>+</sup>** e **Cl<sup>-</sup>** dove sul simbolo dell'atomo è rappresentata la carica che ha. Se gli elettroni ceduti o acquistati sono più di uno, ci saranno più segni + e -.

## ACIDI E BASI – cenni –

Tutte le sostanze che in acqua danno luogo ad ioni  $H^+$  sono **acidi**, tutte quelle che danno luogo ad ioni  $OH^-$  sono dette **basi** (sostanze caustiche). Naturalmente la forza dell'acido o della base dipende dal quantitativo degli ioni sopra menzionati presenti nel più ristretto volume (concentrazione). I sali che in soluzione non liberano  $H^+$  o  $OH^-$  sono dette neutre.

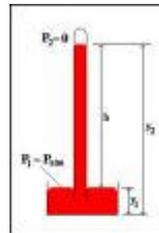
- Solo a titolo di curiosità diciamo che l'acidità di una soluzione è espressa in **pH** (è una espressione matematica – logaritmo – legata alla concentrazione degli  $H^+$ ) che ha una scala da 0 a 14. Le soluzioni con pH minore di 7 sono acide e la loro acidità cresce ed ha il valore massimo a 0, le sostanze con pH maggiore di 7 sono basiche e la loro basicità è massima a pH 14. Naturalmente pH 7 indica l'assoluta neutralità.

Fanno parte delle sostanze basiche la soda caustica, il bicarbonato di sodio ecc. tutte quelle sostanze che sono “antagoniste degli acidi” cioè che servono per neutralizzarli.

## LA PRESSIONE

- Riempiamo una bottiglia di acqua, ne tappiamo l'apertura con un dito e sempre tenendo turato immergiamo il collo della bottiglia in una bacinella di acqua, risultato l'acqua rimane all'interno della bottiglia. Questo avviene perché sulla superficie dell'acqua della bacinella preme una colonna d'aria (quella atmosferica).

- Se la stessa operazione la facciamo non più con una bottiglia ma con un tubo chiuso ad una estremità e la cui sezione sia un centimetro quadrato e usiamo mercurio invece di acqua come risultato, se operiamo a 0°C ed all'altezza del mare, avremo che solo parte del mercurio contenuto nel tubo fluirà nella vaschetta (piena di mercurio). Nel tubo resterà del mercurio in quantità tale da costituire una colonna un dislivello di **760 mm**. Questo particolare strumento che misura la pressione atmosferica è detto barometro di Torricelli.



- La misura della pressione può essere effettuata con sistemi di misura diversi anche se naturalmente legati tra loro.

Pascal Pa = N/m<sup>2</sup>

dine/cm<sup>2</sup>

bar = 10<sup>6</sup> dine/cm<sup>2</sup> = 10<sup>5</sup> Pa

1 atm = 760mmHg = 760 Torr = 101325 Pa

## LA TEMPERATURA

La misura della temperatura viene effettuata con diversi sistemi quello da noi normalmente usato è il sistema **Celsius** o Centesimale. Questo sistema si basa sulla divisione dell'intervallo (sempre a livello del mare cioè a  $P=1$  Atm) tra la temperatura della solidificazione dell'acqua distillata (pura) e quella di ebollizione in 100 parti detti gradi. Altro sistema usato nei paesi anglosassoni è quello **Fahrenheit** dove gli  $0^{\circ}\text{C}$  corrispondono a  $32^{\circ}\text{F}$  ed i  $100^{\circ}\text{C}$  corrispondono a  $212^{\circ}\text{F}$ .

Nello studio della fisica e della chimica è usato anche il **Kelvin** il cui  $0^{\circ}\text{K}$  corrisponde a  $-273,2^{\circ}\text{C}$ , gli  $0^{\circ}\text{C}$  a  $+273,2^{\circ}\text{K}$  ed i  $100^{\circ}\text{C}$  a  $+373,2^{\circ}\text{K}$ . Per ottenere i  $^{\circ}\text{K}$  partendo da  $^{\circ}\text{C}$  basta aggiungere 273; per ottenere  $^{\circ}\text{C}$  partendo da  $^{\circ}\text{K}$  basta togliere 273.

## PASSAGGI DI STATO

Le trasformazioni da un liquido in gas o in solido, ecc. Vengono detti passaggi di stato.

- Gas → liquido      **liquefazione**
- Liquido → gas      **evaporazione**
- Gas → solido      **condensazione**
- Solido → gas      **sublimazione**
- Solido → liquido      **fusione**
- Liquido → solido      **solidificazione**

- Se noi poniamo sul fuoco dell' acqua distillata (in una pentola) e ne misuriamo la temperatura questa crescerà fino a 100°C. A questo punto l'acqua entra in ebollizione ma, nonostante si continui il riscaldamento, la temperatura rimarrà costante fino alla completa trasformazione del liquido in vapore. Tutto il calore che noi forniamo viene usato per il passaggio dallo stato liquido allo stato di vapore (gas). Lo stesso calore verrà restituito quando il vapore tornerà a condensarsi.

- Il calore ceduto o tolto viene utilizzato nel caso di passaggio “di stato” solo per questa trasformazione e non per far aumentare o diminuire la temperatura.
- Questi quantitativi di calore ceduti o acquistati vengono normalmente riferiti ad una quantità di materia standard, ad esempio 1g e vengono, in questo caso, espressi in cal/g.
- In chimica si usa anche fare riferimento alla mole e quindi avremo cal/mole.

## **SISTEMI GASSOSI**

- Le sostanze allo stato gassoso si differenziano da quelle liquide e solide in quanto non occupano una porzione definita di spazio, ma tendono ad occupare tutto lo spazio che viene messo loro a disposizione.

- Per definire la situazione, o stato, di un sistema contenente sostanze gassose è necessario prendere in considerazione il volume, la pressione, la temperatura, oltre alla massa delle sostanze gassose presenti.

## VOLUME

- Si definisce volume di una sostanza lo spazio da essa occupato.
- Nel caso di una sostanza gassosa contenuta in un recipiente il volume del gas coincide col volume del recipiente.

## TEMPERATURA

- La temperatura è la grandezza fisica che determina il flusso di calore, nel senso che il calore fluisce sempre da un corpo a più alta temperatura verso un corpo a temperatura più bassa.

- Unità di misura

Kelvin **K**                      °K = °C + 273

Celsius °**C**

Fahrenheit °**F**                      °F = °C\*9/5 + 32

## LEGGE DEI GAS

- Esistono semplici relazioni tra coppie di grandezze con cui si definisce lo stato di un sistema gassoso.
- Queste relazioni, in realtà, sono leggi limite, cioè valgono esattamente solo quando sono completamente trascurabili tanto le interazioni tra le varie molecole del gas quanto il volume occupato dalle molecole del gas rispetto al volume del recipiente che lo contiene.
- Un gas che soddisfi a questi requisiti si definisce **gas ideale**.

- a T e n costanti  $PV = \text{costante}$
- a P e n costanti  $V/T = \text{costante}$
- a V ed n costanti  $P/T = \text{costante}$
- a P e T costanti  $V/n = \text{costante}$

## Legge dei gas ideali

- Dalla combinazione delle relazioni precedenti si ottiene la seguente legge:

$$P V = n R T$$

*R (costante dei gas) = 0,082 litri atm / moli K*