

Prima lezione

martedì 29 settembre 2020 12:08

LA CHIMICA

La chimica è la branca della scienza che studia la materia:

- Struttura
- Proprietà
- Trasformazioni
- Trasferimento di energia

Chimica organica: riguarda composti a base di carbonio

Chimica inorganica: riguarda composti che non sono a base di carbonio

Materia: tutto ciò che occupa spazio e che sia dotata di massa

Sostanza: è una forma di materia che ha una composizione definita e proprietà distinte

Trasformazione fisica: non altera la composizione di una sostanza

Trasformazione chimica: altera la composizione di una sostanza

Proprietà estensive: dipende da quanta materia viene presa in considerazione (massa e volume)

Proprietà intensive: non dipende da quanta materia viene presa in considerazione (densità, temperatura colore e calore specifico)

LO STATO SOLIDO

Quando si parla di stato solido si deve distinguere:

- **Amorfo:** caratterizzato da una **struttura irregolare**, lucido, ammollimento, isotropo (qualunque punto si applica la forza sarà uguale alle altre)
- **Cristallino:** molto ordinato, **opaco**, anisotropo, ha una temperatura di fusione

LO STATO LIQUIDO

Le molecole non sono legate saldamente, possibili moti relativi, **energia più elevata** rispetto allo stato solido.

LO STATO AERIFORME

Attrazione fra particelle, energia cinetica maggiore dell'energia di attrazione delle altre particelle. ATTENZIONE: **il gas** e lo stato aeriforme sono differenti in quanto il primo **se compresso avviene la liquefazione**.

IL PLASMA (quarto stato)

È un gas ionizzato neutro. Con ionizzato si intende che sono stati strappati via una grande frazione di elettroni.

LO STATO LIQUIDO-CRISTALLINO (mesostato)

È una sostanza che ha delle **caratteristiche appartenenti allo stato solido e a quello liquido**.

CAMBIAMENTO DI STATO

Attraverso il cambiamento di **temperatura o pressione o entrambe**.

LA TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA

Gli **elementi** sono delle **sostanze** che **non possono essere decomposte** in altre sostanze più semplici con metodo chimici o fisici ordinari. Quando **una sostanza contiene due o più elementi viene detta composto**. Gli elementi noti finora sono 118. di cui 90 presenti in natura e 28 sintetizzati artificialmente.

Seconda lezione

sabato 3 ottobre 2020 21:44

GLI ELEMENTI

Alcuni elementi si trovano in natura come tali. Elementi nobili: scarsa attitudine a combinarsi con altri elementi.

Il mattone fondamentale della materia è l'atomo. Gli elementi sono costituiti da atomi della stessa specie. I composti sono costituiti da atomi di almeno due specie diverse, combinati in proporzioni definite e costanti (l'acqua).

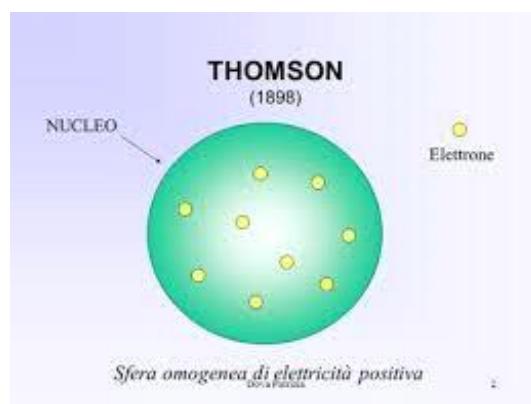
LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Dalton nel 1808 propone la prima teoria basata su osservazioni sperimentali. In particolare si basa sulle leggi stechiometriche:

- La legge delle proporzioni definite (1794 Proust): in un composto chimico le masse si combinano secondo proporzioni definite e costanti.
- La legge della conservazione della massa (1785 Lavoisier): la massa dei reagenti è uguale a quella dei prodotti.
- Legge delle proporzioni multiple (Teoria di Dalton): se 2 elementi si combinano fra loro per dare più di un prodotto, la quantità in peso di uno che si combinano con la quantità in peso dell'altro, stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi generalmente piccoli.

L'atomo è l'elemento fondamentale ma non è indivisibile. Ciò si può considerare grazie a Faraday che studia le reazioni elettrochimiche. Decomponendo l'acqua si ottiene che la quantità di acqua, di idrogeno e di ossigeno prodotti, sono direttamente proporzionali alla quantità di carica circolata. Faraday quindi ipotizza che esiste una quantità di energia fissa che viene trasferita in queste reazioni. Faraday chiamò queste entità cariche elettricamente "ioni". Oggi queste particelle caricate negativamente si chiamano elettroni. In base al suo esperimento Thompson riesce a calcolare il rapporto di carica massa/elettrone.

IL MODELLO ATOMICO DI THOMPSON (a panettone)



LO STUDIO DI WIEN

I raggi canale erano costituiti da particelle cariche positivamente. Per deviarle occorrono cambi molto maggiori di quelli necessari per gli elettroni, quindi hanno massa molto maggiore.

L'intensità del campo necessaria per deviare i raggi canale varia col tipo di gas. Allora esistono due tipi di particelle, elettroni (Thompson) e particelle pesanti cariche positivamente diverse per i diversi elementi.

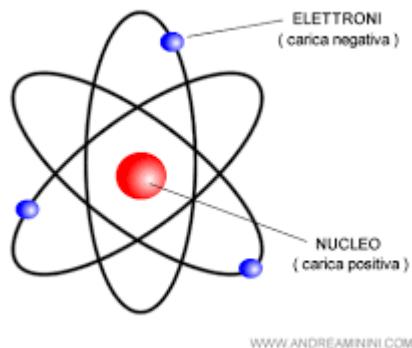
LA TEORIA DI RUTHERFORD (1911)

Le particelle α = atomi elio con doppia carica positiva. Rutherford col suo esperimento rimase sbalordito perché alcune particelle ritornassero dietro. Concluse che la maggior parte della massa

dell'oro dovesse essere concentrata in dense particelle caricate positivamente, estremamente piccole che chiamò nuclei.

IL MODELLO ATOMICO DI RUTHERFORD (planetario)

Un nucleo di raggio circa 10^{-8} Armstrong, una carica complessiva pari a $+Ze$, Z elettroni attorno al nucleo.

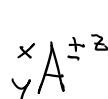


COM'è FATTO L'ATOMO

Possiamo immaginarlo costituito da cariche positive con massa molto maggiore degli elettroni, ma con carica uguale e contraria a quella dell'elettrone.

Perché l'atomo sia elettricamente neutro, i protoni devono essere di quantità uguale a quella degli elettroni. Z è il numero di elettroni e quindi anche di neutroni. Il numero atomico caratterizza una determinato elemento. Inoltre si ipotizza la presenza dei neutroni con massa uguale a quella dei protoni ma di carica nulla.

LA NOTAZIONE GENERALIZZATA



- A= elemento
- X= numero di massa
- Y= numero atomico
- +Z= catione
- Z= anione

Se ad un atomo vengono sottratti elettroni prende il nome di catione (carica positiva) se invece vengono aggiunti elettroni abbiamo l'anione (carica negativa). Uno ione monoatomico è costituito da un singolo atomo, uno ione poliatomico è formato da più di un atomo.

GLI ISOTOPPI

Tutti gli atomi che contengono lo stesso numero di protoni appartengono allo stesso elemento. Lo stesso elemento può presentare atomi con diverso numero di neutroni. Atomi con diverso numero di neutroni ma con lo stesso di protoni si chiamano isotopi.

Terza lezione

martedì 6 ottobre 2020 11:51

LA FORMULA CHIMICA

AB: composto costituito da un atomo di elemento A e di un atomo di elemento B

A₂B: composto costituito da 2 atomi di elemento A e uno di elemento B

2A(BC)₂: due molecole del composto costituito da un atomo di elemento A, 2 atomi di B e 2 atomi di C.

PESO MOLECOLARE

Il peso molecolare è la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi nella molecola della sostanza.



K= 29

Cz= 52

O= 16

$$39 \cdot 2 + 52 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 294 \text{ uma}$$

MOLE, NUMERO DI AVOGADRO

Una mole è una quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi contenuti in 12 g di ^{12}C .

Il numero effettivo di atomi contenuti in 12 g del carbonio-12 è stato determinato sperimentalmente e questo numero è stato chiamato Numero di Avogadro (N_A)

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle/mole}$$

La massa molare è la massa in grammi di una mole di sostanza e corrisponde numericamente al peso atomico o molecolare della sostanza in esame.

Ci vogliono N_A atomi di carbonio per fare 12 grammi di carbonio, N_A atomi di idrogeno per fare 1 g di idrogeno N_A molecole di acqua per fare 18 grammi di acqua etc. Se sono elementi chimici, si ottiene un pezzo in grammi pari al peso atomico. La relazione che c'è far peso molecolare (PM), grammi di sostanza (W) e numero di moli (nM) è

$$nM = W/PM \text{ (g/mole)}$$

$$1 \text{ g H}_2 = 0,5 \text{ moli di H}_2$$

$$9 \text{ g H}_2\text{O} = 0,5 \text{ moli H}_2\text{O}$$

$$36 \text{ g H}_2\text{O} = 2 \text{ moli H}_2\text{O}$$

Quanto pesa in grammi l'unità di massa atomica?

1 mole di uma=1g

$$\text{Peso (uma)} = 1/N_A = 1/6,002 \cdot 10^{23} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

FORMULE EMPIRICHE E MOLECOLARI

La formula molecolare di una sostanza specifica il numero di atomi di ciascun elemento in una molecola della sostanza.

La formula empirica o minima di un composto è la formula più semplice che dà il corretto rapporto numerico tra gli atomi di ciascun elemento presente nel composto.

Esempio: Glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \Rightarrow \text{CH}_2\text{O}$.

H_2O_2 (acqua ossigenata) $\Rightarrow \text{HO}$.

In certi casi non sono note oppure non è possibile usare le formule molecolari. Formula chimica e composizione percentuale sono direttamente correlate.

LA STECHIOMETRIA

La stechiometria è caratterizzata dall'applicazione quantitativa delle leggi ponderali che regolano la composizione delle sostanze è il loro rapporto di combinazione.

Quarta lezione

domenica 11 ottobre 2020 20:45

LA STORIA DELL'ATOMO

Già nel 600 a.C. gli antichi Greci erano a conoscenza che, strofinando con della lana un pezzo di ambra, questi riusciva ad attirare a sé piccoli oggetti leggeri come semi, capelli o piume. Essi credevano che questo fenomeno fosse dovuto ad un ‘fluido’ contenuto nell’ambra. Questa ‘forza’ non venne assolutamente messa in relazione con una eventuale struttura della materia.

Ambra in greco si dice : “Elektron” ...

Intorno al 500 a.C. due filosofi, Leucippo e Democrito, formularono una teoria filosofica sulla struttura del creato. Chiedendosi quante volte la materia si sarebbe potuta dividere a metà, essi arrivarono a chiamare questa particella elementare che avrebbe formato tutta la materia: ‘atomo’, che in greco significa ‘indivisibile’.

Per più di 2000 anni, grazie anche al (funesto) influsso delle teorie di Aristotele sulla cultura antica e su quella di tutto il medio-evo, nessuno indagò più sulla struttura della materia e l’idea di atomo venne abbandonata.

Nel 1800 circa, un chimico inglese, John Dalton, basandosi sulle sue ricerche e sulle conclusioni di altri suoi due colleghi: Lavoisier e Proust, elaborò una teoria scientifica che dimostrava come la materia dovesse essere costituita da particelle elementari che si combinavano e si dividevano per formare ogni sostanza dell’universo. In omaggio ai due filosofi greci, Dalton chiamò questa particella: atomo. L’atomo non era più un’idea filosofica, ma una entità materiale reale.

Nel 1897, il fisico inglese J.J. Thomson condusse un esperimento sulle proprietà elettriche della materia. Inaspettatamente lo scienziato scoprì che la materia era formata da particelle cariche negativamente. Thomson chiamò queste particelle: elettroni. Dedusse anche che se esistevano le cariche negative, dovevano esistere anche quelle positive. Nasceva il primo modello atomico: l’atomo a panettone (o ‘come l’uvetta nel budino’, all’inglese).

Nel 1911 Ernest Rutherford indagò più a fondo sulla struttura atomica: bombardando una sottilissima lastra d’oro con delle particelle alfa si accorse che il modello di Thomson non era corretto: l’atomo era sostanzialmente vuoto, con un nucleo positivo di protoni e una zona esterna in cui orbitavano gli elettroni, un piccolo sistema solare, da cui il nome di ‘modello atomico planetario’.

Il modello di Rutherford apparve subito affetto da un errore: le leggi della fisica dicono che, se una particella carica si muove, perde costantemente energia. Dunque gli elettroni avrebbero dovuto cadere nel nucleo in pochi miliardesimi di secondi.

Nel 1912, un fisico danese di nome Niels Bohr, applicò una innovativa teoria elaborata da Max Planck, professore di fisica teorica all’università di Berlino nel 1900. Planck spiegò l’emissione di energia delle sostanze ipotizzando che l’energia emessa non fosse graduale, ma fosse emessa ‘a pacchetti’ discreti. Egli chiamò questi ‘pacchetti’: quanti di energia.

Era nata la fisica quantistica.

Bohr, quindi, applicò all’atomo questa teoria e concluse :

1. L’elettrone staziona su orbite ad una certa distanza dal nucleo;
2. L’elettrone può ‘saltare’ da una orbita ad un’altra soltanto se riceve il giusto ‘quanto’ di energia. Se non riceve o perde questo ‘quanto’ di energia, esso rimane nella sua orbita.

2. L'elettrone può 'saltare' da una orbita ad un'altra soltanto se riceve il giusto 'quanto' di energia. Se non riceve o perde questo 'quanto' di energia, esso permane nella sua orbita.

Questo modello era in grado di spiegare perfettamente gli spettri a righe degli atomi: quanto un elettrone salta ad una orbita superiore assorbe un quanto di energia che rilascia sotto forma di 'fotone' (in accordo con la terminologia introdotta da Einstein) quando ritorno all'orbita di partenza.

Purtroppo anche l'atomo di Bohr presentava qualche imperfezione: funzionava bene con gli atomi leggeri, ma non era in grado di spiegare le emissioni di atomi pesanti o sottoposti a forti campi magnetici. Nel 1920, il fisico tedesco Sommerfeld aggiustò il modello di Bohr introducendo l'idea che le orbite dovessero avere diverse forme e non dovessero essere necessariamente circolari, ma ellittiche.

Nel 1924, il fisico francese Louis De Broglie, che aveva studiato il dualismo onda-particella della luce, studiando le conclusioni di Einstein sull'effetto fotoelettrico, avanzò l'ipotesi che anche gli elettroni avrebbero potuto comportarsi allo stesso modo: cioè essere a volte come onde elettromagnetiche e a volte come delle particelle.

Nel 1925, il fisico tedesco Werner Heisenberg elaborò una sua teoria considerando l'elettrone come una particella. Costruì un modello matematico utilizzando il calcolo con le matrici. Le conclusioni di queste operazioni matematiche furono le stesse di un allora sconosciuto fisico austriaco: Erwin Schrodinger.

Nel 1926 le idee di De Broglie furono raccolte da Schrodinger. Egli pensò: se l'elettrone può comportarsi come un'onda, perché non utilizzare le equazioni delle onde elettromagnetiche per descrivere il suo comportamento attorno al nucleo? L'equazione di Schrodinger era una funzione matematica che, dunque, descriveva il comportamento dell'elettrone attorno al nucleo.

Nello stesso anno un altro fisico tedesco, Max Born, perfezionò l'equazione di Schrodinger 'unendola' con le conclusioni di Heisenberg: le soluzioni dell'equazione d'onda definivano una zona attorno al nucleo dove la probabilità di trovare l'elettrone era massima: l'orbitale.

L'orbitale è, dunque, un luogo dello spazio attorno al nucleo dove si può trovare l'elettrone.

Dalle soluzioni risulta, inoltre, che gli orbitali hanno diverse forme e sono posizionati a distanze diverse attorno al nucleo.

Le teorie di Rutherford, Bohr, Sommerfeld, Schrodinger e Heisenberg finalmente combaciavano in un unico modello atomico.

Nel 1927 Heisenberg elaborò la sua più importante conclusione, il principio che da lui prende il nome: il principio di indeterminazione di Heisenberg. Semplicemente il principio dice che quando si va a misurare la posizione o la velocità di un elettrone si commette un errore maggiore del risultato trovato. Quindi non è possibile conoscere allo stesso tempo queste due proprietà. Semplificando ulteriormente: non è possibile conoscere con certezza assoluta dove sia e a che velocità vada l'elettrone intorno al nucleo.

Questa conclusione si adattava perfettamente al concetto di orbitale.

Finalmente nel 1932 il fisico inglese James Chadwick scopre che la massa mancante del nucleo dipende dall'esistenza di una terza particella sub-atomica: il neutrone. Con questa scoperta si fa luce anche sulla differenza tra le masse degli stessi elementi: si scoprono gli 'isotopi'.

Quinta lezione

martedì 13 ottobre 2020 12:13

Ha spiegato la teoria del buco nero

Sesta lezione

giovedì 15 ottobre 2020 23:56

SOLUZIONI DELL'EQUAZIONE DI SCHROEDINGER PER L'IDROGENO
Le soluzioni descrivono gli orbitali e dipendono da 3 numeri interi detti **numeri quantici**.
 n = energia dell'orbitale
 l = forma dell'orbitale
 m = orientazione nello spazio

Il numero quantico principale n è legato alla distanza dal nucleo e definisce lo strato. Con $n=1$ è il livello di minima energia ed è detto stato fondamentale.

Il numero quantico azimutale l è legato alla forma dell'orbitale e definisce il sottostato

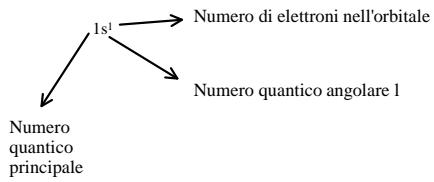
Numero quantico azimutale	Simbolo del sottostato
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h

Il numero quantico magnetico m è legato alla orientazione degli orbitali del sottostato e definisce il numero degli orbitali appartenenti ad un certo sottolivello.

Esiste infine un quarto numero quantico che descrive il moto di questo spin (s) che può assumere due valori: $1/2$ e $-1/2$.

Secondo Pauli un orbitale non può contenere più di 2 elettroni e questi devono avere spin opposto.

RAPPRESENTAZIONE DEGLI ORBITALI



Lezione
chimica 1...

La struttura dell'atomo (3)

1

Soluzioni dell'equazione di Schroedinger per l'idrogeno

Le soluzioni descrivono i cosiddetti *orbitali* e sono tutte del tipo $\Psi_{n,l,m}$ cioè dipendenti da 3 numeri interi, detti *numeri quantici*.

numero quantico **n**: definisce l'energia dell'orbitale

numero quantico **l**: definisce la forma dell'orbitale

numero quantico **m**: definisce l'orientazione nello spazio dell'orbitale

2

Il numero quantico principale n deriva dalla componente radiale $R(r)$ ed è legato alla distanza dall'origine e quindi dal nucleo. Esso determina l'energia associata all'elettrone e definisce lo strato. E' in qualche modo legato alla dimensione dell'orbitale. Più grande è n , maggiore sarà la distanza dell'elettrone dal nucleo, maggiore l'energia associata a tale elettrone, maggiori le dimensioni dell'orbitale atomico nel quale si trova l'elettrone. Può assumere i seguenti valori:

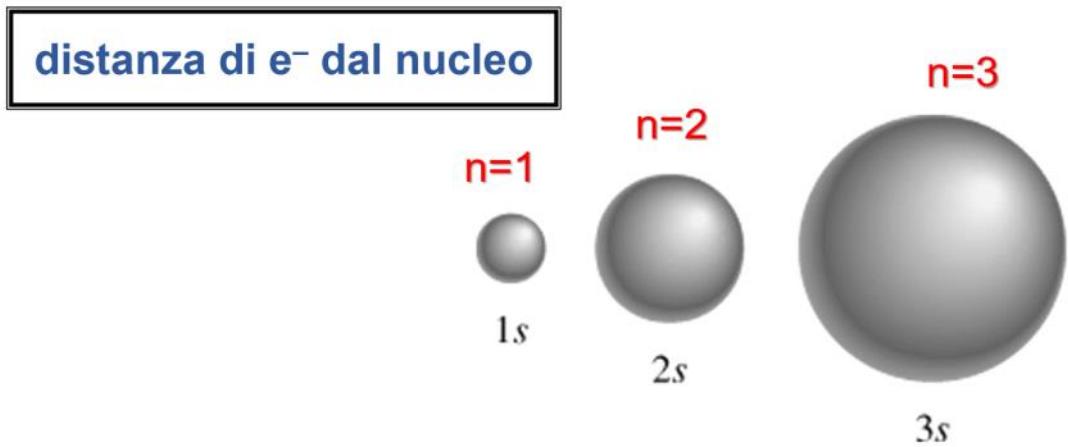
$$n = 1, 2, 3 \dots$$

$n = 1$ è lo strato, il livello di minima energia ed è detto stato fondamentale. L'atomo di idrogeno si trova nel proprio stato fondamentale quando il suo elettrone occupa proprio il livello $n = 1$.

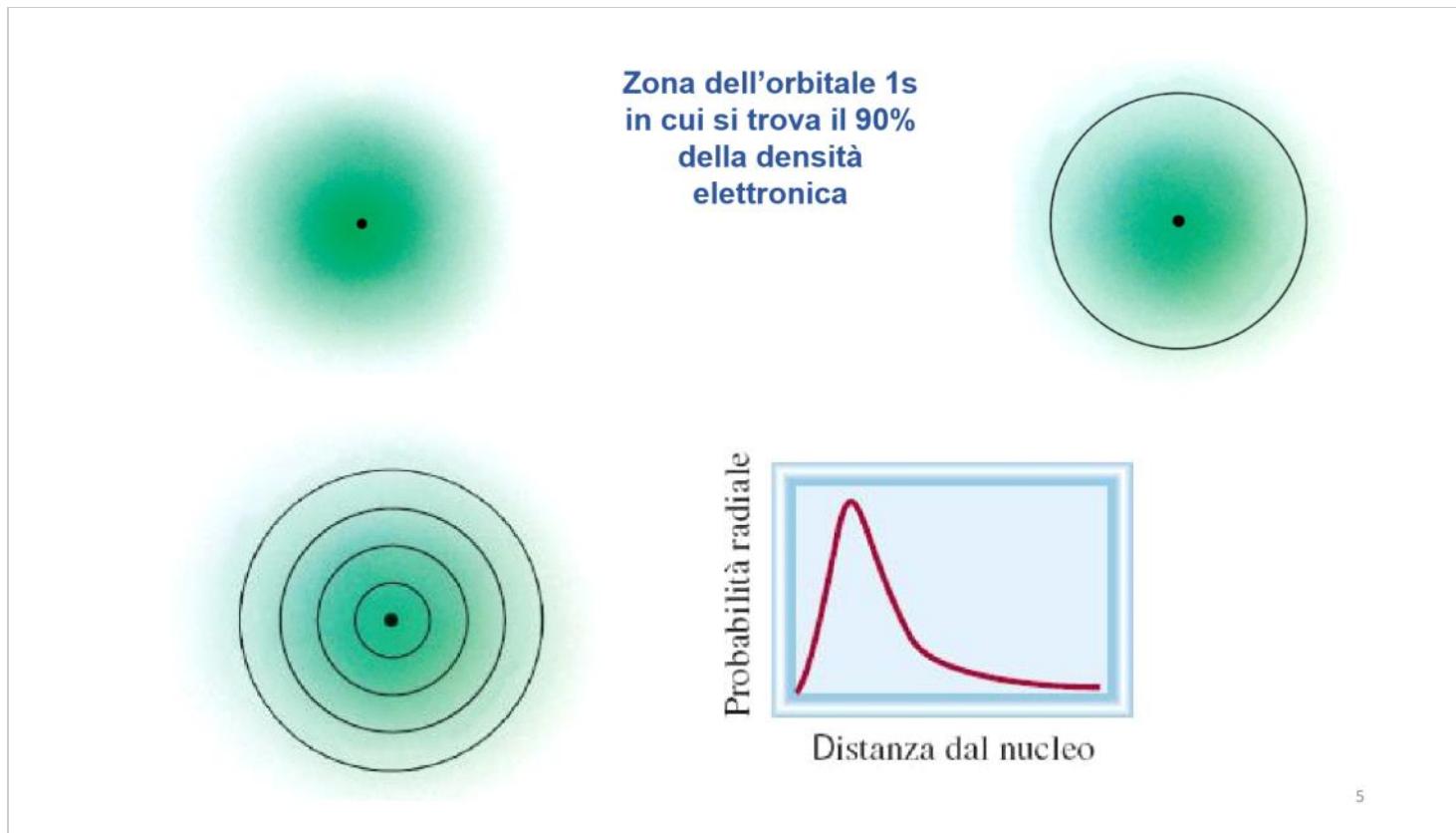
3

numero quantico principale n

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$



4



5

Il numero quantico azimutale l è legato alla forma dell'orbitale e definisce il sottostato, stabilisce cioè il numero dei sottolivelli nei quali si differenzia il livello di energia n . Ogni sottolivello raggruppa orbitali della stessa forma e ciascun sottolivello avrà quindi il suo valore di l .

Può assumere i valori:

$$l = 0, 1 \dots n - 1$$

Numero quantico azimutale	Simbolo del sottostato
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h

IMPORTANTE

6

Il numero quantico m

Il numero quantico magnetico m è legato alla orientazione degli orbitali del sottostato e definisce il numero degli orbitali appartenenti ad un certo sottolivello. Gli orbitali si un sottolivello sono isoenergetici ma hanno una diversa orientazione nello spazio.

Può assumere i valori:

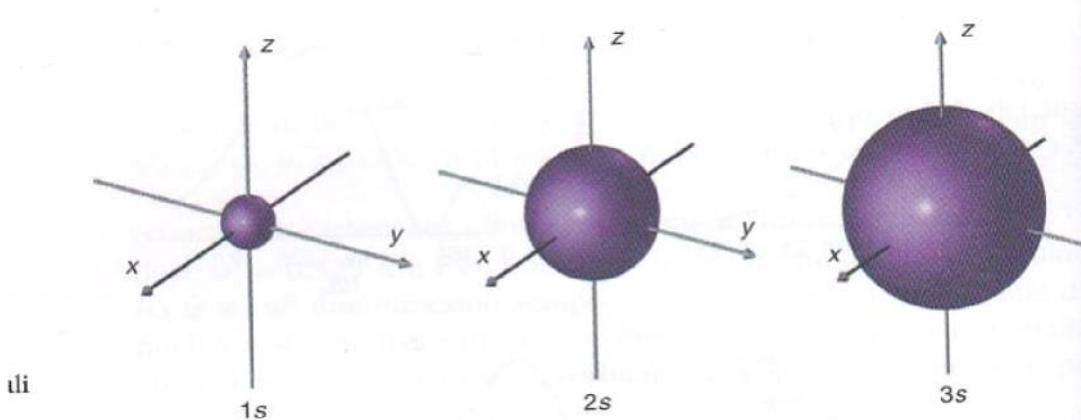
$$m_l = l, l-1, l-2, \dots, -l$$

7

n	l	m	orbitali	simbolo orbitali	n. totale orbitali
1	0	0	$\Psi_{1,0,0}$	1s	1
2	0	0	$\Psi_{2,0,0}$	2s	4
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{2,1,1}, \Psi_{2,1,0}, \Psi_{2,1,-1}$		
3	0	0	$\Psi_{3,0,0}$	3s	
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{3,1,1}, \Psi_{3,1,0}, \Psi_{3,1,-1}$	3p	9
	2	+2, +1, 0, -1, -2	$\Psi_{3,2,2}, \Psi_{3,2,1}, \Psi_{3,2,0}, \Psi_{3,2,-1}, \Psi_{3,2,-2}$	3d	
4	0	0	$\Psi_{4,0,0}$	4s	
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{4,1,1}, \Psi_{4,1,0}, \Psi_{4,1,-1}$	4p	16
	2	+2, +1, 0, -1, -2	$\Psi_{4,2,2}, \Psi_{4,2,1}, \Psi_{4,2,0}, \Psi_{4,2,-1}, \Psi_{4,2,-2}$	4d	
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	$\Psi_{4,3,3}, \Psi_{4,3,2}, \Psi_{4,3,1}, \Psi_{4,3,0}, \Psi_{4,3,-1}, \Psi_{4,3,-2}, \Psi_{4,3,-3}$	4f	

Il numero massimo di orbitali per un determinato valore di n è n^2

8



$l=0$ orbitale sferico

9

$$n = 2 \text{ e } l = 1$$

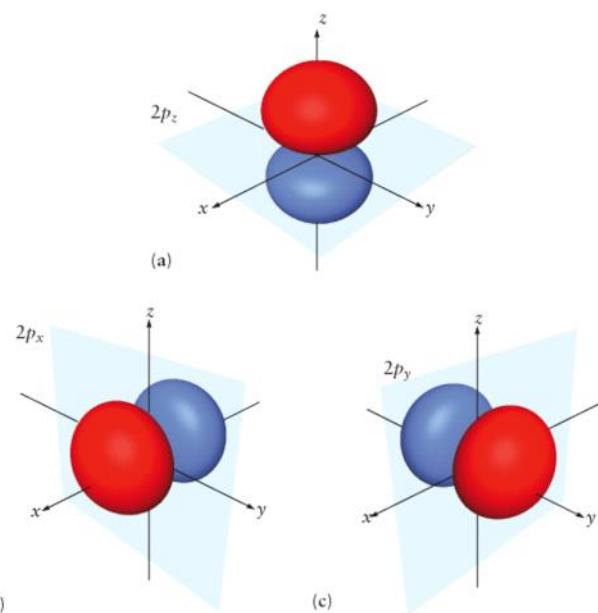
Nel sottolivello con $n = 2$ ed $l = 1$, il numero quantico magnetico m_l può assumere, invece, 3 valori diversi:

$$m_l = -1, 0, +1$$

In questo sottolivello sono cioè possibili tre diversi orbitali di uguale energia (stesso valore di n) e forma (stesso valore di l) ma orientati diversamente nello spazio (diverso valore di m_l): **orbitali p**

10

$l=1$



11

ISBN 88-408-1347-0

Struttura elettronica

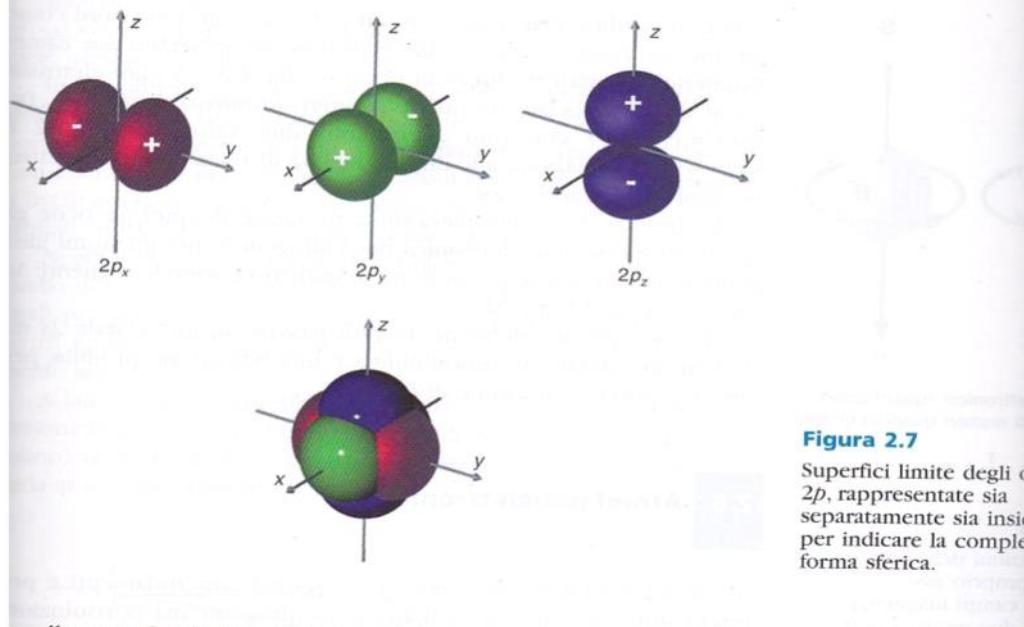


Figura 2.7

Superfici limite degli orbitali $2p$, rappresentate sia separatamente sia insieme per indicare la completa forma sferica.

12

Se $n = 3$, l può assumere tre valori diversi: $l = 0, 1, 2$. Quindi in questo livello energetico sono possibili tre sottolivelli.

1. Nel sottolivello con $n = 3$ ed $l = 0$, m_l può assumere un solo valore, $m_l = 0$: **orbitale 3s**
2. Nel sottolivello con $n = 3$ ed $l = 1$, m_l può assumere tre valori diversi, $m_l = -1, 0, +1$ e quindi questo sottolivello è costituito da tre diversi orbitali, uguali per energia e forma, ma orientati in modo diverso nello spazio: **orbitali 3p**
3. Nel sottolivello con $n = 3$ ed $l = 2$, m_l può assumere cinque valori diversi, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ e quindi questo sottolivello è costituito da cinque diversi orbitali aventi la stessa energia: **orbitali 3d**

13

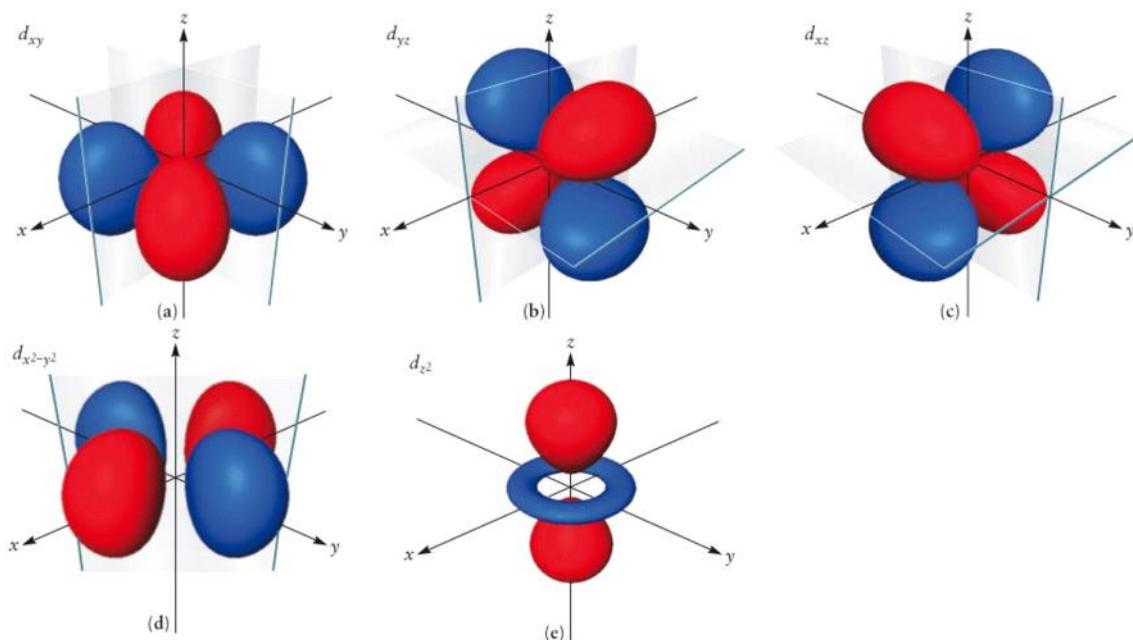
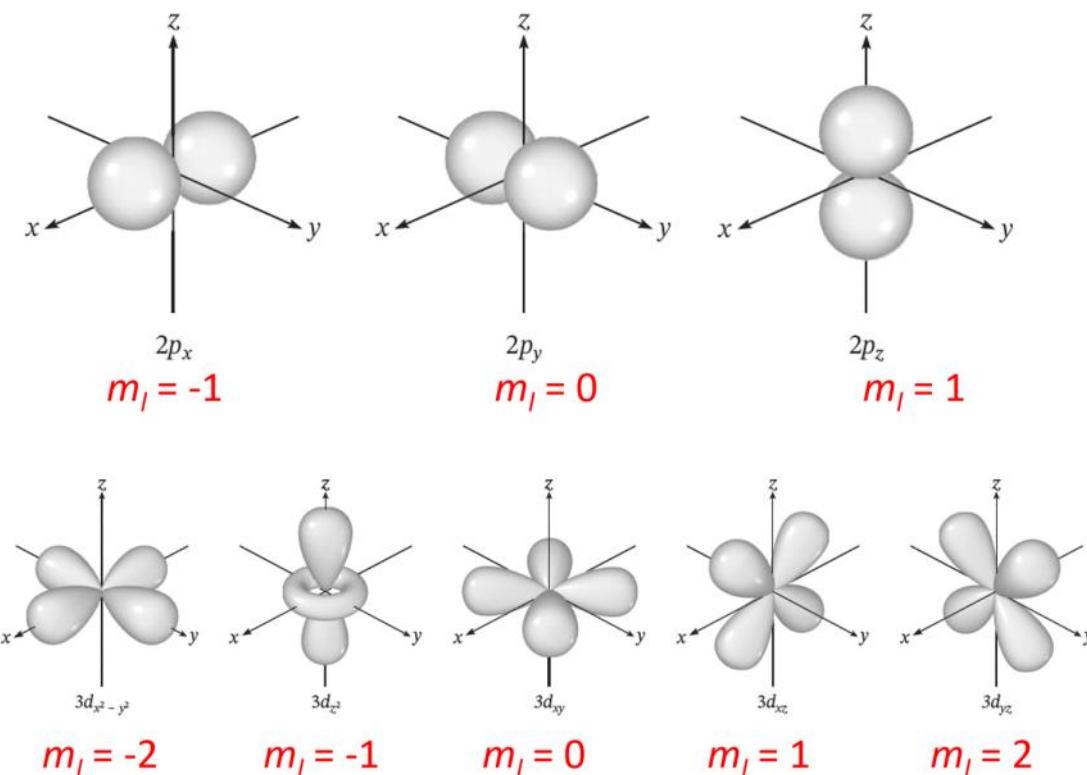


FIGURA 5.13 Rappresentazione grafica dei cinque orbitali $3d$, con indicate le fasi e i piani nodali. La vista lungo l'asse perpendicolare al piano su cui giacciono i primi quattro orbitali (a)-(d) consente di valutarne la forma. L'esempio specifico mostra l'orbitale d_{xy} visto dall'alto lungo l'asse z .

14



15

Riassumendo

Ogni combinazione dei 3 numeri quantici caratterizza uno stato elettronico od orbitale a cui è associato un valore di energia totale.

Il numero massimo di orbitali per un determinato valore di n è n^2 .

n=1, l=0, m=0 è lo *stato fondamentale* dell'atomo di idrogeno, orbitale 1s.

Le altre combinazioni corrispondono agli stati eccitati.

Gli orbitali con lo stesso numero quantico n appartengono allo stesso strato elettronico.

16

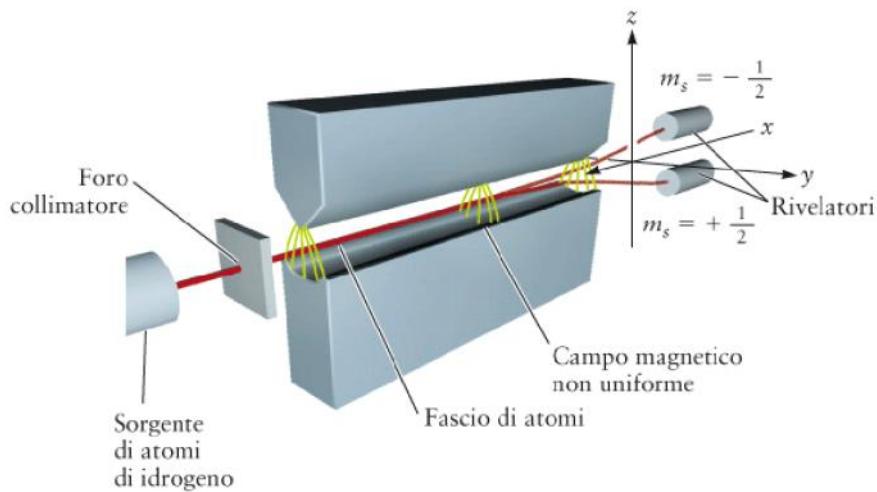
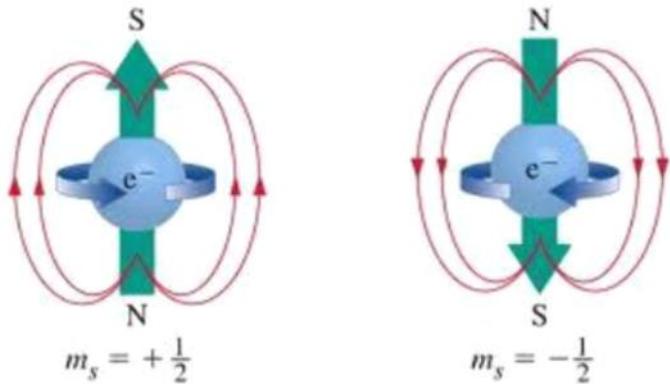


FIGURA 5.15 A Un fascio di atomi di idrogeno si divide in due quando attraversa un campo magnetico la cui intensità non è costante lungo il piano perpendicolare al moto del fascio. Il campo magnetico disomogeneo viene creato utilizzando poli magnetici con un profilo particolare. Le linee verdi indicano le linee di forza del campo magnetico variabile. Nelle regioni in cui le linee verdi sono più vicine tra loro, il campo magnetico è più intenso. Atomi con numero quantico di spin $m_s = +\frac{1}{2}$ seguono una traiettoria, mentre quelli con $m_s = -\frac{1}{2}$ ne seguono un'altra.

17

Esiste un quarto numero quantico, che descrive questo moto di spin: il numero quantico magnetico di spin che può assumere due valori:

$$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$



18

Quanto visto sin qui è valido per l'atomo di idrogeno e per gli atomi monolettronici: H, He⁺, Li²⁺

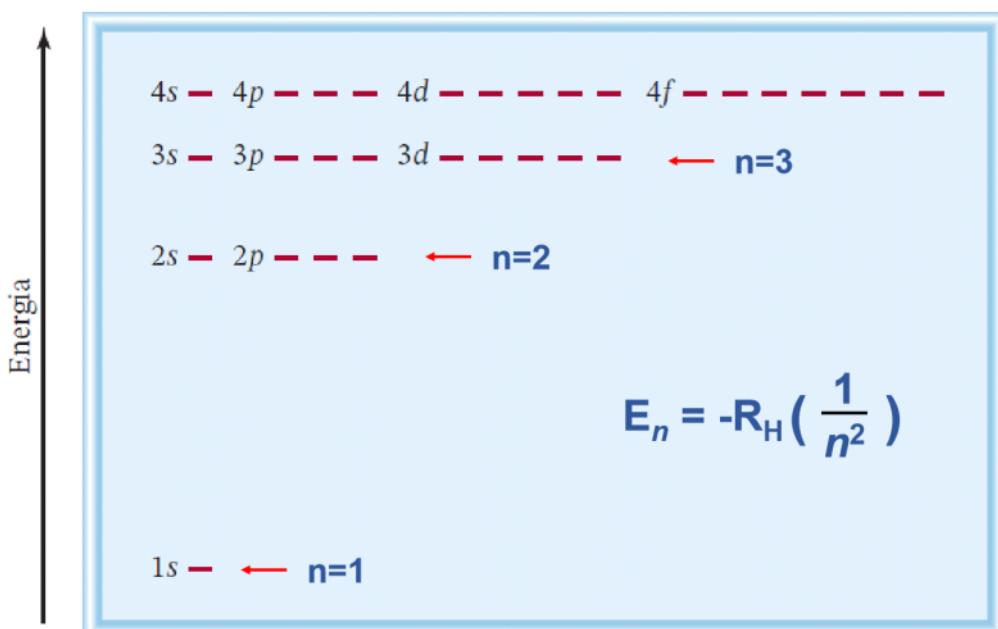
Per atomi polielettronici, soluzioni approssimate.

Le soluzioni hanno una forma analoga a quelle viste per l'idrogeno e ancora contengono i numeri quantici n, l ed m.

La differenza importante in questo caso è che l'energia degli orbitali atomici non dipende solo da n, ma anche dal numero quantico secondario l.

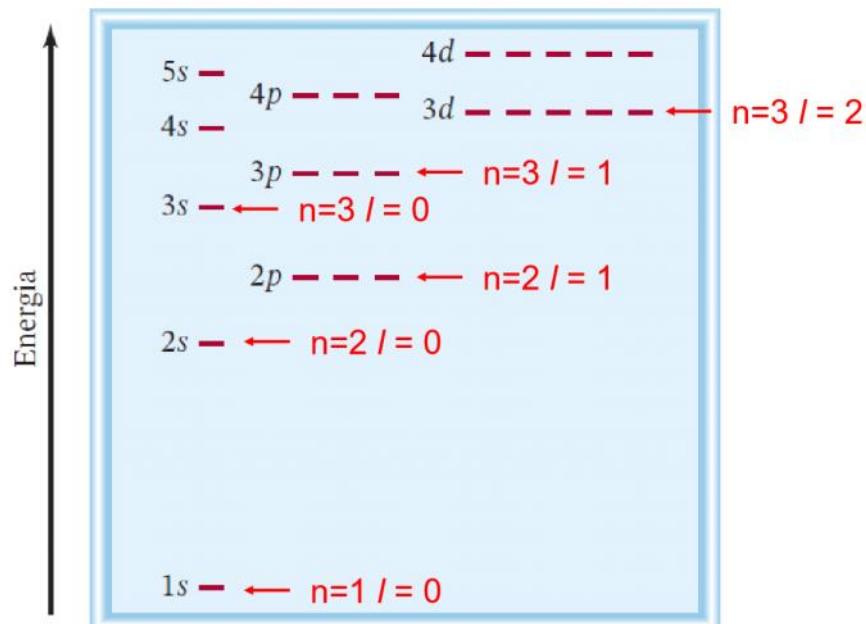
19

Energia degli orbitali in un sistema monolettronico



20

Energia degli orbitali in un sistema multi-elettronico



21

La struttura degli atomi multielettronici

Principio di esclusione di Pauli

Non è possibile che più di due elettroni occupino lo stesso orbitale atomico, ovvero abbiano la stessa terna di numeri quantici.

Solo due elettroni possono occupare lo stesso orbitale ma devono avere spin opposto ovvero devono differire almeno per il quarto numero quantico m_s . Quando questo accade si dice che gli spin sono accoppiati.



Wolfgang Pauli

22

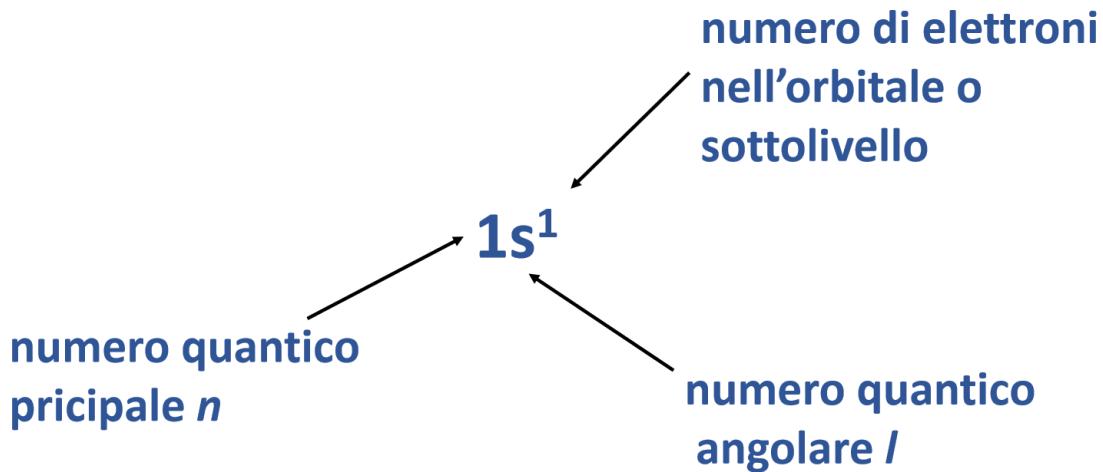
“un orbitale non può contenere più di 2 elettroni e questi devono avere spin opposto.”

In un atomo non vi possono essere due elettroni con tutti e 4 i numeri quantici uguali.

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

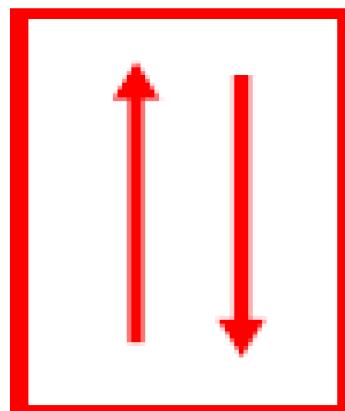
23

Rappresentazione degli orbitali



24

Rappresentazione degli orbitali



25

Regola di Hund:

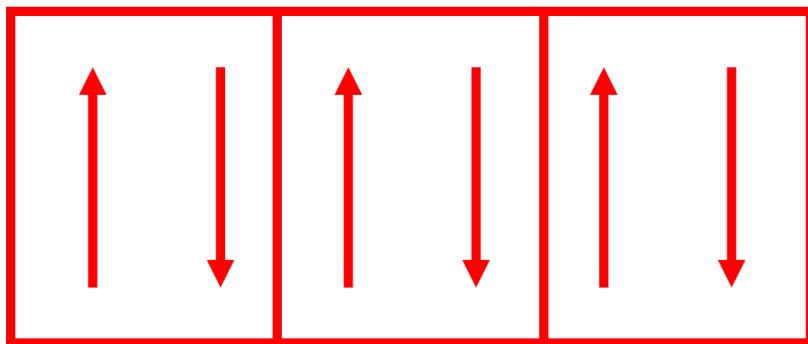
La **configurazione elettronica** dell'atomo di un **elemento** di numero atomico Z si realizza aggiungendo gli elettroni in modo da assicurare la minima energia totale.

Quando gli elettroni vengono posti in orbitali che hanno la stessa energia, essi tendono ad occuparli singolarmente prima che un secondo elettrone possa occupare un orbitale.

La configurazione con minore energia è quella con spin paralleli.

26

Riempimento dei 3 orbitali p



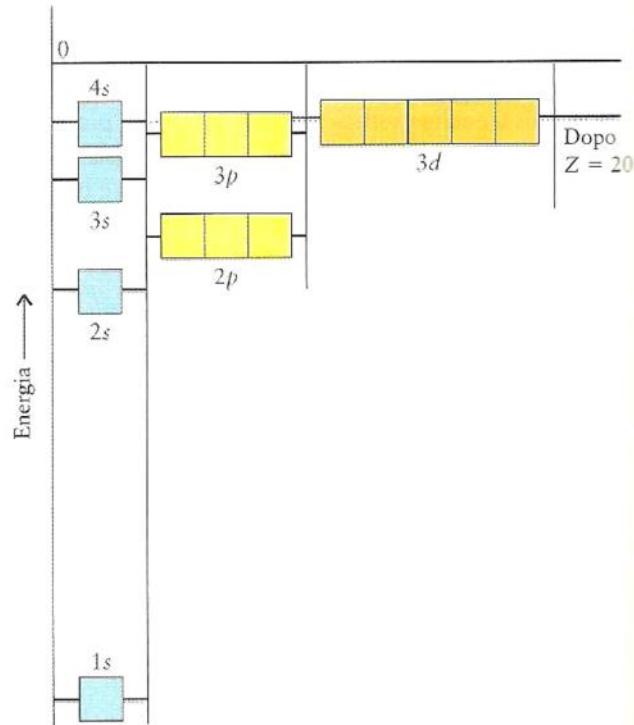
27

A questo punto siamo in grado di costruire la configurazione elettronica di tutti gli atomi della Tavola Periodica (**AUFBAU**).

Il numero atomico Z ci dice il numero di protoni di un certo elemento e quindi anche il numero degli elettroni. Questi Z elettroni devono essere sistemati nei diversi livelli e sottolivelli elettronici in modo che:

- vengano riempiti per primi i livelli (strati) a minore energia, inserendo due elettroni in ogni orbitale con spin opposto
- disponendo di più di un orbitale nello stesso sottostrato, si aggiungono gli elettroni in modo che abbiano spin parallelo ed in modo che occupino ciascuno un orbitale del sottostrato

28



29

Valore di n	0	1	2	3
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f
6	6s	6p	6d	
7	7s	7p		

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$ ecc.

30

Elementi da 1 a 2

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
H: 1s ¹	1				
He: 1s ²	11				

L'elio ha il primo livello energetico completo

31

Elementi da 3 a 10

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
Li: 1s ² 2s ¹	11	1			
Be: 1s ² 2s ²	11	11			
B: 1s ² 2s ² 2p _x ¹	11	11	1		
C: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	11	11	1	1	
N: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	11	11	1	1	1

32

Elementi da 3 a 10

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
O: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
F: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
Ne: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

33

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
H: 1s ¹	1	—	—	—	—
He: 1s ²	↑↓	—	—	—	—
Li: 1s ² 2s ¹	↑↓	1	—	—	—
Be: 1s ² 2s ²	↑↓	↑↓	—	—	—
B: 1s ² 2s ² 2p _x ¹	↑↓	↑↓	1	—	—
C: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	↑↓	↑↓	1	1	—
N: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
O: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
F: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
Ne: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²	↑↓	↑↓	1	1	1

Da idrogeno a berillio
Elementi del blocco s.

Da boro a neon
Elementi del blocco p.

1s²2s²2p²

34

Sostanza paramagnetica attratta da un campo magnetico (elettroni non accoppiati)

Sostanza diamagnetica respinta da campo magnetico (elettroni accoppiati)

35

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
H: 1s ¹	1	—	—	—	—
He: 1s ²	↑↓	—	—	—	—
Li: 1s ² 2s ¹	↑↓	1	—	—	—
Be: 1s ² 2s ²	↑↓	↑↓	—	—	—
B: 1s ² 2s ² 2p _x ¹	↑↓	↑↓	1	—	—
C: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	↑↓	↑↓	1	1	—
N: 1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
O: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
F: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹	↑↓	↑↓	1	1	1
Ne: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²	↑↓	↑↓	1	1	1

**H, Li, B, C, N, O, F
Paramagnetici**

**He, Be, Ne
Diamagnetici**

36

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
He: 1s ²	↑↓	—	—	—	—
Ne: 1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Elio e neon sono gas nobili

Livello elettronico completo

Grande inerzia chimica

37

L'elio e Neon sono caratterizzati da una grande inerzia chimica dovuta alla stabilità della loro configurazione con il livello energetico esterno completo di elettroni.

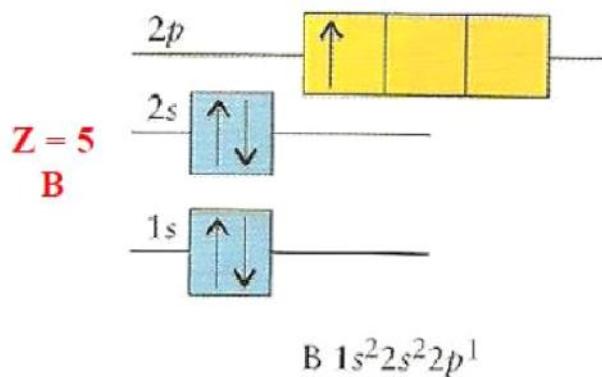
Questo aspetto è di importanza fondamentale per la reattività chimica.

Quando un livello elettronico è completo, l'atomo non ha tendenza a fare reazioni chimiche, ovvero la situazione che si realizza nel caso dei gas nobili corrisponde ad una grande stabilità chimica.

38

In generale, gli elettroni collocati nello strato più esterno (maggior valore di n) sono quelli meno legati al nucleo e sono anche detti elettroni di valenza, perché sono quelli che possono essere ceduti in una reazione chimica.

39



Gli elettroni che sono collocati nello strato più esterno (valore più grande di n), sono gli **elettroni di valenza**. Sono gli elettroni meno attratti dal nucleo e che possono essere ceduti in una reazione chimica.

B $1s^2 2s^2 2p^1$

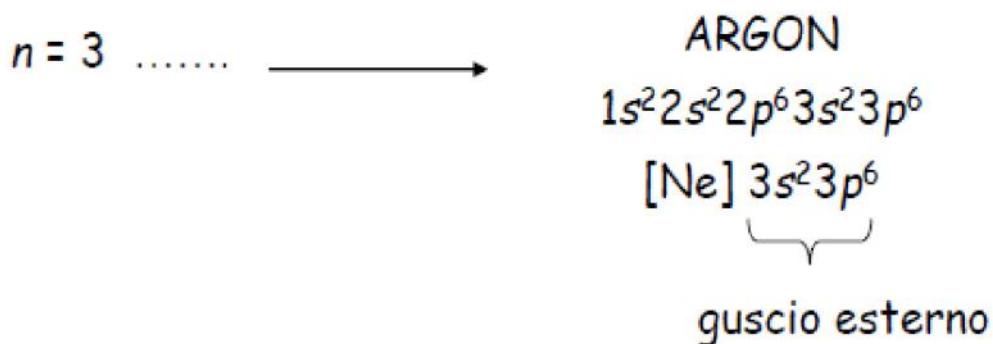
Reazione chimica = scambio di elettroni

40

Elementi da 11 a 18 (n=3)

Z				3s	3p
11	Na	[Ne]	$3s^1$	↑	— — —
12	Mg	[Ne]	$3s^2$	↑↓	— — —
13	Al	[Ne]	$3s^2 3p^1$	↑↓	↑ — —
14	Si	[Ne]	$3s^2 3p^2$	↑↓	↑ ↑ —
15	P	[Ne]	$3s^2 3p^3$	↑↓	↑ ↑ ↑
16	S	[Ne]	$3s^2 3p^4$	↑↓	↑↓ ↑ ↑
17	Cl	[Ne]	$3s^2 3p^5$	↑↓	↑↓ ↑ ↓ ↑
18	Ar	[Ne]	$3s^2 3p^6$	↑↓	↑↓ ↑ ↓ ↑↓

41



Regola dell'ottetto

42

Elementi da 19 a 36 (n=3)

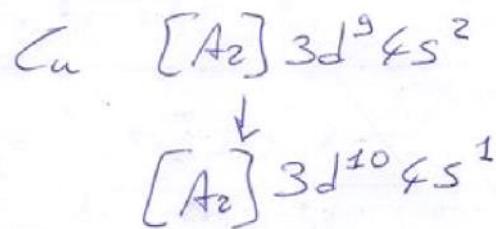
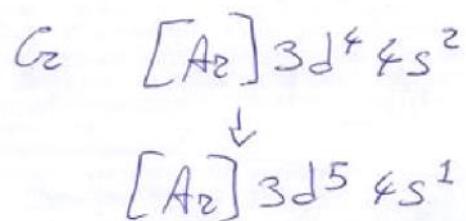
Z				3d	4s
19	K	[Ar]	4s ¹	-----	↑
20	Ca	[Ar]	4s ²	-----	↑↓
21	Sc	[Ar]	3d ¹ 4s ²	↑-----	↑↓
22	Ti	[Ar]	3d ² 4s ²	↑↑-----	↑↓
23	V	[Ar]	3d ³ 4s ²	↑↑↑-----	↑↓
24	Cr	[Ar]	3d ⁵ 4s ¹	↑↑↑↑↑-----	↑
25	Mn	[Ar]	3d ⁵ 4s ²	↑↑↑↑↑-----	↑↓
26	Fe	[Ar]	3d ⁶ 4s ²	↑↓↑↑↑↑-----	↑↓
27	Co	[Ar]	3d ⁷ 4s ²	↑↓↑↓↑↑-----	↑↓
28	Ni	[Ar]	3d ⁸ 4s ²	↑↓↑↓↑↓↑-----	↑↓
29	Cu	[Ar]	3d ¹⁰ 4s ¹	↑↓↑↓↑↓↑↓↑-----	↑
30	Zn	[Ar]	3d ¹⁰ 4s ²	↑↓↑↓↑↓↑↓↑-----	↑↓

Da scandio a zinco sono elementi del blocco d.

Anomalie:
cromo
rame

Prima serie di transizione

43



44

Elementi da 19 a 36 (n=4)

Z				3d	4s	4p
31	Ga	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^1$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑—
32	Ge	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^2$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑+—
33	As	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^3$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑++
34	Se	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^4$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑++
35	Br	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^5$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑+↓
36	Kr	[Ar]	$3d^{10}4s^24p^6$	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑+↓+

45

Elementi da 37 a 54 (n=5)

Z			4d	5s
37	Rb	[Kr]	$5s^1$	↑
38	Sr	[Kr]	$5s^2$	↑↓
39	Y	[Kr]	$4d^1 5s^2$	↑
40	Zr	[Kr]	$4d^2 5s^2$	↑↑—
41	Nb	[Kr]	$4d^4 5s^1$	↑↑↑↑—
42	Mo	[Kr]	$4d^5 5s^1$	↑↑↑↑↑
43	Tc	[Kr]	$4d^5 5s^2$	↑↑↑↑↑
44	Ru	[Kr]	$4d^7 5s^1$	↑↓↑↑↑↑↑
45	Rh	[Kr]	$4d^8 5s^1$	↑↓↑↓↑↑↑↑
46	Pd	[Kr]	$4d^{10}$	—
47	Ag	[Kr]	$4d^{10}5s^1$	↑
48	Cd	[Kr]	$4d^{10}5s^2$	↑↓

seconda serie di transizione

46

Elementi da 37 a 54 (n=5)

Z				4d	5s	5p
49	In	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^1$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑	↑↓	↑—
50	Sn	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^2$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↑—
51	Sb	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^3$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑↓↑	↑↓	↑↑↑—
52	Te	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^4$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑↓↑	↑↓	↑↓↑↑—
53	I	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^5$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑↓↑	↑↓	↑↓↑↑↑—
54	Xe	[Kr]	$4d^{10}5s^25p^6$	↑↓↑↓↑↑↓↑↓↑↓↑	↑↓	↑↓↑↑↑↑—

47

Elementi da 55 a 86 (n=6)

Z			4f	5d	6s
55	Cs	[Xe]	$6s^1$	-----	↑
56	Ba	[Xe]	$6s^2$	-----	↑↓
57	La	[Xe]	$5d^16s^2$	↑-----	↑↓
58	Ce	[Xe]	$4f^15d^16s^2$	↑-----	↑↓
59	Pr	[Xe]	$4f^36s^2$	↑↑↑-----	↑↓
60	Nd	[Xe]	$4f^46s^2$	↑↑↑↑-----	↑↓
61	Pm	[Xe]	$4f^56s^2$	↑↑↑↑↑-----	↑↓
62	Sm	[Xe]	$4f^66s^2$	↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
63	Eu	[Xe]	$4f^76s^2$	↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
64	Gd	[Xe]	$4f^75d^16s^2$	↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
65	Tb	[Xe]	$4f^96s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
66	Dy	[Xe]	$4f^{10}6s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
67	Ho	[Xe]	$4f^{11}6s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
68	Er	[Xe]	$4f^{12}6s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
69	Tm	[Xe]	$4f^{13}6s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
70	Yb	[Xe]	$4f^{14}6s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓
71	Lu	[Xe]	$4f^{14}5d^16s^2$	↑↑↑↑↑↑↑↑-----	↑↓

**ORBITALI f
prima serie di
transizione
interna
lantanidi o
terre rare.**

48

Elementi da 55 a 86 (n=6)

49

Elementi da 87 a 92 (n=7)

<i>Z</i>				<i>5f</i>	<i>6d</i>	<i>7s</i>
87	Fr	[Rn]	$7s^1$	-----	-----	↑
88	Ra	[Rn]	$7s^2$	-----	-----	↑↓
89	Ac	[Rn]	$6d^1 7s^2$	-----	↑-----	↑↓
90	Th	[Rn]	$6d^2 7s^2$	-----	↑↑-----	↑↓
91	Pa	[Rn]	$5f^2 6d^1 7s^2$	↑↑-----	↑-----	↑↓
92	U	[Rn]	$5f^3 6d^1 7s^2$	↑↑↑-----	↑-----	↑↓

50

ORBITALI f, seconda serie di transizione interna attinidi

Gli elementi con $Z > 92$ sono stati tutti ottenuti artificialmente dopo il 1940 e sono detti transuranici, la configurazione del loro stato fondamentale non è facile da determinare anche per le piccole differenze di energia fra i diversi orbitali.

51

Esercizi 5

<https://youtu.be/nGVIJSW0Y3k>

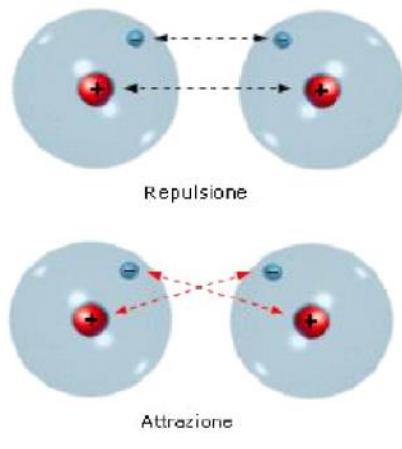
52



Il legame chimico

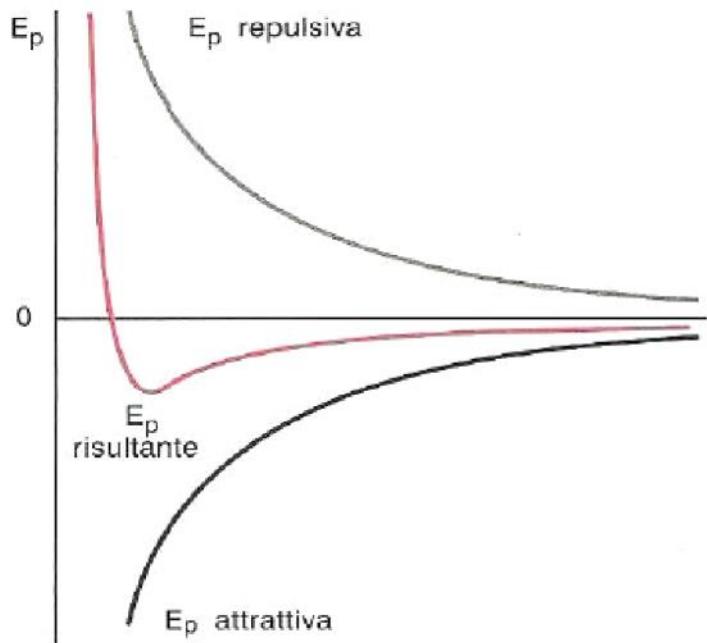
1

Gli atomi formano legami chimici perché la molecola risultante è più stabile (ha minore energia) degli atomi isolati.

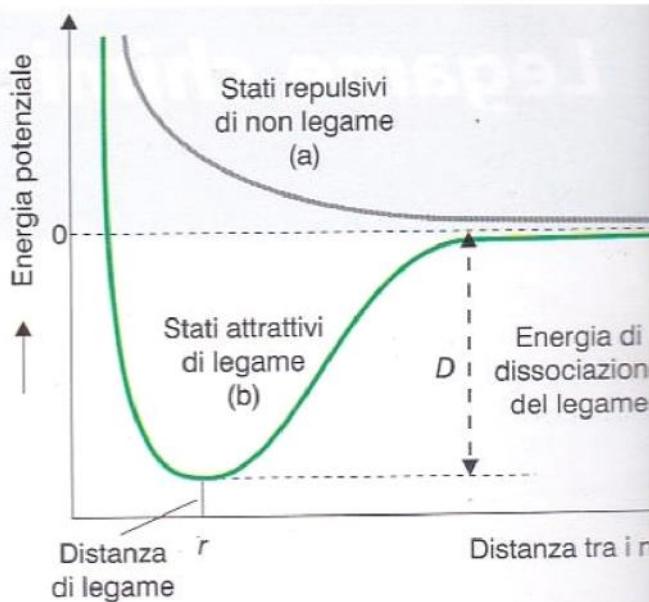


La molecola di H_2

2



3



Nel caso (b) dal punto di vista energetico c'è convenienza per i due atomi nel creare un'interazione che li porti a mantenere stabilmente quella distanza.

In altri termini conviene instaurare un legame chimico e la distanza r alla quale si verifica il minimo di energia è detta distanza di legame.

4

L'energia di legame (uguale e contraria a quella di dissociazione) è uguale alla differenza fra l'energia del sistema formato da due atomi a distanza infinita e l'energia del sistema nel punto di minimo.

Maggiore è l'energia di legame, minore è la distanza di legame fra gli atomi.

5

La reattività chimica di un elemento ed il tipo di legami che può formare sono strettamente correlati con la struttura elettronica del guscio di valenza.

Possiamo capire meglio il concetto di legame chimico, ripensando alle considerazioni fatte relativamente alle loro configurazioni elettroniche.

Gas nobili, sono gli elementi più stabili perché, ad eccezione dell'elio, che ha configurazione esterna $1s^2$, hanno tutti configurazione del guscio di valenza del tipo s^2p^6 , ovvero 8 elettroni nel guscio più esterno (regola dell'ottetto) con orbitali s e p completi.

6

Tutti gli elementi tendono, nel formare legami, ad inseguire la configurazione stabile dell'ottetto completo.

Gli elementi elettropositivi sono gli elementi con natura metallica, ovvero quegli elementi che hanno tendenza a liberare elettroni, formando cationi, per inseguire la configurazione del gas nobile più vicino.

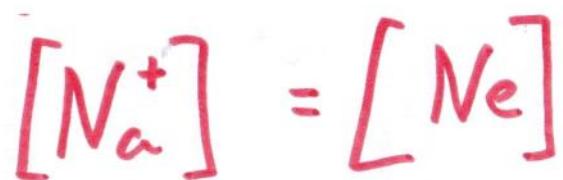
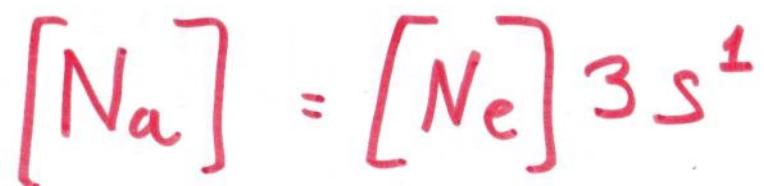
Gli elementi elettronegativi sono invece gli elementi con natura non metallica, ovvero che tendono ad accettare elettroni, producendo così anioni, sempre per inseguire la configurazione del gas nobile più vicino.

7

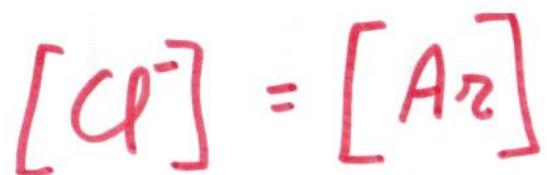
Gruppo Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I	H 1.029																	He 1.002
II	Li 7.016	Be 9.012																Ne 10.017
III	Na 22.018	Mg 24.010																Ar 36.046
IV	K 38.004	Ca 40.078	Sc 44.085	Ti 47.087	V 50.984	Cr 51.984	Mn 54.936	Fe 55.945	Co 58.933	Ni 58.934	Cu 63.924	Zn 65.38	Ga 69.723	Ge 72.61	As 74.616	Se 78.964	Br 80.964	Kr 83.834
V	Rb 72.487	Sr 87.45	Ba 88.005	Y 91.224	Zr 91.224	Nb 92.900	Mo 95.96	Tc 97.407	Ru 101.46	Rh 103.42	Pd 107.86	Ag 111.811	In 114.81	Sn 116.971	Sb 121.76	Te 127.6	I 132.904	Xe 131.976
VI	Ca 133.911	Ba 137.507	Br 138.905	La 139.904	Hf 178.49	Ta 180.91	W 183.81	Re 192.23	Ose 192.27	Ir 195.075	Pt 196.96	Au 196.96	Hg 200.56	Tl 204.36	Pb 208.2	Bi 208.66	Po 209	Rn 220
VII	Fr 220	Ra 236	Ac 137	Rf 137	Ds 137	Sg 137	Bh 137	He 137	Mn 137	De 137	Rg 137	Cn 137						

58	10	59	10	60	10	61	10	62	10	63	10	64	10	65	10	66	10	67	10	68	10	69	10	70	10	71	10
90	102	91	102	92	102	93	102	94	102	95	102	96	102	97	102	98	102	99	102	100	102	101	102	102	103	102	

8



9



10

Ad essere coinvolti nei legami chimici sono sempre gli elettroni di valenza.

Notazione di Lewis



11

Simboli di Lewis

		1A(1)	2A(2)
Periodo	2	ns ¹	ns ²
	• Li	• Be •	
3	• Na	• Mg •	

3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •
• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

12

1 1A	• H	2 2A																18 8A
• Li	• Be •																	He:
• Na	• Mg •	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 10	11 1B	12 2B	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •	
• K	• Ca •											• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •	
• Rb	• Sr •											• Ga •	• Ge •	• As •	• Se •	• Br •	• Kr •	
• Cs	• Ba •											• In •	• Sn •	• Sb •	• Te •	• I •	• Xe •	
• Fr	• Ra •											• Tl •	• Pb •	• Bi •	• Po •	• At •	• Rn •	
												• Nh •	• Fl •	• Mc •	• Lv •	• Ts •	• Og •	

13

Legami chimici

- Ionico
- Metallico
- Covalente

14

IONICO

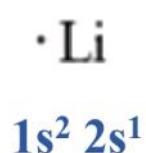
È abbastanza intuitivo che l'incontro di un elemento elettropositivo (es Li) con un elemento elettronegativo (es F) possa portare ad uno scambio di elettroni periferici nel quale ciascuno degli atomi coinvolti riesce a soddisfare le sue esigenze energetiche.

L'elemento elettropositivo cede gli elettroni di valenza (o di legame) all'elemento elettronegativo e questo consente ad entrambi di raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che li precede.

15

Il Litio ha bassa energia di prima ionizzazione.

Il Fluoro ha elevata affinità elettronica.

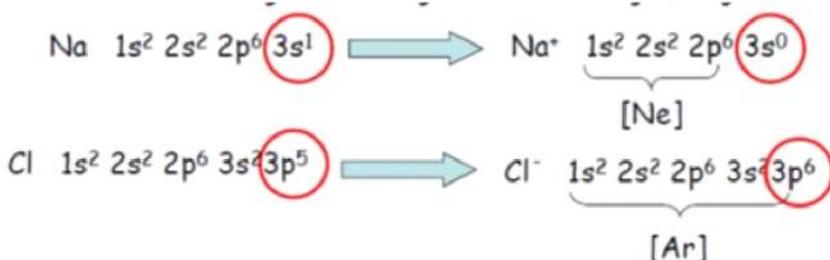


16

Il legame ionico è un legame di natura elettrostatica e si forma quando si combinano fra loro due elementi aventi, rispettivamente una bassa energia di ionizzazione (quindi un elemento metallico fortemente elettropositivo) ed un'alta affinità elettronica (quindi un elemento non metallico, fortemente elettronegativo).

L'elemento con bassa energia di ionizzazione trasferisce uno o più elettroni al guscio di valenza dell'altro. L'elemento che ha perso elettroni diventa un catione, mentre l'altro diventa un anione. Tra i due ioni di polarità opposta si instaura un legame di natura elettrostatica.

17



18



Atomi neutri che
non hanno l'ottetto

Ione positivo
con l'ottetto

Ioni negativi
con l'ottetto

Composto
ionico

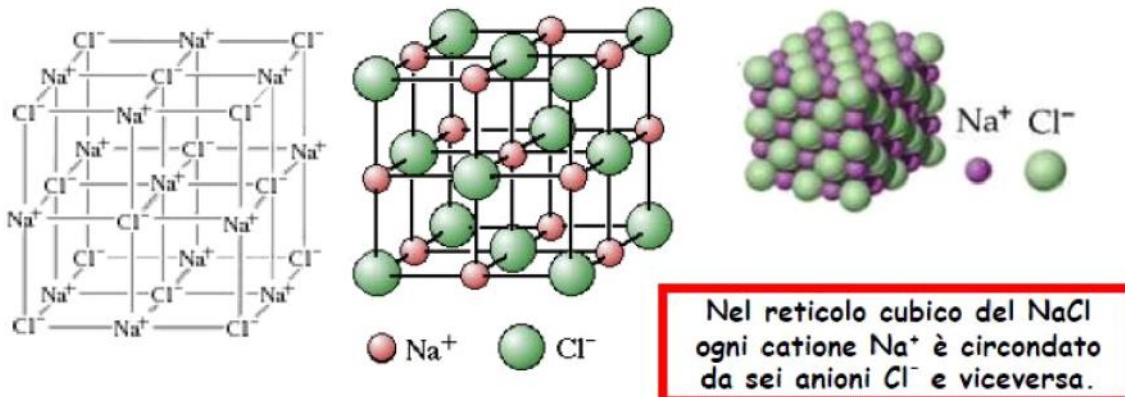
Nei composti ionici la carica totale positiva dei cationi deve essere uguale in valore assoluto alla carica totale negativa degli anioni, cioè la molecola risultante deve essere neutra.

19

Il sistema ione positivo e ione negativo non raggiunge il massimo di stabilità con la formazione di una singola coppia di ioni, ma nella formazione del solido cristallino in cui ogni ione attrae il maggior numero possibile di ioni di segno opposto e diventa minima la repulsione tra ioni dello stesso segno.

20

In NaCl cristallino, ogni ione positivo ha come primi vicini, a distanza uguale, 6 ioni negativi e viceversa.



21

Nei composti ionici cristallini non sono presenti molecole ben definite.

Un solido ionico non è costituito da coppie ioniche isolate bensì da un reticolo ordinato che rende massima l'attrazione fra gli ioni di carica opposta permettendo un guadagno di energia maggiore.

NaCl indica che il rapporto fra gli ioni sodio e gli ioni cloruro di polarità opposta è di 1/1.

CaCl₂ indica che il rapporto fra ioni calcio e ioni cloro è 1/2.

22



23

Composti ionici:

- Non formano molecole discrete e, allo stato solido, i legami si estendono a tutta la struttura.
- La formula indica solo il rapporto stechiometrico con cui si combinano gli atomi coinvolti. Ogni catione si circonda in maniera ordinata, allo stato solido, del maggior numero possibile di ioni di segno opposto (numero di coordinazione).

24

- Sono composti fragili, rigidi (non si piegano) e duri. Proprietà che derivano dalle intense forze attrattive fra gli ioni del cristallo.
- Presentano inoltre altissime temperature di fusione ed ebollizione.

25

- Allo stato fuso sono buoni conduttori di elettricità, poiché in questo stato gli ioni possono muoversi liberamente.
- Si sciogliono in composti polari, come l'acqua, dando luogo a ioni solvatati (cioè circondati da molecole di solvente) che si muovono facilmente. Pertanto sotto l'azione di un campo elettrico, queste soluzioni conducono bene la corrente elettrica.

26

Il legame covalente

I composti in cui sono presenti legami ionici sono in numero molto limitato.

Nella maggior parte dei composti conosciuti gli atomi sono legati in modo da raggiungere una configurazione più stabile, a minore energia, mettendo in **compartecipazione** coppie di elettroni, in legami detti covalenti. Il legame è fortemente **DIREZIONALE** (lungo l'asse di legame tra gli atomi).

in un **legame covalente** due atomi **condividono gli elettroni di valenza o alcuni di essi**. I due atomi risultano legati perché i due nuclei attraggono simultaneamente gli elettroni condivisi.

27

Compartecipazione coppie di elettroni

Teoria a coppia di elettroni

Il legame covalente è dovuto alla condivisione tra due atomi di una o più coppie elettroniche, in modo che ciascun atomo raggiunga la **configurazione di gas nobile.**

Le coppie elettroniche di legame si formano per accoppiamento di elettroni spaiati presenti nei due atomi.

29

Esempio: idrogeno

Due atomi di idrogeno mettono a disposizione ciascuno il proprio elettrone spaiato ed entrambi raggiungono la configurazione dell'elio.



30

Ordine di legame = numero di coppie di elettroni condivise fra due atomi

Esempio: legami carbonio – carbonio

Tre tipi di legame carbonio-carbonio

Legame	Molecola	Lunghezza di legame (Å)	Energia di legame (kJ mol ⁻¹)
C—C	C ₂ H ₆ (o H ₃ CCH ₃)	1.536	345
C=C	C ₂ H ₄ (o H ₂ CCH ₂)	1.337	612
C≡C	C ₂ H ₂ (o HCCH)	1.204	809

31

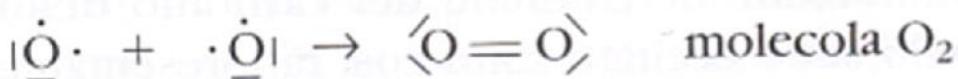
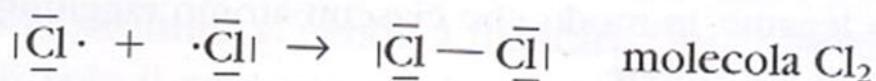
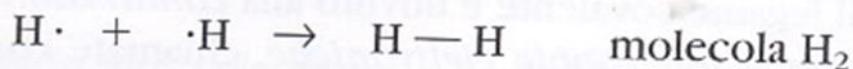
TABELLA 3.6

Lunghezza media di legame (in Å)

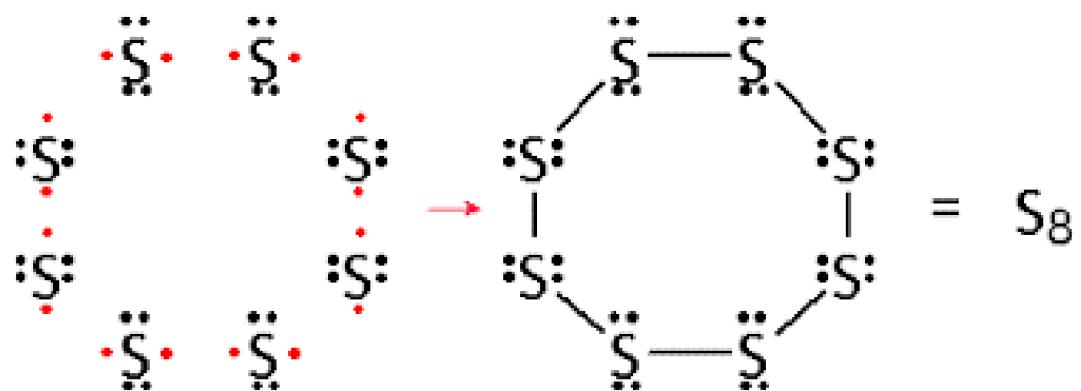
C—C	1.54	N—N	1.45	C—H	1.10
C=C	1.34	N=N	1.25	N—H	1.01
C≡C	1.20	N≡N	1.10	O—H	0.96
C—O	1.43	N—O	1.43	C—N	1.47
C=O	1.20	N=O	1.18	C≡N	1.16

32

Legami omonucleari, cioè fra atomi uguali.

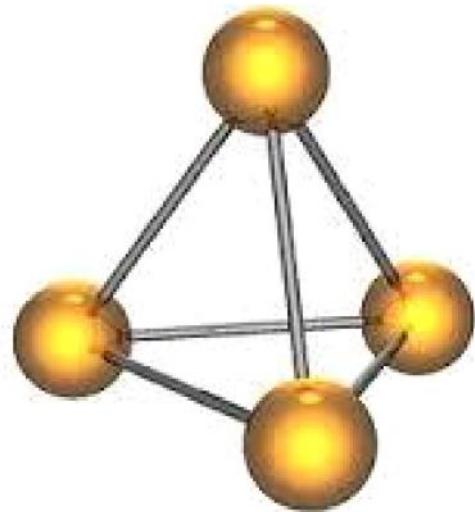
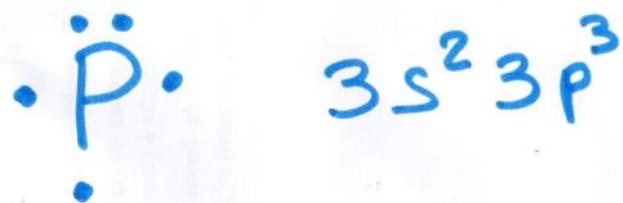


33



34

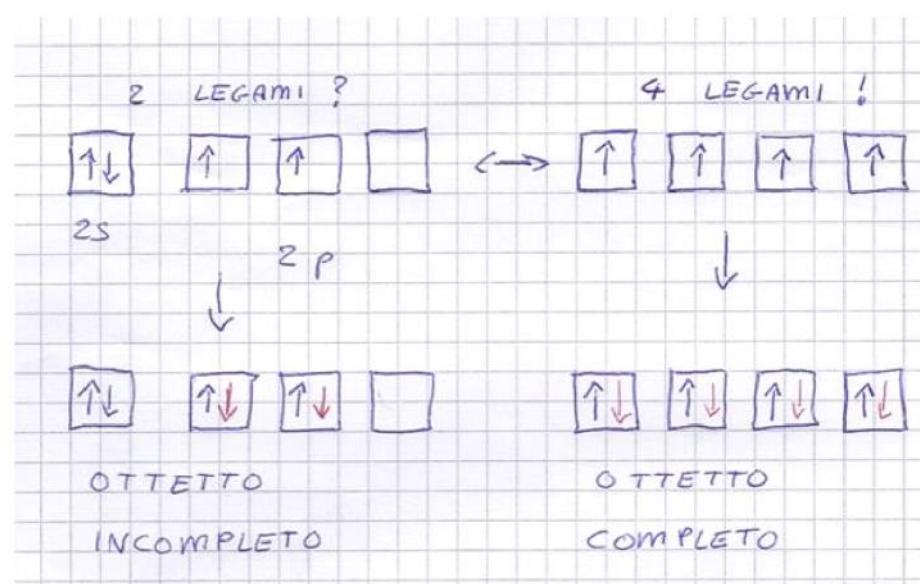
Fosforo (P_4)



35

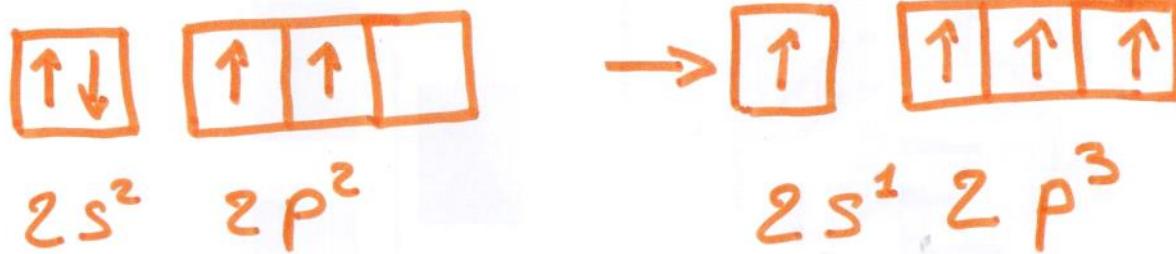
Il caso del carbonio

$2s^2 \ 2p^2$



La differenza di energia fra lo stato fondamentale e quello eccitato con 4 elettroni spaiati non è molto elevata e l'energia necessaria per questa promozione viene largamente compensata dalla formazione di due ulteriori legami che portano alla soddisfazione della regola dell'ottetto.

36



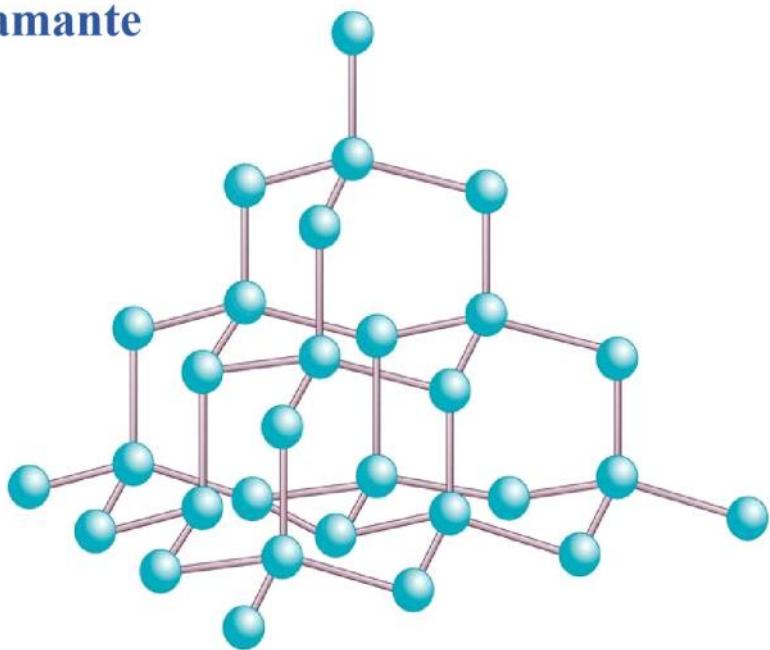
37

Il carbonio si presenta in natura come diamante o come grafite.

In entrambi i casi forma 4 legami.

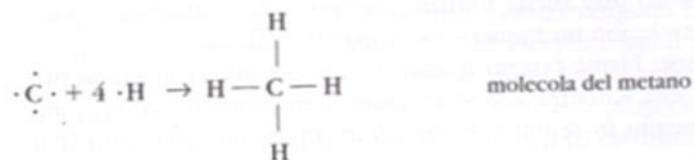
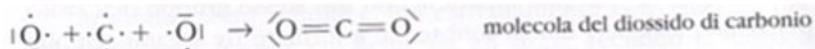
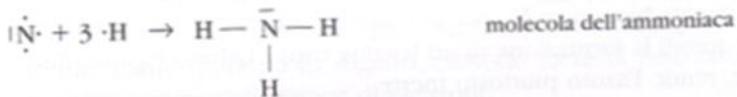
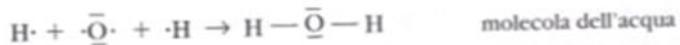
38

Carbonio diamante

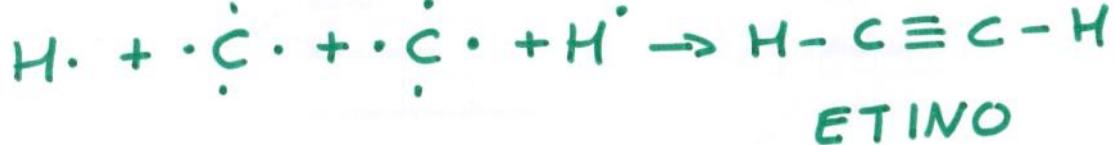
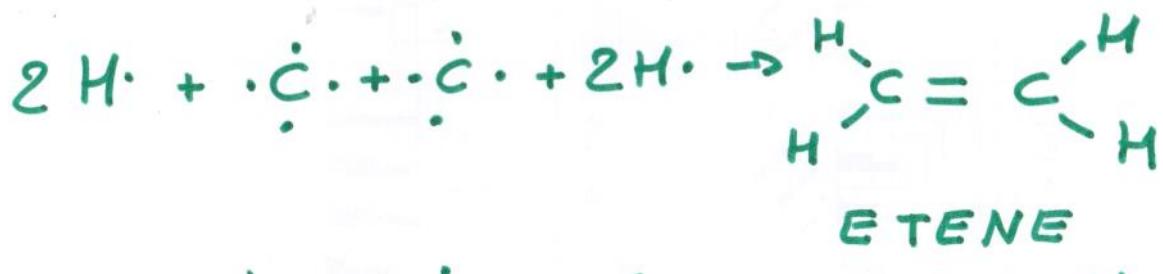
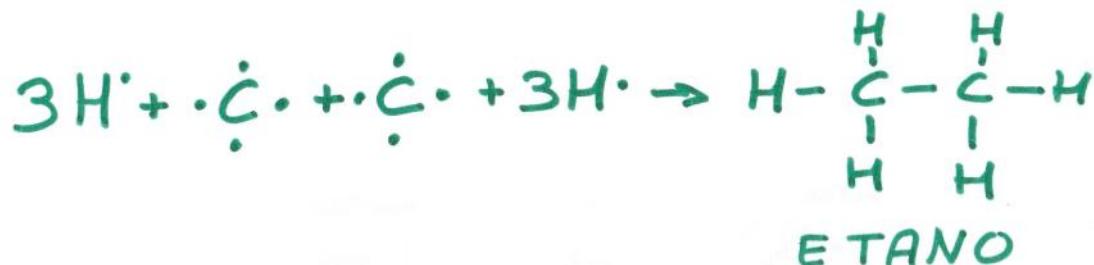


39

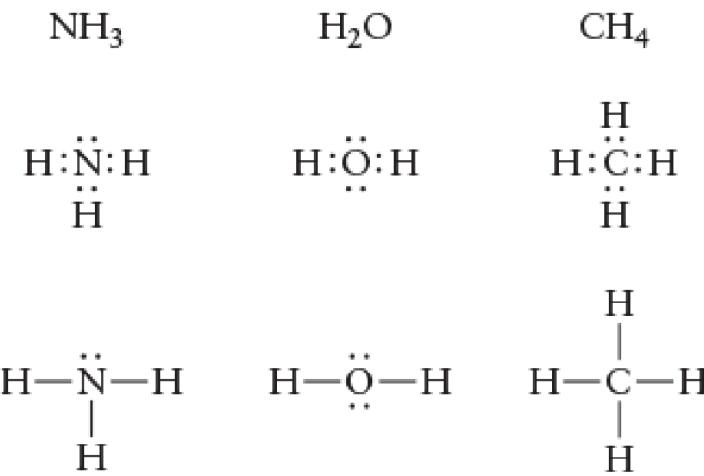
Legami eteronucleari, cioè fra atomi diversi.



41



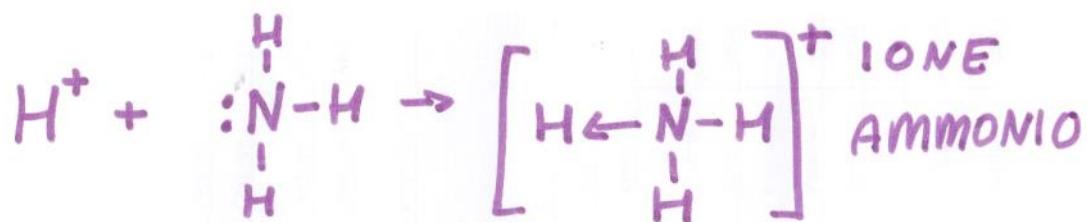
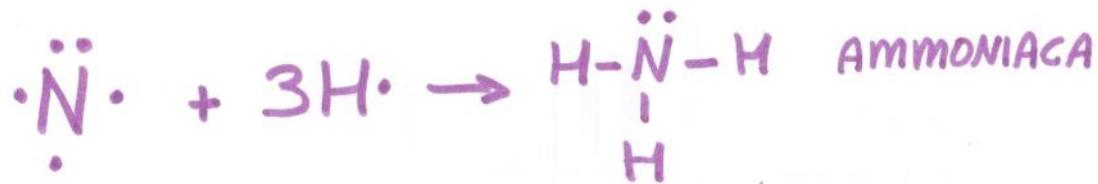
42



doppietti solitari

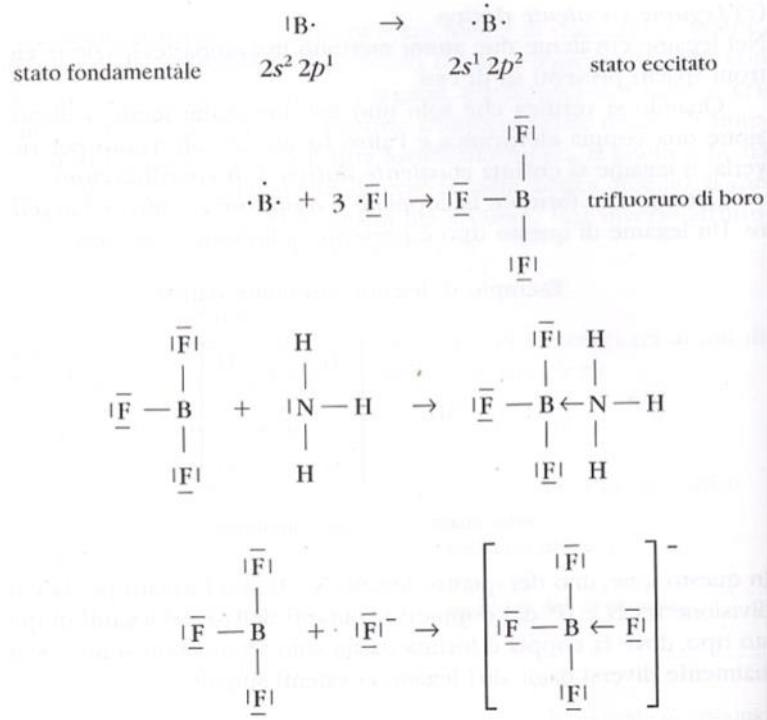
43

Legame covalente dativo



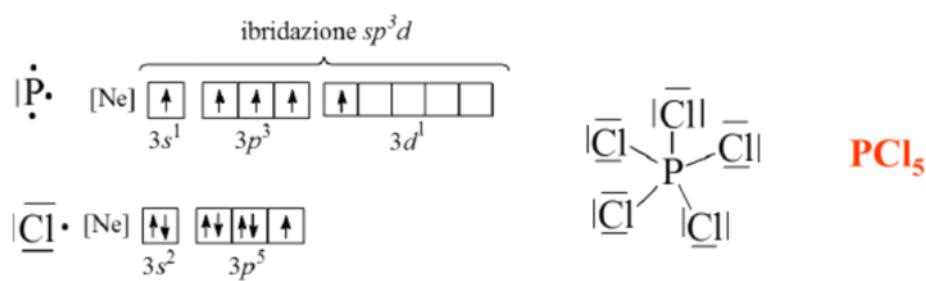
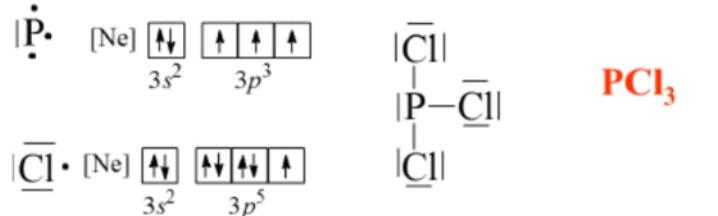
Accettore donatore

44

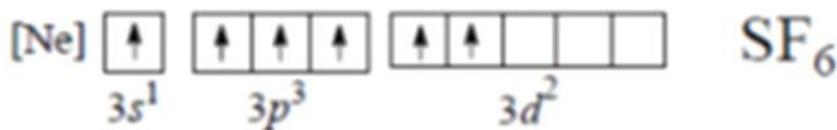


45

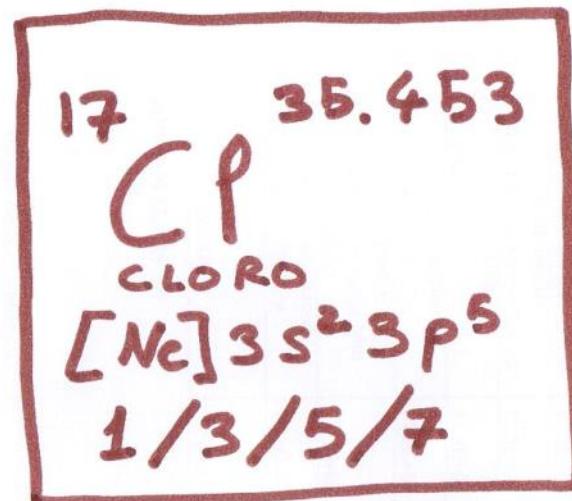
$n \geq 3$



espansione della sfera di valenza



47

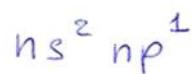


48

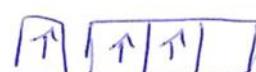
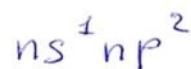


49

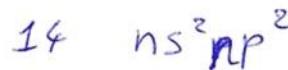
13



1 legame



3 legami



2 legami



4 legami

50



LA TAVOLA PERIODICA

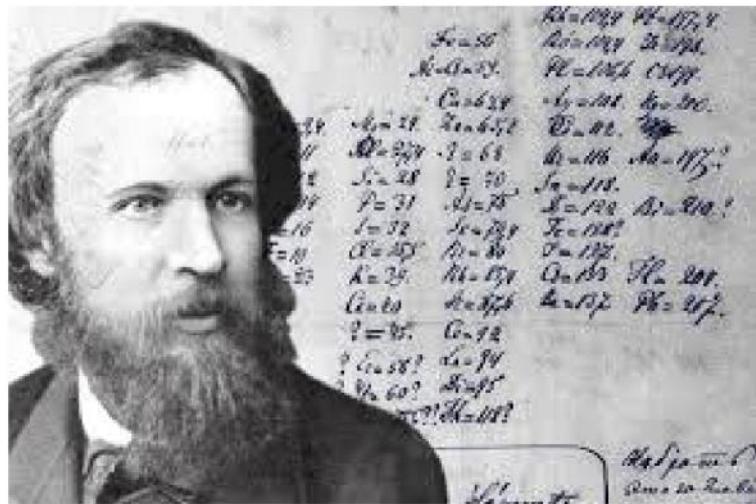
1

Le configurazioni elettroniche esterne si ripetono in modo periodico.

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono da tali configurazioni e variano anch'esse con periodicità, o meglio, sono una funzione periodica del numero atomico.

2

1869 Dimitrij Ivanovic Mendeleev



3

Scoperta degli elementi

1 H													2 He				
3 Li	4 Be													5 B			
11 Na	12 Mg													6 C			
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 Lu	72 Hf	73 Tu	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 (113)	114 (115)	116 (117)	117 (118)			

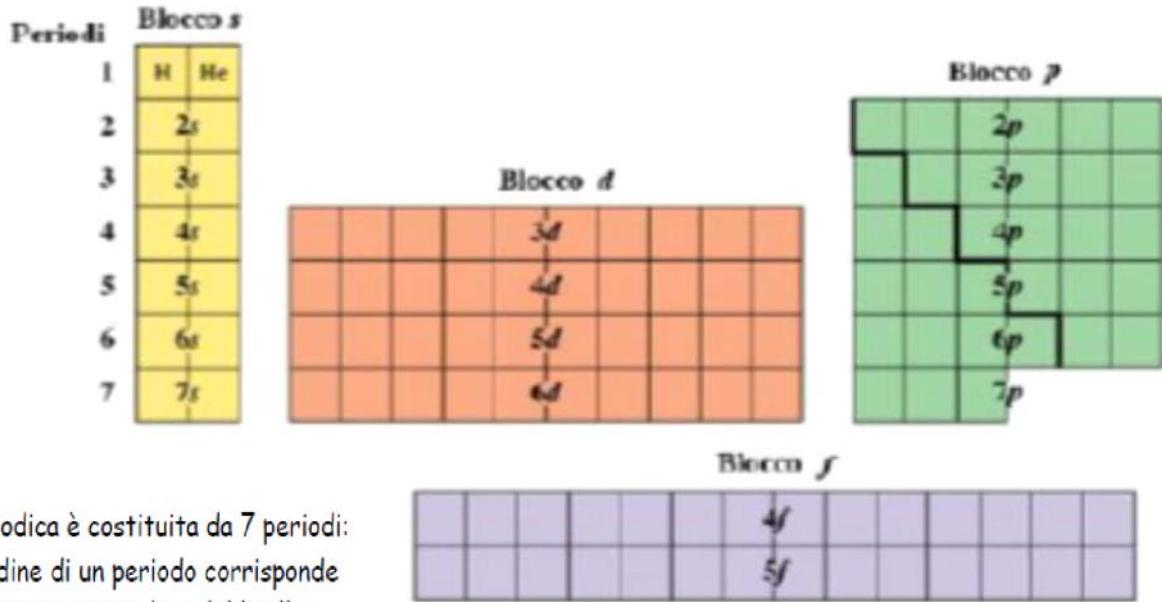
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

4

periodi →

1s	H											1s	He				
riempimento 2s		Li	Be														
riempimento 3s		Na	Mg														
riempimento 4s		riempimento 3d															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr 3d ¹ 4s ¹	Mn	Fe	Co	Ni	Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
riempimento 5s		riempimento 4d										riempimento 5p					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb 4d ¹ 5s ¹	Mo 4d ² 5s ¹	Tc	Ru 4d ³ 5s ¹	Rh 4d ⁴ 5s ¹	Pd 4d ⁵	Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
riempimento 6s		riempimento 5d										riempimento 6p					
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt 5d ⁶ 6s ¹	Au 5d ¹⁰ 6s ¹	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
riempimento 7s		riempimento 6d															
Fr	Ra	Lr	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						
riempimento 4f																	
La	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb				
riempimento 5f																	
Ac	Th 6d ¹ 7s ²	Pa 5f ¹ 6d ¹ 7s ²	U 5f ² 6d ¹ 7s ²	Np 5f ³ 6d ¹ 7s ²	Pu	Am	Cm 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No				

5



La Tavola Periodica è costituita da 7 periodi:
il numero d'ordine di un periodo corrisponde
al numero quantico principale *n* del livello
elettronico più esterno

6

Periodi	Blocco s	
1	H	He
2	2s	
3	3s	
4	4s	
5	5s	
6	6s	
7	7s	

Giallo Orbitali s

2 gruppi

Metalli alcalini e alcalino terrosi

7

verde
Orbitali p

6 gruppi

Blocco p						
		2p				
		3p				
			4p			
			5p			
			6p			
			7p			

8

Blocco d								
			$3d$					
			$4d$					
			$5d$					
			$6d$					

arancione
Orbitali d

10 gruppi

Metalli di transizione

9

Blocco f												
					$4f$							
					$5f$							

viola
Orbitali f

14 gruppi

Lantanidi
Attinidi

10

Configurazione elettronica fondamentale degli elementi

The diagram illustrates the filling of atomic orbitals (AOs) across the periodic table. Red arrows highlight specific sets of AOs:

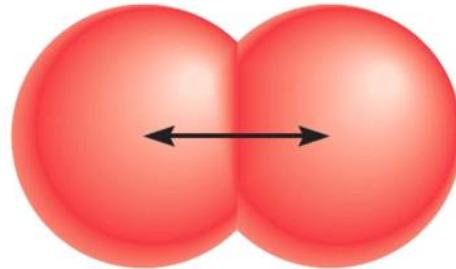
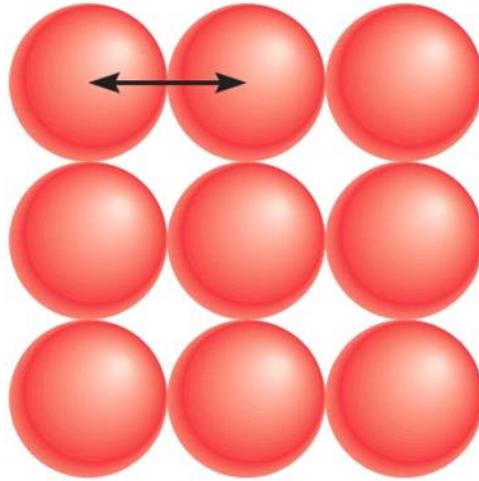
- ns¹**: Top row (H, He)
- ns²**: Second row (Li, Be)
- ns²np¹ through ns²np⁵**: Rows 2-7 (B, C, N, O, F, Ne; Al, Si, P, S, Cl, Ar; Ga, Ge, As, Se, Br, Kr; In, Tl, Pb, Bi, Po, At; Lu, Yb, Hg, Tm, Er, Tm, Yb, Lu)
- 4f**: Elements Ce through Tb (Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu)
- 5f**: Elements Th through Lu (Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Ts, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Ts)

11

Gruppo Periodo 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

12

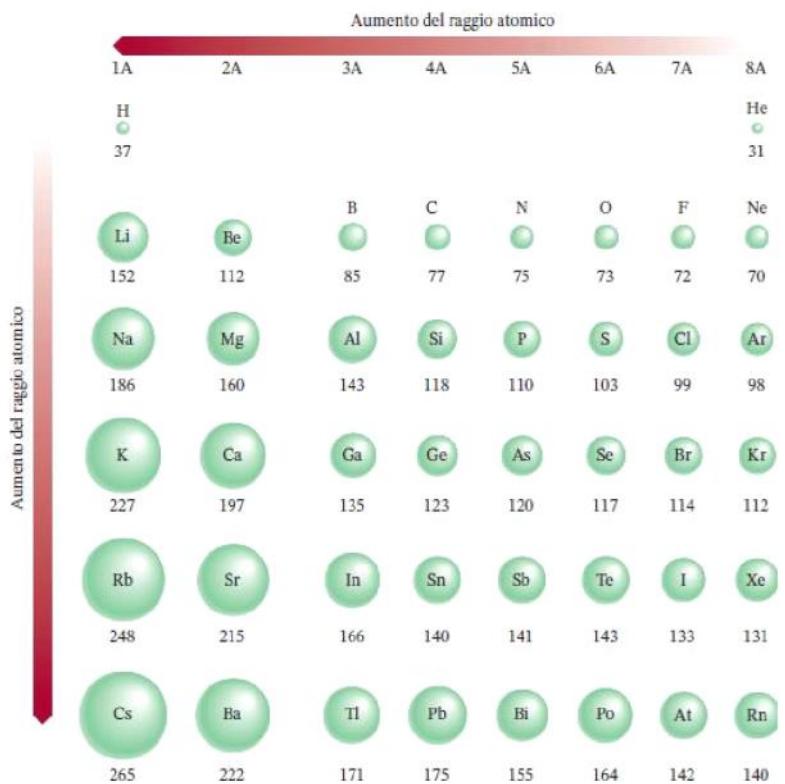
Raggio Atomico

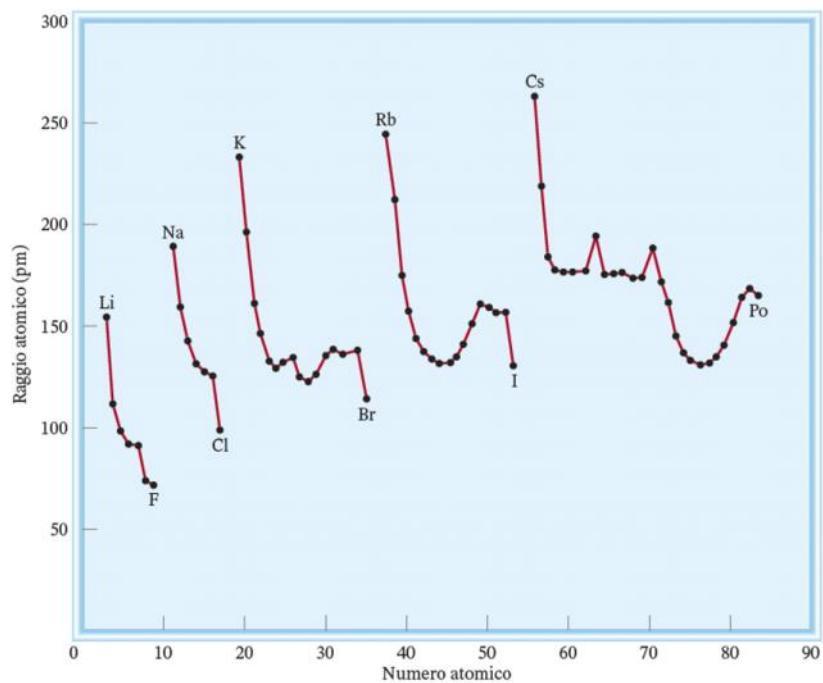


14

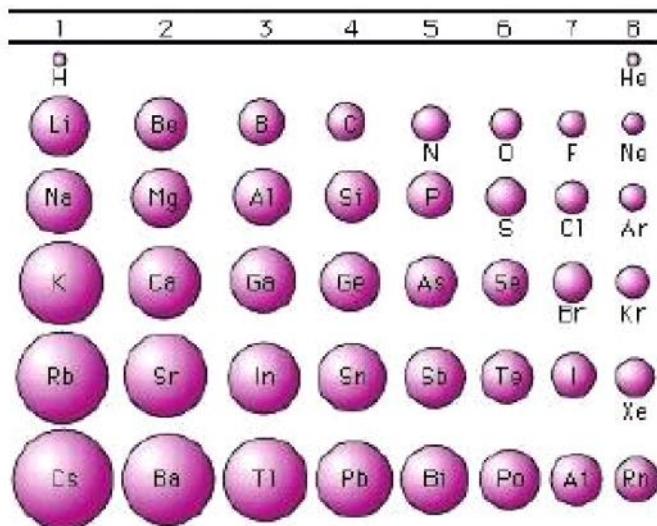
Proprietà periodiche Raggio atomico

I valori dei raggi atomici mostrano spiccate proprietà periodiche.





16

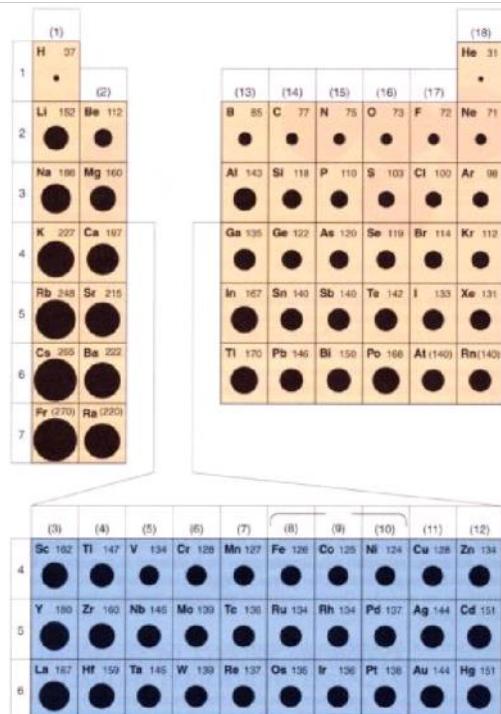


I raggi atomici diminuiscono spostandosi lungo il periodo.

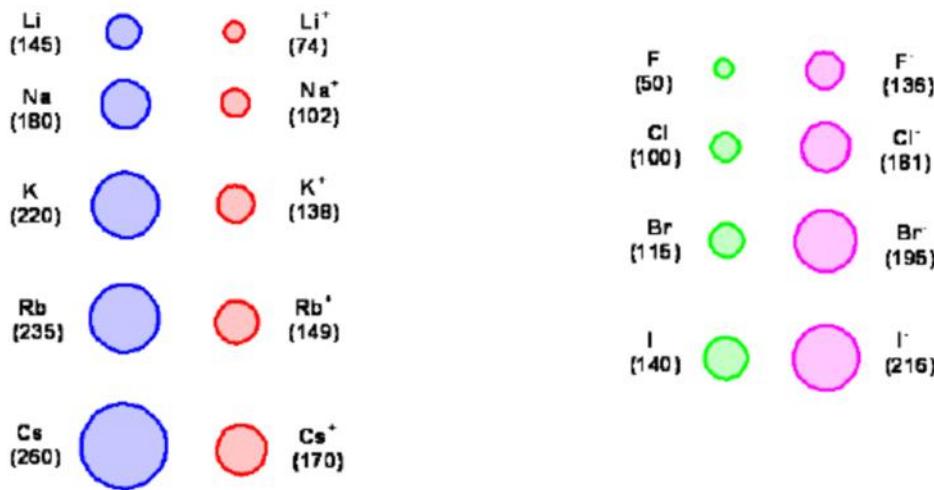
I raggi atomici aumentano spostandosi lungo il gruppo.

17

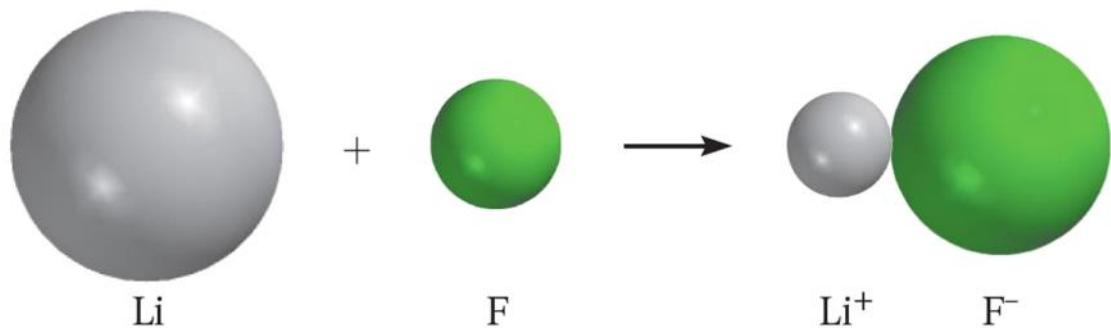
Per quanto riguarda il blocco *d* dei metalli di transizione si osserva una riduzione del raggio atomico ed una contrazione di volume lungo il periodo dovuta all'aumentata attrazione tra il nucleo e gli elettroni ma, quando gli orbitali interni *d* sono quasi pieni, la repulsione tra gli elettroni determina un nuovo aumento del raggio atomico (ad esempio nella prima serie di transizione dove si riempiono gli orbitali 3d, i raggi atomici di Cu e Zn sono maggiori di quelli del Fe, Co e Ni che li precedono).



18



19

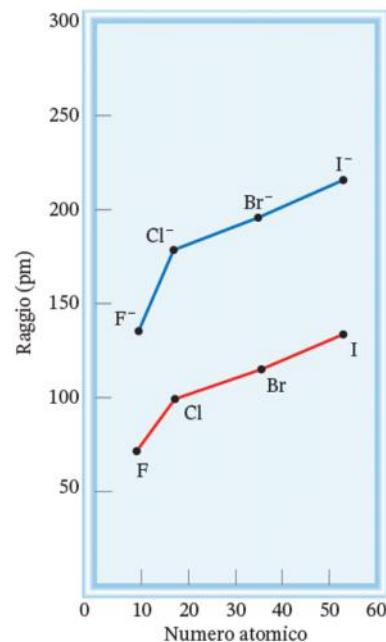
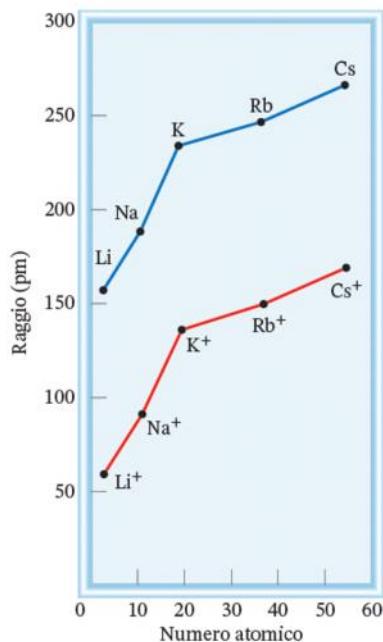


Il Catione è sempre più piccolo dell'atomo di provenienza.

L'Anione è sempre più grande dell'atomo da cui deriva.

20

Confronto tra Raggi Atomici e Raggi Ionici



21

Proprietà periodiche

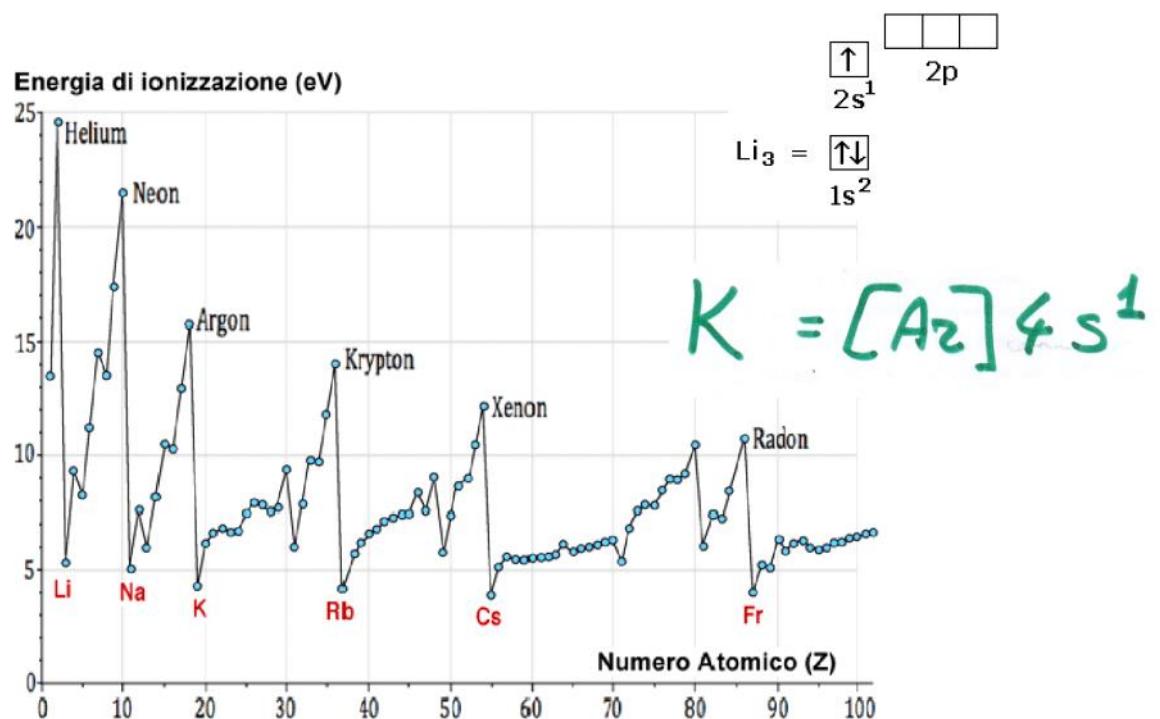
Energia di ionizzazione



$$I_1 < I_2 < I_3$$

L'energia di ionizzazione è una misura della capacità dell'atomo di cedere elettroni (ossidarsi).

22



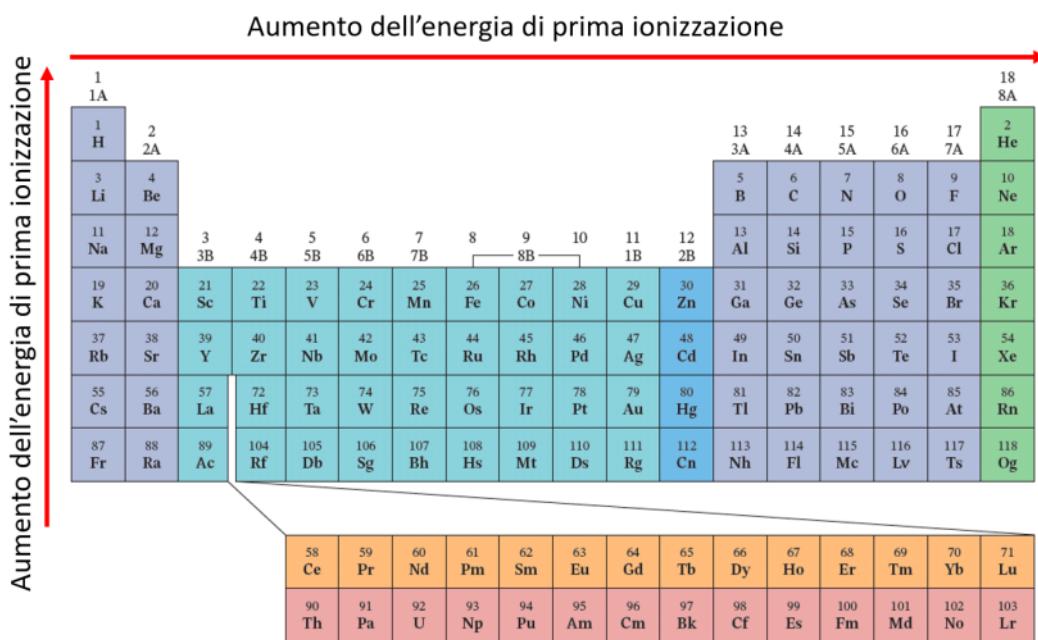
23

$$C_a = [A_2] \propto s^2$$

Energia di terza ionizzazione:
Massima per gli elementi del secondo gruppo;
Minima per gli elementi del gruppo 13.

24

Andamento generale delle energie di prima ionizzazione



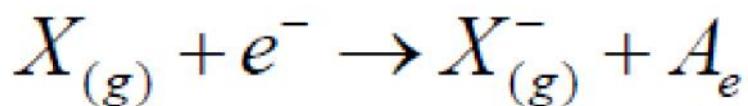
25

Tabella 5.2 Le energie di ionizzazione (kJ/mol) dei primi 20 elementi

Z	Elemento	Prima	Seconda	Terza	Quarta	Quinta	Sesta
1	H	1312					
2	He	2373	5251				
3	Li	520	7300	11815			
4	Be	899	1757	14850	21005		
5	B	801	2430	3660	25000	32820	
6	C	1086	2350	4620	6220	38000	47261
7	N	1400	2860	4580	7500	9400	53000
8	O	1314	3390	5300	7470	11000	13000
9	F	1680	3370	6050	8400	11000	15200
10	Ne	2080	3950	6120	9370	12200	15000
11	Na	495.9	4560	6900	9540	13400	16600
12	Mg	738.1	1450	7730	10500	13600	18000
13	Al	577.9	1820	2750	11600	14800	18400
14	Si	786.3	1580	3230	4360	16000	20000
15	P	1012	1904	2910	4960	6240	21000
16	S	999.5	2250	3360	4660	6990	8500
17	Cl	1251	2297	3820	5160	6540	9300
18	Ar	1521	2666	3900	5770	7240	8800
19	K	418.7	3052	4410	5900	8000	9600
20	Ca	589.5	1145	4900	6500	8100	11000

26

Proprietà periodiche Affinità elettronica



L'affinità elettronica è una misura della capacità dell'atomo di acquistare elettroni (ridursi).

È elevata per gli elementi del gruppo 17.

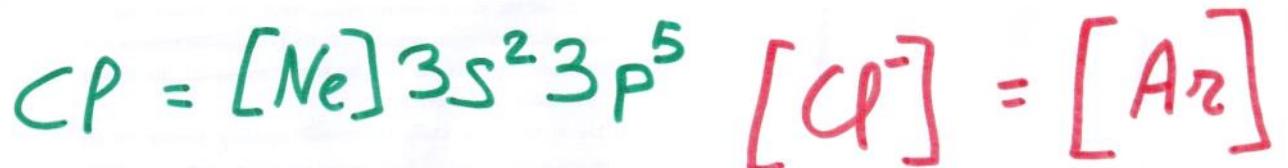


Tabella 5.3 Affinità elettroniche (kJ/mol) di alcuni elementi rappresentativi e dei gas nobili*

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							< 0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	< 0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	< 0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	< 0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	< 0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	< 0

* Le affinità elettroniche dei gas nobili, di Be e di Mg non sono state determinate sperimentalmente, ma si ritiene possano essere prossime allo zero o negative.

28

Affinità elettronica degli elementi dei blocchi s e p (kJ/mol)

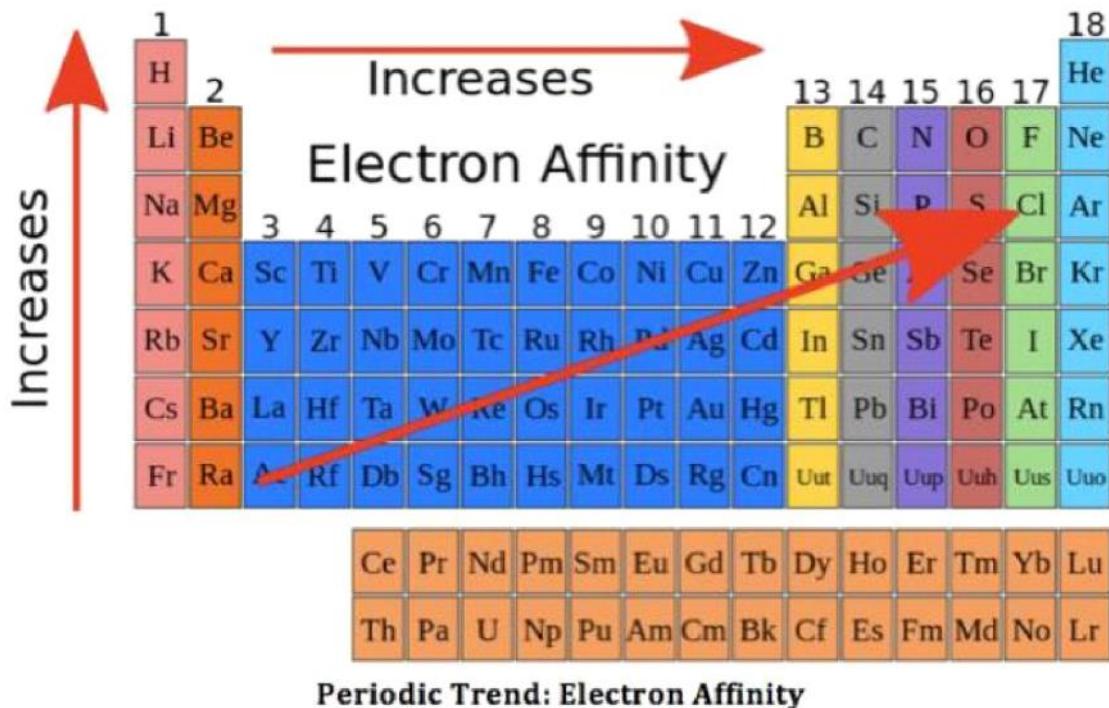
1 (1A)	18 (8A)								
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
-72.9	+21	-59.6	+241	-26.7	-122	-	-141	-329	+29
-52.9	+230	-52.9	+230	-42.5	-134	-72.0	-200	-349	+34
-48.4	+156	-48.4	+156	-28.9	-119	-78.2	-195	-325	+39
-46.9	+167	-46.9	+167	-28.9	-107	-103	-190	-295	+40
-45.5	+52	-45.5	+52	-19.3	-35.1	-91.3	-183	-270	+41

Lungo un periodo l'affinità elettronica diventa sempre più negativa e raggiunge il valore massimo assoluto con il gruppo degli alogeni; questo significa che l'energia liberata nella formazione dell'anione è sempre più grande e quindi aumenta la capacità dell'atomo di acquistare elettroni e di ridursi. Gli alogeni, in particolare, catturando un elettrone, raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile che li segue.

I gas nobili hanno, invece, configurazioni elettroniche così stabili che bisogna fornire energia perché acquistino un elettrone.

Lungo un gruppo l'affinità elettronica diminuisce perché gli elettroni sono addizionati a distanze sempre maggiori dal nucleo e quindi l'attrazione è sempre minore.

29



30

Carattere metallico degli elementi

Gli elementi che hanno tendenza a perdere gli elettroni di valenza per dare ioni positivi sono detti metalli.

Gli elementi che hanno tendenza ad acquistare elettroni (elementi elettronegativi) sono detti non metalli.

Le proprietà metalliche variano gradualmente in un periodo per cui si passa da elementi a netto carattere metallico (a sinistra) ad elementi a netto carattere non metallico (a destra).

Nell'ambito di un gruppo le proprietà metalliche aumentano andando verso il basso.

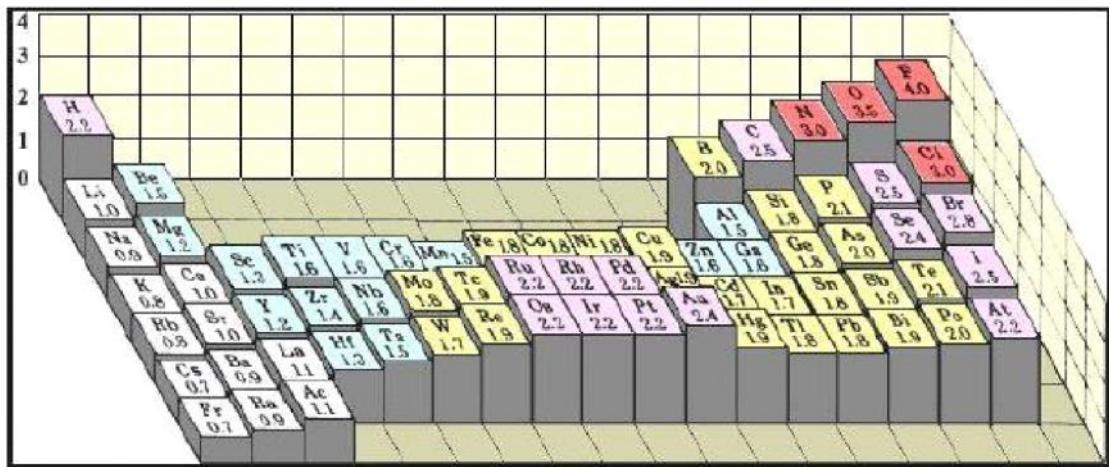
31

Il confine tra metalli e non metalli corrisponde circa alla linea a gradini che dal boro arriva all'astato.

32

Proprietà periodiche: elettronegatività

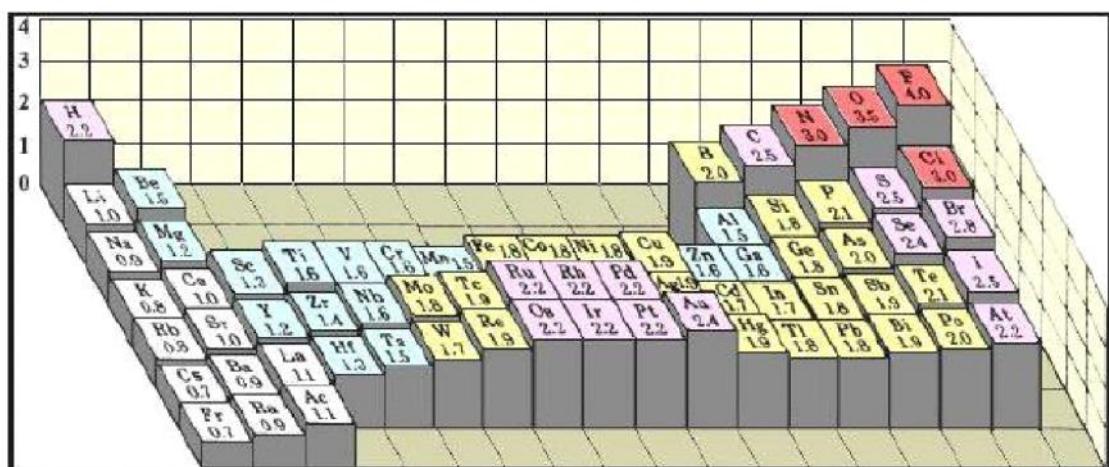
Capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte ad un legame chimico.



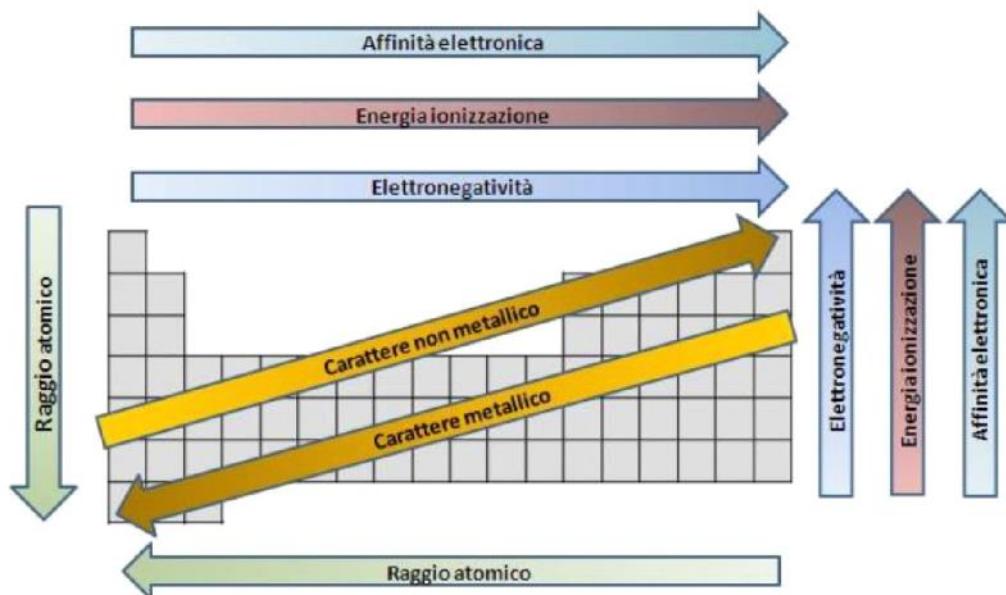
33

Fluoro =4.

EN è direttamente correlata all'energia di ionizzazione ed affinità elettronica.



34

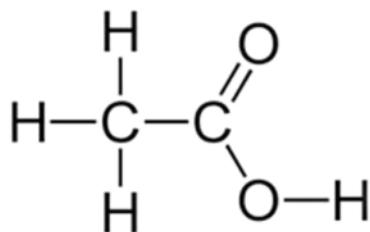


35

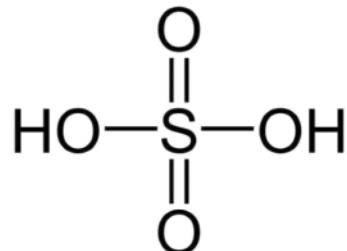


Struttura di Lewis per una molecola

Acido acetico ($C_2H_4O_2$)



Acido solforico (H_2SO_4)



1

Struttura di Lewis per una molecola

È possibile disegnare una struttura di Lewis per una molecola seguendo le seguenti regole:

- l'idrogeno è sempre un atomo terminale e può essere legato ad un solo atomo
- in una molecola (o in uno ione molecolare) l'atomo centrale è quello che ha il valore minimo di affinità elettronica
- una volta stabilita la disposizione degli atomi, si contano gli elettroni di valenza della molecola sommando il numero del gruppo di appartenenza di ciascun atomo della molecola
- nel caso di ioni molecolari, al numero totale di elettroni di valenza, si deve aggiungere un numero di elettroni pari al numero delle cariche negative, oppure sottrarre tanti elettroni quante sono le cariche positive

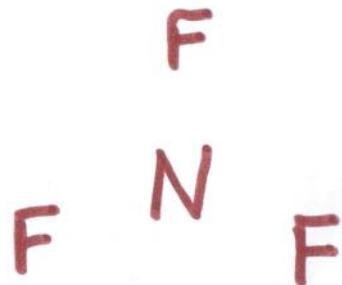
2

- si pone almeno una coppia di elettroni fra l'atomo centrale e ciascuno degli atomi cui è legato, ovvero si costruisce uno "scheletro" contenente solamente legami di tipo σ , avendo cura di disporre gli eventuali atomi di idrogeno in posizioni terminali
- dopo aver sottratto dal totale il numero di coppie utilizzate per formare i legami (di tipo σ) si dispongono le restanti coppie in maniera tale da soddisfare la regola dell'ottetto, ad esempio utilizzandole come coppie solitarie oppure come legami multipli (legami di tipo π). Si ricordi che solo C, N, O, P e S possono formare legami multipli

3

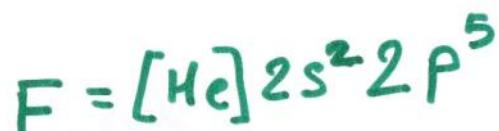
ESEMPIO: Scrivere la struttura di Lewis di una molecola (esempio NF_3)

1. Scrivere lo scheletro della struttura molecolare (di solito si mette al centro l'atomo meno elettronegativo)



4

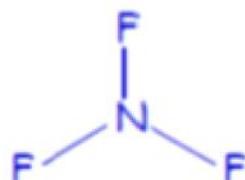
2. Si determina il numero totale di elettroni di valenza disponibili



$$[1 \times N (5 e^-)] + [3 \times F (7 e^-)] = 5 e^- + 21 e^- = 26 e^-$$

5

3. Si disegnano i legami singoli da ciascun atomo circostante a quello centrale e si sottraggono due elettroni di valenza per ciascun legame.

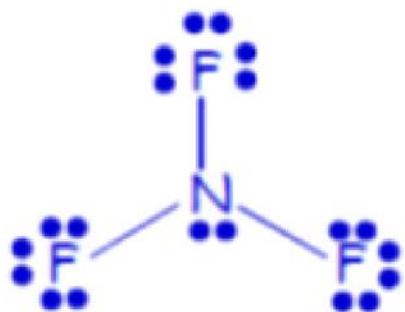


$$3 \text{ legami N-F} \times 2 e^- = 6 e^-$$

$$\text{Da cui } 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- \text{ restanti}$$

6

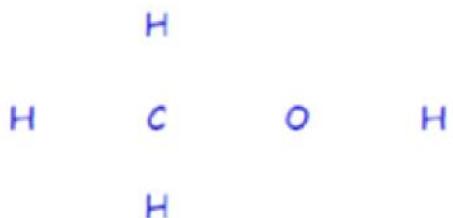
4. Si distribuiscono gli elettroni restanti in coppie in modo che ogni atomo ottenga otto elettroni (o due nel caso di H).



7



1) collocare gli atomi: gli H possono avere soltanto un legame quindi C e O devono essere adiacenti l'uno all'altro



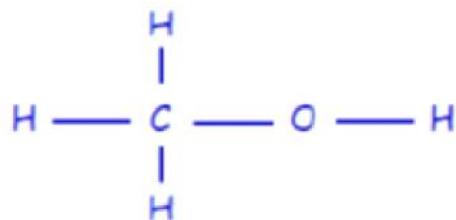
NB: In quasi tutti i composti C ha 4 legami e O ne ha 2, quindi disponiamo gli atomi in modo da rappresentare questa situazione

8

2) Somma elettroni di valenza:

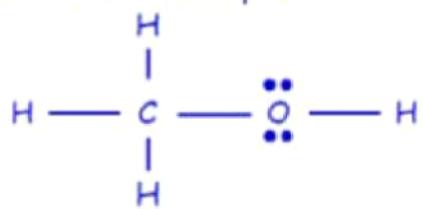
$$[1 \times C (4 e^-)] + [1 \times O (6 e^-)] + [4 \times H (1 e^-)] = 4 e^- + 6 e^- + 4 e^- = 14 e^-$$

3) Aggiungiamo i legami:



9

4) 5 legami usano 10 e⁻ quindi $14e^- - 10e^- = 4e^-$ restanti

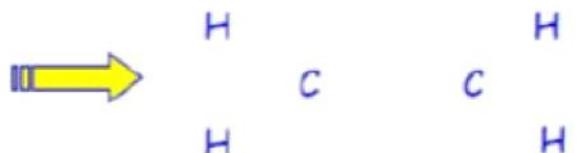
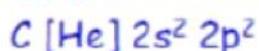


NB: il carbonio ha già l'ottetto
quindi i 4 e⁻ restanti formano due
coppie solitarie su O

10

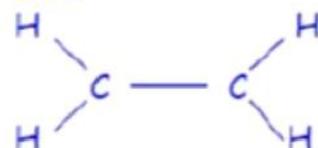
Strutture di Lewis per molecole con legami multipli: LEGAMI DOPPI

esempio: molecola C_2H_4 (etilene)



$$\text{Totale e}^- = [2 \times C (4e^-)] + [4 \times H (1e^-)] = 8e^- + 4e^- = 12e^-$$

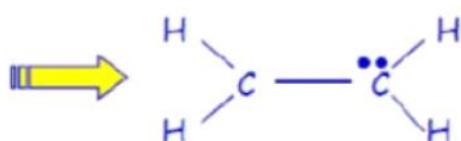
Metto i possibili legami singoli



Quindi ho 5 legami per un totale di 10 e⁻

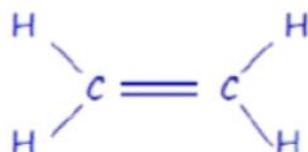
$$12e^- - 10e^- = 2e^- \text{ restanti}$$

11



L'atomo di C a dx ha l'ottetto completo ma C a sx ha 6e⁻ quindi per completare l'ottetto si converte la coppia solitaria in un'altra coppia di legame tra i due C

E si ottiene...



12

C_2H_2 ETINO



$$\text{TOTALE } e^- = 2 \times 4 + 2 = 10$$



3 LEGAMI SINGOLI

$$10 - 6 = 4 e^-$$

13



CONDIVIDO LE COPPIE



LEGAME TRIPLO

14

Legame covalente polare, elettronegatività

I migliori esempi di legame ionico sono rappresentati da composti formati da un metallo a bassa energia di ionizzazione e da un non metallo ad alta affinità elettronica.

Legami covalenti puri si trovano invece nelle molecole omonucleari, come H₂, N₂, O₂ etc.

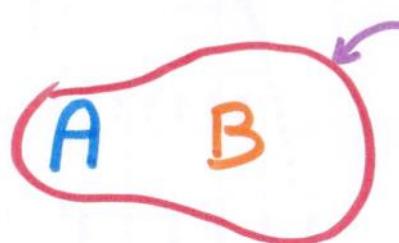
Nella maggior parte dei composti chimici i legami sono intermedi fra quelli puramente ionici e quelli puramente covalenti.

Legami covalenti polari

15



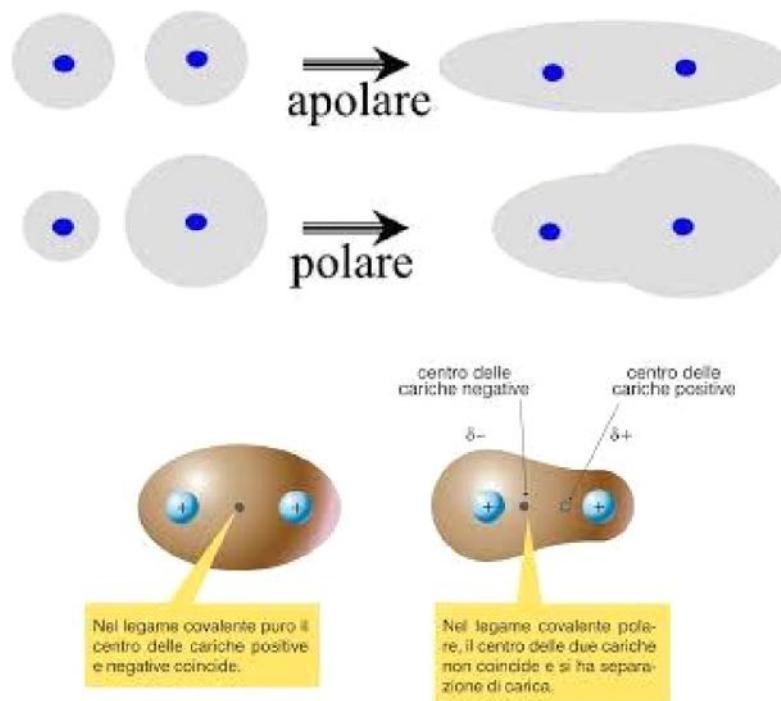
B più elettronegativo di A



ORBITALE
MOLECOLARE

dipolo elettrico

16



17

La elettronegatività non coincide con l'affinità elettronica.

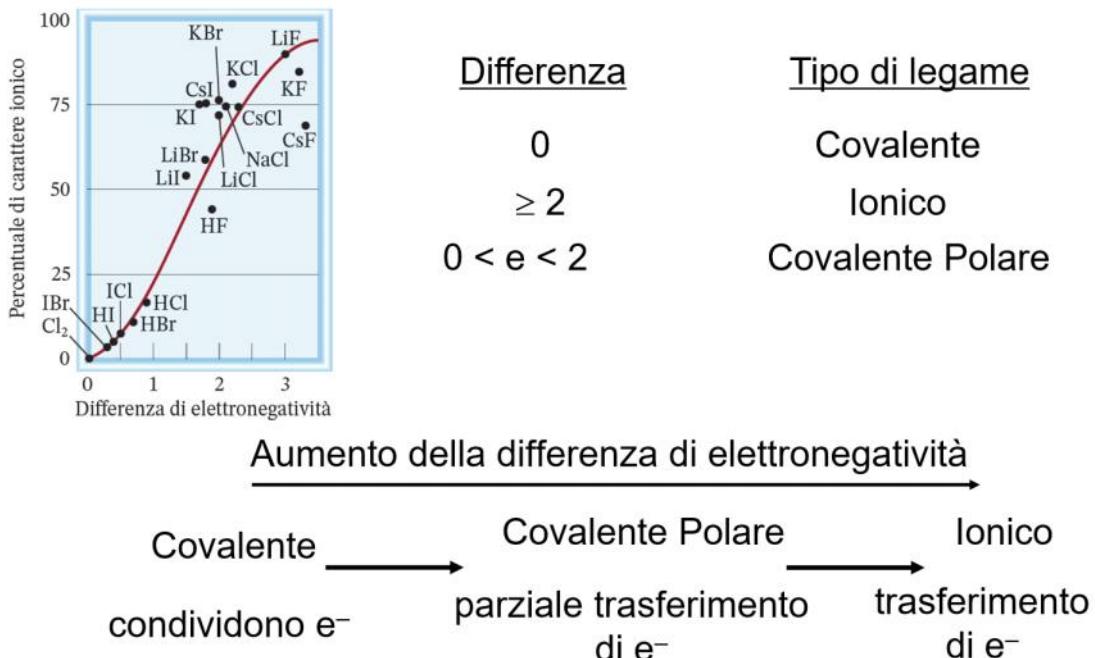
La elettronegatività si riferisce alla tendenza di un atomo legato ad attrarre la coppia di elettroni condivisa.

L'affinità elettronica si riferisce all'energia in gioco quando un atomo isolato gassoso acquista un elettrone per diventare un anione gassoso.

È comunque vero che molti elementi con elevata affinità elettronica hanno anche elevata elettronegatività e viceversa.

18

Classificazione dei legami in base alla differenza di elettronegatività



19

Classifica i seguenti legami come ionici, covalenti polari o covalenti: Il legame in CsCl; il legame in H₂S; e il legame NN in H₂NNH₂.

$$\text{Cs: } 0.7 \quad \text{Cl: } 3.0 \quad 3.0 - 0.7 = 2.3 \quad \text{Ionico}$$

$$\text{H: } 2.1 \quad \text{S: } 2.5 \quad 2.5 - 2.1 = 0.4 \quad \text{Covalente Polare}$$

$$\text{N: } 3.0 \quad \text{N: } 3.0 \quad 3.0 - 3.0 = 0 \quad \text{Covalente}$$

20

Molecola	Lunghezza di legame (Å)	Momento di dipolo (D)	% di carattere ionico (100 δ)
H ₂	0.751	0	0
CO	1.131	0.112	2
NO	1.154	0.159	3
HI	1.620	0.448	6
ClF	1.632	0.888	11
HBr	1.424	0.828	12
HCl	1.284	1.109	18
HF	0.926	1.827	41
CsF	2.347	7.884	70
LiCl	2.027	7.129	73
LiH	1.604	5.882	76
KBr	2.824	10.628	78
NaCl	2.365	9.001	79
KCl	2.671	10.269	82
KF	2.176	8.593	82
LiF	1.570	6.327	84

21

Dalla differenza di elettronegatività tra gli atomi deriva il momento di dipolo elettrico.

Se due cariche uguali e di segno opposto +q e -q si trovano separate a distanza R, il momento di dipolo elettrico generato dalla separazione di carica vale:

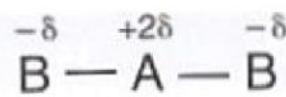
$$\vec{\mu} = q \vec{R}$$

È una quantità vettoriale.

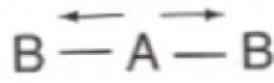
La presenza di legami polari in una molecola non è sufficiente affinché l'intera molecola sia polare.

22

Molecola triatomica

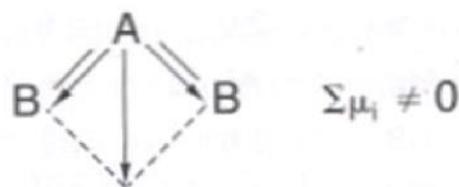


a) lineare



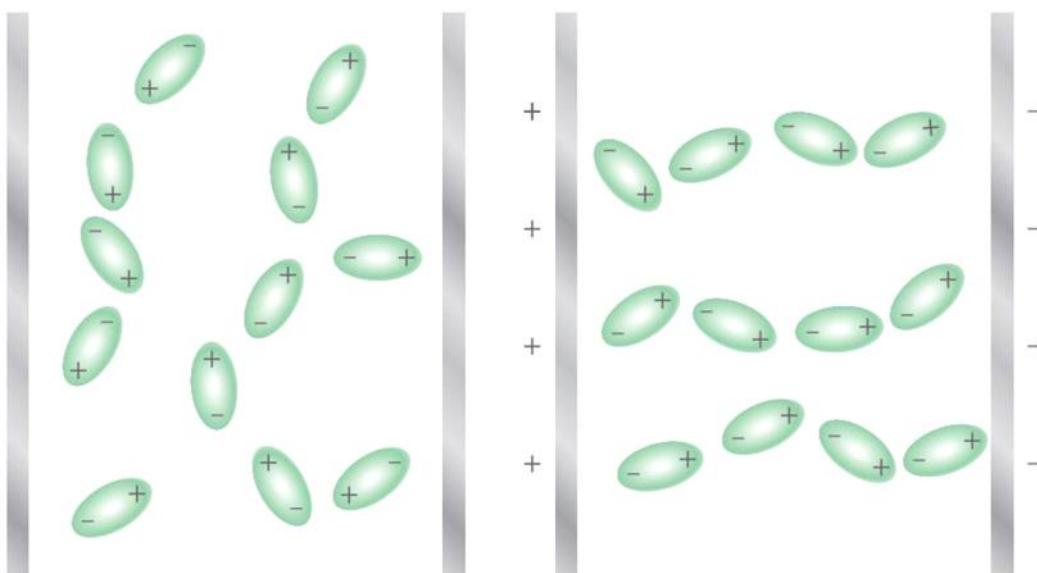
$$\sum \mu_i = 0$$

b) ad angolo



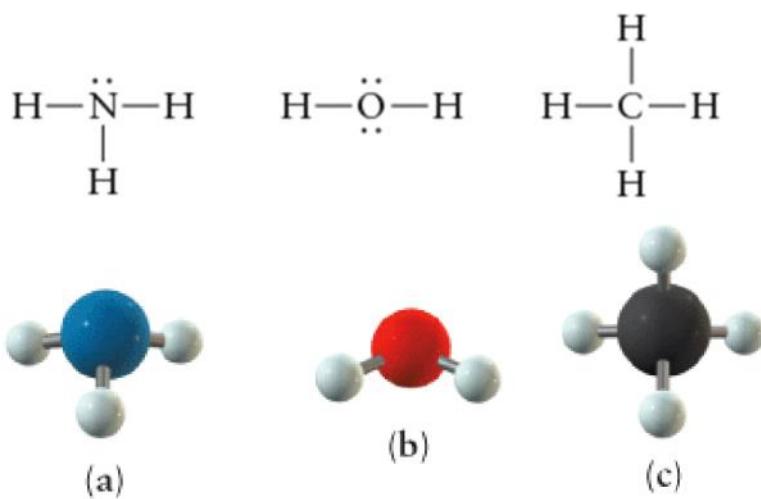
23

Comportamento delle molecole polari



24

Le formule di Lewis mostrano come sono legati gli atomi fra loro, ma non danno informazioni in merito alla geometria della molecola.



25

Geometria molecolare – la teoria VSEPR

Disposizione geometrica degli atomi?

Legami ionici → adirezionali

Legami covalenti → direzionali

(condivisione di elettroni che occupano particolari regioni dello spazio)

Ovvero i legami covalenti si formano in specifiche direzioni dello spazio determinando la disposizione geometrica delle molecole nello spazio e quindi la geometria delle molecole.

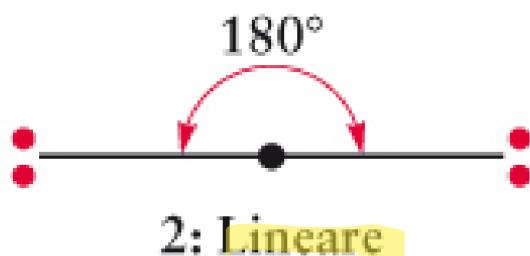
26

Le geometrie possono oggi determinarsi sperimentalmente con varie tecniche, ma esiste anche un sistema semplice per predirle ed è la teoria della repulsione tra coppie di elettroni di valenza (**VSEPR**, Valence Shell Electron-Pair Repulsion).

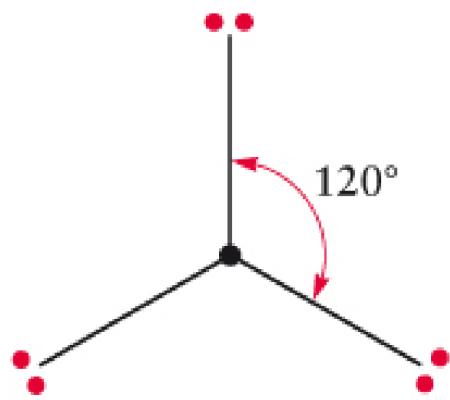
La molecola assume una geometria tale da sistemare il più lontano possibile tra loro le coppie di elettroni di valenza.

Quindi la disposizione dipende dal numero di coppie di elettroni di valenza.

27

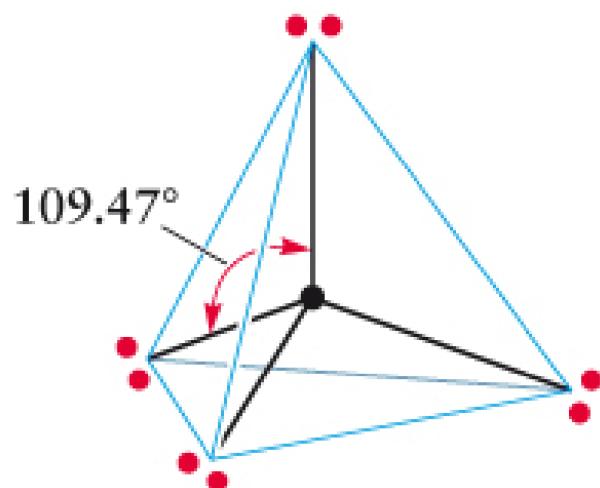


28



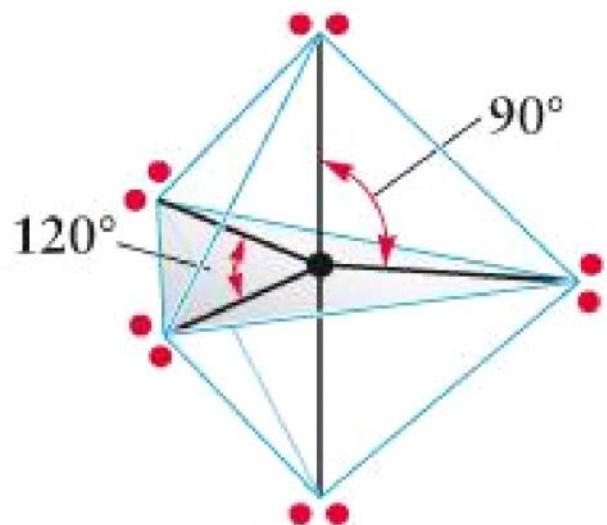
3: Trigonale planare

29



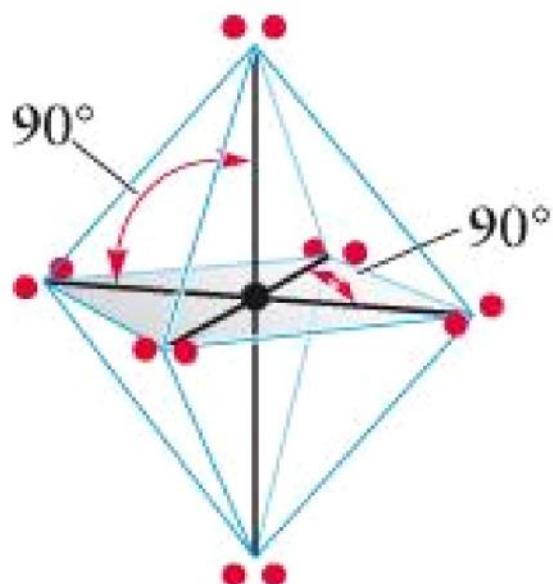
4: Tetraedrica

30



5: Bipiramidale trigonale

31



6: Ottaedrica

32

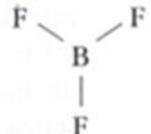
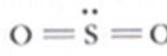
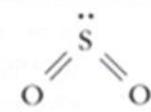
Per prevedere la geometria di una molecola con una determinata formula stechiometrica, occorre:

- a) Disegnare la formula di Lewis e stabilire quante coppie di elettroni circondano l'atomo centrale, tenendo presente che contano anche i doppietti solitari e che un legame multiplo viene equiparato ad una coppia elettronica.
- b) Disporre le coppie elettroniche come indicato nelle figure precedenti.

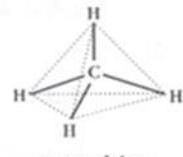
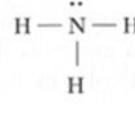
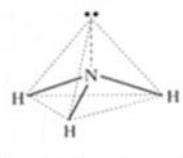
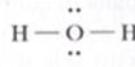
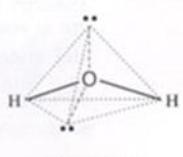
33

Complesso	Formula di Lewis	N. totale di coppie	Disposizione coppie	N. coppie solitarie	Forma prevista	Angolo previsto
BeH ₂	H — Be — H	2	lineare	0	H — Be — H lineare	180°
CO ₂	O = C = O	2	lineare	0	O = C = O lineare	180°

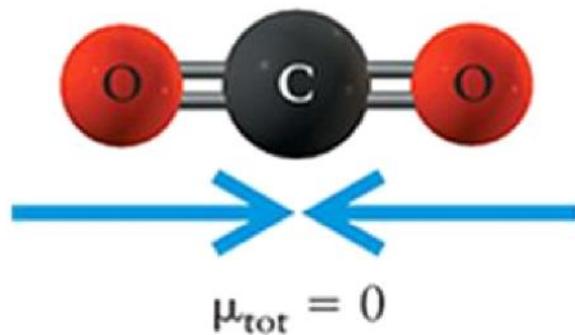
34

	Formula di Lewis	N. totale di coppie	Disposizione coppie	N. coppie solitarie	Forma prevista	Angolo previsto
BF ₃	F — B — F F	3	trigonale planare	0	F  F B F	120°
SO ₂	O =  O	3		1		≈ 120°

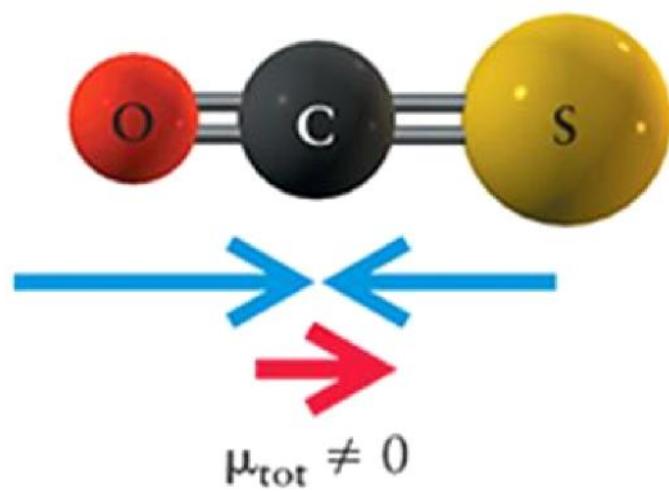
35

	Formula di Lewis	N. totale di coppie	Disposizione coppie	N. coppie solitarie	Forma prevista	Angolo previsto
CH ₄	H H — C — H H	4	tetraedrica	0		109,5°
NH ₃	H —  H			1		< 109,5° (107,5°)
H ₂ O	H —  H			2		<< 109,5° (104,5°)

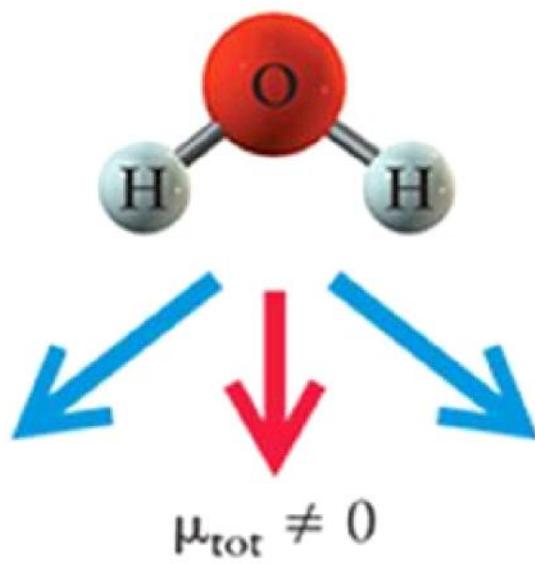
36



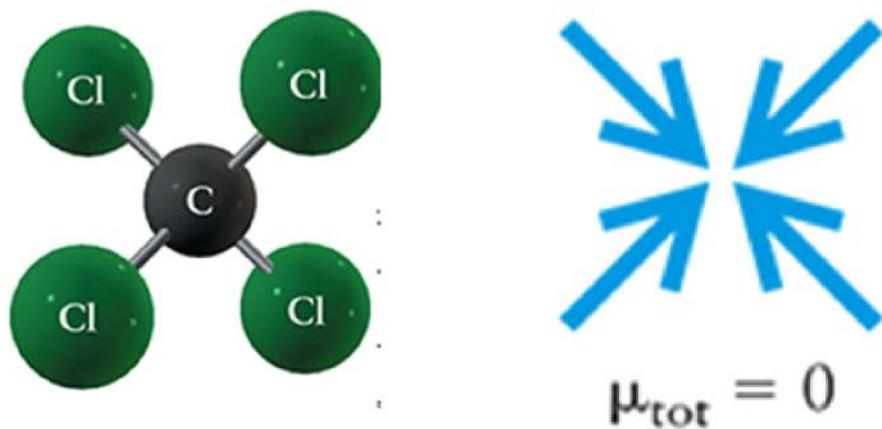
37



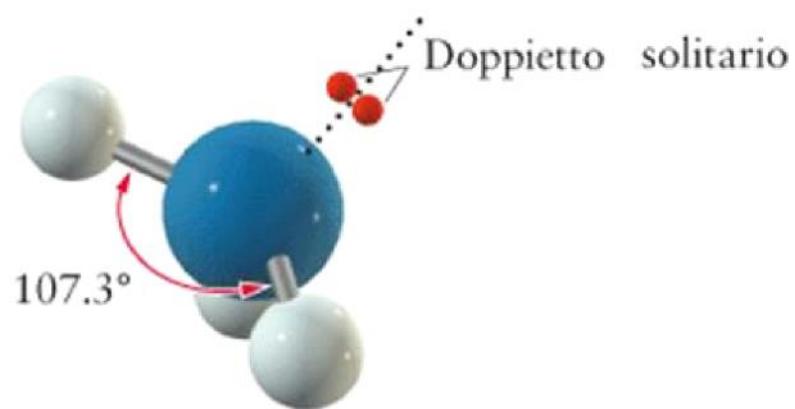
38



39

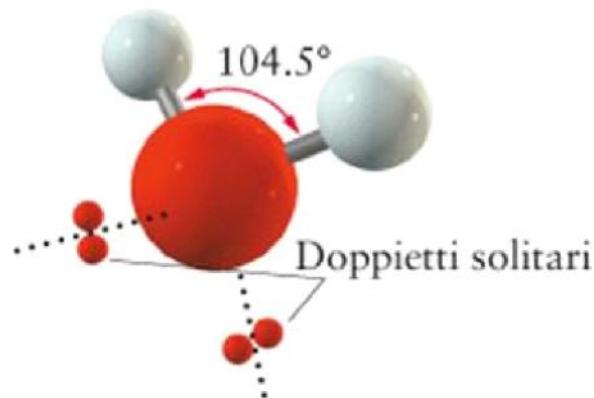


40



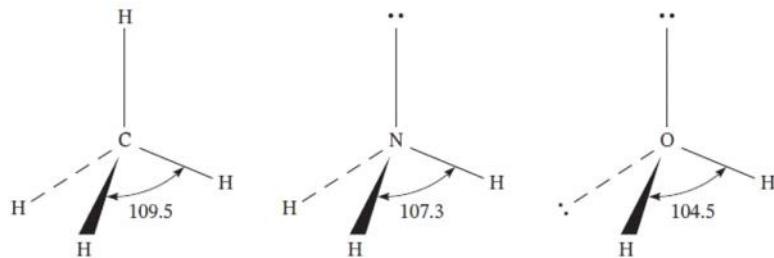
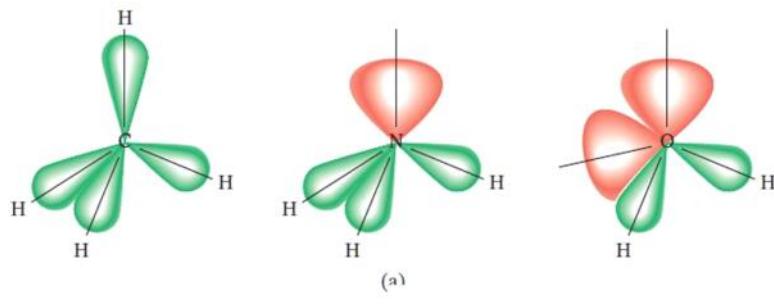
NH_3

41



H_2O

42

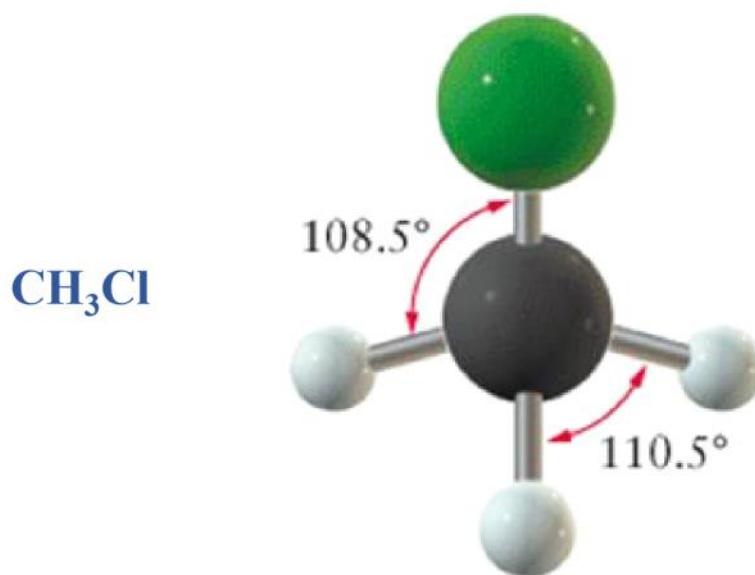


repulsione
coppia solitaria vs.
coppia solitaria

repulsione
coppia solitaria vs.
coppia di legame

repulsione
coppia di legame vs.
coppia di legame

43

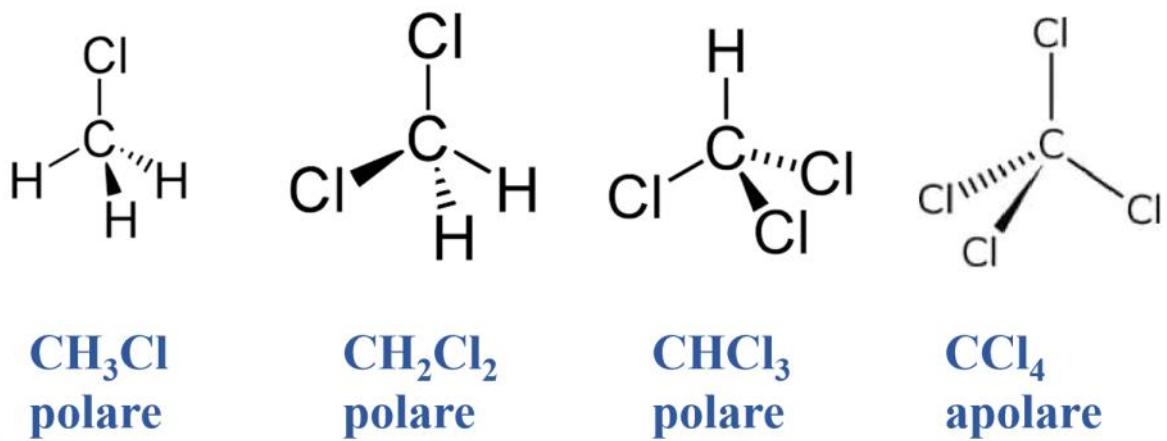


44

	Formula di Lewis	N. totale di coppie coppie	Disposizione coppie	N. coppie solitarie	Forma prevista	Angolo previsto
HCl	H — Cl : ..			3	H — Cl : ..	

Anche questa è tetraedrica (e polare)

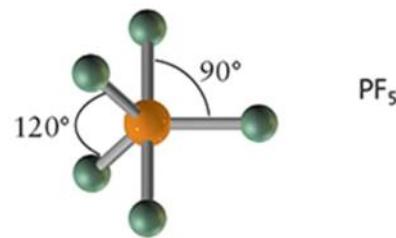
45



46

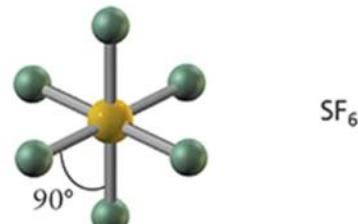
AX_5

5

Trigonale
bipiramidale AX_6

6

Ottaedrica



47

Lezione
chimica 2 ...

Orbitali molecolari

Tenendo conto di tutte le interazioni fra nuclei ed elettroni,
per le molecole si arriva a definire degli **orbitali molecolari**.

Superfici policentriche (coinvolgono più nuclei).

Per realizzare un **doppietto di legame**, si **sovrappongono due orbitali**, uno del primo ed uno del secondo atomo, ciascuno dei quali, solitamente, contiene un elettrone: i due elettroni si accoppiano disponendosi a **spin opposto** e formano un **doppietto di legame**.

1

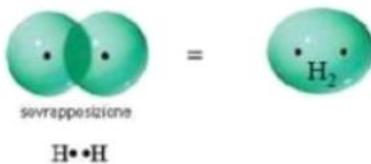
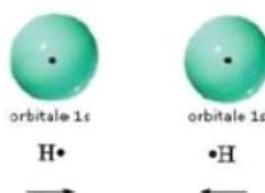
Le condizioni che devono essere soddisfatte perché si formi il legame nella molecola sono:

- Gli orbitali atomici che si sovrappongono devono avere energie simili.
- Ognuno dei due atomi deve contribuire con orbitali atomici che descrivano un solo elettrone (in realtà questa condizione si può modificare per il caso del legame dativo).
- La direzione di massima sovrapposizione degli orbitali corrisponde alla direzione del legame.

2

LEGAME σ

la sovrapposizione degli orbitali avviene lungo la congiungente dei due nuclei degli atomi interessati nel legame



La sovrapposizione dei due orbitali 1s porta alla formazione di un legame covalente detto **sigma (σ)**



La sovrapposizione diretta di due orbitali 2p porta alla formazione di un legame covalente detto **sigma (σ)**

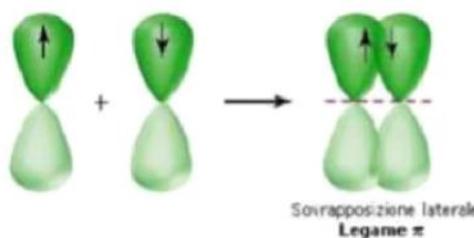


La sovrapposizione diretta di un orbitale 1s e di un orbitale 3p porta alla formazione di un legame covalente detto **sigma (σ)**

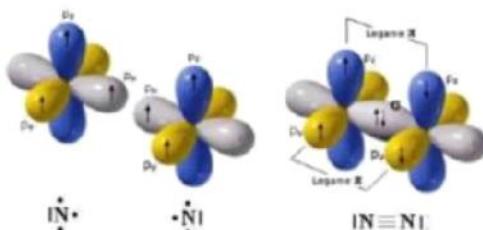
3

LEGAME π

la sovrapposizione degli orbitali avviene lateralmente rispetto alla congiungente dei due nuclei degli atomi interessati nel legame; di conseguenza il legame π è meno forte del legame σ .



La sovrapposizione LATERALE di due orbitali di tipo p porta alla formazione di un legame covalente detto legame pi-greco, π



Nel caso della molecola di N_2 , i due atomi di azoto sono legati da tre legami covalenti, uno di tipo σ dovuto alla sovrapposizione di due orbitali p lungo la congiungente i due atomi e due legami di tipo π dovuti alla sovrapposizione laterale di due coppie di orbitali

4

GEOMETRIA MOLECOLARE LA TEORIA DELL'IBRIDAZIONE

5

BeH_2

$$\text{Be} \quad z=4 \rightarrow [\text{He}] 2s^2$$

PROMUOVE UN $e^- \rightarrow [\text{He}] 2s^1 2p^1$



SOVRAPPOSIZIONE

$S-S$ \Rightarrow LEGAMI
 $S-P$ DIVERSI

INVECE SONO UGUALI

- STESSA LUNGHEZZA
 - STESSA ENERGIA
 - 180°

6

Ibridazione (o ibridizzazione)

è un procedimento di combinazione matematica di un certo numero di orbitali atomici di tipo diverso (s, p, d) e con contenuto energetico poco diverso (quindi orbitali di valenza) di uno stesso atomo, che permette di ottenere nuovi orbitali ibridi isoenergetici, con i lobi orientati lungo le direzioni dei possibili legami che l'atomo centrale di una molecola può formare con gli altri atomi.

7

La caratteristica più importante degli orbitali ibridi è il loro carattere direzionale.

Il numero di orbitali ibridi ottenuti è uguale al numero di quelli che vengono combinati, in modo che il numero totale di orbitali di valenza di un atomo non cambi.

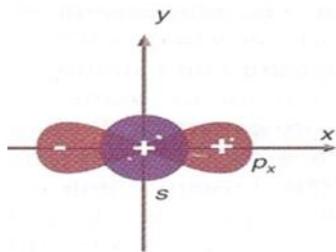
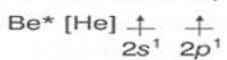
8

L'ibridazione è una combinazione lineare che permette di ottenere zone di probabilità, in direzioni dello spazio che concordano con le direzioni di legame osservate sperimentalmente.

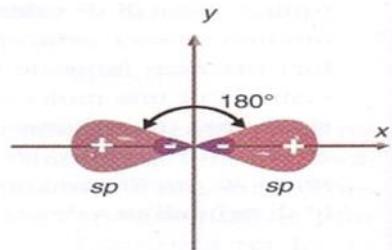
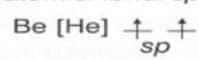
9

Ibridazione sp

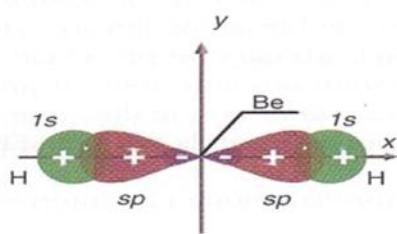
Orbitali atomici puri



Orbitali atomici ibridi sp (digonali)

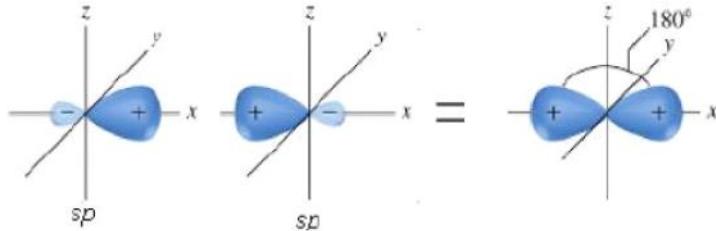
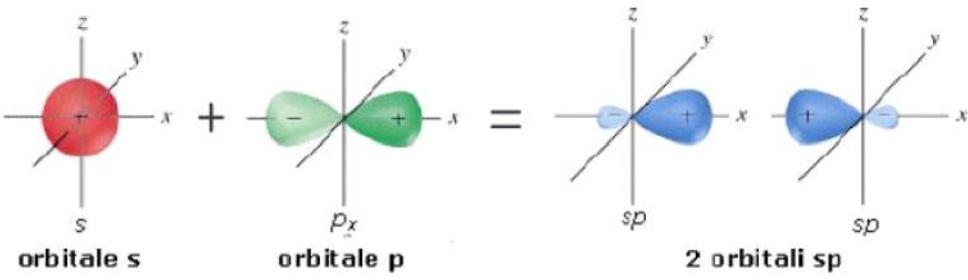


ibridizzazione



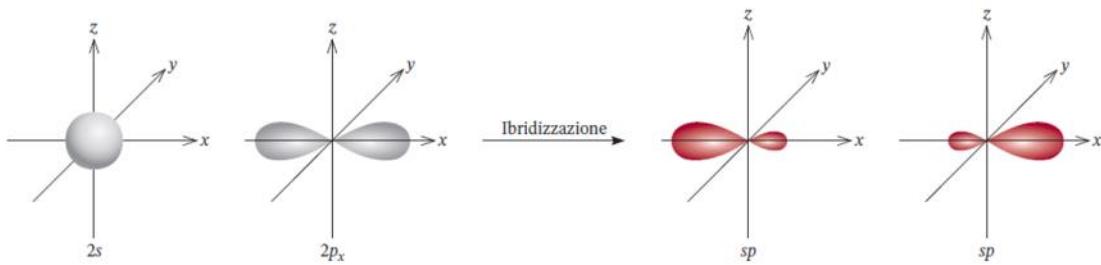
10

Ibridazione sp



11

Formazione di orbitali ibridi sp

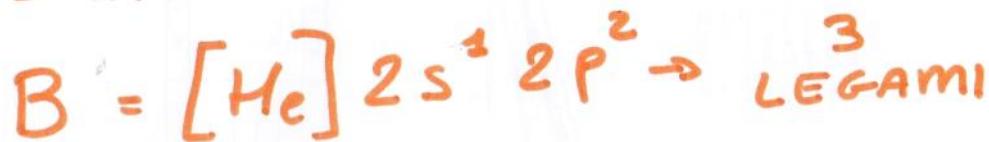


12

Ibridazione sp^2



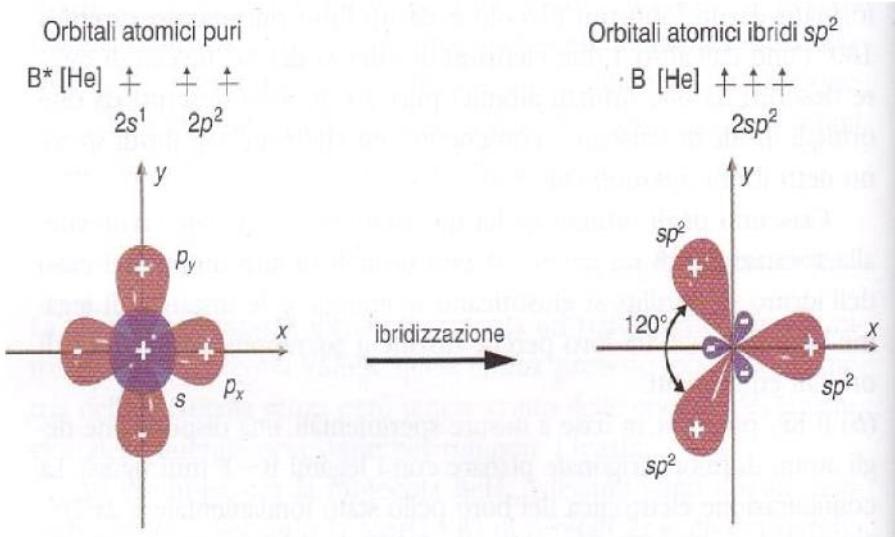
STATO ECCITATO



I TRE LEGAMI DI BF_3
SONO UGUALI

13

Ibridazione sp^2



la teoria VSEPR spiegava solo la geometria,
ma non l'equivalenza dei legami.

14

Ibridazione sp^3

CARBONIO

$$Z = 6 \rightarrow C = [\text{He}] 2s^2 2p^2$$
$$\downarrow$$
$$C = [\text{He}] 2s^2 2p^3$$

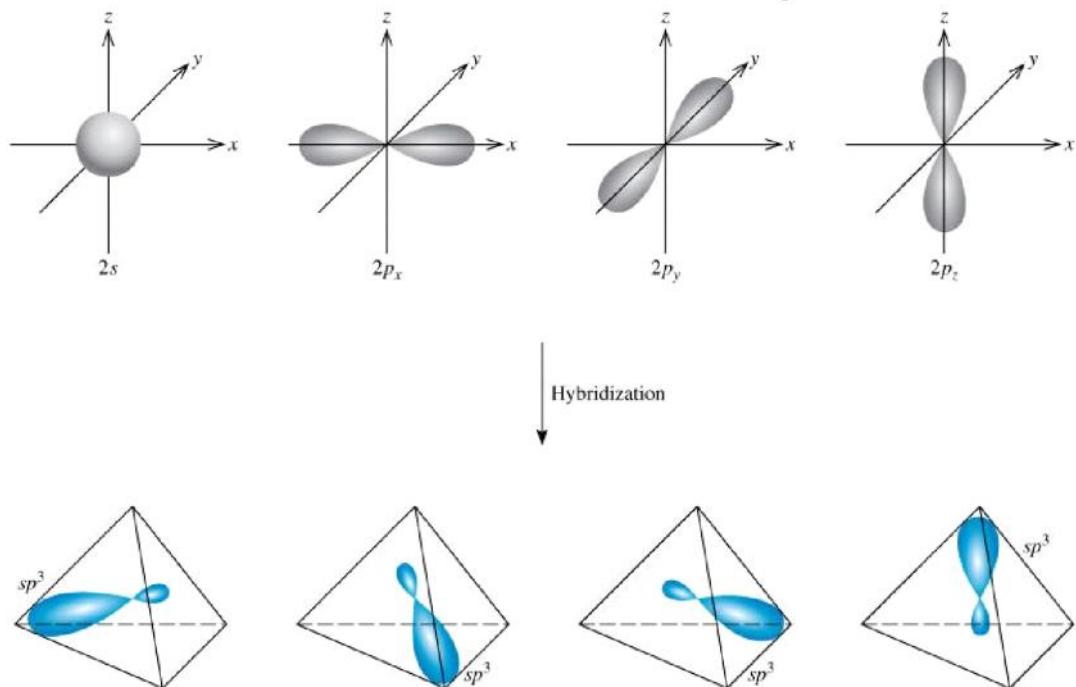
4 LEGAMI

CH_4

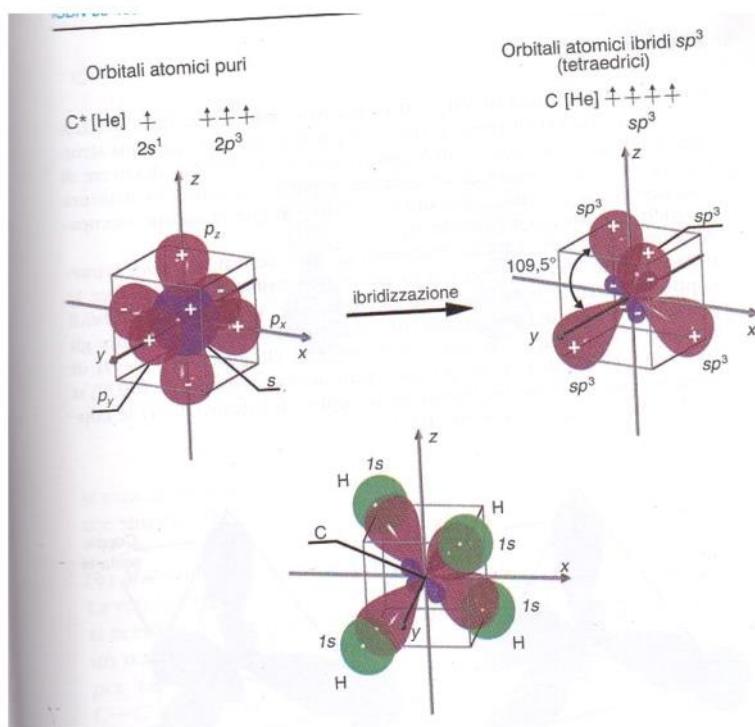
4 LEGAMI C-H UGUALI

15

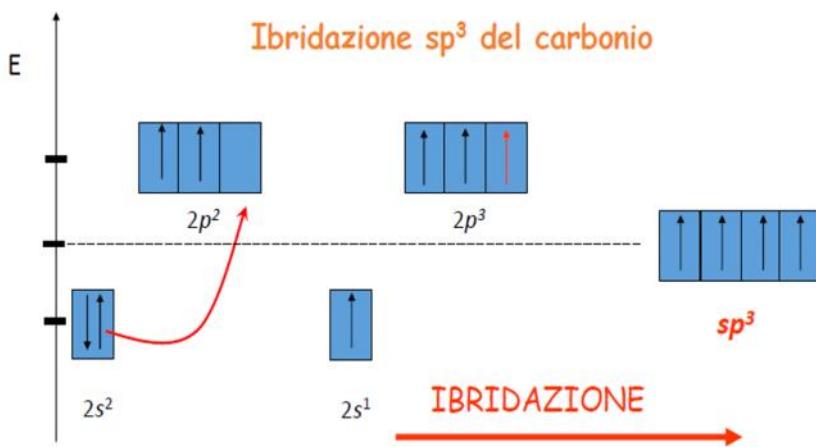
Formazione di orbitali ibridi sp^3



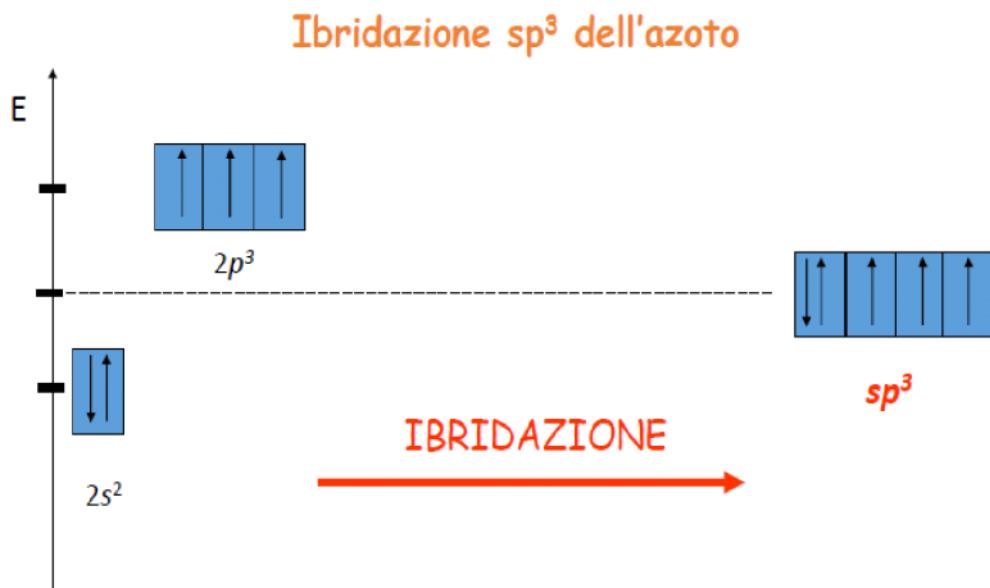
16



17



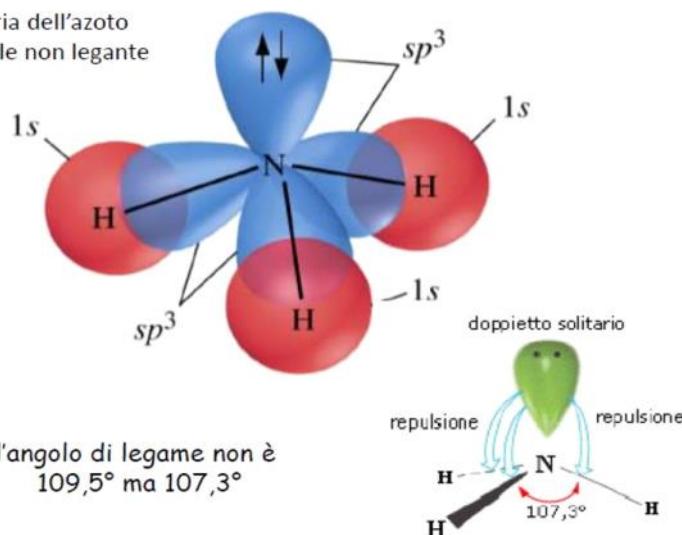
18



19

Ibridazione sp^3 dell'azoto

la coppia solitaria dell'azoto
occupa un orbitale non legante



l'angolo di legame non è
109,5° ma 107,3°

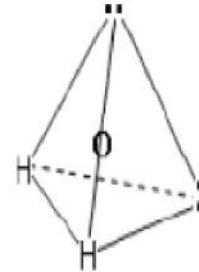
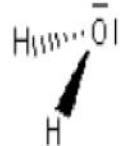
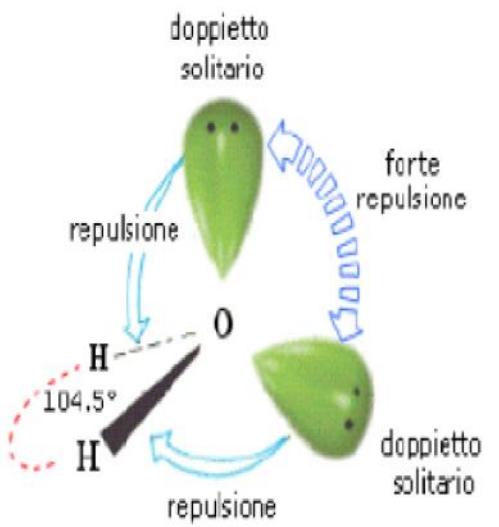
20

Ibridazione sp^3 dell'ossigeno



Anche l'ossigeno nella molecola di acqua, H_2O , ha ibridazione sp^3 .

21



22

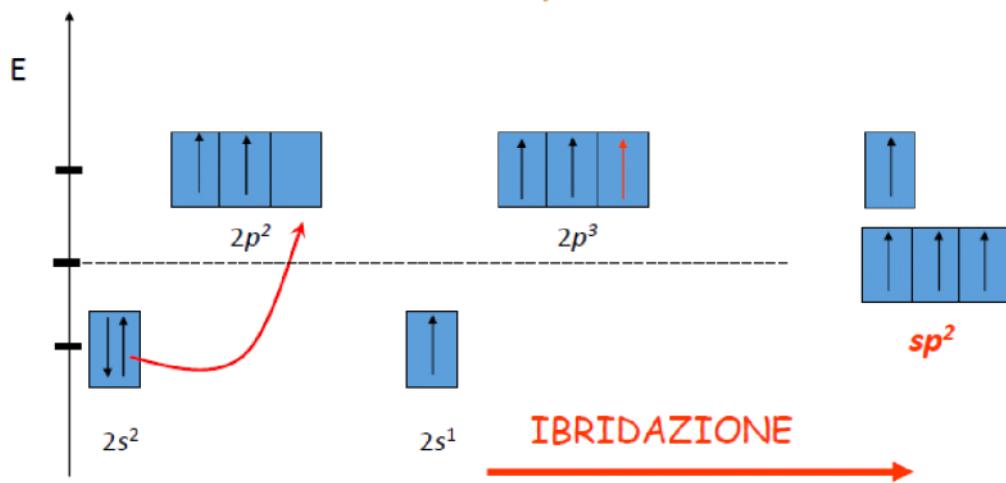
Legami multipli

Nel caso degli orbitali ibridi sp o sp², gli orbitali atomici che rimangono come orbitali p puri possono formare legami di tipo π .

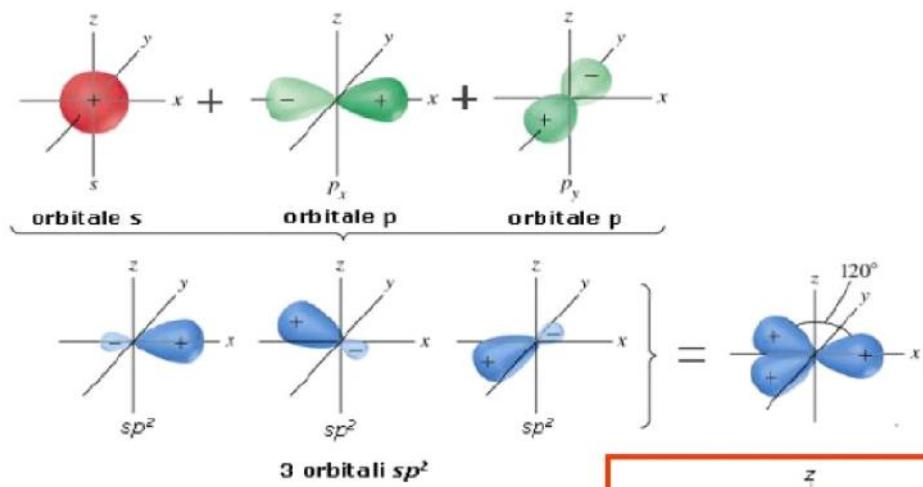
In questa ottica, andiamo a vedere le ibridazioni sp ed sp² per il carbonio.

23

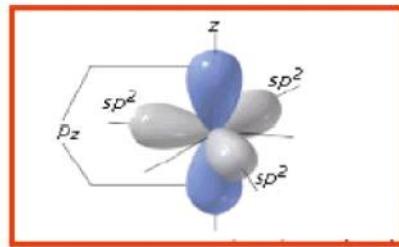
Ibridazione sp^2 del carbonio



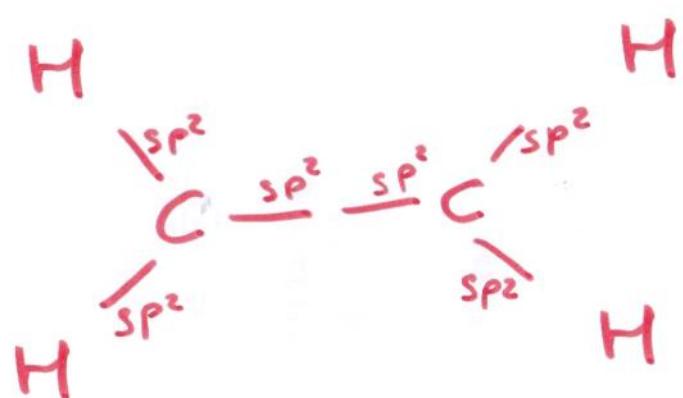
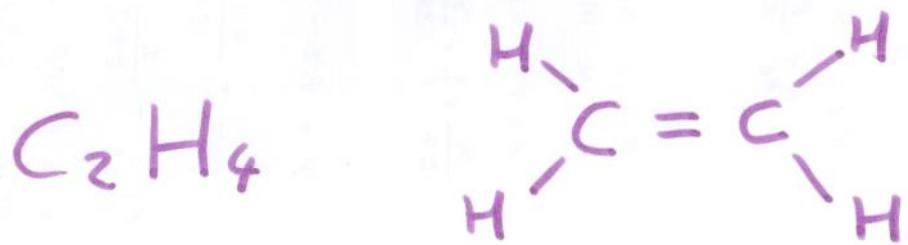
24



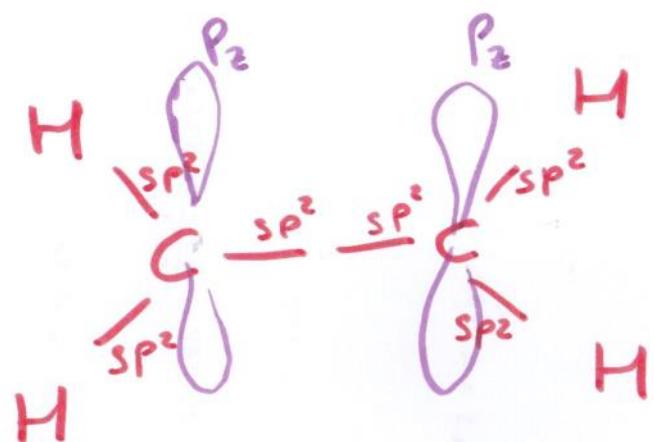
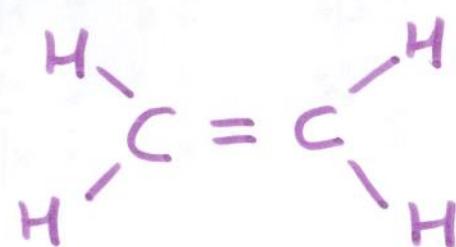
L'orbitale p non ibridato si dispone perpendicolarmente al piano di ibridazione.



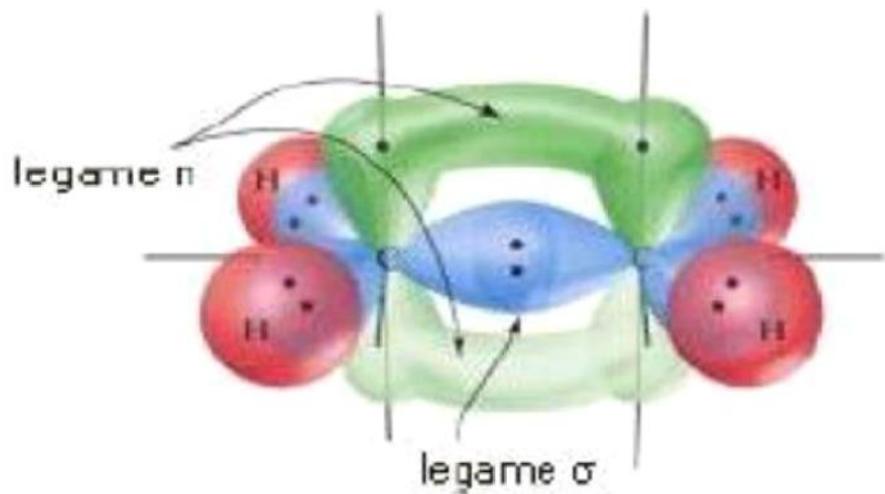
25



26

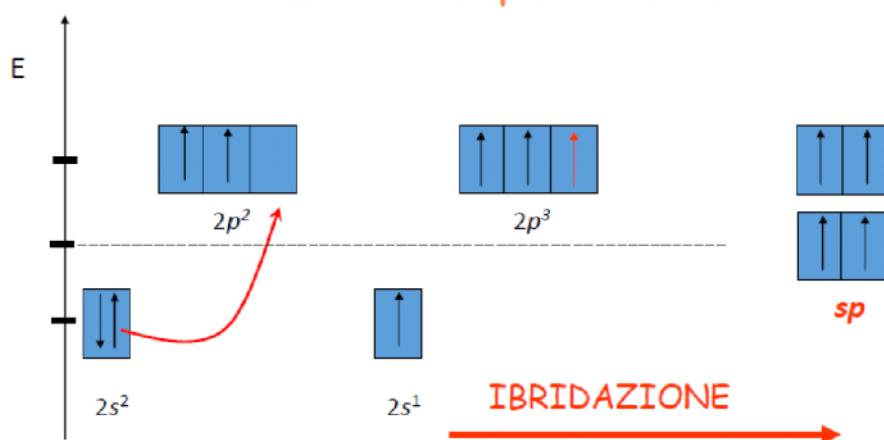


27

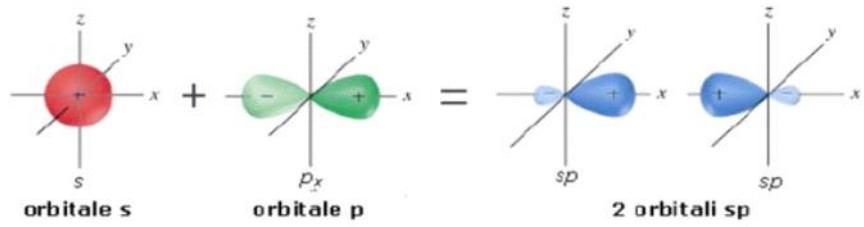


28

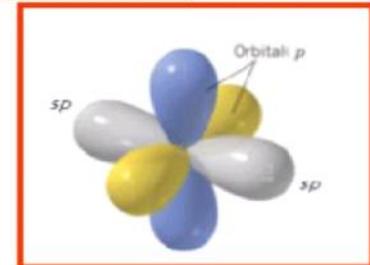
Ibridazione sp del carbonio



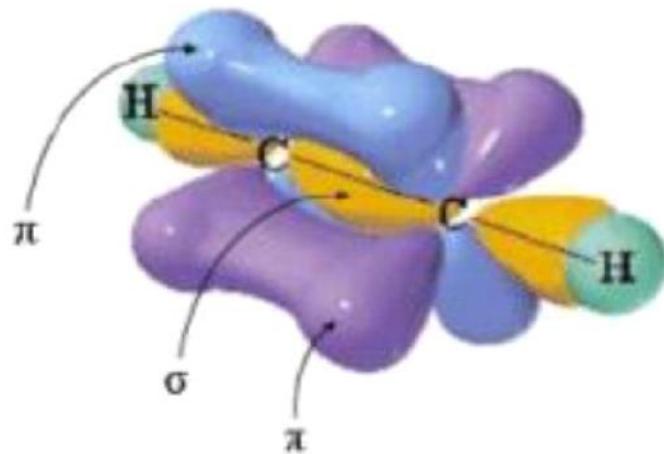
29



Gli orbitali p non ibridati si orientano perpendicolarmente alla retta di ibridazione e perpendicolarmente tra loro.



30



31

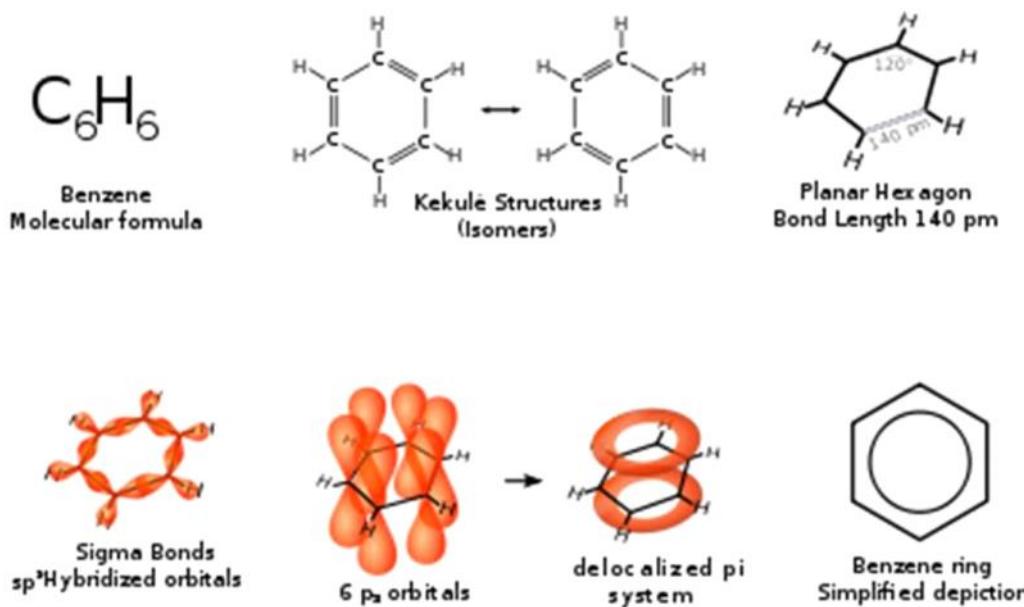
Carbonio diamante e carbonio grafite

Benzene (C_6H_6). Molecola planare esagonale.

I sei legami C-C sono uguali fra loro ed hanno una distanza di legame che è intermedia fra quella di un legame singolo C-C ed un legame doppio C=C.

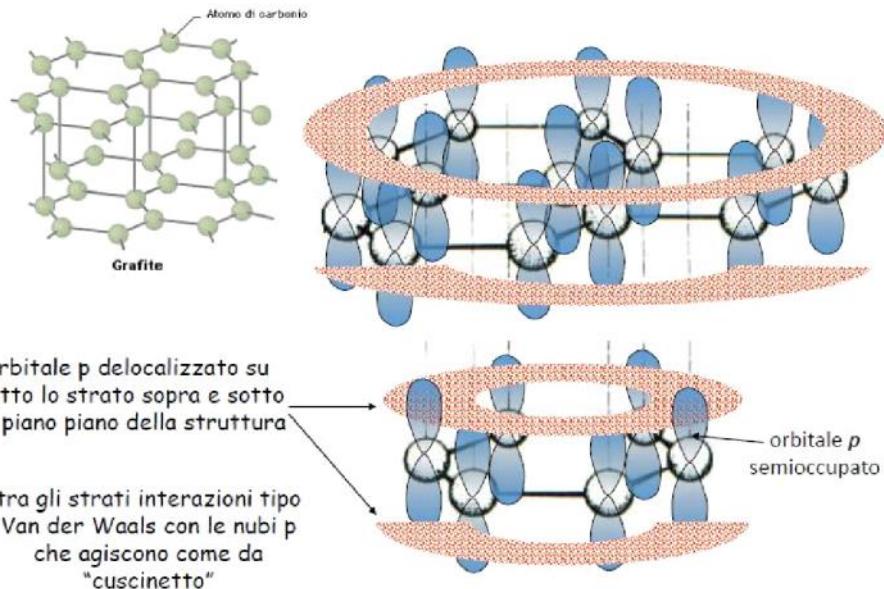
Gli angoli fra i legami formati da ciascun atomo di carbonio sono di 120° .

32

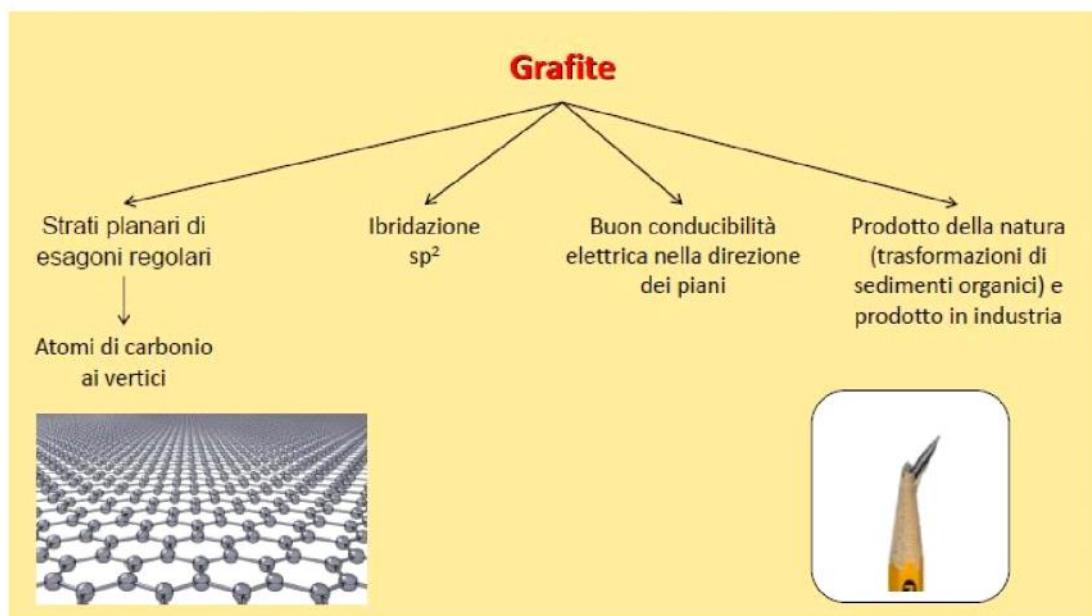


33

GRAFITE



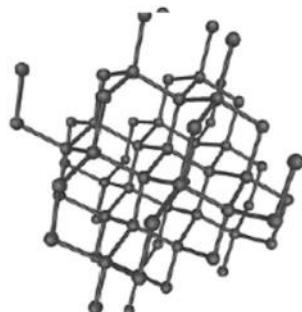
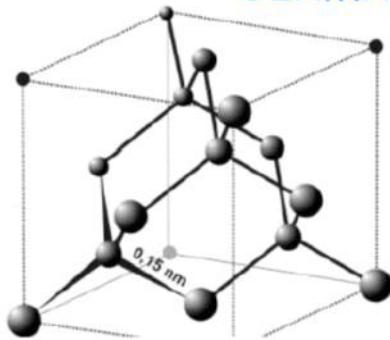
34



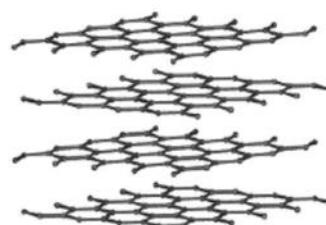
35

DIAMANTE

Il DIAMANTE, invece, è un isolante elettrico, è duro ed è un solido covalente dove il carbonio ha ibridazione sp^3 . Ciascun atomo di carbonio è legato tetraedricamente ad altri 4 carboni.



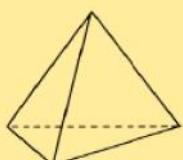
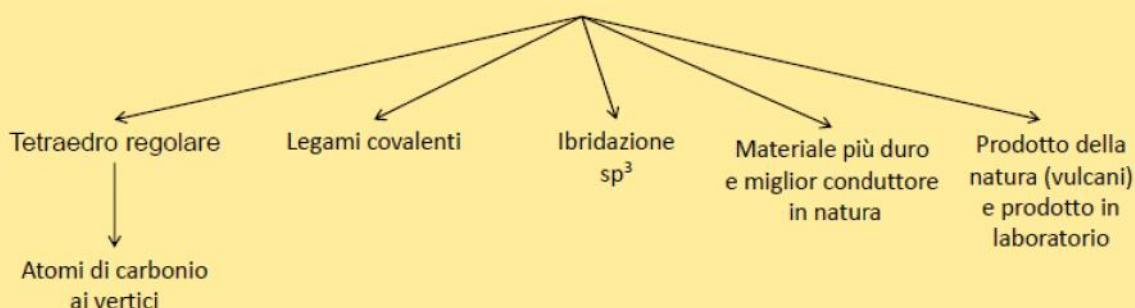
DIAMANTE



GRAFITE

36

Diamante



37

Legame metallico

I metalli hanno bassa energia di ionizzazione e bassa elettronegatività.

- a) **Elevata conducibilità elettrica e termica, indicativa di elevata mobilità elettronica.**
- b) **Buona duttilità e malleabilità, (mancanza di legami orientati o direzionali, presenza di piani atomici che possono facilmente slittare gli uni rispetto agli altri).**
- c) **Struttura compatta, ogni atomo ha un elevato numero di coordinazione, cioè di altri atomi vicini nella struttura cristallina.**
- d) **Opacità (la luce non passa) e lucentezza (dovuta all'alto grado di riflessione della luce visibile sui piani di alta densità atomica).**

38

Nella struttura cristallina dei metalli, gli atomi sono così vicini fra loro che gli elettroni di valenza esterni sono attratti contemporaneamente dai nuclei di numerosi atomi vicini.

Gli elettroni di valenza, quindi, non sono strettamente associati ad un nucleo particolare, ma sono dispersi tra gli atomi sotto forma di nuvola elettronica altamente delocalizzata.

39

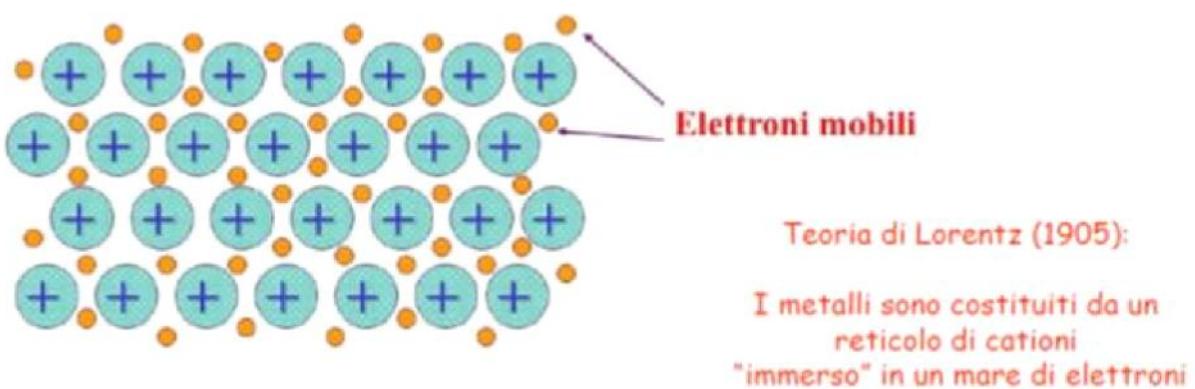
Nei metalli gli elettroni di valenza sono relativamente liberi di muoversi nella struttura cristallina.

Il modello classico del metallo è quello di un mare di elettroni (cariche negative) che tengono insieme i cationi metallici (cariche positive).

Legame adirezionale.

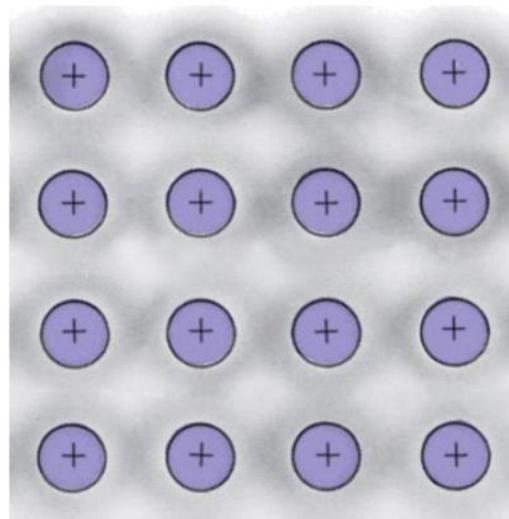
Legami delocalizzati nell'intero cristallo.

40



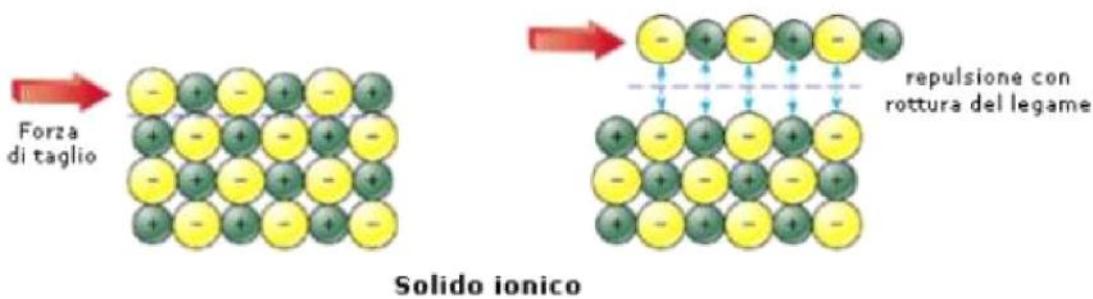
41

Legame metallico: il modello del mare di elettroni

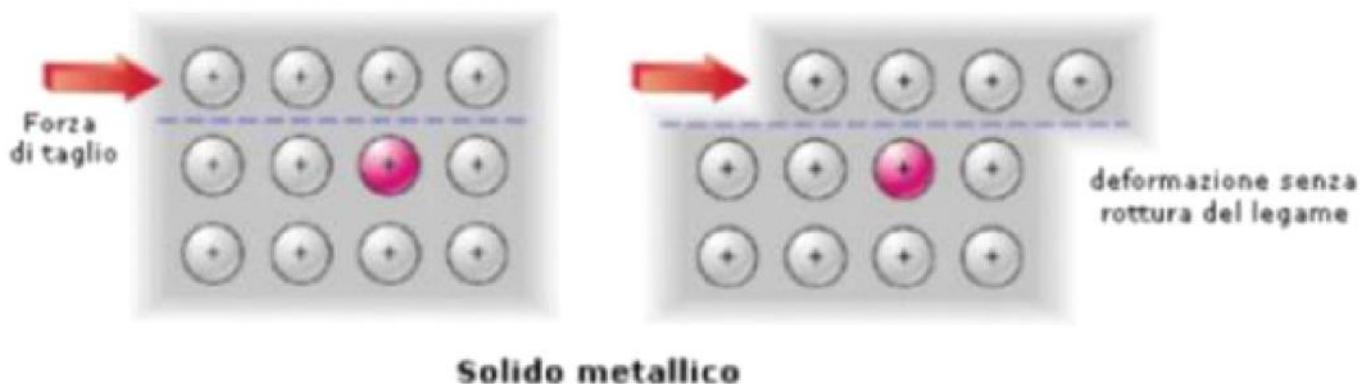


42

Nei **cristalli ionici** le forze di legame sono dovute ad attrazioni elettrostatiche fra ioni di carica opposta: **gli elettroni di valenza sono saldamente legati ai nuclei atomici**. Se il cristallo ionico è sottoposto a deformazione, lo spostamento tende ad avvicinare ioni della stessa carica creando fortissime forze di repulsione che portano alla frattura.



43



44

Legami deboli

La polarità delle molecole determina le interazioni intermolecolari.

Forze attrattive fra atomi (nel casi di elementi come i gas nobili) o fra molecole sono presenti nello stato gassoso e ancor di più in quelli liquido e solido.

Queste forze determinano molte proprietà dell'elemento (es. temperatura di ebollizione, la viscosità, densità) e sono anche dette legami deboli, in contrapposizione a quelli forti (ionico, covalente e metallico) prima descritti rispetto ai quali sono di circa due ordini di grandezza inferiori.

45

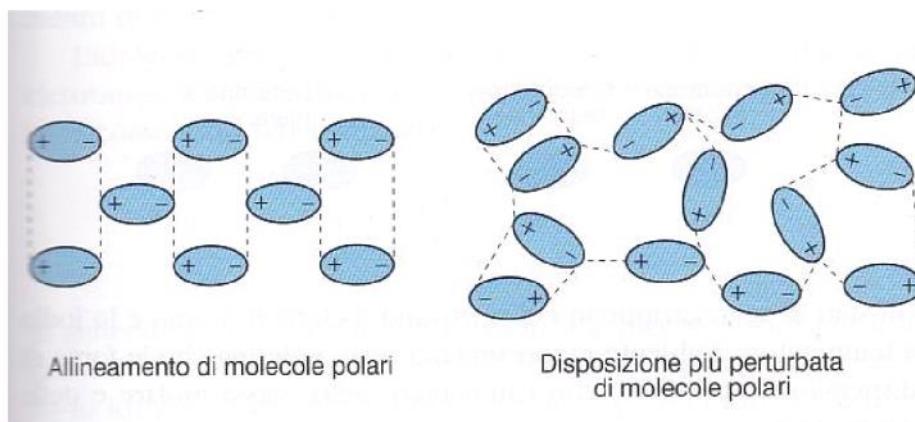
Interazioni dipolari

Sono di natura elettrostatica e sono dette forze di Van der Waals.

Sono responsabili dello stato di aggregazione delle unità costituenti una sostanza e possono essere di diverso tipo a seconda della natura chimica delle specie coinvolte.

46

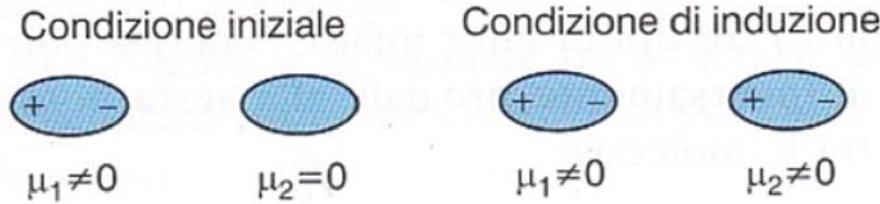
Forze dipolo-dipolo Molecole polari



47

Forze dipolo-dipolo indotto

Molecole polari e non polari



La polarizzabilità aumenta con il numero di elettroni.

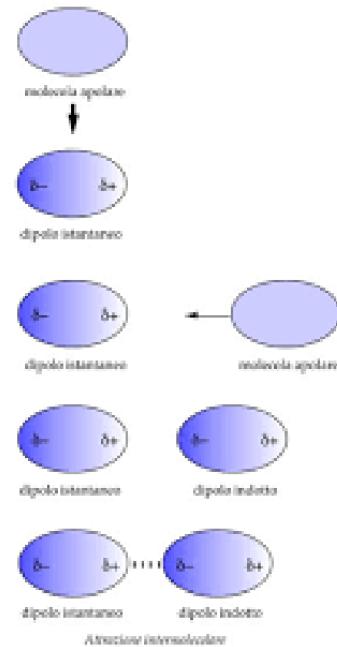
Le forze dipolo- dipolo indotto sono di minor entità rispetto a quelle dipolo-dipolo.

48

**Forze
dipolo istantaneo – dipolo indotto
Molecole apolari**

Anche dette forze di dispersione o di London.

Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto



49

La polarizzabilità di un atomo o molecola aumenta con l'aumento del numero totale di elettroni.

Cloro (Z=17), Br (Z=35), I (Z=53)

T ambiente

Cl₂ gas

Br₂ liquido

I₂ solido

50

Legame a idrogeno

Il legame a idrogeno rappresenta una interazione debole che si verifica quando un atomo di idrogeno si interpone fra due atomi fortemente elettronegativi e generalmente piccoli, come F, O, N.

È il più forte dei legami deboli.

51

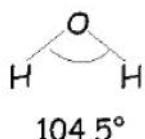
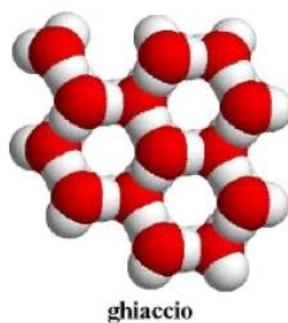
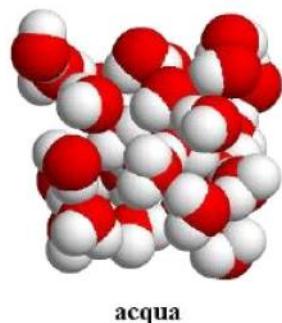
L'atomo di idrogeno è legato covalentemente ad un atomo elettronegativo, che indichiamo genericamente come X, il quale attrae fortemente gli elettroni di legame e determina sull'idrogeno un eccesso di carica positiva.

L'atomo di idrogeno, di dimensioni molto piccole, grazie alla sua alta densità di carica, interagisce elettrostaticamente, in modo attrattivo con l'atomo elettronegativo Y, permettendo così il massimo avvicinamento di X ed Y.

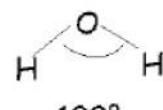
Rappresentazione del legame ad idrogeno

X-H....Y (X e Y = F, O, N)

52



densità acqua liquida a 4°C = 1 g/mL



densità ghiaccio a 0°C = 0,917 g/mL

53

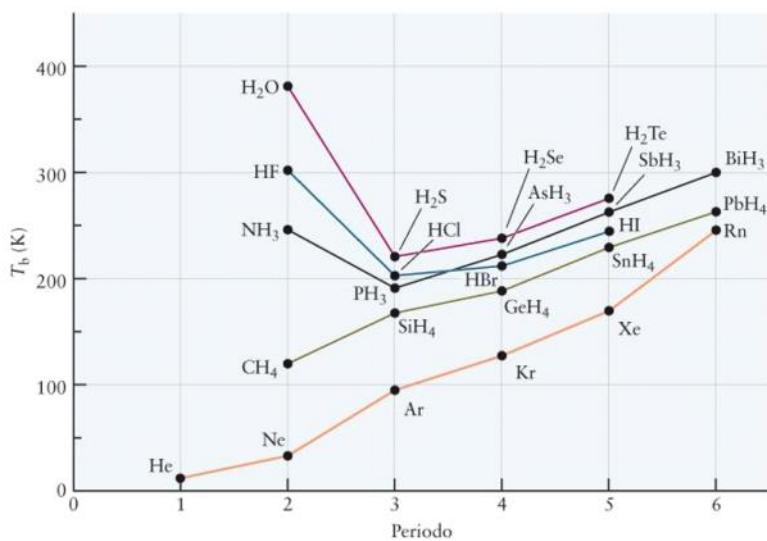


FIGURA 10.12 Punti di ebollizione degli idruri di alcuni elementi dei gruppi principali e dei gas nobili.



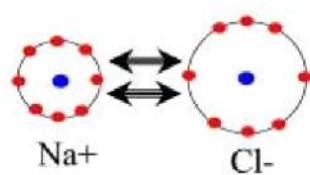
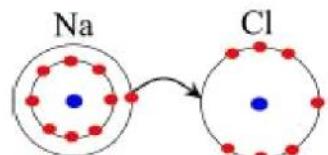
Le reazioni di ossido-riduzione

RedOx

1

VALENZA

La valenza è il numero di elettroni che l'atomo di un elemento condivide, cede o acquista quando si lega con altri atomi.



2

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE (n.o.)

È una carica positiva o negativa che viene attribuita formalmente a ciascun elemento in un composto.

3

Per definizione, il numero di ossidazione nelle sostanze elementari è zero.

Fe . S , Na

H₂ , Cl₂ , O₂ , N₂

etc.

4

Nei composti ionici il n.o. corrisponde all'effettiva carica dell'atomo.



$$\text{n.o. } Na = +1$$

$$\text{n.o. } Cl = -1$$

5



$$Ba \text{ n.o. } +2$$

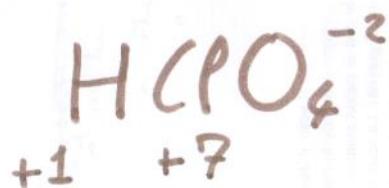
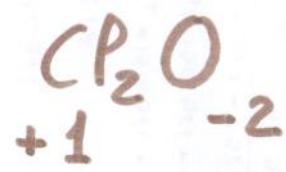
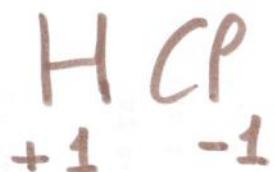
$$Cl \text{ n.o. } -1$$

6

Nelle molecole in cui siano presenti legami covalenti, il n.o. rappresenta una grandezza convenzionale in quanto la condivisione di elettroni non modifica la struttura elettronica esterna.

7

Uno stesso elemento può presentare n.o. diversi, positivi o negativi, in funzione della elettronegatività degli elementi coi quali è legato.



8

➤ Regole per determinare il numero di ossidazione:

1) n.ox. = 0: in tutti gli elementi allo stato elementare e quando gli atomi presenti nella molecola sono uguali, cioè non esiste differenza di elettronegatività. Es: H_2 ; Br_2 ; O_2

2) per gli elementi del gruppo I (metalli alcalini) n.ox. = +1

3) per gli elementi del gruppo II (metalli alcalino terrosi) n.ox. = +2

9

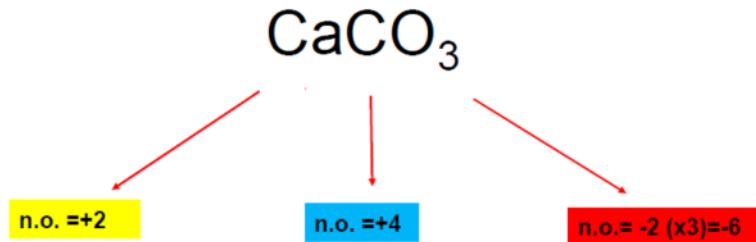
4) nei suoi composti, H ha n.ox. = +1, negli idruri dei metalli n.ox. = -1

5) nei suoi composti, O ha n.ox. = -2 (tranne nei perossidi dove n.ox. = -1 Es. H_2O_2 ; nei superossidi è -1/2)

6) per qualsiasi elemento allo stato di ione monoatomico
n.ox = carica dello ione.

10

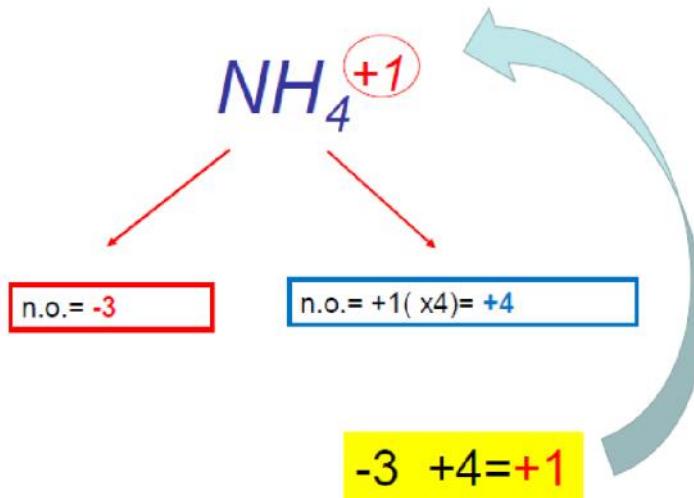
7) la somma degli n.ox. degli elementi presenti in una molecola neutra è uguale a zero.



$$+2 + 4 - 6 = 0$$

11

8) in uno ione poliatomico il n.ox. coincide con la carica dello ione.



12

Gruppo della Tavola Periodica	Elementi	Numero di ossidazione
1	Li, Na, K	+1
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
3	B, Al	+3
4	C, Si	+4
5	N, P, As, Sb Bi	-3, +3, +5 +3
6	O S	-2, (-1) -2, +4, +6 -1
7	F Cl Br I	-1, +1, +3, +5, +7 -1, +1, +5 -1, +1, +5, +7
Elementi di transizione	Cr Mn Fe, Co, Ni Pt Cu, Hg Ag Au Zn, Cd	+2, +3, +6 +2, +3, +4, +6, +7 +2, +3 +2, +4 +1, +2 +1 +1, +3 +2

13

Le reazioni di ossido-riduzione sono reazione che avvengono con trasferimento di elettroni.

Ossidazione = cessione di elettroni

Riduzione = acquisizione di elettroni

Specie riducente è quella che si ossida cedendo elettroni ad un'altra specie che si riduce.

Specie ossidante è quella che si riduce acquistando elettroni da una specie che si riduce.

14

RIDUZIONE: ACQUISTO DI ELETTRONI

OSSIDAZIONE: PERDITA DI ELETTRONI

In una redox il numero di elettroni ceduti dal riducente è uguale al numero di elettroni acquistati dall'ossidante.

15

BILANCIAMENTO DI UNA REAZIONE DI OSSIDORIDUZIONE

- Per bilanciare una reazione redox è necessario prima di tutto **assegnare i NUMERI DI OSSIDAZIONE** ai diversi elementi (in base alle regole già viste), così da individuare la specie che si ossida e quella che si riduce.
- E' conveniente riscrivere la reazione in FORMA IONICA in modo da "escludere" inizialmente tutti gli elementi che non prendono parte alla reazione redox vera e propria (ioni SPETTATORI).

16

- Una volta individuata la specie che si ossida e quella che si riduce, scrivere separatamente la semireazione di riduzione e quella di ossidazione e procedere al bilanciamento di ciascuna di esse nel seguente modo:

1. Si bilanciano gli ATOMI coinvolti nella semireazione di ossidazione o riduzione
2. Si bilanciano gli ELETTRONI
3. Si bilanciano le CARICHE aggiungendo ioni H^+ (ambiente acido) oppure ioni OH^- (ambiente basico)
4. Si bilanciano le MASSE aggiungendo H_2O dove serve

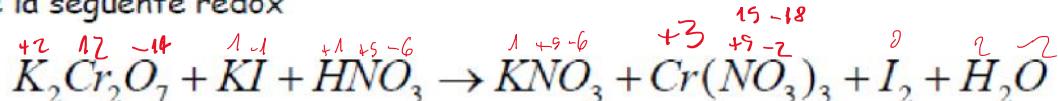
17

- Una volta bilanciate le due semireazioni, si moltiplicano per opportuni coefficienti in modo tale che gli elettroni utilizzati nella reazione di riduzione siano uguali a quelli forniti dalla reazione di ossidazione e si sommano membro a membro le due semireazioni
- Si riscrive la reazione in forma non ionica aggiungendo a destra e sinistra lo stesso numero e tipo di ioni spettatori necessari.

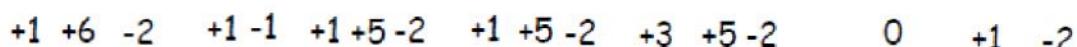
18

ESEMPIO:

Bilanciare la seguente redox



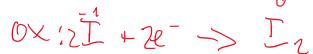
a) Si assegnano i numeri di ossidazione



Il cromo si riduce



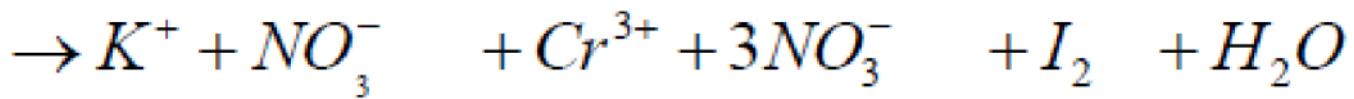
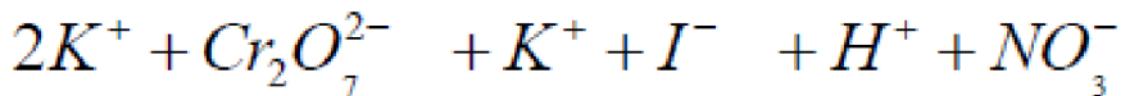
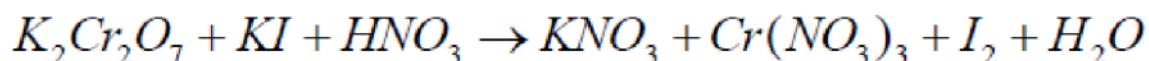
Lo iodio si ossida



Ambiente acido

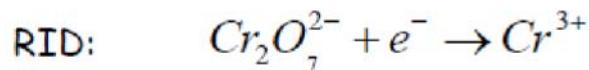
19

b) Riscrivo in forma ionica

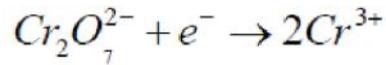


20

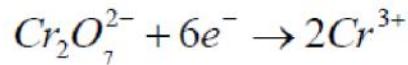
c) Separo le due semirezioni di riduzione ed ossidazione



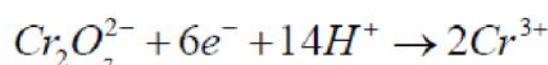
bilancio ATOMI



bilancio ELETTRONI



bilancio CARICHE



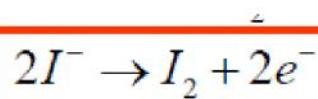
bilancio MASSE



21



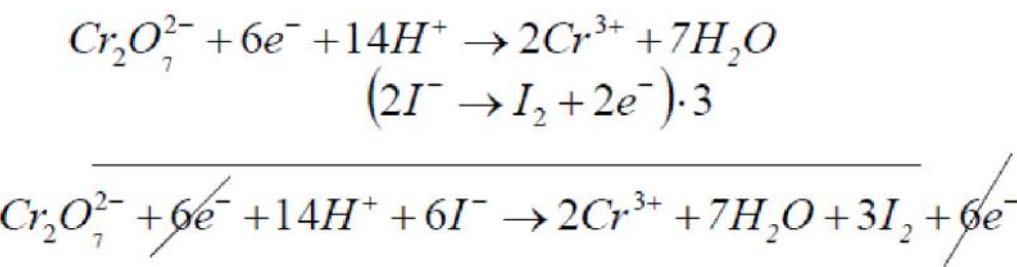
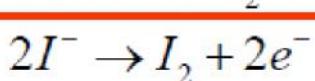
bilancio ELETTRONI



cariche e masse sono
già bilanciate

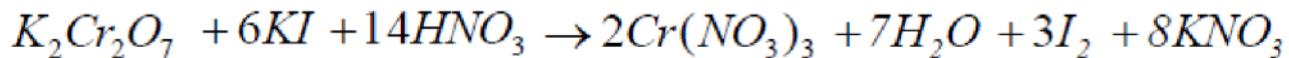
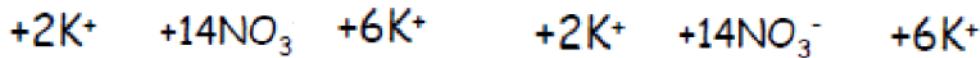
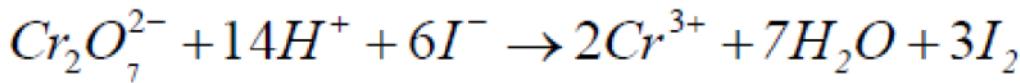
22

d) Moltiplico le due semirezioni per opportuni coefficienti in modo che gli elettroni forniti nella reazione di ossidazione siano gli stessi utilizzati in quella di riduzione e sommo le due semireazioni



23

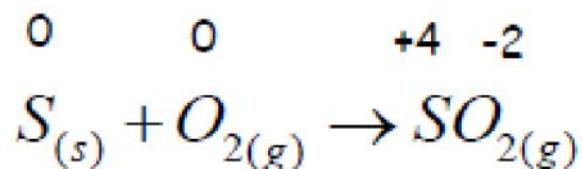
e) Aggiungo gli ioni spettatori a sinistra ed a destra per riscrivere la redox in forma non ionica



24

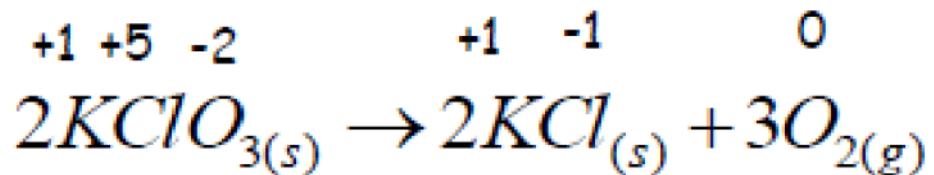
Le reazioni redox possono essere di diversi tipi.

- REAZIONI DI COMBINAZIONE



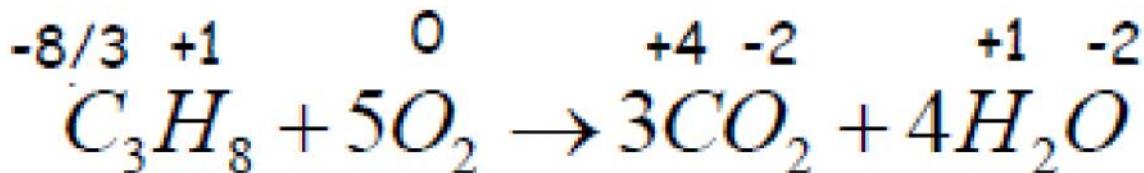
25

- REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE



26

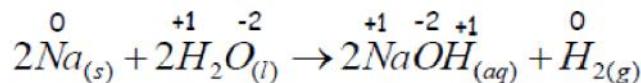
- REAZIONI DI COMBUSTIONE



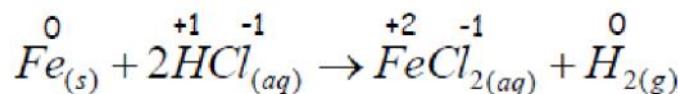
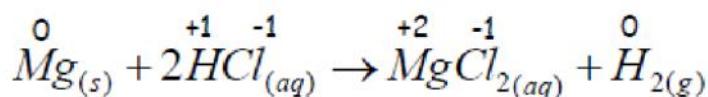
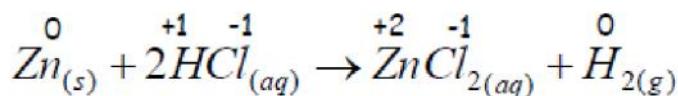
27

- REAZIONI DI SPOSTAMENTO

A) Tutti i metalli ALCALINI sono in grado di spostare l'idrogeno dall'acqua fredda:



B) Molti metalli sono capaci di spostare l'idrogeno dagli acidi:



28

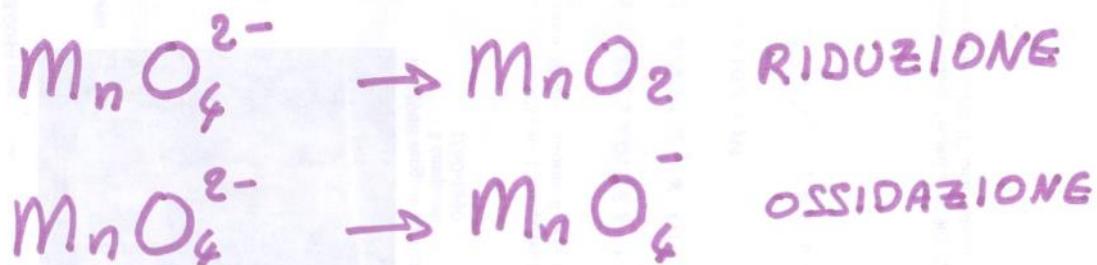
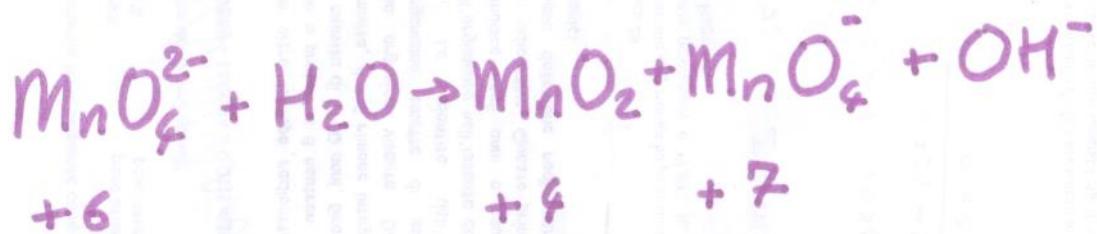
Disproporziona

Un unico elemento agisce da ossidante e riducente al tempo stesso.

Quindi compare sia nella riduzione, sia nella ossidazione.

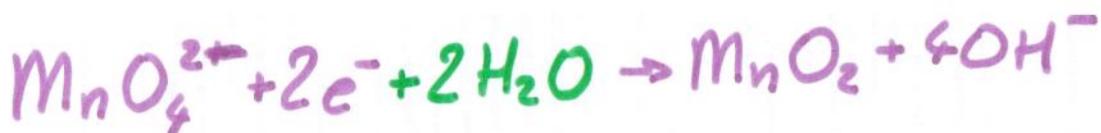
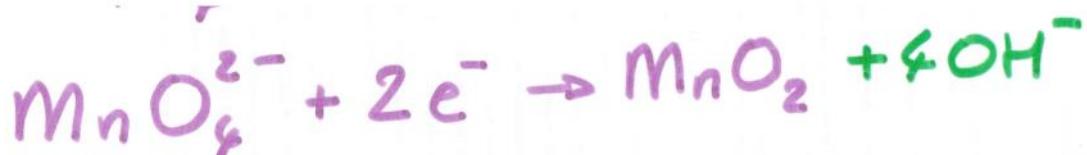
Per il bilanciamento si procede come descritto in precedenza.

29



30

RIDUZIONE

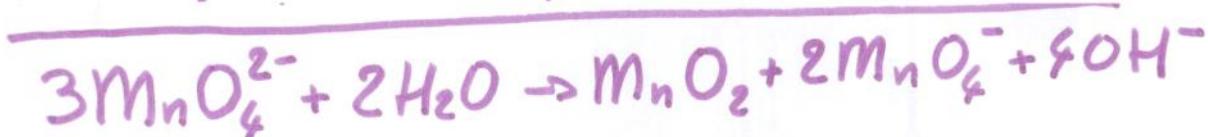
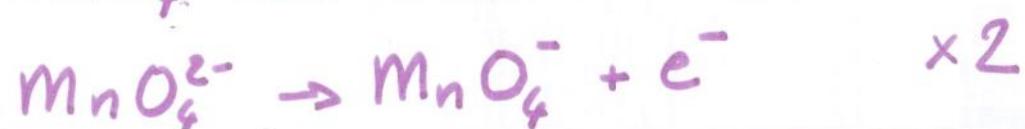


31

OSSIDAZIONE



REAZIONE COMPLESSIVA



32



Lo stato gassoso (aeriforme)

1

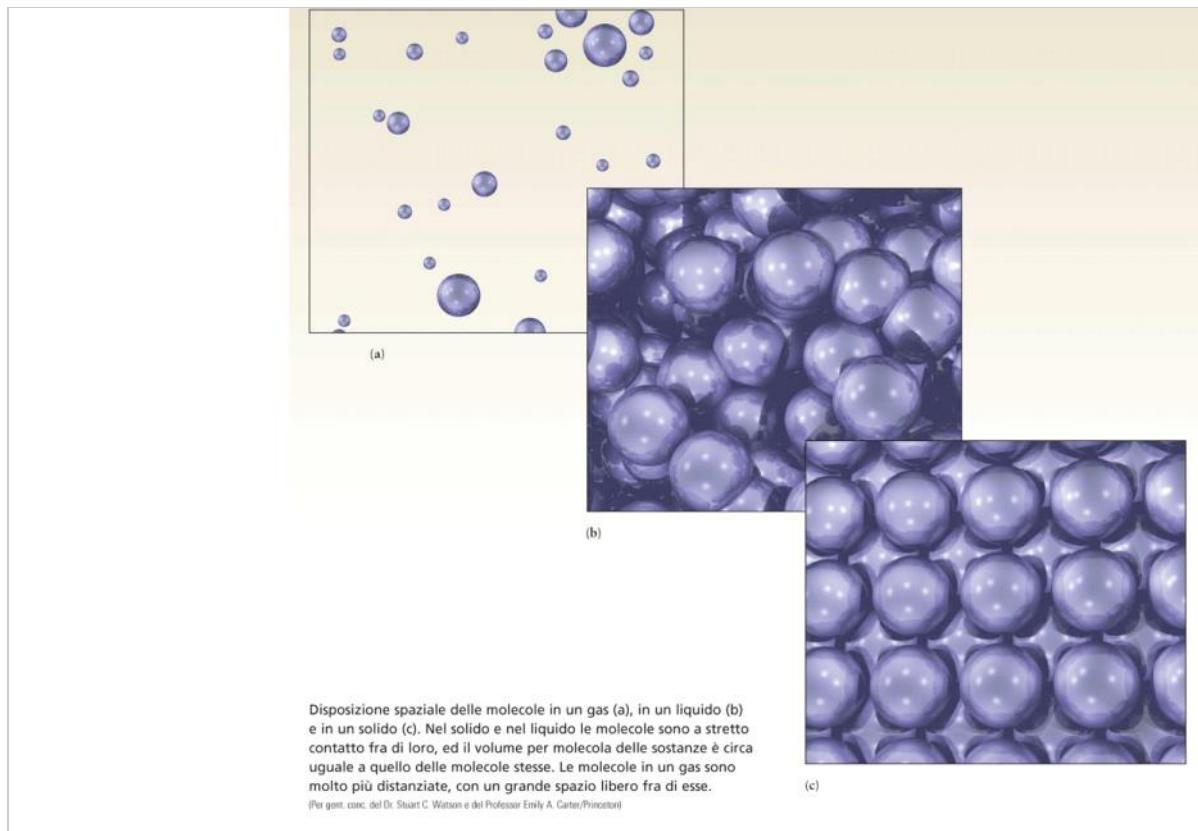
T > T_c **Gas**

T < T_c **vapore**

Gas o vapore = aeriforme

La TEMPERATURA CRITICA T_c è la temperatura al di sopra della quale non è possibile liquefare un gas per compressione.

2



3

Elementi che esistono come **gas** a 25 °C e 1 atm.

1A	2A								8A
H									He
									N O F Ne
									Cl Ar
									Kr
									Xe
									Rn

4

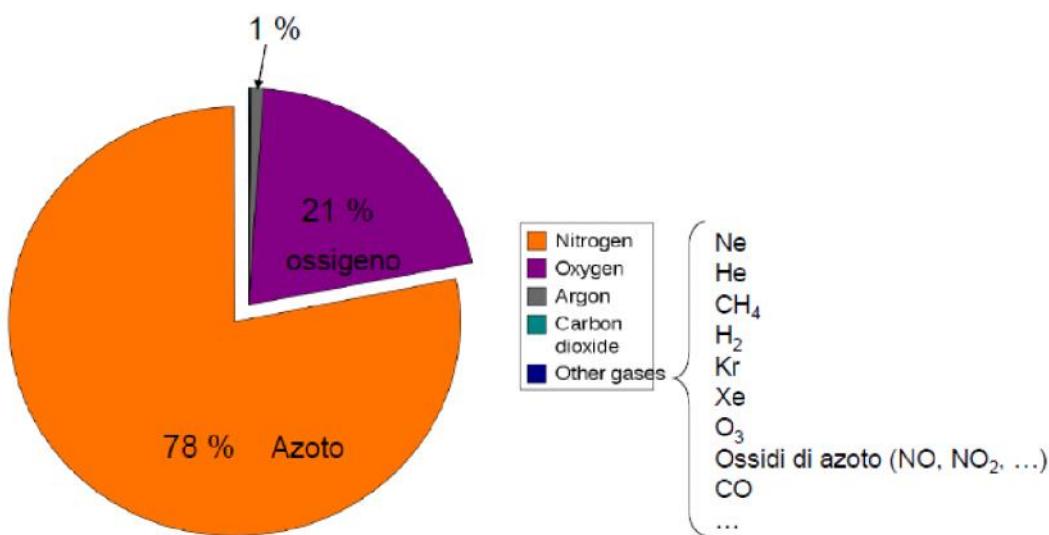
Tabella 8.1 Alcune sostanze che si trovano allo stato gassoso a 1 atm e 25 °C

Elementi	Composti
H ₂ (idrogeno molecolare)	HF (fluoruro di idrogeno)
N ₂ (azoto molecolare)	HCl (cloruro di idrogeno)
O ₂ (ossigeno molecolare)	HBr (bromuro di idrogeno)
O ₃ (ozono)	HI (ioduro di idrogeno)
F ₂ (fluoro molecolare)	CO (monossido di carbonio)
Cl ₂ (cloro molecolare)	CO ₂ (biossalido di carbonio)
He (elio)	NH ₃ (ammoniaca)
Ne (neon)	NO (ossido nitrico)
Ar (argon)	NO ₂ (diossalido di azoto)
Kr (cripton)	N ₂ O (ossido nitroso)
Xe (xenon)	H ₂ S (solfuro di idrogeno)
Rn (radon)	HCN (cianuro di idrogeno)*

* Il punto di ebollizione di HCN è 26 °C, ma è così vicino alla temperatura ambiente da poter essere considerato un gas in condizioni atmosferiche ordinarie.

5

L'atmosfera è una miscela di gas diversi.



6

Composizione dell'aria

Gas	Formula	Frazione in volume
Azoto	N ₂	0.78110
Ossigeno	O ₂	0.20953
Argon	Ar	0.00934
Diossido di carbonio	CO ₂	0.00038
Neon	Ne	1.82×10^{-5}
Elio	He	5.2×10^{-6}
Metano	CH ₄	1.5×10^{-6}
Kripton	Kr	1.1×10^{-6}
Idrogeno	H ₂	5×10^{-7}
Protossido di azoto	N ₂ O	3×10^{-7}
Xenon	Xe	8.7×10^{-8}

7

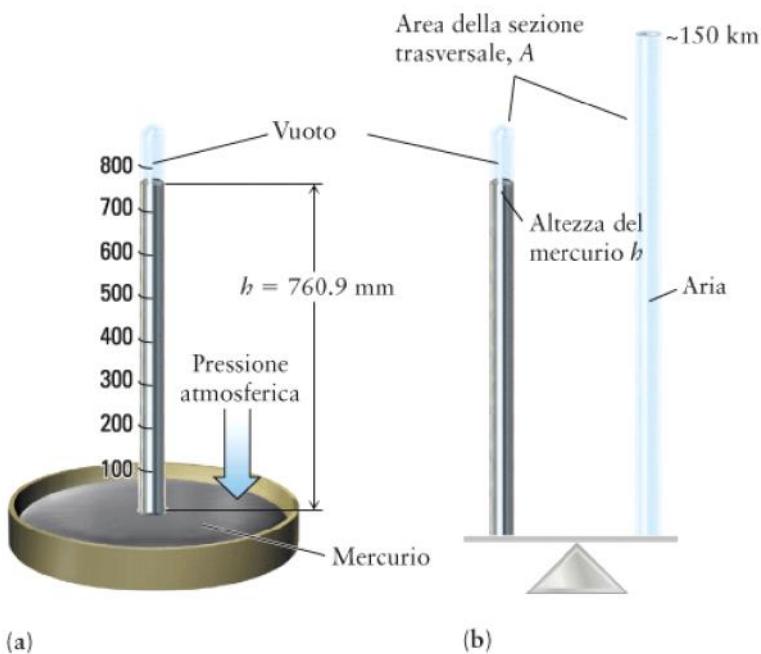
Volume

Pressione

Temperatura

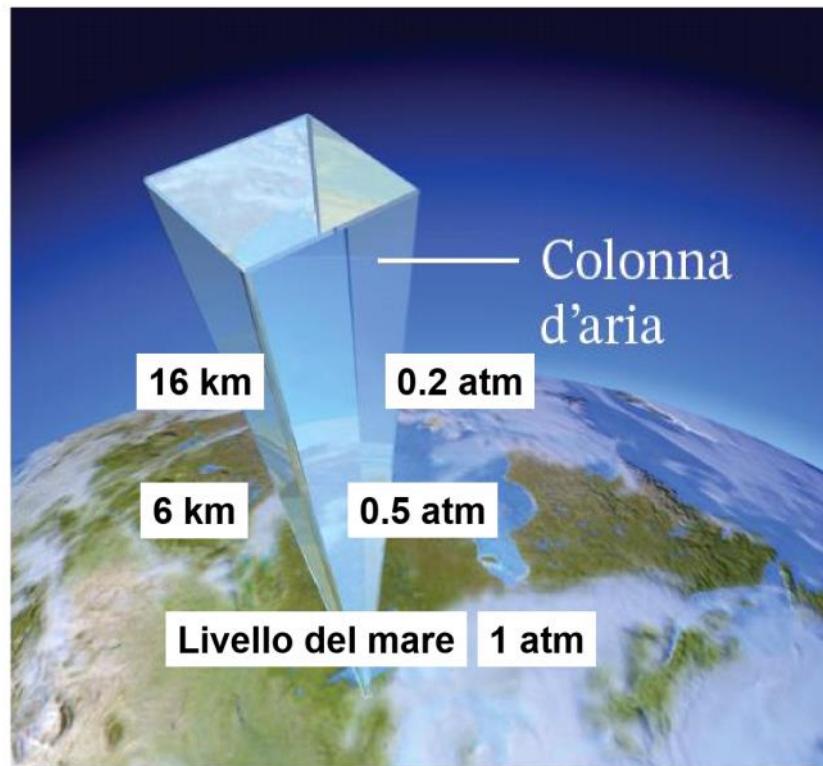
8

pressione



barometro

9



10

$$F = ma$$

$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{A}$$

$$P = \frac{mg}{A} = \frac{mg}{V/b} = \frac{mgh}{V}$$

$$\rho = m/V,$$

PRESS'ONE DI VOLUMI & IDROST.

LEGGE DI
PASCAL

$$P = \rho gh$$

↓
PESO DEL FLUIDO
↑ ALTEZZA

11

$$P = \rho gh = (1.35951 \times 10^4 \text{ kg m}^{-3})(9.80665 \text{ m s}^{-2})(0.760000 \text{ m})$$

$$= 1.01325 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

$$1 \text{ atmosfera} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

12

Unità	Definizione o relazione
pascal (Pa)	$1 \text{ kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
bar	$1 \times 10^5 \text{ Pa}$
atmosfera (atm)	101 325 Pa
torr	1/760 atm
760 mm Hg (a 0°C)	1 atm
14.6960 libbre per pollice quadrato (psi, lb in ⁻²)	1 atm

13



14



ARCHIVIO STORICO LUCE

**Una pubblica dimostrazione della forza
coesiva dei cosiddetti 'emisferi di
Magdeburgo' in ricordo di Otto von
Guerick, inventore della macchina
pneumatica con la quale provò
l'esistenza della pressione atmosferica
agente per ogni verso.**

GIORNALE LUCE B0886
del 20/05/1936

15

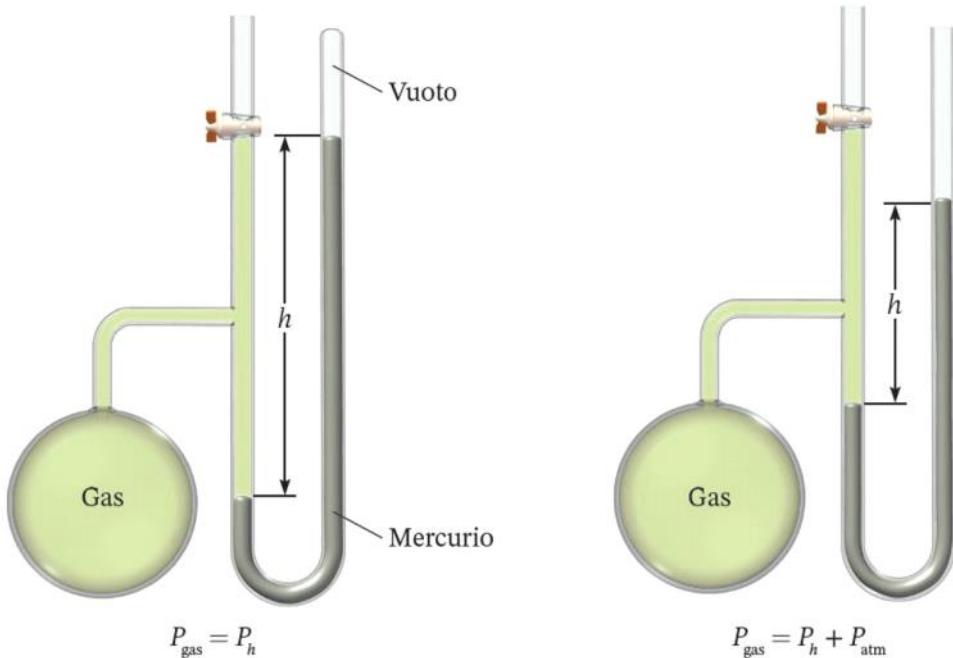
$$R = 30 \text{ cm}$$

$$A = \pi R^2 = 0.28 \text{ m}^2$$

$$F = PA = 28000 \text{ N} = 2800 \text{ Kg}$$

16

Manometri utilizzati per misurare le pressioni dei gas



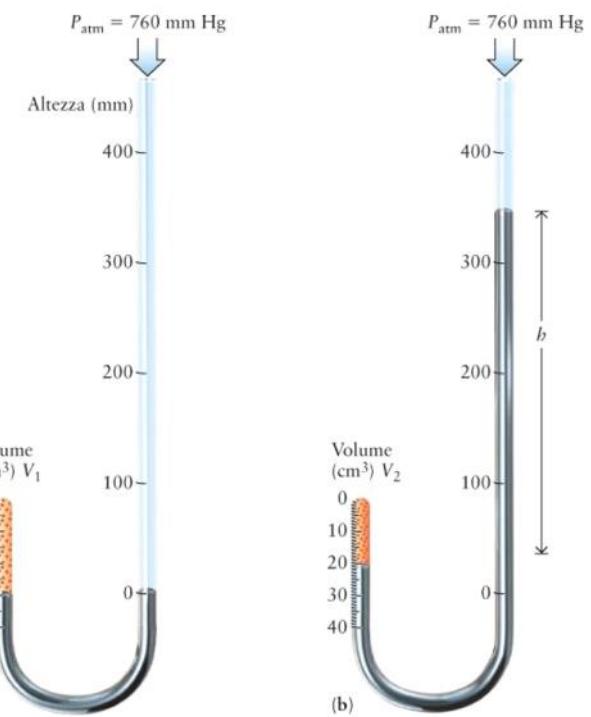
17

Esperimento di Boyle

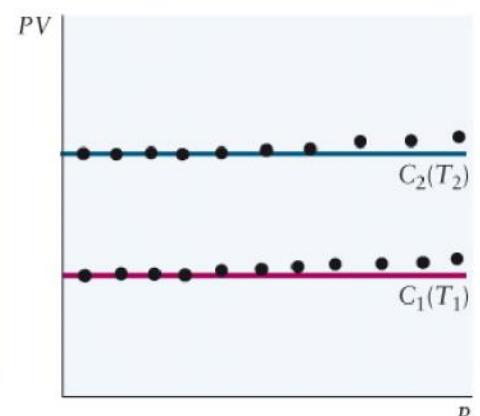
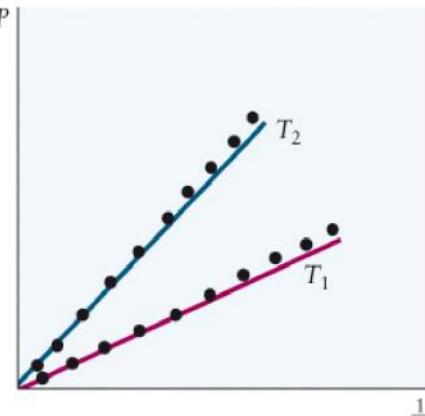
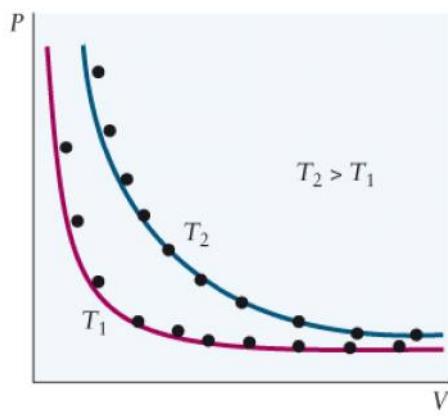
FIGURA 9.6 (a) Tubo a forma di J dell'esperimento di Boyle. Quando nei due lati le altezze del mercurio sono eguali, la pressione del gas che rimane imprigionato è quella atmosferica, 1 atm, oppure 760 mm Hg. (b)

Se si aggiunge mercurio, la pressione del gas aumenta di un numero di millimetri di mercurio pari al dislivello h . La compressione porta il gas ad occupare un volume minore.

$$P = 1 \text{ atm} + \frac{h \text{ (mm)}}{760 \text{ mm atm}^{-1}}$$



$$PV = C \quad (\text{a temperatura costante e per una quantità fissa di gas})$$



$$P=C/V$$

19

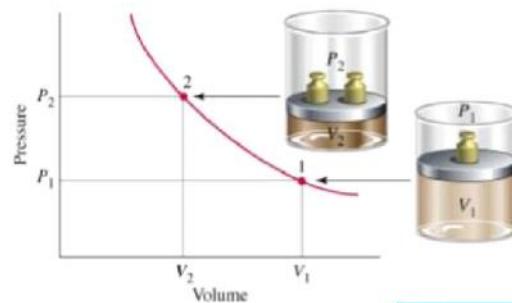
LA LEGGE DI BOYLE (n e T costanti)

$$PV = K = \text{costante}$$

per una data quantità di gas (n moli) a temperatura T costante, il volume V del gas è inversamente proporzionale alla sua pressione P



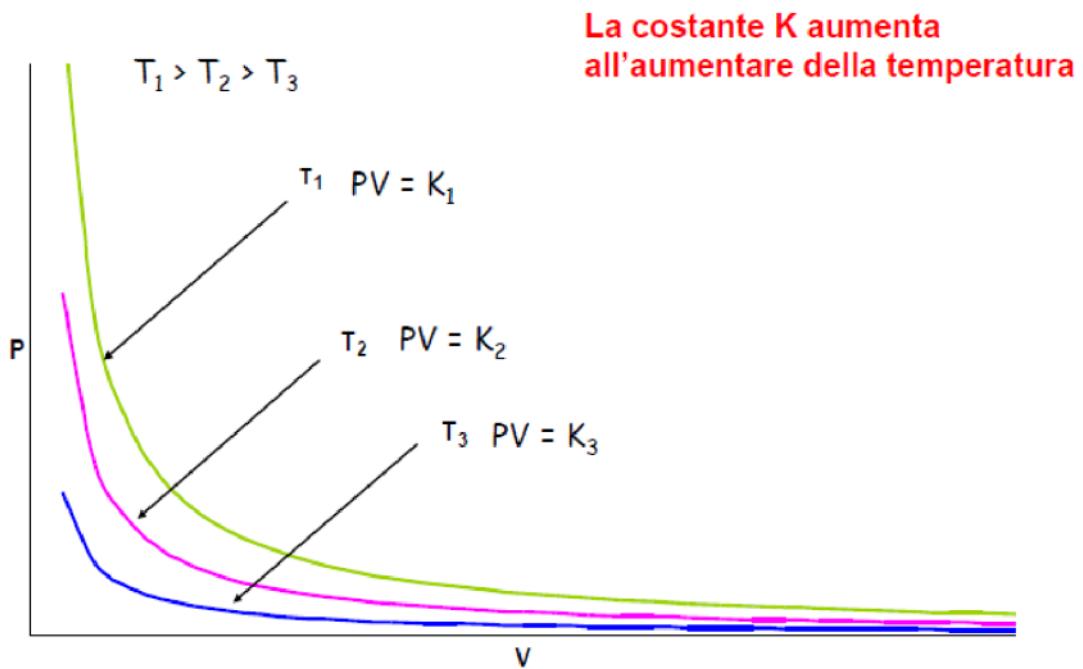
Robert Boyle



$$P_1 V_1 = K = P_2 V_2 \quad (\text{per } n \text{ e } T \text{ costanti})$$

la costante K rappresenta l'energia cinetica del gas (ha le dimensioni di una energia)

20



21

La relazione vale per qualunque gas (ma solo alle basse pressioni!)

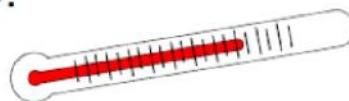
Inoltre

**a $T = 0^\circ\text{C}$ e 1 mole di gas
 $PV = 22.414 \text{ L atm}$**

22

Cosa e' la Temperatura?

- Qualitativamente, e' la proprietà di un oggetto che determina la sensazione di **caldo** o di **freddo** quando lo tocchiamo.
- E' quella grandezza ... che viene misurata con un termometro.



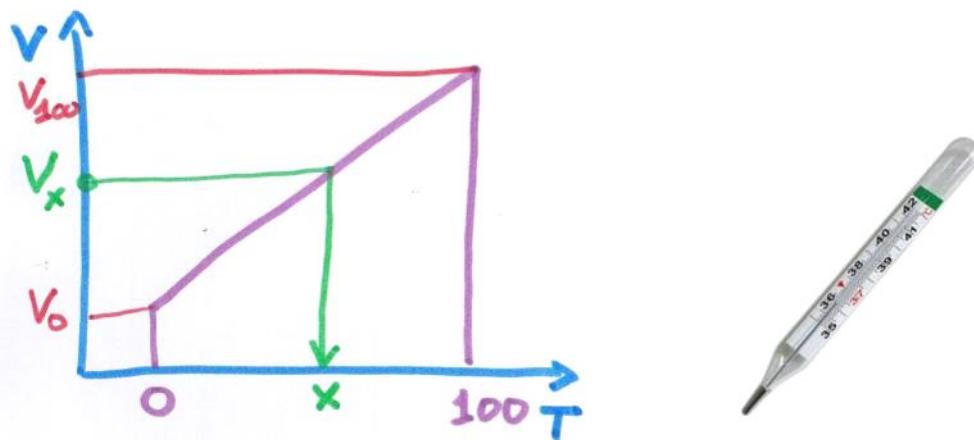
- E' una misura dell'energia cinetica media molecolare.

23

La temperatura è una misura dell'energia cinetica della molecola.

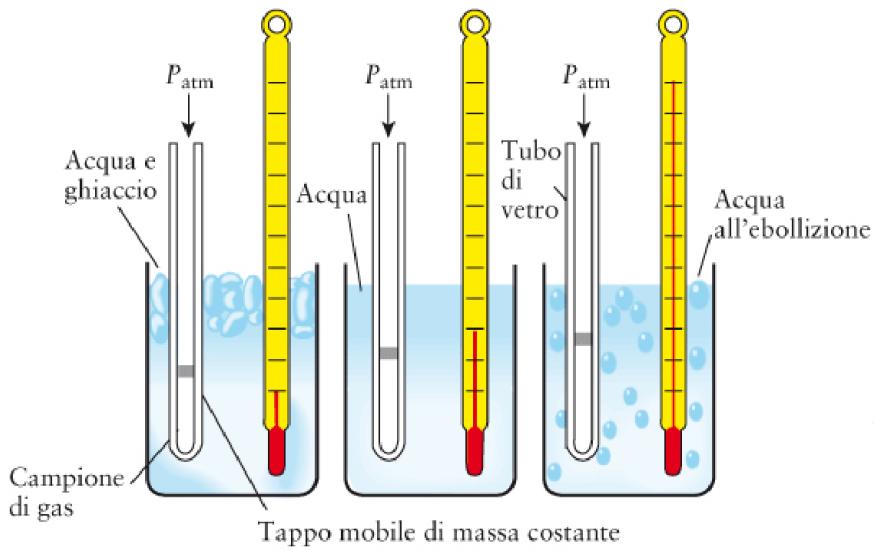
$$E = \frac{1}{2}mv^2$$

24



Si può fare una misurazione universale, che non dipenda dalla proprietà di uno specifico materiale o dall'ipotesi di linearità?

25



tutti i gas si espandono nello stesso modo

0°C (acqua e ghiaccio)	20°C (temperatura ambiente)	100°C (acqua all'ebollizione)
---	--	--

26

$$t = c \left(\frac{V}{V_0} - 1 \right)$$

Dove V_0 = volume a 0°C

$$t = 273.15^\circ\text{C} \left(\frac{V}{V_0} - 1 \right)$$

$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15^\circ\text{C}} \right)$$

Legge di Charles
V lineare con T se P costante

27

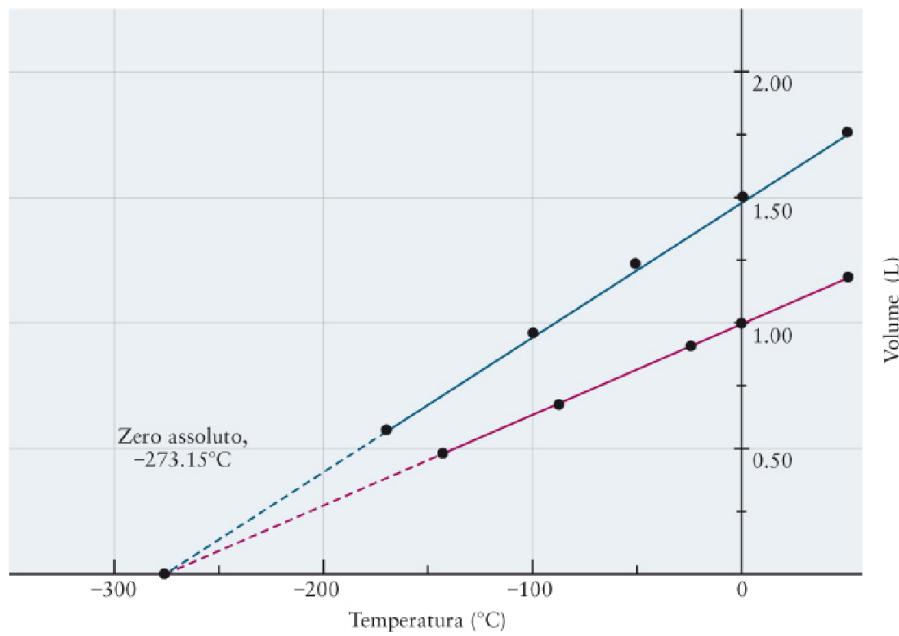
$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15^\circ\text{C}} \right)$$

Natura universale del valore 273.15

Quanto vale V se t=-273.15?

Valore limite per la T

28



29

$$T \text{ (Kelvin)} = 273.15 + t \text{ (Celsius)}$$

$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15^\circ\text{C}} \right)$$

$$V = V_0 \left(1 + \frac{T - 273.15}{273.15} \right) = \frac{V_0 T}{273.15}$$

$$V \propto T \quad (\text{a pressione costante per una data quantità di gas})$$

30

$$V = \frac{V_0 T}{273.15}$$

$$V_1 = \frac{V_0 T_1}{273.15}$$

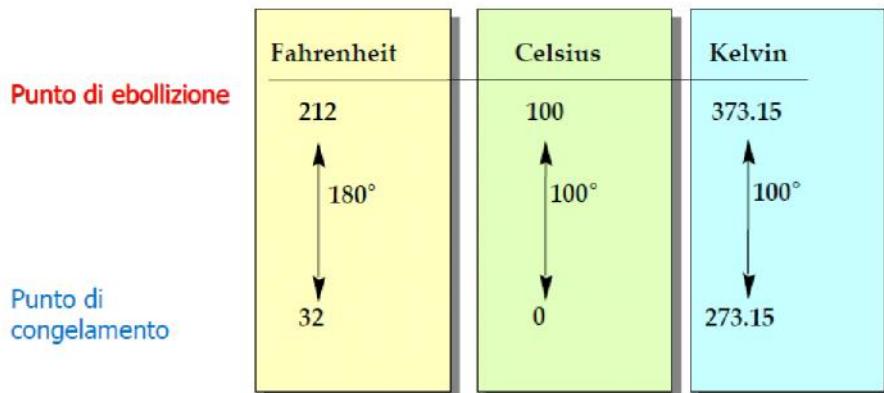
$$\frac{V_2 = V_0 T_2}{273.15}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_0 T_1}{273.15} \cdot \frac{273.15}{V_0 T_2}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

31

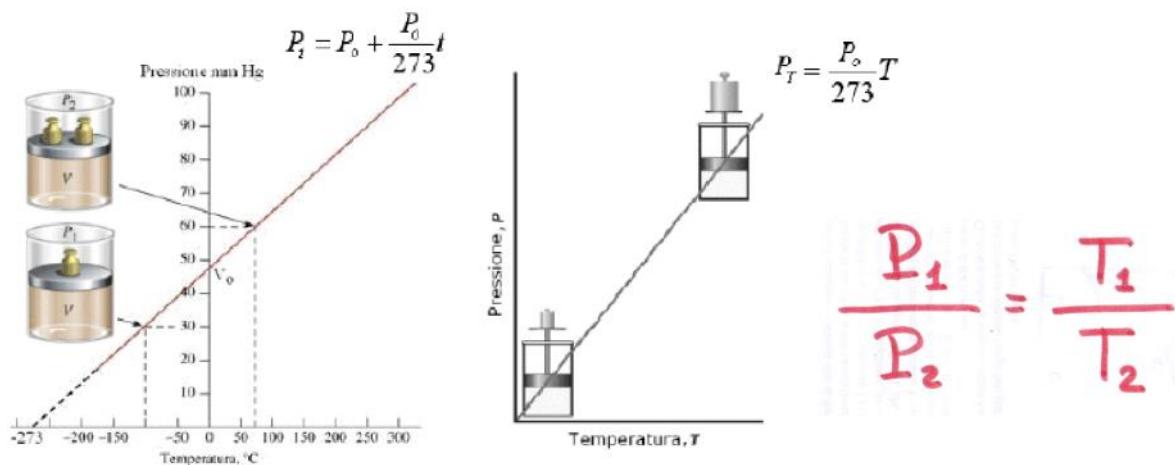
Scale di Temperatura



1 kelvin = 1 grado Celsius

32

Analogamente, a volume costante la pressione di un gas cresce al crescere della temperatura (legge di **Gay Lussac**):



33

LA LEGGE DI AVOGADRO (T e P costanti)

A temperatura T e pressione P fissate, il volume V di un gas è direttamente proporzionale alla sua quantità (numero di moli n)

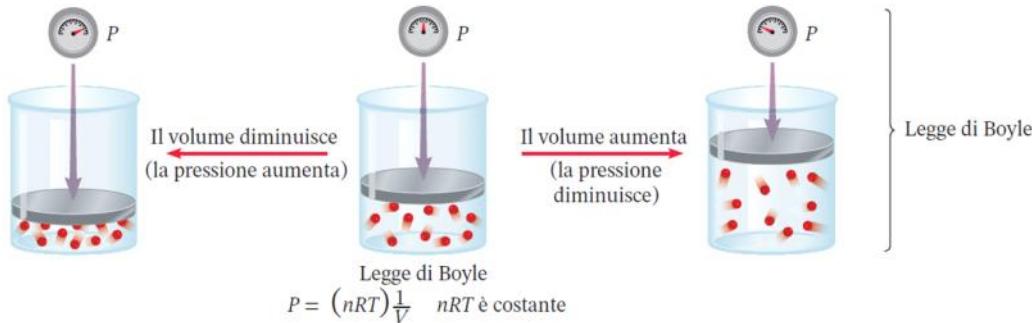
$$V \propto n \quad \text{e} \quad V = c n$$

In CONDIZIONI NORMALI (0 °C e 1 atm) 1 MOLE di gas e quindi $6.022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole, occupano 22.4 L.

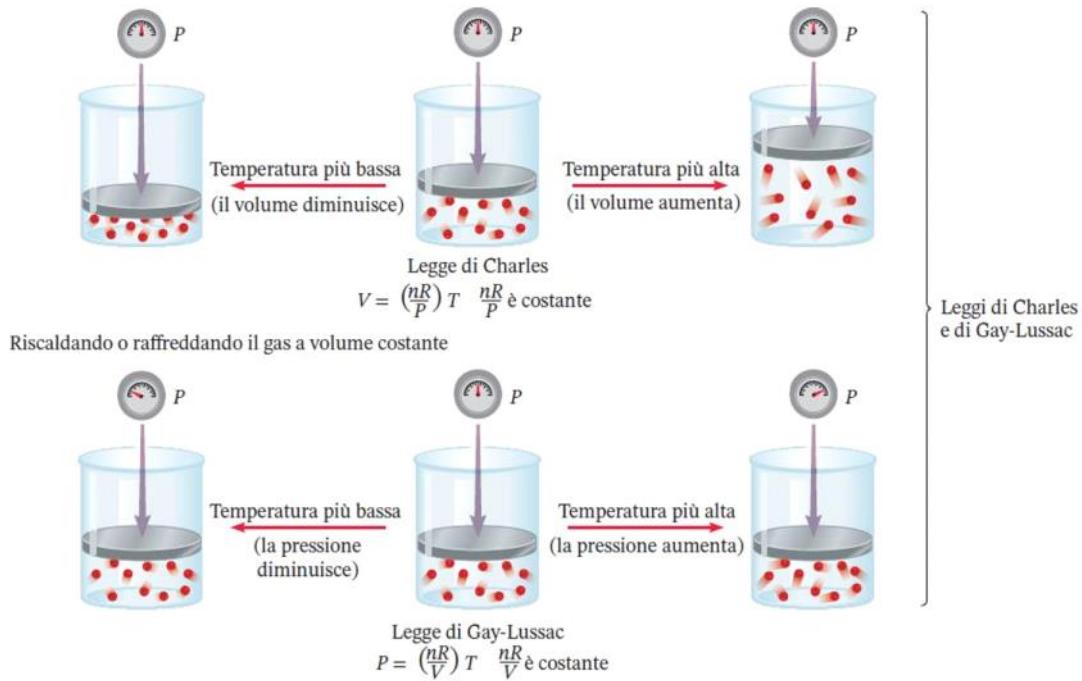
In CONDIZIONI STANDARD (25 °C e 1 atm) 1 MOLE di gas e quindi $6.022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole, occupano invece 24.45 L.

34

Aumentando o diminuendo il volume del gas
a temperatura costante

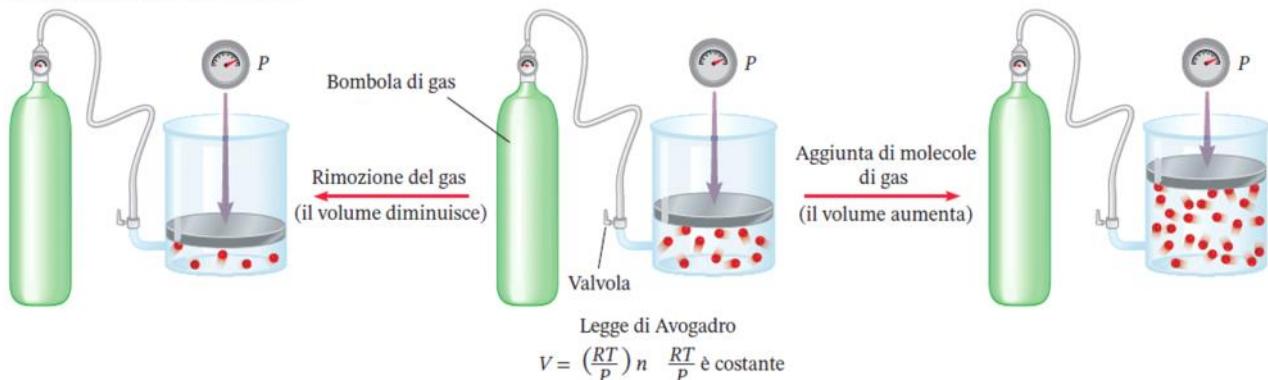


35



36

Dipendenza del volume dalla quantità di gas
a temperatura e pressione costante



37

La legge dei gas perfetti

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Boyle (T, n costanti)

$$V \propto T$$

Charles (P, n costanti)

$$V \propto n$$

Avogadro (T, P costanti)

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Combinazione delle 3

38

$$V = R \frac{nT}{P} \quad \text{o} \quad PV = nRT$$

Legge dei gas perfetti

R costante universale

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{22.414 \text{ L atm}}{(1.000 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} = 0.082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\begin{aligned} R &= \frac{(1.01325 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2})(22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1.0000 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} \\ &= 8.3145 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

39

In realtà la legge dei gas perfetti sottintende alcune ipotesi:

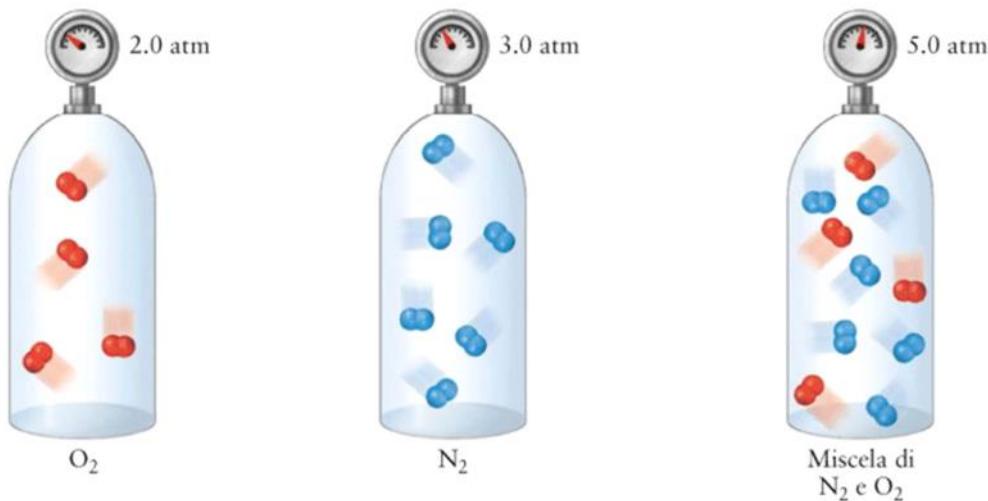
- 1. Volume trascurabile degli atomi/molecole**
- 2. Assenza di interazioni fra atomi/molecole**

Nella pratica i gas reali si avvicinano al comportamento ideale:

- all'aumentare della temperatura**
- al diminuire della pressione**

40

Miscele di gas



41

- La pressione esercitata da ogni singolo componente della miscela viene chiamata **pressione parziale**
 - Ciascun componente di una miscela gassosa esercita la stessa pressione che eserciterebbe se fosse presente da solo nel contenitore.

42

$$P_A = n_A \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + P_C + \dots = (n_A + n_B + n_C + \dots) \frac{RT}{V} = n_{\text{tot}} \frac{RT}{V}$$

$$\frac{P_A}{P_{\text{tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} \quad \text{o} \quad P_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}}$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} \quad \text{Frazione molare}$$

$$P_A = X_A P_{\text{tot}}$$

43

I gas reali soddisfano l'equazione dei gas perfetti solo in condizioni di elevate temperature e basse pressioni.

Questo perché vi sono interazioni a distanza e volume proprio delle molecole non trascurabile.

58

Un semplice modo di verificare comportamento ideale è misurare il

fattore di comprimibilità z

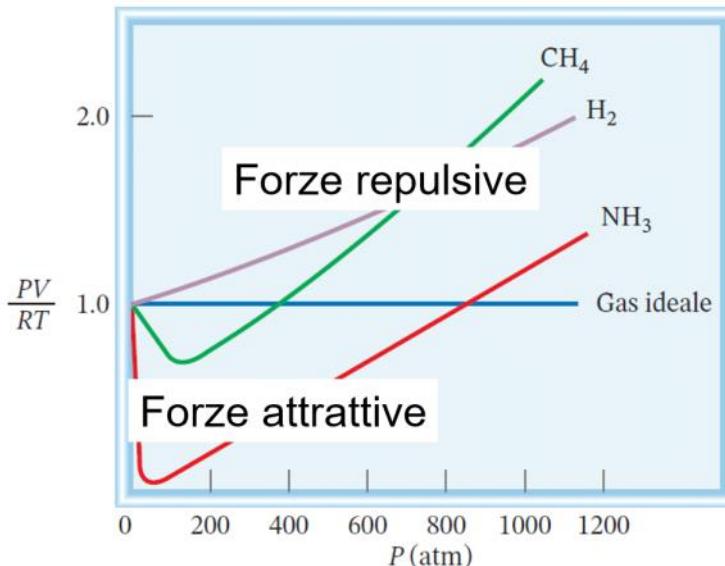
$$z = \frac{PV}{nRT}$$

59

Deviazione dal comportamento ideale

1 mole di gas ideale

$$z = \frac{PV}{RT}$$



60



J. van der
Waals, 1837-
1923,
Professore di
Fisica,
Amsterdam.
Premio Nobel
1910.

Equazione di Van der Waals

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

$$a \frac{n^2}{V^2}$$

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - a \frac{n^2}{V^2}$$

Tiene conto delle interazioni intermolecolari

$$(V - nb)$$

Tiene conto del volume proprio delle molecole

61

Costanti di van der Waals di alcuni gas

Gas	Formula	a (atm L ² mol ⁻²)	b (L mol ⁻¹)
Ammoniaca	NH ₃	4.170	0.03707
Argon	Ar	1.345	0.03219
Diossido di carbonio	CO ₂	3.592	0.04267
Idrogeno	H ₂	0.2444	0.02661
Cloruro di idrogeno	HCl	3.667	0.04081
Metano	CH ₄	2.253	0.04278
Azoto	N ₂	1.390	0.03913
Diossido di azoto	NO ₂	5.284	0.04424
Ossigeno	O ₂	1.360	0.03183
Diossido di zolfo	SO ₂	6.714	0.05636
Acqua	H ₂ O	5.464	0.03049

62



Solidi e liquidi (e transizioni di fase)

1

Una mole di solido o liquido a T ambiente occupa tra i 10 e i 100 cm³, mentre il volume molare di un gas è di circa 24000 cm³.

Solidi e liquidi sono chiamati stati condensati della materia.

Nel passare da solido a liquido in genere aumento dal 2 al 10 % del volume molare, cioè solido e liquido hanno densità confrontabili.

Distanze simili fra le molecole.

2

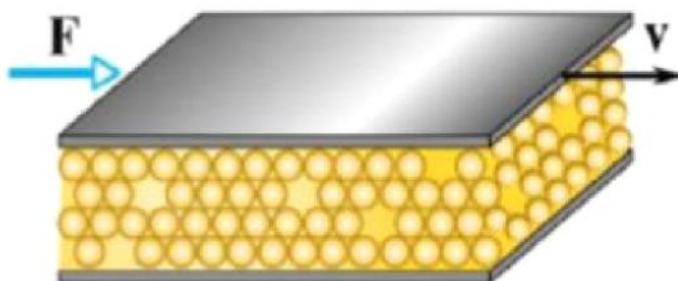
Volume molare = volume / moli

Densità molare = $1/V$ = moli / volume

3

viscosità

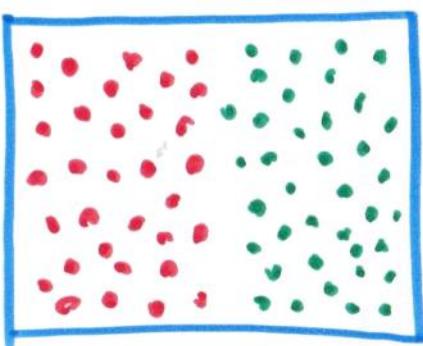
Si può definire la **viscosità di un liquido** come la sua **resistenza allo scorrimento**. Se immaginiamo il fluido diviso in tanti strati paralleli che scorrono l'uno sull'altro, la viscosità misura l'attrito che gli strati incontrano nel loro moto relativo.



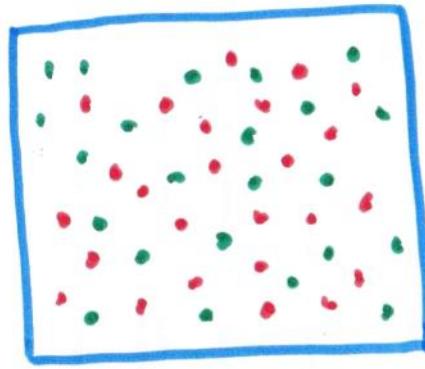
8

Diffusione

In generale non associata a fenomeni convettivi ed è il processo attraverso il quale si ha movimento di molecole generato da un gradiente di concentrazione.



$$t = \phi$$



$$t = \infty$$

9

Tensione superficiale



10

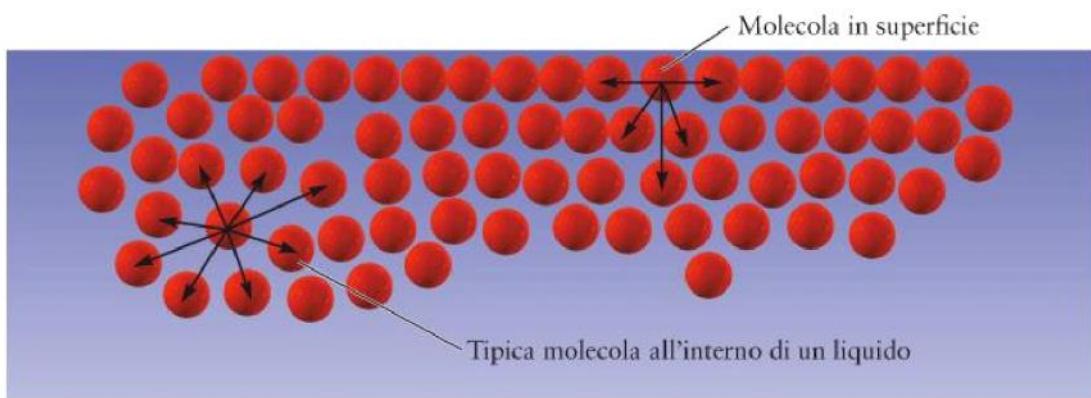


FIGURA 10.4 Le attrazioni intermolecolari che agiscono su una molecola che si trova sulla superficie di un liquido la "tirano" verso il basso e lateralmente, ma non verso l'alto. All'interno, una molecola è attratta più o meno ugualmente in tutte le direzioni.

11



E' possibile riempire un bicchiere oltre il suo volume



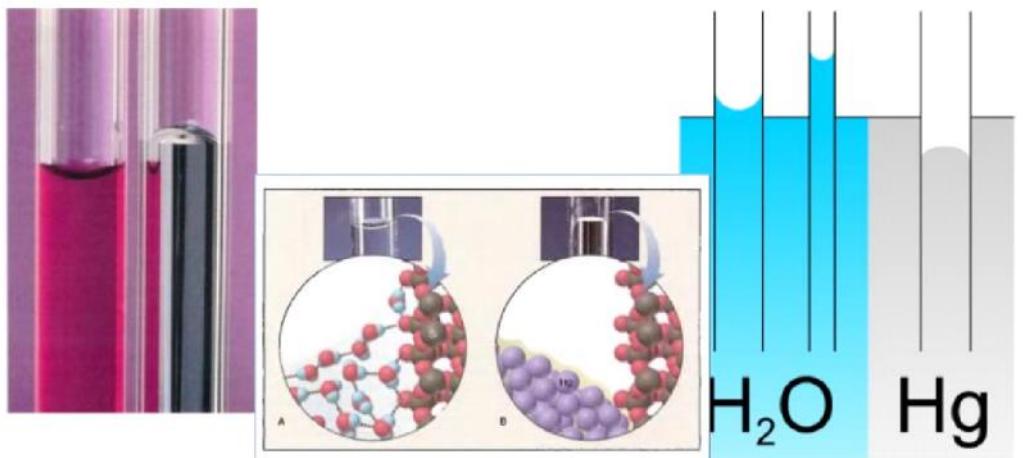
Alcuni insetti sfruttano la tensione superficiale per camminare sull'acqua



La moneta non affonda

12

Capillarità

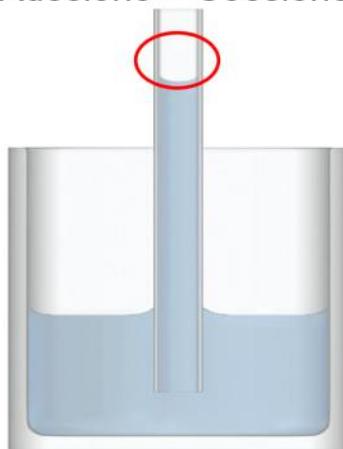


13

La coesione è l'attrazione intermolecolare tra molecole simili.

L'adesione è un'attrazione tra molecole diverse.

Adesione > Coesione



14

L'equilibrio di fase

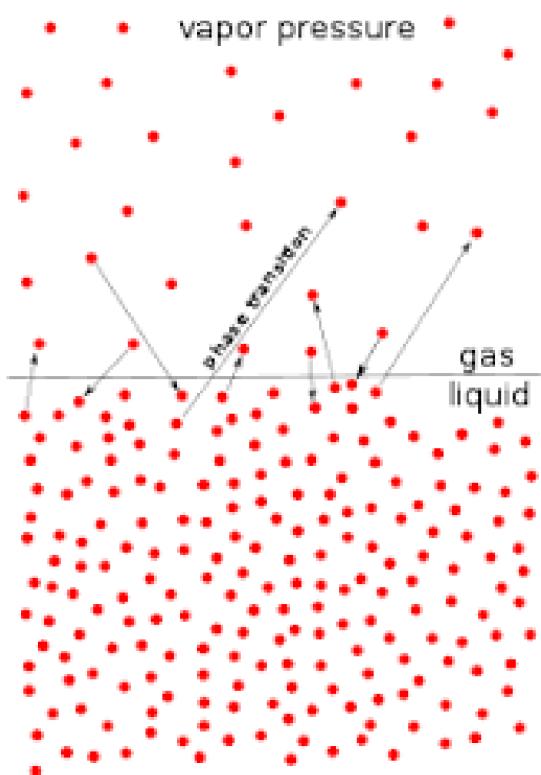
Gas, liquidi e solidi sono fasi, ovvero porzioni di materia che mostrano uniformità di stato di aggregazione in ogni loro parte.

Due o più fasi possono coesistere (es. umidità dell'aria).

Pressione parziale del vapor d'acqua in atmosfera in equilibrio con fase liquida = tensione di vapore.

Equilibrio acqua-vapore si stabilisce spontaneamente.

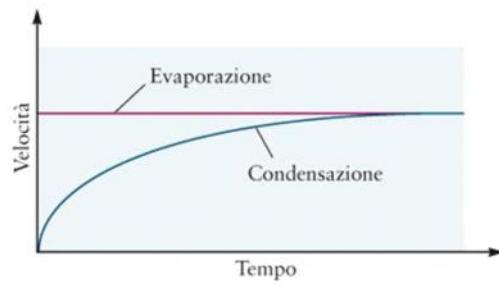
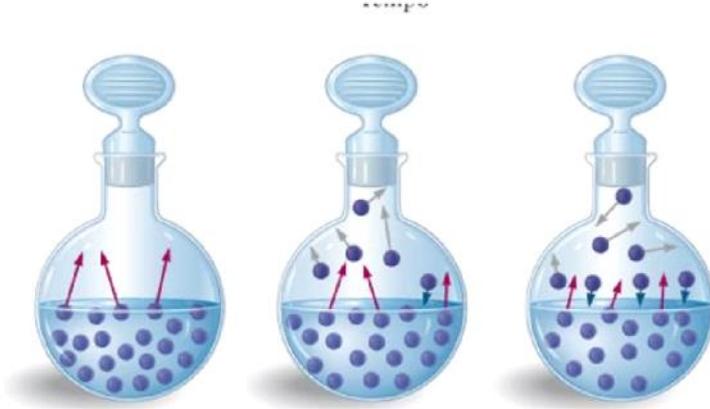
15



Condensazione = evaporazione

Equilibrio di fase

16

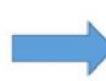


17

La tensione di vapore dà una misura della volatilità del liquido

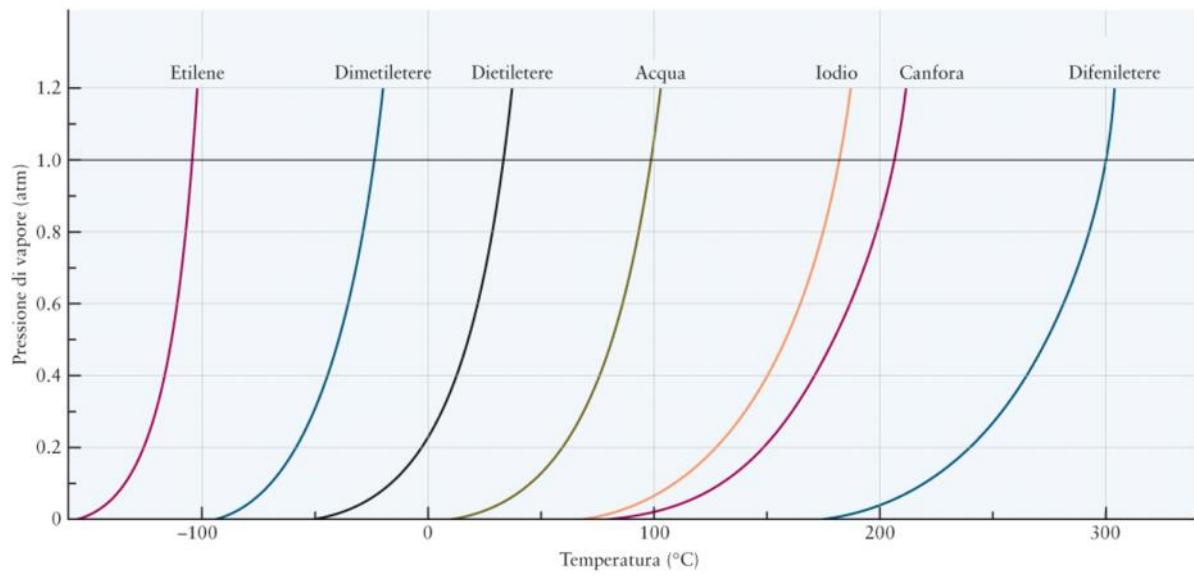
-Le sostanze con tensione di vapore elevate sono più volatili ed evaporano più rapidamente-

-La Volatilità di una sostanza è correlata alle forze intermolecolari.



Più deboli sono le forze intermolecolari, più veloce l'evaporazione.

18



19

Pentola a Pressione



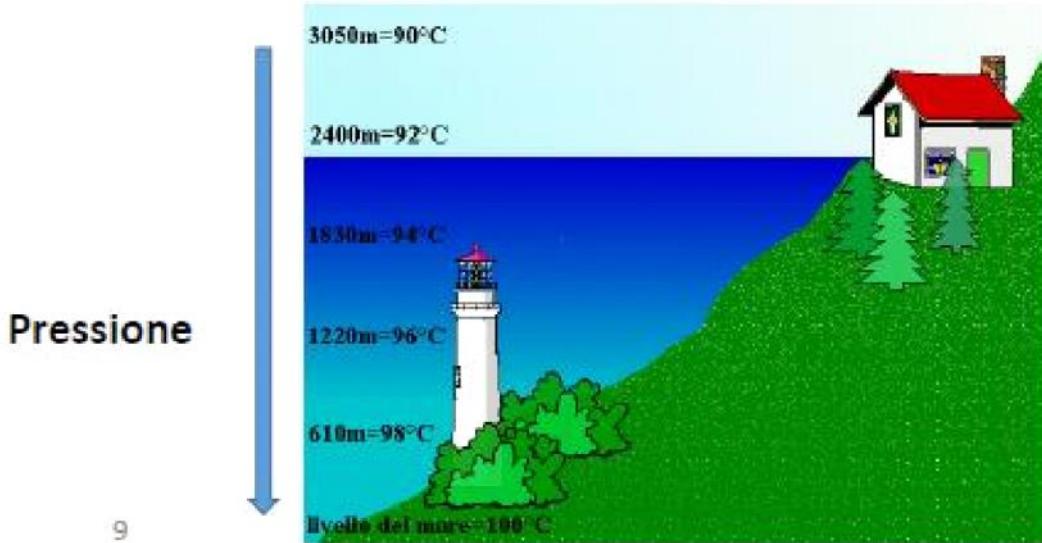
• Denis Papin nel 1682 inventa la Pentola a Pressione, completa di valola di sfogo.



- In una normale pentola, la temperatura dell'acqua non supera mai i 100 °C.

• Nella pentola chiusa ermeticamente, l'acqua raggiunge i 120 °C e 2 Atm.

20



21

L'evaporazione di un liquido puro in un sistema aperto

Se il liquido è in contatto con l'ambiente esterno il processo di evaporazione avviene fino alla completa evaporazione del liquido prendendo l'energia che serve (calore) dall'ambiente esterno: il calore fluisce dall'ambiente al sistema.



22



23

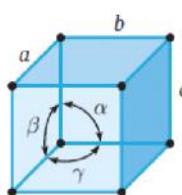
Un **solido cristallino** possiede un ordine rigido e a lungo raggio. In un **solido cristallino**, gli **atomi**, le molecole o gli ioni occupano **posizioni specifiche** (prevedibili).

Un **solido amorfo** non possiede un arrangiamento ben definito e un ordine molecolare a lungo raggio.

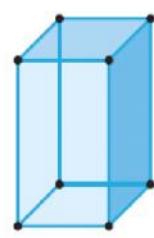
Una **cella elementare** è l'**unità strutturale ripetitiva di un solido cristallino**.

24

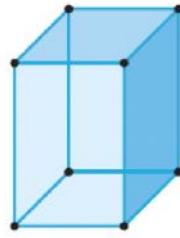
Sette tipi di celle elementari



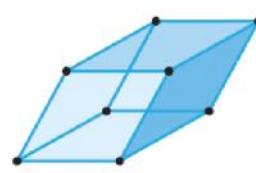
Cubica semplice
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



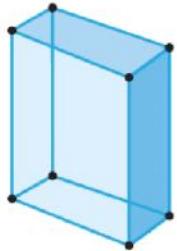
Tetragonale
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



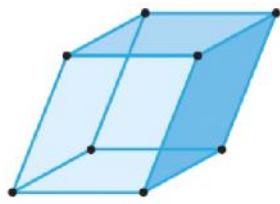
Ortorombica
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



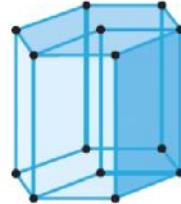
Romboedrica
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



Monoclinica
 $a \neq b \neq c$
 $\gamma \neq \alpha = \beta = 90^\circ$



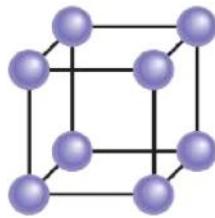
Tricina
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



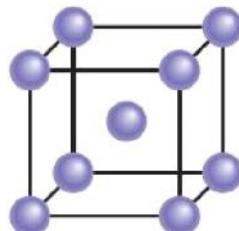
Esagonale
 $a = b \neq c$
 $\alpha \neq \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$

25

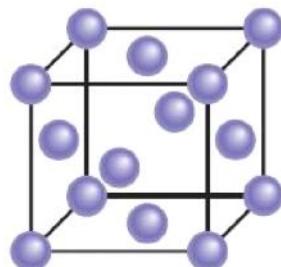
Tre tipi di cella cubica



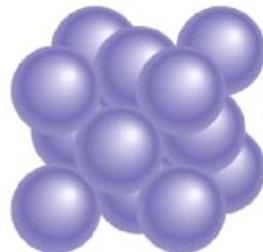
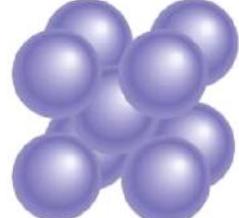
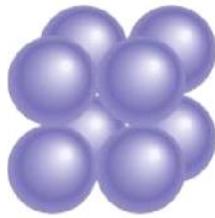
Cubica semplice



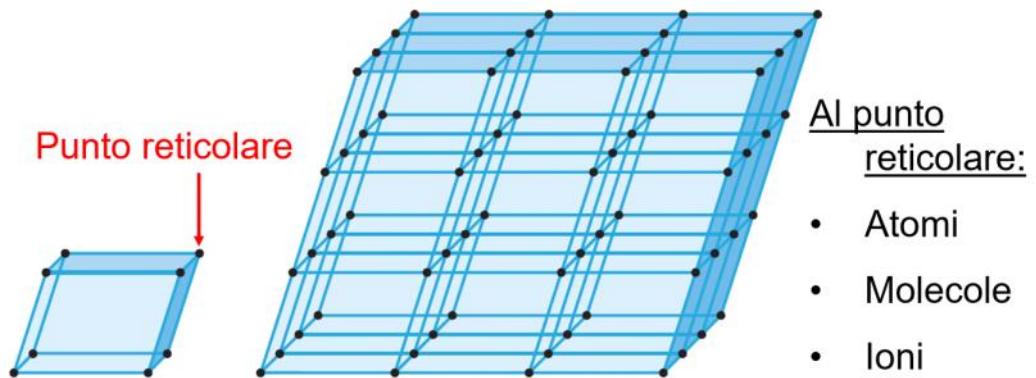
Cubica a facce centrate



Cubica a corpo centrato



26

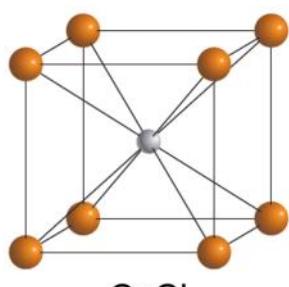


27

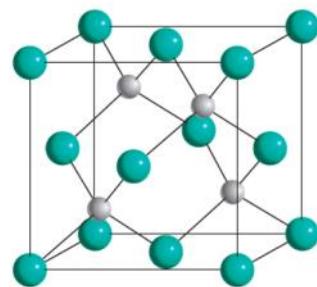
Tipi di cristalli

Cristalli ionici

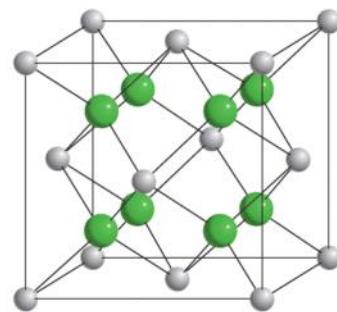
- Punti reticolari occupati da cationi o anioni
- Tenuti insieme da attrazioni elettrostatiche
- Duri, friabili, elevati punti di fusione
- Cattivi conduttori di calore e elettricità



CsCl



ZnS



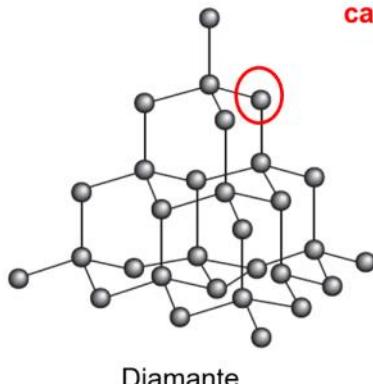
CaF_2

28

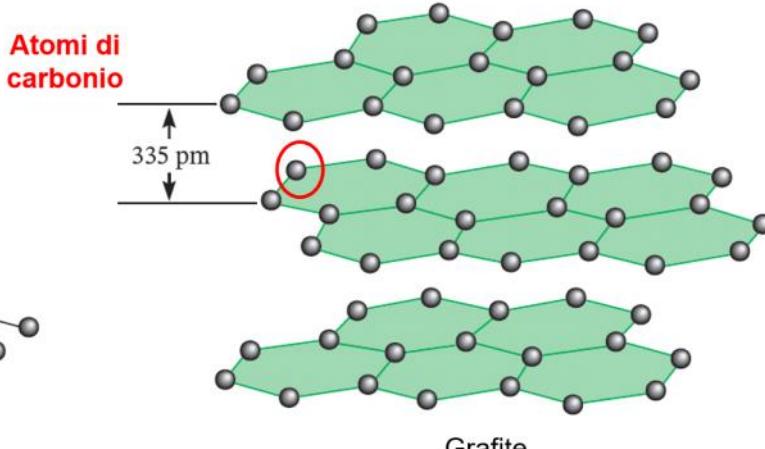
Tipi di cristalli

Cristalli covalenti

- Punti reticolari occupati da atomi
- Tenuti insieme da legami covalenti
- Duri, alti punti di fusione
- Cattivi conduttori di calore e elettricità



Diamante



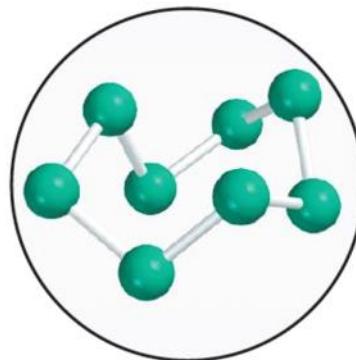
Grafite

29

Tipi di cristalli

Cristalli molecolari

- Punti reticolari occupati da molecole
- Tenuti insieme da forze intermolecolari
- Teneri, bassi punti di fusione
- Cattivi conduttori di calore e elettricità



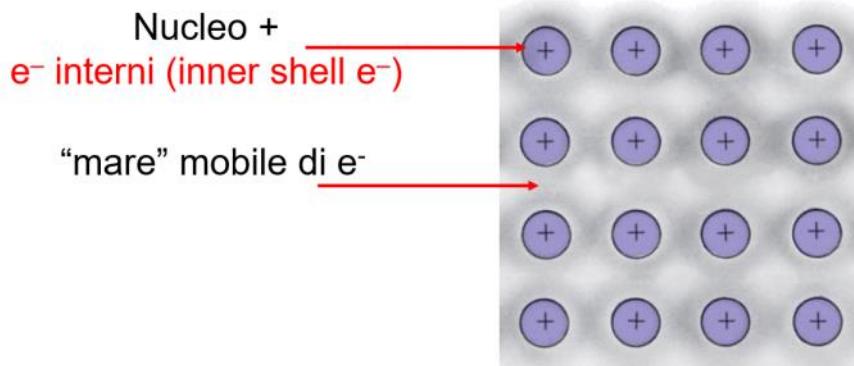
S_8

30

Tipi di cristalli

Cristalli metallici

- Punti reticolari occupati da atomi metallici
- Tenuti insieme da legami metallici
- Teneri o duri, punti di fusione bassi o elevati
- Buoni conduttori di calore e elettricità



31

Tabella 9.4 Tipi di cristalli e proprietà generali

Tipo di cristallo	Forze che tengono insieme le particelle	Proprietà generali	Esempi
Ionico	Attrazione elettrostatica	Duro, friabile, elevato punto di fusione, cattivo conduttore termico ed elettrico	NaCl, LiF, MgO, CaCO ₃
Molecolare*	Forze di dispersione, forze dipolo-dipolo, legami idrogeno	Tenero, basso punto di fusione, cattivo conduttore termico ed elettrico	Ar, CO ₂ , I ₂ , H ₂ O, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (saccarosio)
Covalente	Legame covalente	Duro, elevato punto di fusione, cattivo conduttore termico ed elettrico	C (diamante), [†] SiO ₂ (quarzo)
Metallico	Legame metallico	Tenero o duro, punto di fusione basso o elevato, buon conduttore di calore ed elettricità	Tutti gli elementi metallici; per esempio: Na, Mg, Fe, Cu

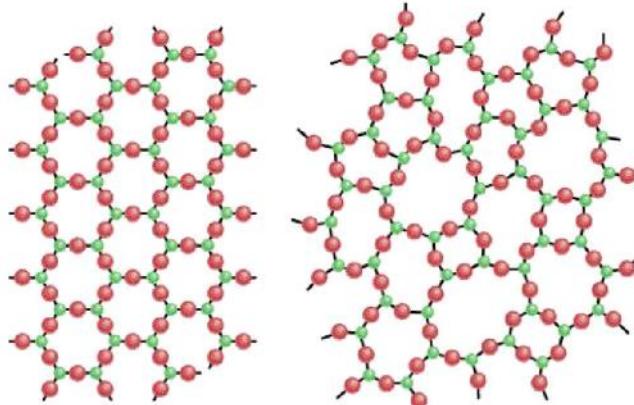
* In questa categoria sono inclusi i cristalli costituiti da singoli atomi.

† Il diamante fa eccezione perché è un eccezionale conduttore termico.

32

Solido non significa cristallino!!!!

Un solido amorfo non possiede una disposizione ben definita e un ordine molecolare a lungo raggio.



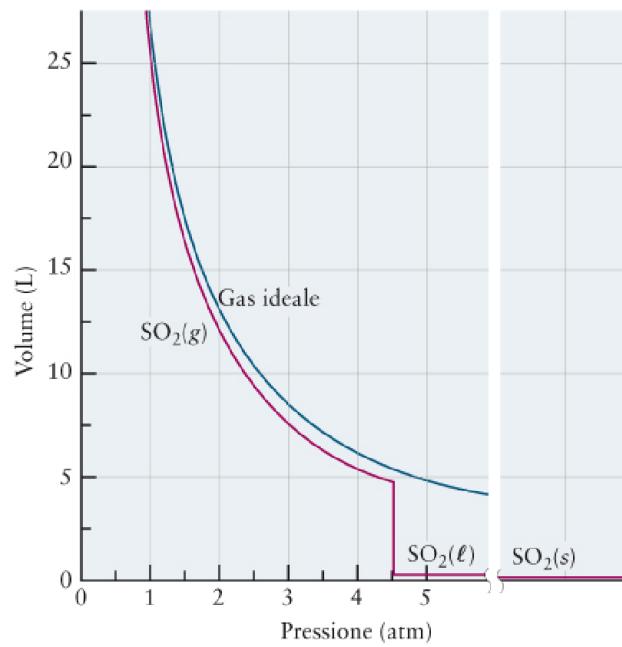
Quarzo
cristallino (SiO_2)

Vetro al quarzo
Non cristallino

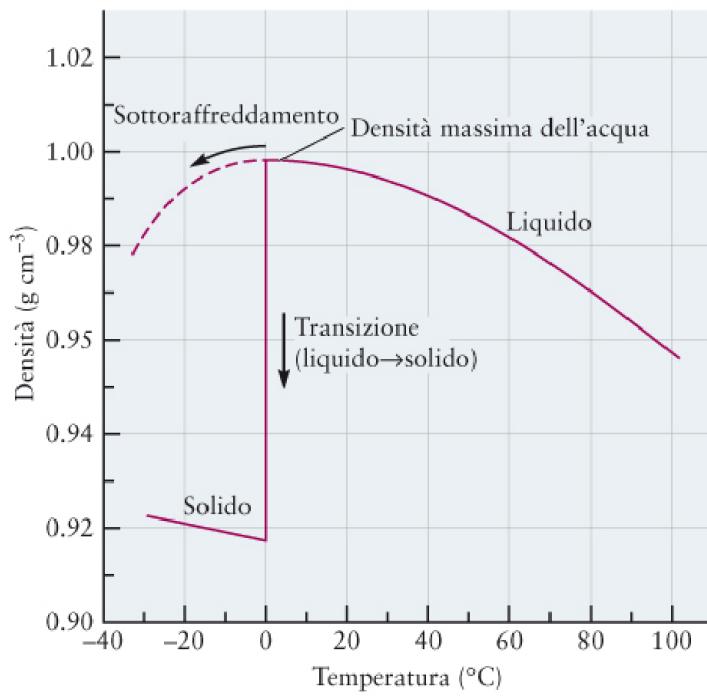
33

Le transizioni di fase

34



35



36

Nel 1793 litro definito come un decimetro cubo.

Nel 1879 il Comitato internazionale dei pesi e delle misure adottò la definizione di litro e il simbolo l.

Nel 1901 alla terza Conferenza generale dei pesi e delle misure il litro è stato ridefinito come il volume occupato da 1 kg di acqua pura alla temperatura della sua massima densità (3.98 °C) alla pressione di un'atmosfera.

37

Si pensava che questo fosse 1 dm³, ma successivamente si scoprì che era 1.000028 dm³.

Nel 1964 durante la 12^a Conferenza generale dei pesi e delle misure fu ripristinata l'originale definizione del litro. Fu consigliato l'uso di questa unità in ambiti commerciali ma non per lavori scientifici di alta precisione.

Nel 1979 durante la 16^a Conferenza generale dei pesi e delle misure fu accettato il simbolo L, utilizzabile in alternativa a l.

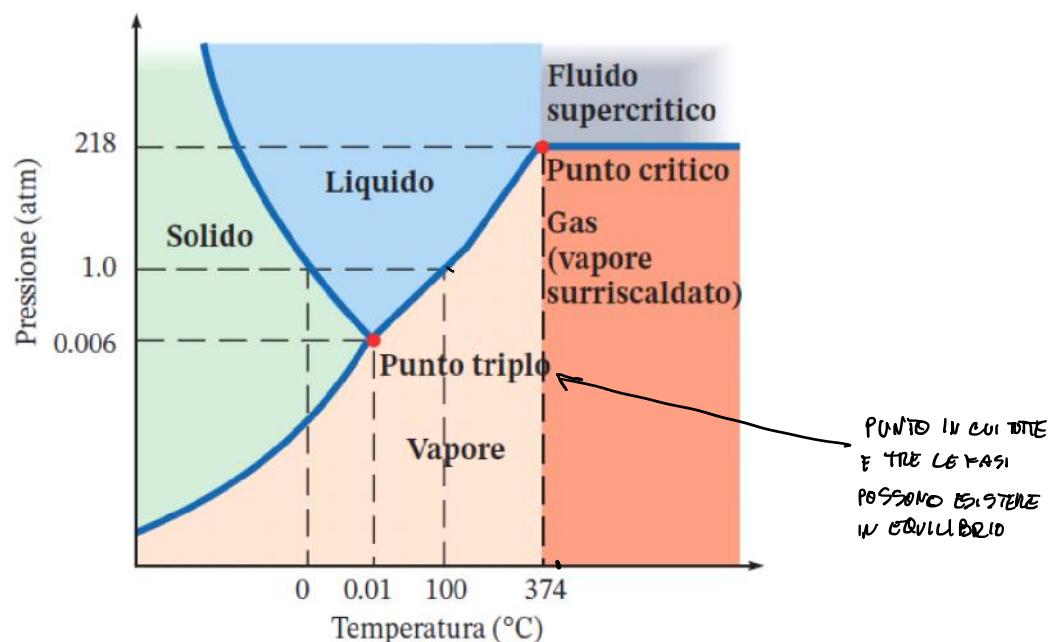
1 litro di acqua non pesa 1 Kg, ma un po' di meno!

38

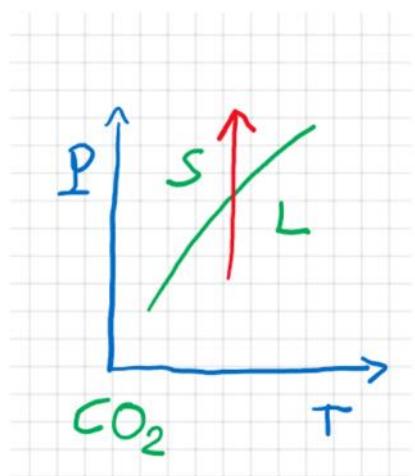
I diagrammi di fase

39

Diagramma di stato dell'acqua



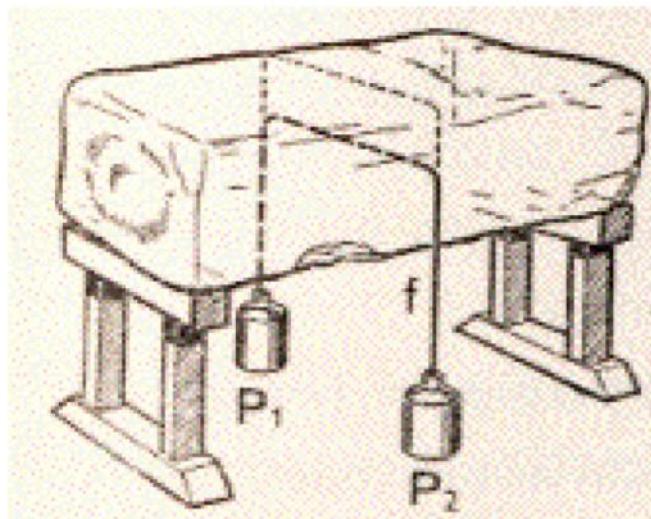
40



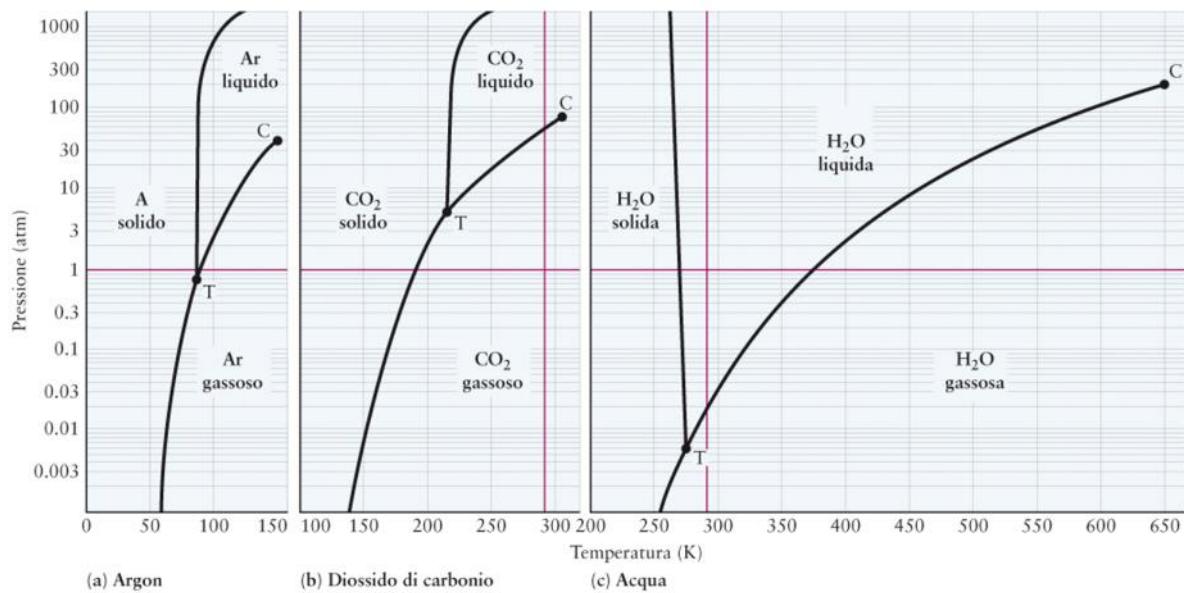
$$\rho_s > \rho_l$$

$$\rho_l > \rho_s$$

43



44



45



Ghiaccio secco



$\text{CO}_2(s)$ a -78°C

Cibo liofilizzato



SUGELATO A -40°C \Rightarrow CAMERA STAGNA A VUOTO CHE
ELIMINA L'UMIDITÀ

46



Le soluzioni

1

Un sistema omogeneo di due o più sostanze è detto *soluzione*.

Può essere in fase *aeriforme*, *liquida* o *solida*.

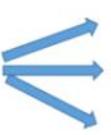
(fase aeriforme in genere si parla di *miscele*)

Il *componente* presente in maggior quantità è detto *solvente*.

Gli altri componenti sono detti *soluti*.

2

Soluzioni gassose → **Sia il soluto che il solvente sono gas
Si mescolano in tutte le proporzioni**

Soluzioni liquide 
Soluto gassoso solvente liquido
Soluto solido solvente liquido
Soluto liquido solvente liquido

Soluzioni solide → **Soluto metallico solvente metallo
sono in genere leghe di due o più metalli**

Soluzioni liquide e solide possono avere dei limiti di solubilità

3

La composizione delle soluzioni

4

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

In generale la concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente in una data quantità di solvente (o di soluzione).

La quantità di soluto o di solvente possono essere espresse in numero di moli, massa o volume per cui vi sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione:

- Molarità
- Molalità
- Percentuale in massa (peso)
- Frazione molare

5

Molarità

$$\text{molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}} = \text{mol L}^{-1}$$

$$\text{mol/L} = M$$

La molarità dipende dalla temperatura!

6

molalità

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{kilogrammi di solvente}} = \text{mol kg}^{-1}$$

La molalità non dipende dalla temperatura!

mol /Kg = m

7

Percentuale in massa di soluto (%m/m)

E' definita come:

$$\% \text{ massa di soluto} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

8

Frazione molare

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = 1 - X_1$$

Miscela binaria

9

Sistema a più componenti (N)

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_{j=1}^N n_j} = \left| \frac{\{ \text{MOLI DI } "i"\}}{\{ \text{MOLI TOTALI} \}} \right| = \frac{n_i}{N_{TOT}}$$

$$\sum_{i=1}^N x_i = \sum_{i=1}^N \frac{n_i}{\sum_{j=1}^N n_j} = \sum \frac{n_i}{N_{TOT}} = \frac{N_{TOT}}{N_{TOT}} = 1$$

10

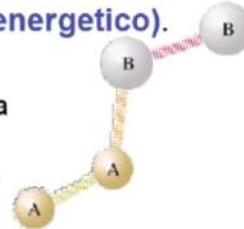
La natura delle specie disciolte

11

La solubilità di una sostanza in un'altra può essere spiegata sulla base di due fattori:

- 1. Una naturale tendenza al disordine (fattore entropico).** E' praticamente l'unico fattore ad agire nel caso dei gas (ideali) che sono miscibili in tutte le proporzioni.
- 2. Forze intermolecolari di attrazione tra le molecole delle due sostanze (fattore energetico).**

Chiamando A le molecole di una sostanza e B quelle dell'altra, se la media delle attrazioni A-A e B-B è superiore all'attrazione A-B le due sostanze non tendono a mescolarsi.



La solubilità di un soluto in un solvente dipende da un bilancio fra questi due fattori.

12

Il simile scioglie il simile

Polare-polare ok
Es acqua - zucchero

Apolare-apolare ok
Es. olio - benzina

Polare – apolare ko
Es acqua - olio



Acqua olio

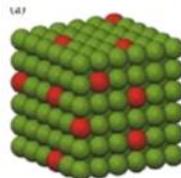
13

Le soluzioni solide

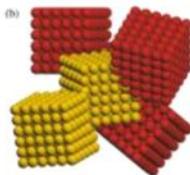
Ottone: soluzione solida di zinco e rame, ottenuta per fusione seguita da raffreddamento della miscela

Bronzo: soluzione solida di rame e stagno

Metalli con dimensioni simili sono miscibili in tutte le proporzioni perché si mantiene il reticolo cristallino del componente maggioritario e il componente minoritario si limita a sostituire atomi del primo in maniera casuale, ma uniforme dal punto di vista macroscopico



Se di dimensioni atomiche diverse danno soluzioni solide in intervalli più o meno ampi come Cu-Ag, oppure sono completamente immiscibili, come lega Cu e Pb, e danno strutture di

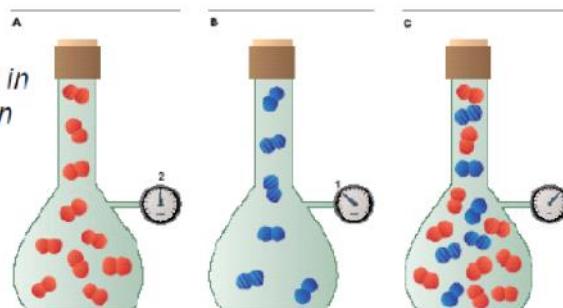


Cristalli separati mescolati

14

Soluzioni gassose

Il processo di rimescolamento di un gas in un altro è spontaneo e rapidissimo e non richiede energia, poiché non bisogna rompere alcun legame chimico.



I gas sono miscibili tra loro completamente e in qualunque proporzione e danno sempre soluzioni omogenee.

15

SOLUZIONI LIQUIDE



Le soluzioni liquide possono avere dei limiti di solubilità

16

Solvente liquido – soluto solido

I **solventi** possono essere:

- di tipo covalente polare
- di tipo covalente non polare

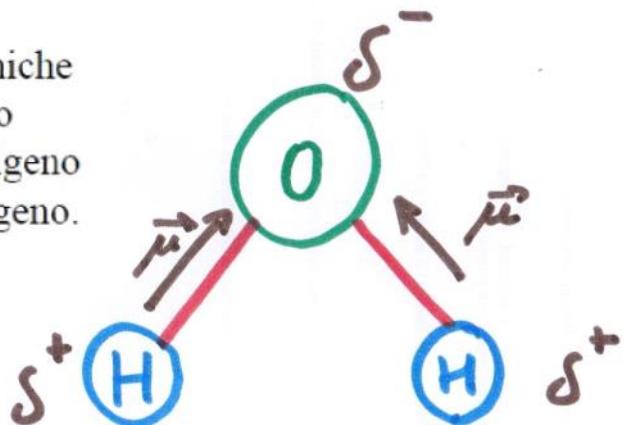
I **soluti** possono essere:

- ionici
- di tipo covalente polare
- di tipo covalente non polare

17

Il solvente H_2O

Nella molecola di acqua le coppie elettroniche che costituiscono il **legame covalente** sono parzialmente attratte verso l'atomo di ossigeno che è più elettronegativo di quello di idrogeno.



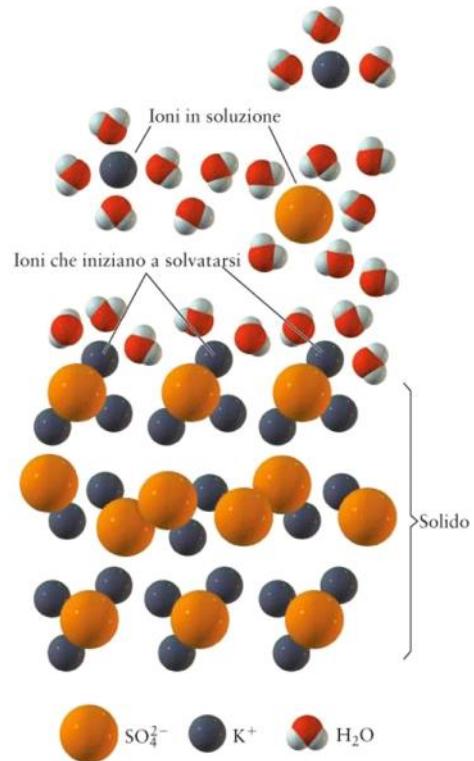
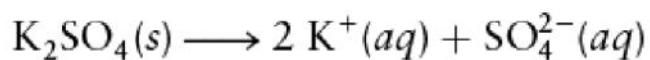
Ne risulta che ogni legame O-H è polare

18

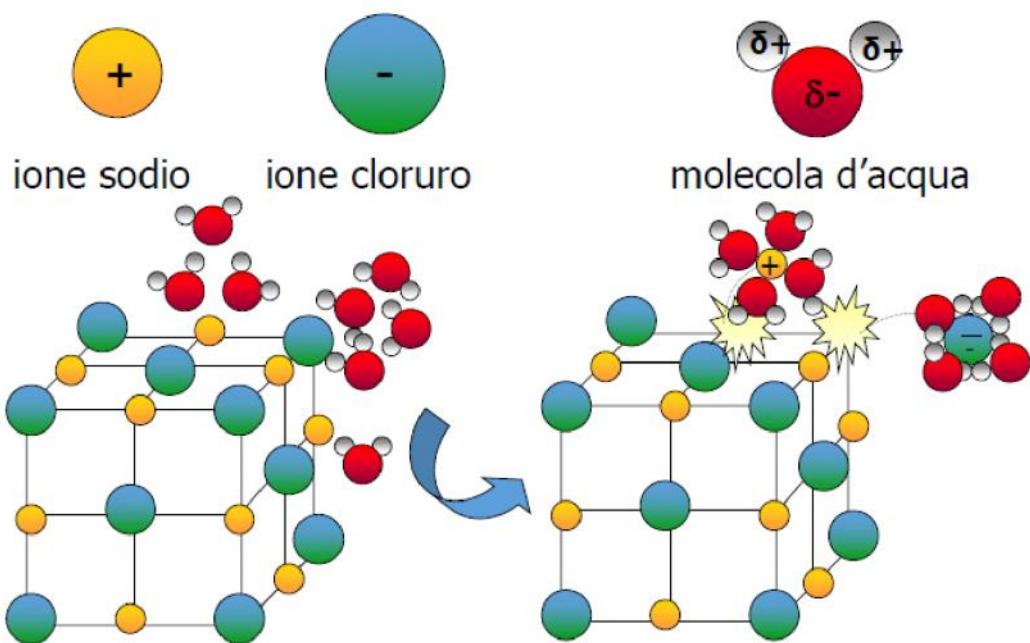
Le soluzioni acquose di specie ioniche

(elettroliti)

19



20



21



Cloruro di calcio



Processo esotermico

22



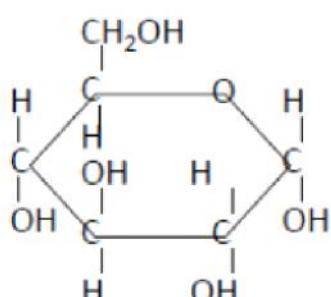
Nitrato di ammonio



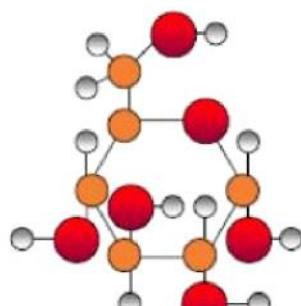
Processo endotermico

23

Solubilità di un solido covalente polare in un solvente polare

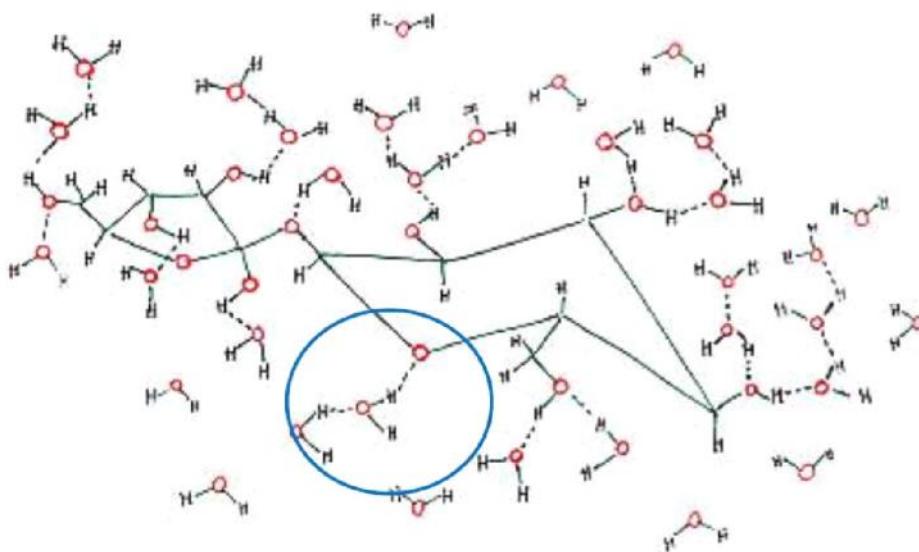


=



glucosio

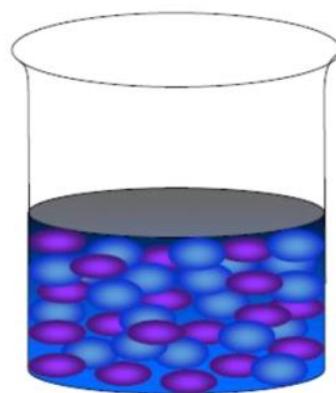
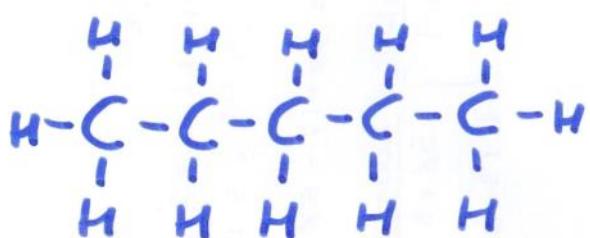
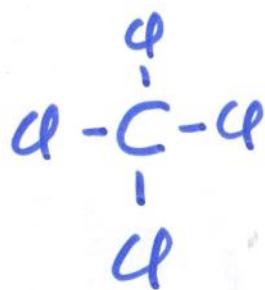
24



Il glucosio forma con l'acqua legami ad idrogeno. Da un cristallo si separano molecole idratate.

25

Soluto apolare in solvente apolare



26