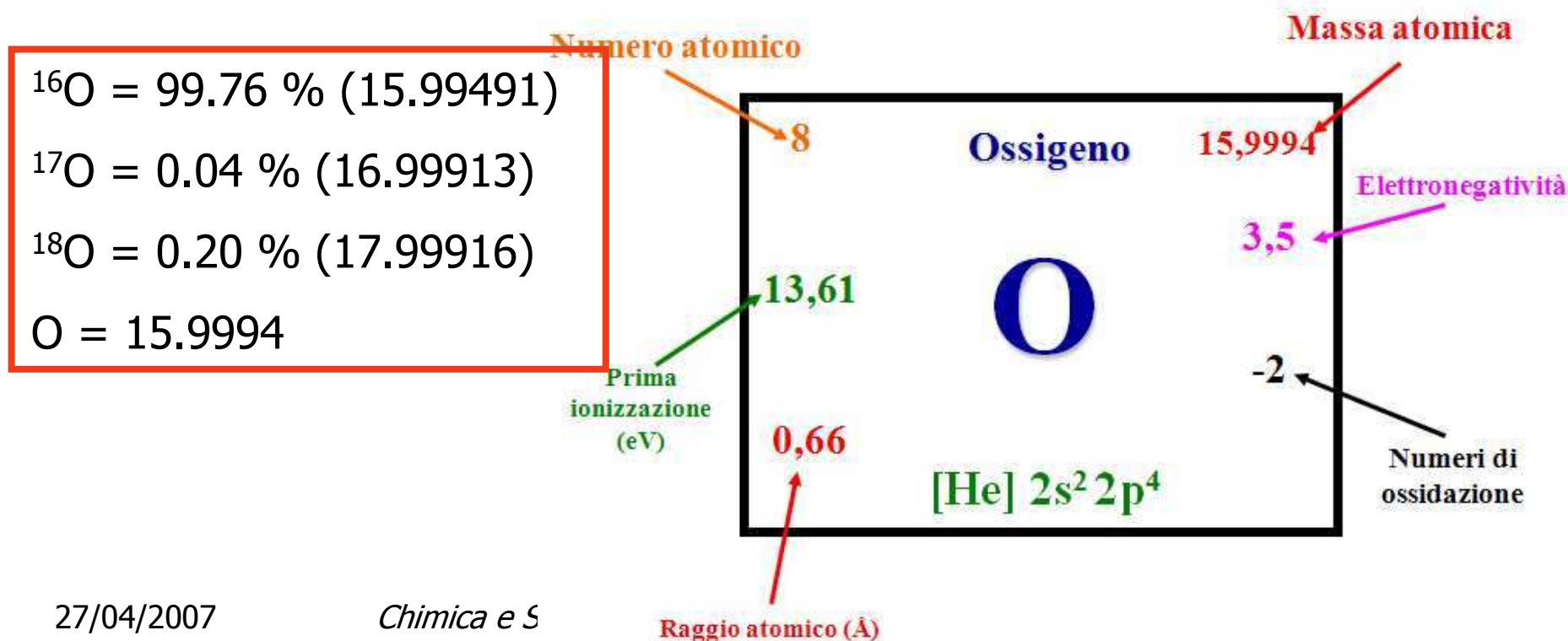




CARATTERISTICHE DEGLI ATOMI

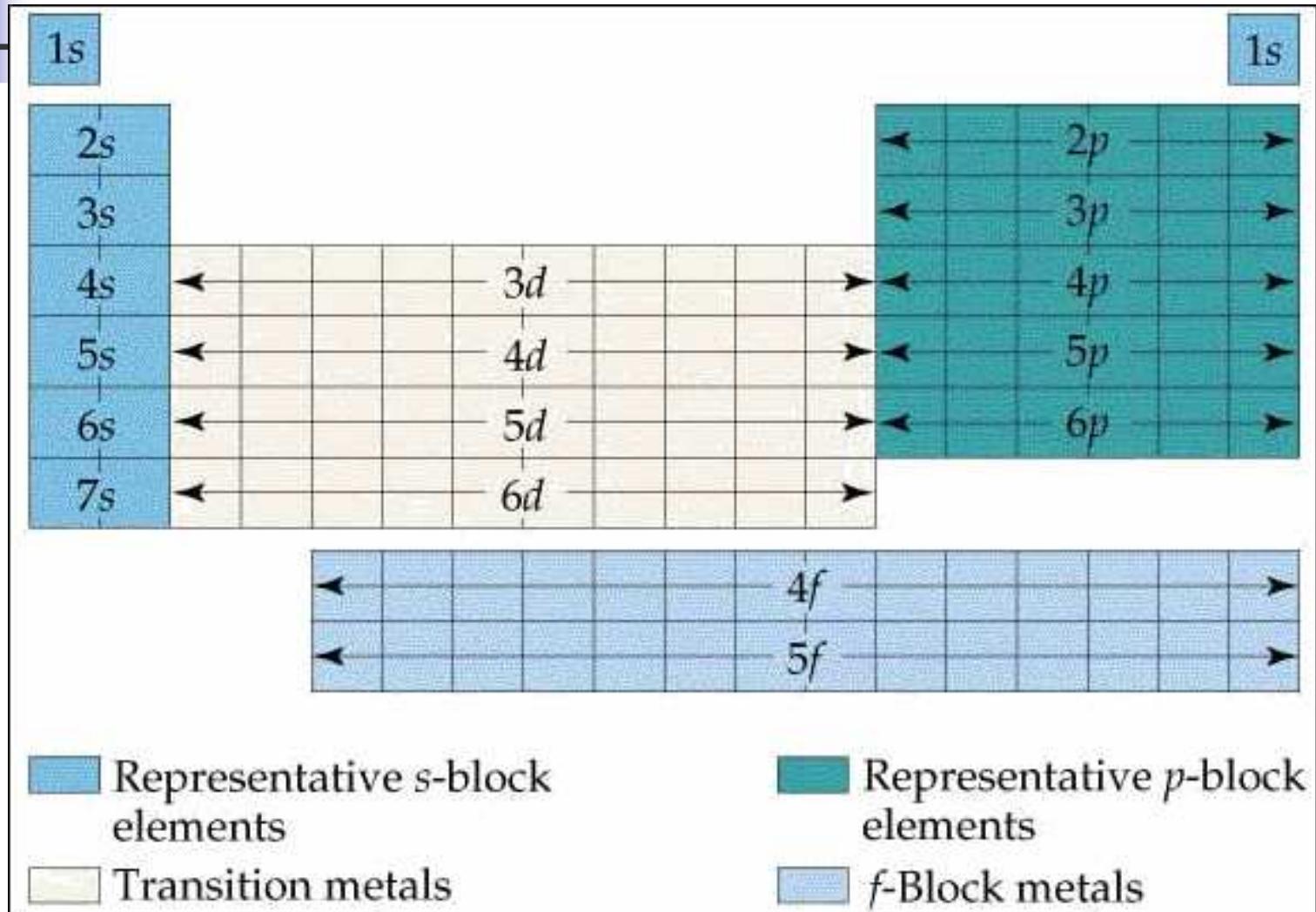
- Isotopi: Z è lo stesso, A è diverso

Isotopi dell'O e loro abbondanza naturale





BLOCCHI DI ATOMI NELLA TAVOLA PERIODICA





PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ATOMI



- Raggio atomico
- Energia di ionizzazione
- Affinità elettronica

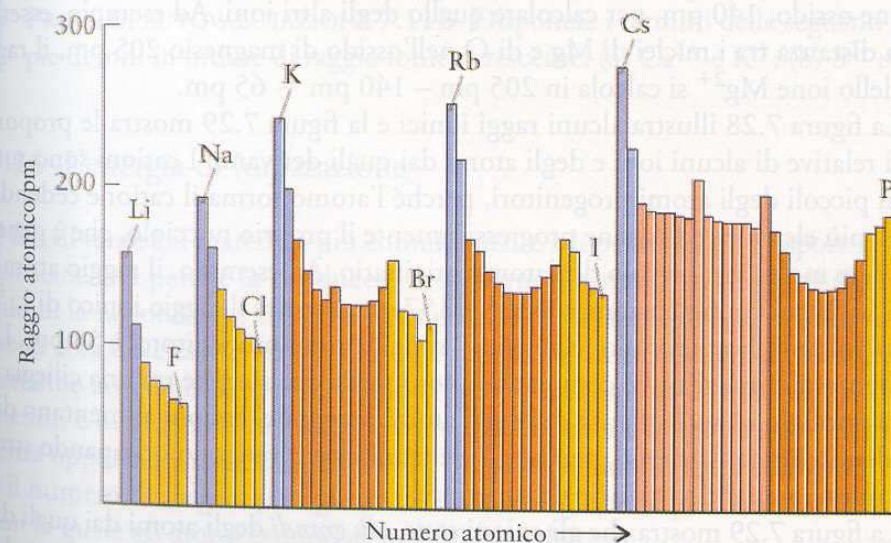
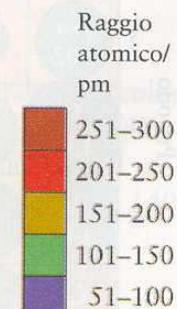
RAGGIO ATOMICO



- Andamento dei raggi atomici lungo la tavola periodica: aumento lungo un gruppo e diminuzione lungo un periodo



	1	2	13	14	15	16	17	18
2	Li 157	Be 112	B 88	C 77	N 74	O 66	F 64	Ne
3	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 104	Cl 99	Ar
4	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr
5	Rb 250	Sr 215	In 167	Sn 158	Sb 141	Te 137	I 133	Xe
6	Cs 272	Ba 224	Tl 171	Pb 175	Bi 182	Po 167	At	Rn



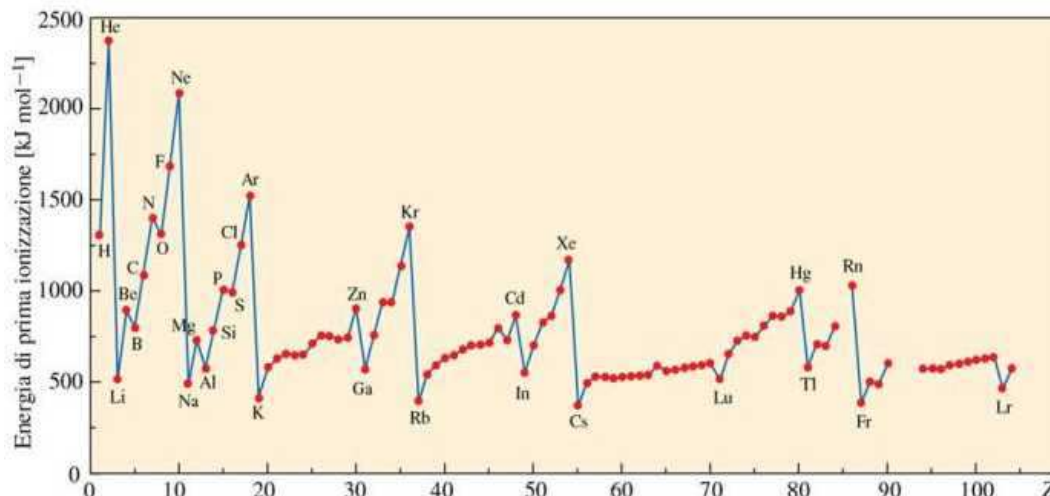


ENERGIA DI IONIZZAZIONE

- Energia connessa alla seguente reazione chimica:

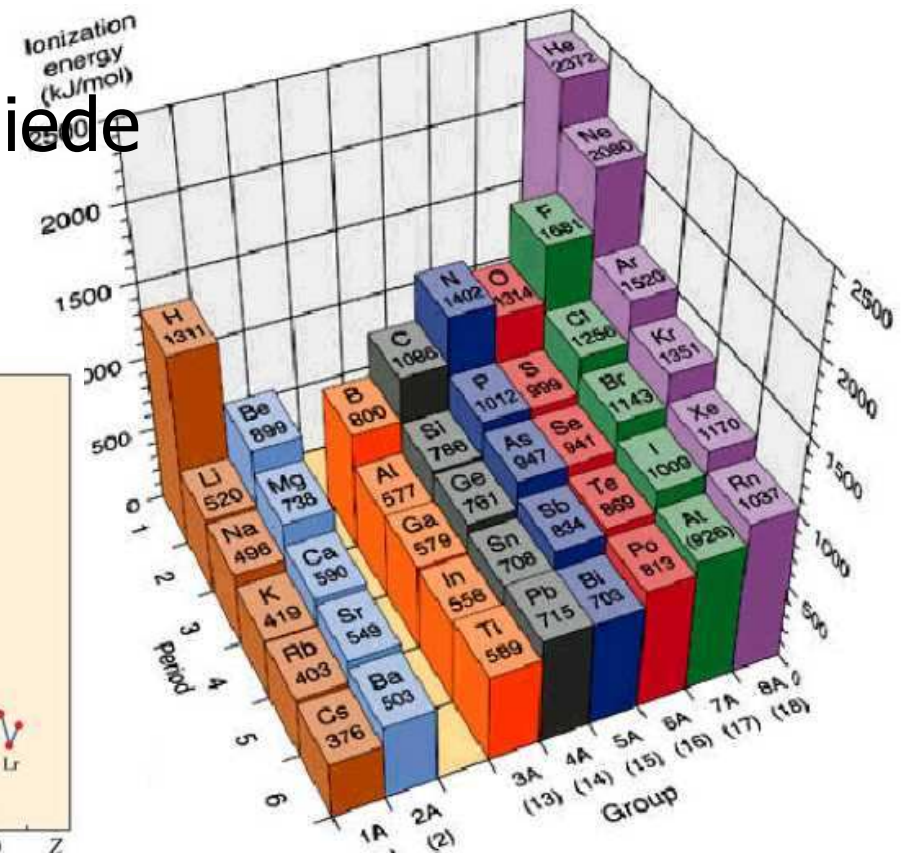


- Reazione *endotermica* (richiede energia dall'esterno)
- Andamento periodico



21/06/2007

Chimica e Scienza e Tecnologia dei Materiali Elettrici – L2





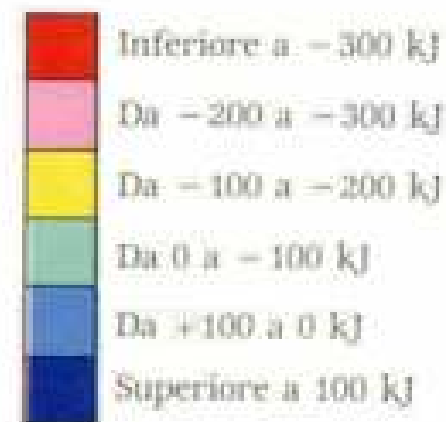
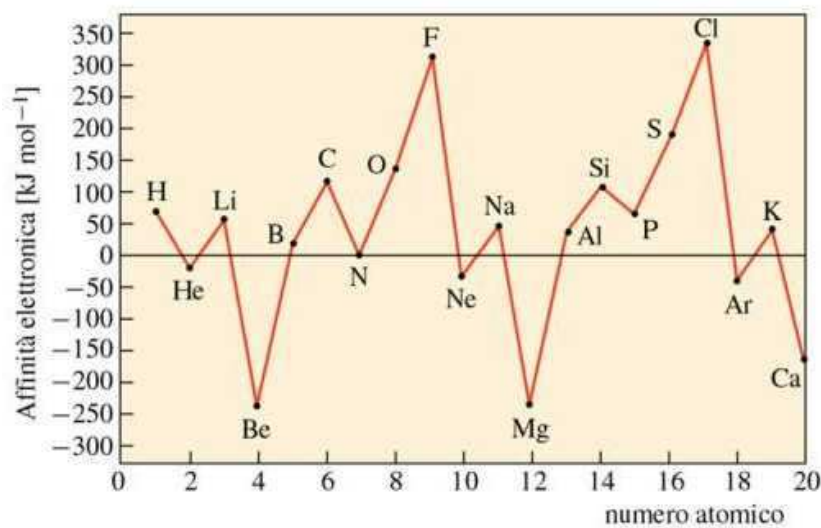
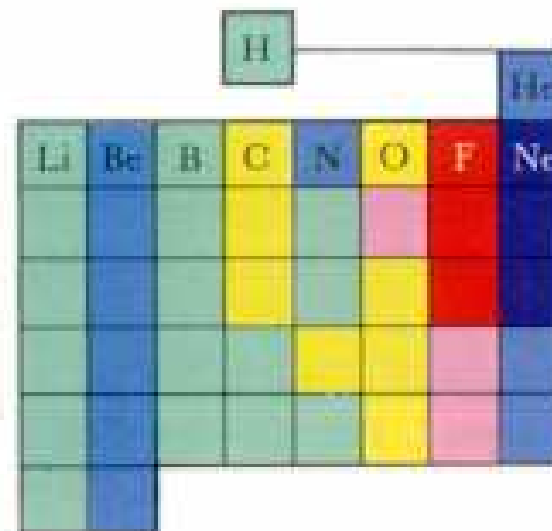
AFFINITÀ ELETTRONICA



- Energia connessa alla seguente reazione chimica:

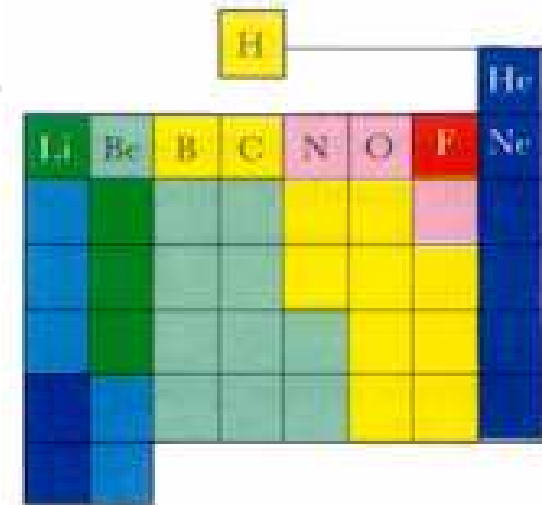


- Reazione generalmente *esotermica* (rilascia energia verso l'esterno)
- Andamento periodico





- Parametro (χ) per misurare la capacità di un atomo ad attrarre elettroni.
- Dipende sia dall' affinità elettronica che dalla energia di ionizzazione.
- Maggiore elettronegatività $\Rightarrow$ maggiore tendenza ad accettare elettroni.
- L' elettronegatività è il **principale parametro** che permette di prevedere come un atomo si lega ad altri atomi.





COMPORTAMENTO CHIMICO DEGLI ATOMI



- Atomi isolati estremamente reattivi (eccezione dei gas nobili).
- Interazioni di natura elettrostatica tra gli atomi che si legano determinando la formazione delle sostanze chimiche.
- Elettroni di valenza (elettroni presenti sul guscio più esterno) coinvolti in tali processi
⇒ *il comportamento chimico degli atomi è determinato dagli elettroni di valenza.*

COMPORTAMENTO CHIMICO DEGLI ATOMI



- Gas nobili: scarsissima tendenza a reagire (livello esterno s^2p^6 ottetto completo).
- Altissima stabilità chimica in tale configurazione elettronica.
- Tendenza negli atomi a ricondursi a tale configurazione.
- Modalità con cui ciò avviene dipende dalla posizione nella tavola periodica.

2	4,0026	He	← $1s^2$
10	20,179	Ne	← $2s^22p^6$
18	39,948	Ar	← $3s^23p^6$
36	83,8	Kr	← $4s^24p^6$
54	131,3	Xe	← $5s^25p^6$
86	(222)	Rn	← $6s^26p^6$



LEGAME CHIMICO

- Legami primari (tra atomi):
 - Ionico (sale da cucina NaCl)
 - Covalente (zucchero $C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - Metallico (rame Cu)
- Legami secondari (tra molecole):
 - Idrogeno (proprietà dell' acqua)
 - Forze di Van der Waals



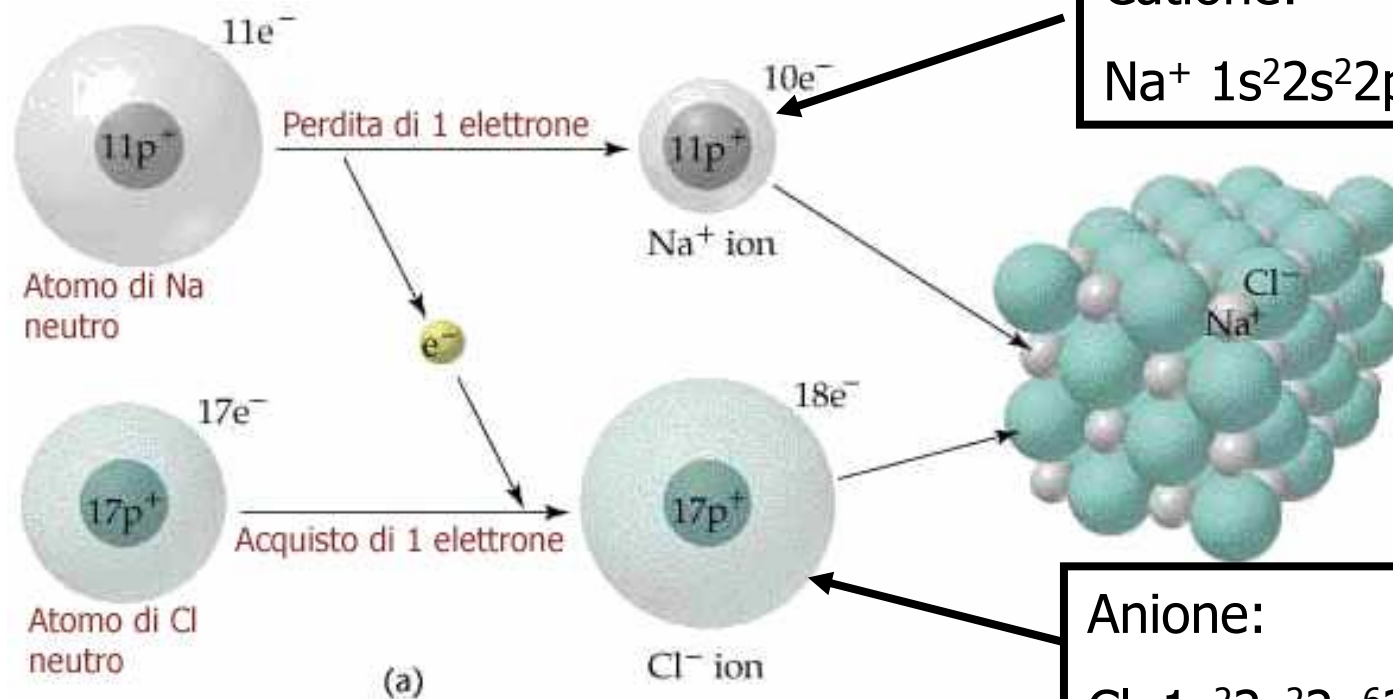
LEGAME IONICO

- Atomi si trasformano in ioni, positivi (cationi) e negativi (anioni) cedendo e acquistando elettroni che si legano per attrazione coulombiana tra cariche opposte.
- La configurazione stabile s^2p^6 viene conseguita da tale perdita/acquisto di elettroni.
- Forma di legame prevalente tra atomi molto elettronegativi e atomi molto elettropositivi (esempio NaCl) $\Rightarrow \Delta(\chi)$ elevata.
- Nel processo di formazione del composto ionico sono coinvolte molteplici aliquote di energia (ciclo di Born-Haber).

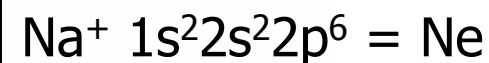


LEGAME IONICO

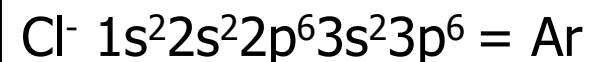
- Non si forma una coppia di ioni ma un solido ionico costituito da un numero grandissimo di cationi e anioni. In NaCl ogni catione è circondato da 6 anioni e viceversa.



Catione:

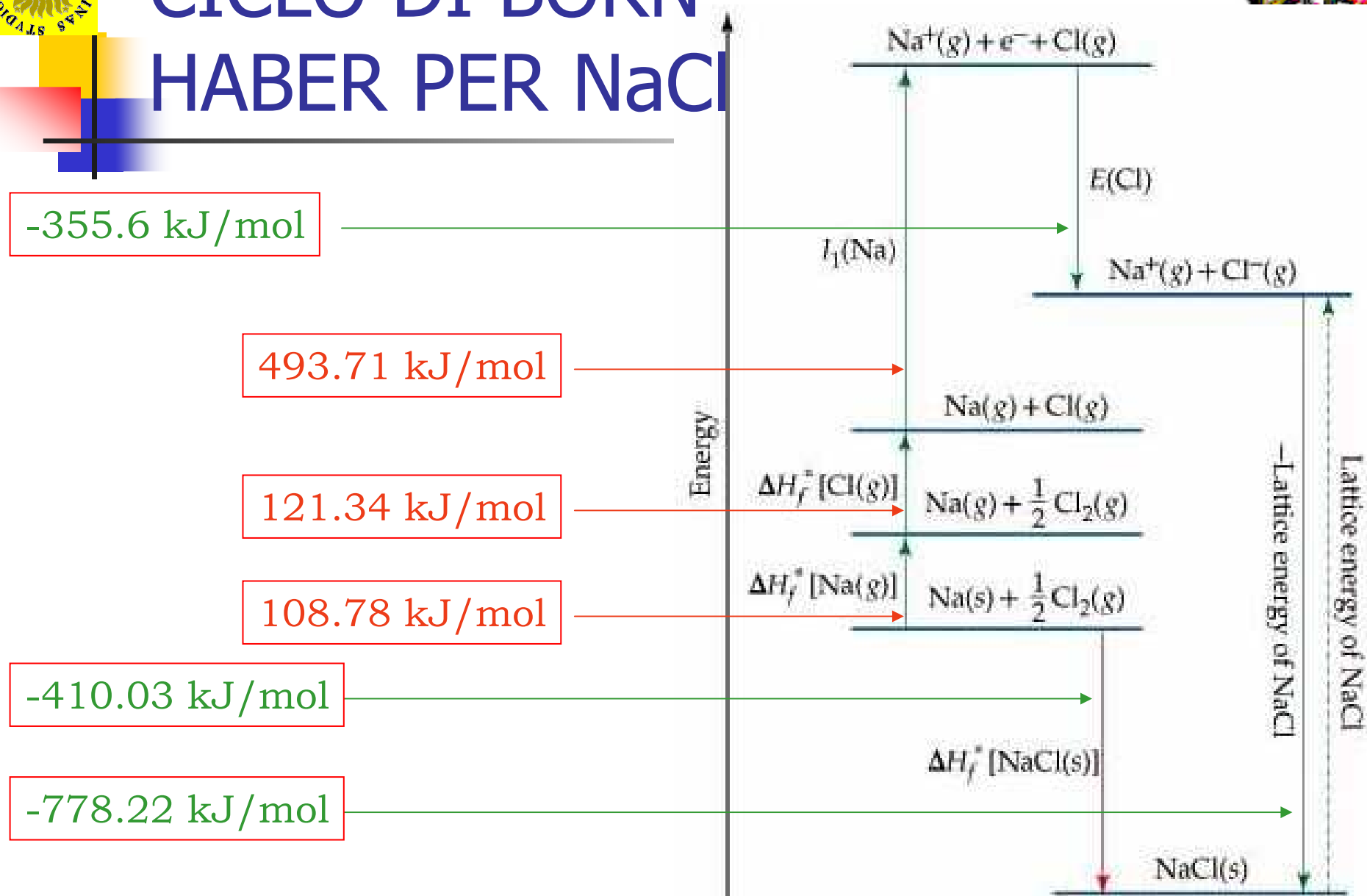


Anione:





CICLO DI BORN-HABER PER NaCl





LEGAME IONICO

- $\text{Na (s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{NaCl(s)}$ $\Delta H_f =$ entalpia di formazione del composto = -410 kJ/mol .
- È l'energia reticolare a rendere possibile la formazione del legame ionico

$$E_{\text{potenziale, elettr}} = -M \frac{|z_1 z_2| N_A e^2}{4\pi\epsilon_0 d}$$

Costante di Madelung



LEGAME IONICO

Energia reticolare (25°C, kJ mol⁻¹)

ALOGENURI

LiF	1046	LiCl	861	LiBr	818	LiI	759
NaF	929	NaCl	787	NaBr	751	NaI	700
KF	826	KCl	717	KBr	689	KI	645
AgF	971	AgCl	916	AgBr	903	AgI	887
BeCl ₂	3017	MgCl ₂	2524	CaCl ₂	2260	SrCl ₂	2153
		MgF ₂	2961	CaBr ₂	1984		

OSSIDI

MgO	3850	CaO	3461	SrO	3283	BaO	3114
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

SOLFURI

MgS	3406	CaS	3119	SrS	2974	BaS	2832
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

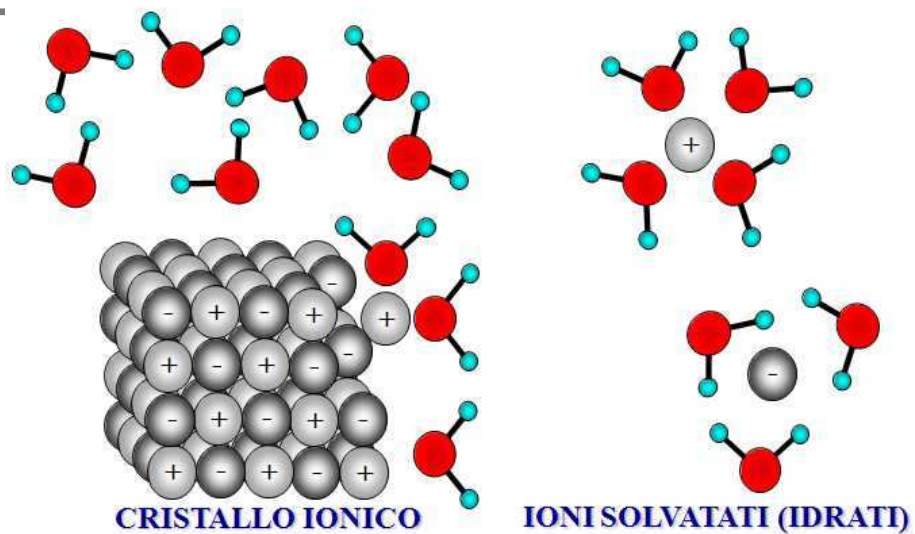


LEGAME IONICO

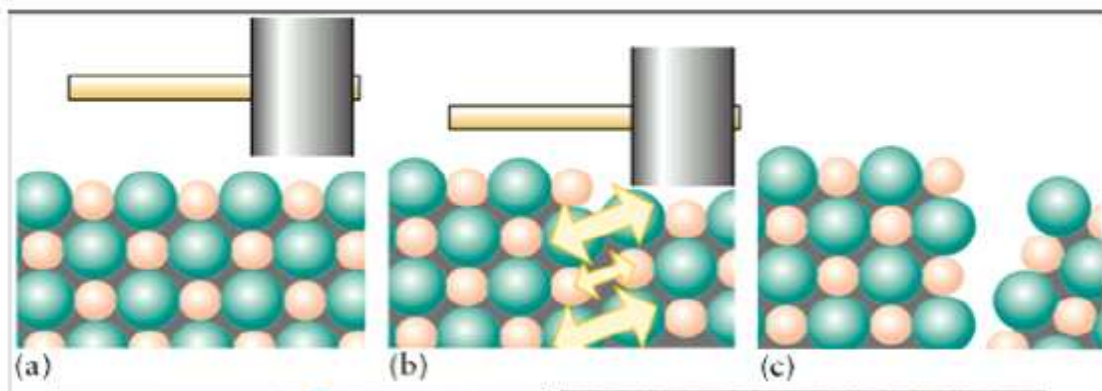
- Valenza multipla (blocco p e blocco d): Cu_2O e CuO
- Proprietà tipiche dei composti ionici:
 - Elevato punto di fusione
 - Elevatissimo punto di ebollizione
 - Fragilità
 - Solubilità in acqua



LEGAME IONICO



I solidi ionici sono fragili!!





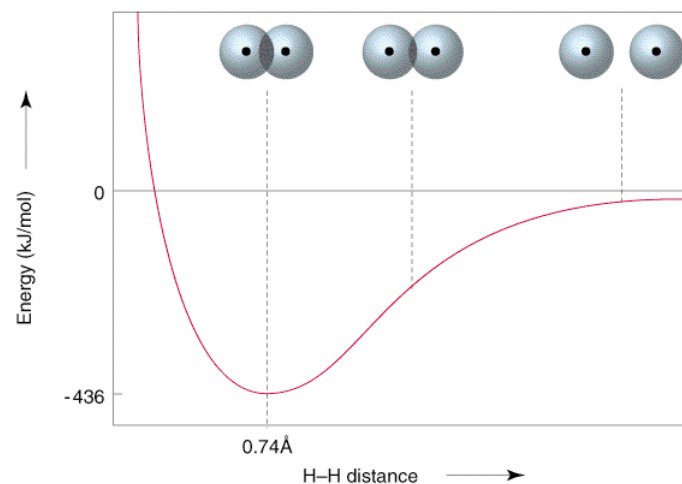
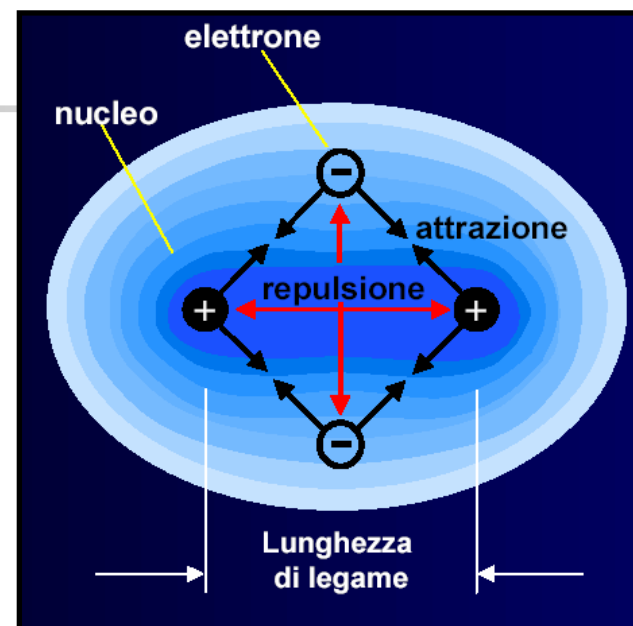
LEGAME COVALENTE

- Configurazione stabile s^2p^6 raggiungibile non solo attraverso perdita/acquisto permanente di elettroni.
- Lewis (1916): condivisione degli elettroni di valenza fino a che il guscio di valenza contenga otto elettroni.
- Legame favorito quando $\Delta(\chi)$ è piccola e χ è elevata per i due atomi (blocco p).

LEGAME COVALENTE



- La condivisione di elettroni può legare gli atomi se gli atomi sono abbastanza vicini.
- Il legame covalente singolo è fatto da una coppia di elettroni condivisi (spin opposto).
- Sono possibili legami covalenti doppi o tripli (2 o 3 coppie di elettroni).





LEGAME COVALENTE

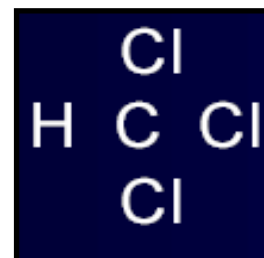
- Legame covalente: *molecole*
- Legame ionico: reticolo di ioni (una enorme macromolecola?).
- Strutture di Lewis per rappresentare gli atomi che formano la molecola e i legami covalenti tra i vari atomi.



STRUTTURE DI LEWIS

- Scrivere la struttura di Lewis di CHCl_3

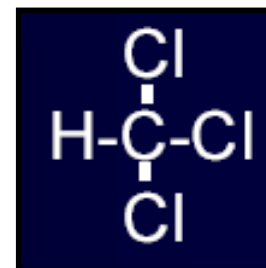
1° Passo: fissare l'atomo centrale (C) nell'esempio e posizionare intorno gli altri atomi.



2° Passo: contare tutti gli elettroni di valenza degli atomi.

$$N = 7(\text{Cl}) \times 3 + 4(\text{C}) \times 1 + 1(\text{H}) \times 1 = 26 \text{ elettroni totali}$$

3° Passo: tracciare i legami covalenti singoli tra i vari atomi e determinare gli elettroni residui ($26 - 8 = 18 \text{ e}$)

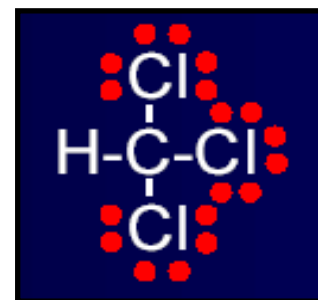




STRUTTURE DI LEWIS

- Scrivere la struttura di Lewis di CHCl_3

4° Passo: posizionare gli elettroni residui (18) partendo da quelli esterni e completando gli ottetti.



Problema importante: come scegliere l'atomo centrale?

Regola pratica: scegliere l'atomo con la minore energia di ionizzazione.