

Università degli studi di MILANO
Facoltà di AGRARIA

El. di Chimica e Chimica Fisica

Mod. 1 CHIMICA

Mod. 2 CHIMICA FISICA

Lezione 4

Docente: Dimitrios Fessas

Anno Accademico 2010-2011

Si riconoscono così **109 specie atomiche (circa)**,
con Z da 1 a 109, che vengono definite

Elementi Chimici

indicati con un simbolo che corrisponde alla prima
lettera, o alle prime due lettere, del nome latino.

Idrogeno, H ,	Elio, He ,	Litio, Li ,	Berillio, Be ,
Boro, B ,	Carbonio, C ,	Azoto, N ,	Ossigeno, O ,
Fluoro, F ,	Neon, Ne ,	Sodio, Na ,	Magnesio, Mg ,
Alluminio, Al ,	Silicio, Si ,	Fosforo, P ,	Zolfo, S ,
Cloro, Cl ,	Argon, Ar ,	Potassio, K ,	Calcio, Ca

Elemento	Z	Struttura Elettronica
H	1	1s ¹
He	2	1s ²
Li	3	1s ² 2s ¹
Be	4	1s ² 2s ²
B	5	1s ² 2s ² 2p _x ¹
C	6	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹
N	7	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹
O	8	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹
F	9	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ²
Ne	10	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²
Na	11	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ¹
Mg	12	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ²
Al	13	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ¹
Si	14	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ¹ 3p _y ¹
P	15	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ¹ 3p _y ¹ 3p _z ¹
S	16	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ² 3p _y ¹ 3p _z ¹
Cl	17	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ² 3p _y ² 3p _z ¹
Ar	18	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ² 3s ² 3p _x ² 3p _y ² 3p _z ²

Liquidi: Hg
 Gas: H
 Sconosciuto: Rf

Metalli: Metalli alcalini, Metalli alcalinoterrici, Lantanidi, Attinidi, Metalli del blocco d, Post-transizione metallici, Metalloidi, Nonmetalli, Allogeni, Gas nobili.

Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Tavola Periodica Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah, <http://www.ptable.com/> Last updated September 22, 2009

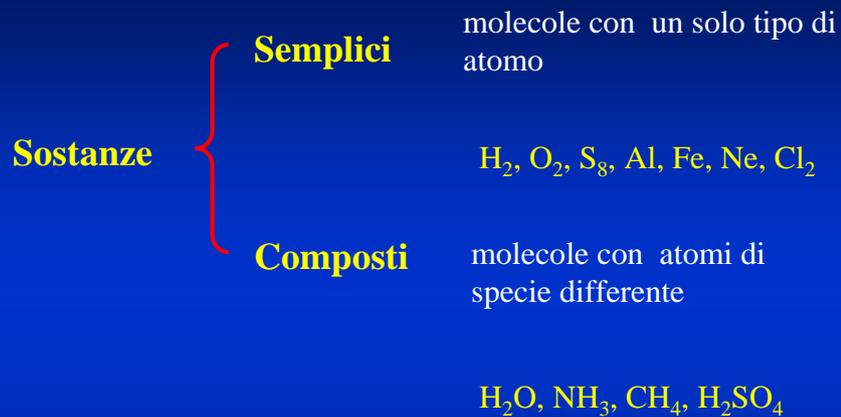
Search results: Risultato della ricerca... Tavola Periodica (Tab... Documento1 - Micro...

La grande maggioranza degli elementi della tavola periodica esistono in combinazione chimica con altri elementi, formano delle sostanze semplici o dei composti.

Le forze che tengono unite gli elementi di una sostanza sono dette legami chimici.

Legame Ionico

Legame Covalente



Le molecole di interesse biologico, proteine, acidi nucleici, amido, grassi, ecc., possono avere alcune decine, o centinaia, o migliaia di atomi.

La Molecola

è la parte più piccola di una data sostanza che ha tutte le proprietà della sostanza stessa.

È una definizione approssimativa che non tiene conto di importanti proprietà fisiche, a cominciare dallo stato di aggregazione (cioè, solido, liquido, gas) della sostanza, il quale dipende largamente dalle interazioni tra molecole.

La definizione può valere per sostanze allo stato gassoso, poiché in questo stato di aggregazione le molecole sono particelle identiche per massa, numero e tipo di atomi costituenti, e interagiscono poco tra loro.

Iniziamo a familiarizzare con la Tavola Periodica degli elementi:

la disposizione degli elementi nella Tavola Periodica non è casuale...

• le colonne vengono dette **GRUPPI**; gli elementi di un gruppo hanno proprietà simili

• le righe vengono dette **PERIODI**; le proprietà degli elementi variano in maniera graduale mano a mano che mi sposto lungo un periodo da sinistra a destra

H	He																	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds																										
Fattore del lanthanide			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																			
Fattore dell'attinide			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																			

La propensione a realizzare la struttura elettronica stabile del gas nobile con Z più vicino determina in modo preponderante la cosiddetta **Affinità Elettronica** degli elementi .

Gli elementi che hanno da 1 a 3 elettroni in più rispetto al gas nobile, tendono a rilasciarli verso altri atomi, trasformandosi così in ioni positivi, cioè **cationi** questi elementi hanno bassa affinità elettronica. Gli elementi che sono in difetto di 1 o due elettroni rispetto al gas nobile tendono ad acquisire questi elettroni da altri atomi, trasformandosi così in ioni negativi, cioè **anioni** questi elementi hanno elevata affinità elettronica.

Si definisce **Energia di prima Ionizzazione, E.I.**, l'energia necessaria per allontanare un elettrone dall'atomo che diventa uno ione con carica elettrica +1.

Iniziamo a familiarizzare con la Tavola Periodica degli elementi:

In base alle loro proprietà chimiche e fisiche gli elementi si distinguono in **metalli** (riquadri beige), **non metalli** (azzurro), **metalloidi o semimetalli** (grigio-verde)

*Serie dei lantanidi

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

†Serie degli attinidi

Iniziamo a familiarizzare con la Tavola Periodica degli elementi:

Metalli: $\frac{3}{4}$ degli elementi

- solidi a temperatura ambiente (eccetto il mercurio, Hg, che è liquido)
- hanno superfici lucenti, sono malleabili e duttili
- buoni conduttori di calore ed elettricità
- perdono facilmente elettroni esterni per formare ioni positivi detti *cationi*

* Serie dei lantanidi

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

† Serie degli attinidi

Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Iniziamo a familiarizzare con la Tavola Periodica degli elementi:

Semimetalli: sono gli elementi lungo la diagonale che divide metalli e non metalli

- hanno proprietà intermedie fra quelle dei metalli e dei non metalli
- sono semiconduttori

* Serie dei lantanidi

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

† Serie degli attinidi

Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Iniziamo a familiarizzare con la Tavola Periodica degli elementi:

Non Metalli: sono solo 17 elementi e si trovano in alto a destra

- spesso gassosi a temperatura ambiente
- quelli solidi (C, P, S, I) non sono affatto duttili
- cattivi conduttori di calore ed elettricità
- acquistano facilmente elettroni per formare ioni negativi detti anioni
- con l'ossigeno formano *ossidi acidi*

The periodic table shows elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og). Non-metals are highlighted in green and include: H, He, B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, and Fr. A diagonal line runs from Boron (B) to Astatine (At).

COMPOSTI BINARI = composti formati da due elementi diversi

A) COMPOSTI SENZA OSSIGENO

B) COMPOSTI CONTENENTI OSSIGENO

<p>Metallo + non metallo (zolfo + alogeni)</p>	<p>Sali binari</p>	<p>ossigeno + metallo</p>	<p>Ossidi basici</p>
<p>idrogeno + alogeno o zolfo</p>	<p>Idracidi</p>	<p>ossigeno + non metallo</p>	<p>Ossidi acidi (anidridi)</p>
<p>idrogeno + elementi (-alogeni e zolfo)</p>	<p>Idruri</p>	<p>Ossidi con legami O-O</p>	<p>Perossidi</p>

Gli elementi che hanno 1 o 2 elettroni negli orbitali *s* formano sostanze con spiccato carattere “metallico”: sono cioè lucenti e bianchi allo stato puro, sono altamente reattivi poiché tendono a cedere facilmente gli elettroni esterni (Na⁺, Mg⁺⁺, ecc.), hanno bassa affinità elettronica. Quelli che formano **cationi con carica +1** sono denominati **Elementi (o metalli) Alcalini** mentre quelli che formano **cationi con carica 2+** sono denominati **Elementi (o metalli) Alcalino – terrosi**

Gli elementi con 5 elettroni negli orbitali *p* sono i cosiddetti **Alogeni** i quali tendono ad acquisire un elettrone da atomi estranei con formazione di **ioni negativi (anioni) con carica -1** (F⁻, Cl⁻, Br⁻, ecc). Hanno elevata affinità elettronica.

1° gruppo (I)

H						He		
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Configurazione elettronica: ns^1

1° gruppo

- ✓ Gli alcalini sono i metalli con l'elettronegatività più bassa
- ✓ L'energia di I ionizzazione è la più bassa
- ✓ L'energia di II ionizzazione è la più alta

I gruppo	Li	Na	K	Rb	Cs
Z	3	11	19	37	55
Elettronegatività	0,97	1,01	0,91	0,89	0,86
Raggio atomico (pm)	145	180	220	235	260
Raggio ionico (pm)	74	102	138	149	170
T _{fus} (°C)	180	98	64	39	29
T _{eb} (°C)	1330	892	760	688	690

table 3-2

The Electronegativities of Some Elements

Element	Electronegativity*
F	4.0
O	3.5
Cl	3.0
N	3.0
Br	2.8
S	2.5
C	2.5
I	2.5
Se	2.4
P	2.1
H	2.1
Cu	1.9
Fe	1.8
Co	1.8
Ni	1.8
Mn	1.8
Zn	1.6
Mn	1.5
Mg	1.2
Ca	1.0
Li	1.0
Na	0.9
K	0.8

*The higher the number, the more electronegative (the greater the electron affinity of) the element.

Elettronegativita'

Tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni di un legame. E' definita come la media aritmetica tra il potenziale di ionizzazione e l'affinità elettronica. I valori riportati sono valutati su una scala relativa che ha come riferimento il Fluoro la cui elettronegatività è posta convenzionalmente uguale a 4.0.

Cox, Lehninger Principles in Biochemistry, chapter 3

In generale l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra lungo un periodo e diminuisce scendendo lungo un gruppo.

1												13	14	15	16	17		
H 2.1														B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5													Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5		
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	*Lanthanides: 1.1–1.3 †Actinides: 1.3–1.5															

Proprietà delle sostanze elementari

- ✓ sono tutti metalli
- ✓ buoni conduttori di elettricità e calore
- ✓ hanno T_{fus} e durezza eccezionalmente basse

Na e **K** sono i più abbondanti in natura. Gli altri si trovano principalmente come silicati. **Fr** è raro.

2° gruppo (II)

H						He			
Li	Be			B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca			Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr			In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba			Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Configurazione elettronica: ns^2

2° gruppo

- ✓ Gli alcalino-terrosi hanno bassa elettronegatività
- ✓ Hanno affinità elettronica negativa
- ✓ Sono tutti metalli

II gruppo	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Z	4	12	20	38	56
Elettronegatività	1,47	1,23	1,04	0,99	0,97
Raggio atomico (pm)	105	150	180	200	215
Raggio ionico (pm)	35	72	99	112	136
T _{fus} (°C)	1280	650	838	770	714
T _{eb} (°C)	2480	1110	1490	1380	1640

17° gruppo

- ✓ Maggior elettronegatività
- ✓ Maggior affinità elettronica
- ✓ Elevatissima energia di prima ionizzazione
- ✓ Tutti non metalli

VII gruppo	F	Cl	Br	I	At
Z	9	17	35	53	85
Elettronegatività	3,98	3,16	2,96	2,66	2,2
Raggio covalente (pm)	71	99	114	133	--
Raggio ionico ⁻ (pm)	136	181	195	216	--
Numeri di ossidazione	-1	+7,+5, +3,+1,-1	+5,+3, +1,-1	+7,+5, +1,-1	--
T _{fus} (°C)	-220	-101	-7	114	302
T _{eb} (°C)	-188	-35	58	183	335

La nomenclatura degli ioni positivi è piuttosto semplice, poiché il nome si ottiene facendo precedere al nome dell'elemento la parola ione.

Quindi abbiamo:

Ione sodio: Na⁺ Ione potassio: K⁺
Ione magnesio: Mg²⁺ Ione calcio: Ca²⁺
Ione alluminio: Al³⁺

Va anche ricordato un catione poliatomico molto comune, lo *ione ammonio* NH₄⁺.

Alcuni elementi, tuttavia, formano più di uno ione positivo, e nasce il problema di distinguerli. Si usano allora un numero romano tra parentesi tonda che indica la carica dello ione:

Ione rame (I):	Cu^+	Ione rame (II):	Cu^{2+}
Ione ferro (II):	Fe^{2+}	Ione ferro (III):	Fe^{3+}
Ione cromo (II):	Cr^{2+}	Ione cromo (III):	Cr^{3+}

Nel caso degli ioni negativi, bisogna distinguere tra anioni monoatomici, e anioni poliatomici (che molto spesso sono ossianioni).

Il nome degli anioni monoatomici si ottiene aggiungendo al nome dell'elemento il suffisso *-uro*:

Ione fluoruro:	F^-	Ione cloruro:	Cl^-
Ione bromuro:	Br^-	Ione ioduro:	I^-
Ione solfuro:	S^{2-}	Ione azoturo:	N^{3-}
Ione idruro :	H^-		

Esiste però lo ione *ossido*: O^{2-}

Poiché F, Cl, Br e I fanno parte del gruppo degli alogeni, i rispettivi anioni F^- , Cl^- , Br^- e I^- sono detti *alogenuri*.

nomenclatura **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry)

A) COMPOSTI SENZA OSSIGENO

1) Metallo + Non Metallo

X-uro di Y Nome

X = radice del nome dell'elemento più elettronegativo

Y = nome dell'elemento meno elettronegativo

Formula



KCl cloruro di potassio

CaF₂ fluoruro di calcio

MgI₂ ioduro di magnesio

Da ricordare:

- Scrivere le formule dei composti ionici richiede la conoscenza dei cationi e degli anioni più comuni
- La carica degli ioni monoatomici è spesso correlata alla posizione dell'elemento nella tavola periodica
- Nel caso di anioni poliatomici, formula e carica va ricordata a memoria o dedotta dall'acido di provenienza.
- La formula di un composto ionico VA scritta mettendo SEMPRE prima il catione e poi l'anione.
- L'errore più comune nello scrivere composti ionici deriva dalla non conoscenza della carica degli ioni

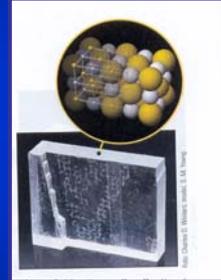
Gli ioni positivi e negativi nei composti ionici sono tenuti insieme da forze di natura elettrostatica regolate dalla legge di Coulomb.

- Tale legge enuncia che la forza di attrazione tra ioni di carica opposta aumenta all'aumentare della carica degli ioni e diminuisce con l'aumentare della distanza tra i nuclei degli ioni.
- I composti ionici non sono costituiti da una singola coppia o da un numero limitato di ioni positivi o negativi, ma la formula esprime il rapporto minimo tra catione ed anione di un composto ionico.



Un cristallo di NaCl è costituito, ad esempio, da un reticolo tridimensionale di ioni sodio e ioni cloruro nel rapporto di 1: 1.

Maggiore sarà la forza di attrazione tra ioni di carica opposta maggiore sarà l'energia necessaria per provocare la fusione



Non esiste un metodo sempre valido per decidere se un composto è ionico, ma bisogna tener presente che:

- La maggior parte dei composti contenenti metalli sono ionici
- Se nel composto non è presente un metallo il composto non è ionico ad eccezione di composti contenenti ioni poliatomici formati da un non-metallo, ad es. NH_4Cl o NH_4NO_3