

GLI ELEMENTI CHIMICI

I costituenti degli elementi chimici

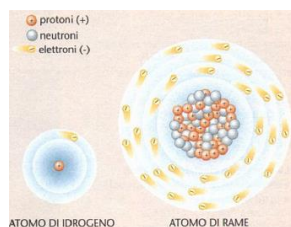
Gli elementi chimici si differenziano per il numero di protoni nel nucleo. Il numero dei protoni definisce il numero atomico (Z) di un elemento. Tale numero coincide con il numero di elettroni se l'elemento è un atomo neutro.

Idrogeno (H) $Z = 1$ (1 protone e 1 elettrone)

Carbonio (C) $Z = 6$ (6 protoni e 6 elettroni)

Azoto (N) $Z = 7$ (7 protoni e 7 elettroni)

Ossigeno (O) $Z = 8$ (8 protoni e 8 elettroni)



Nucleoni: Sono i costituenti del nucleo, cioè protoni e neutroni.

Il numero di massa (A) è la somma del numero di protoni e di neutroni (N): $A = Z + N$

Simbolismo dell'atomo:



Gli isotopi

Sono atomi dello stesso elemento (stesso numero atomico Z) ma con diverso numero di massa A (diverso contenuto di neutroni).



Gli elementi chimici

Gli elementi chimici sono raggruppati nella Tavola periodica, in ordine crescente di numero atomico.

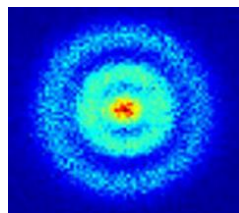
GRUPPO															
IA												0			
PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
1	H 1.0079														
2	Li 6.941	Be 9.012													
3	Na 22.99	Mg 24.30													
4	K 39.10	Ca 40.08	Sc 44.96	Ti 47.90	V 50.94	Cr 52.00	Mn 54.938	Fe 55.85	Co 58.93	Ni 58.69	Cu 63.55	Zn 65.39	Ga 69.72	Ge 72.59	As 74.92
5	Rb 85.47	Sr 87.62	Y 88.91	Zr 91.22	Nb 92.91	Mo 95.94	Tc (98)	Ru 101.1	Rh 102.91	Pd 106.42	Ag 107.87	Cd 112.41	In 114.82	Sn 118.71	Sb 121.75
6	Cs 132.91	Ba 137.33	*La 138.91	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.85	Re 186.21	Os 190.2	Ir 192.2	Pt 195.08	Au 196.97	Hg 200.59	Tl 204.38	Pb 207.2	Bi 208.98
7	Fr (223)	Ra 226.02	†Ac 227.03	Rf (261)	Db (262)	Sg (263)	Bh (262)	Hs (265)	Mt (266)	§ (269)	§ (272)	§ (277)			

*Lanthanide Series	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	140.12	140.91	144.24	(145)	150.4	151.97	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97

†Actinide Series	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	232.04	231.04	238.03	237.05	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(260)

Struttura dell'atomo

Gli elettroni si trovano attorno al nucleo in zone dello spazio ben definite che rappresentano la massima probabilità di individuarlo (orbitale). Il concetto di traiettoria ben definita (secondo l'atomo classico) non è, quindi, più valida.

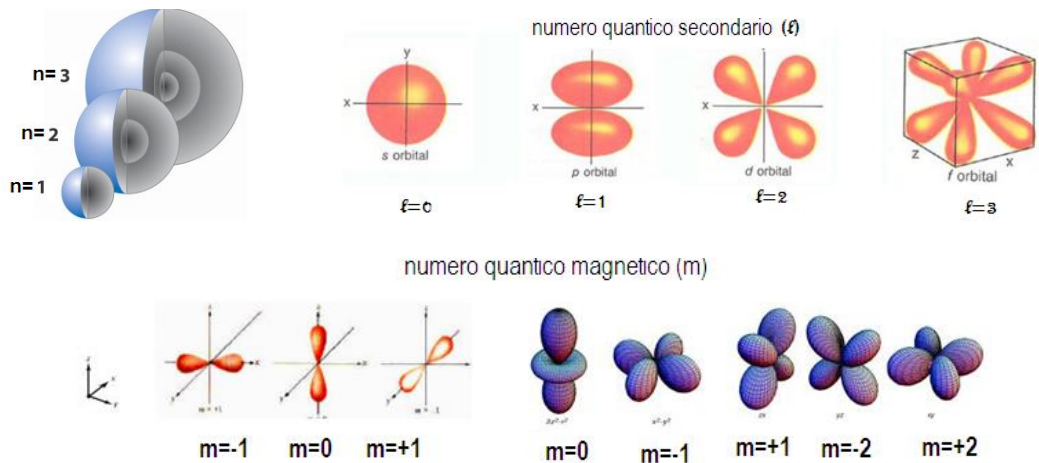


Gli elettroni si localizzano solo a certe distanze dal nucleo, formando 7 strati o gusci elettronici, a ciascuno dei quali compete una certa energia fissa (quantizzata), detta livello energetico. Ogni livello energetico è costituito da sottolivelli, gli orbitali atomici (anch'essi con energie definite e caratteristiche (quantizzate)). Ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni. Esistono 4 tipi di orbitali, indicati con le lettere s, p, d, f, che si dispongono nei 7 livelli energetici in modo caratteristico. Ciascun orbitale è preceduto dal numero (da 1 a 7) del livello energetico al quale appartiene.

I numeri quantici

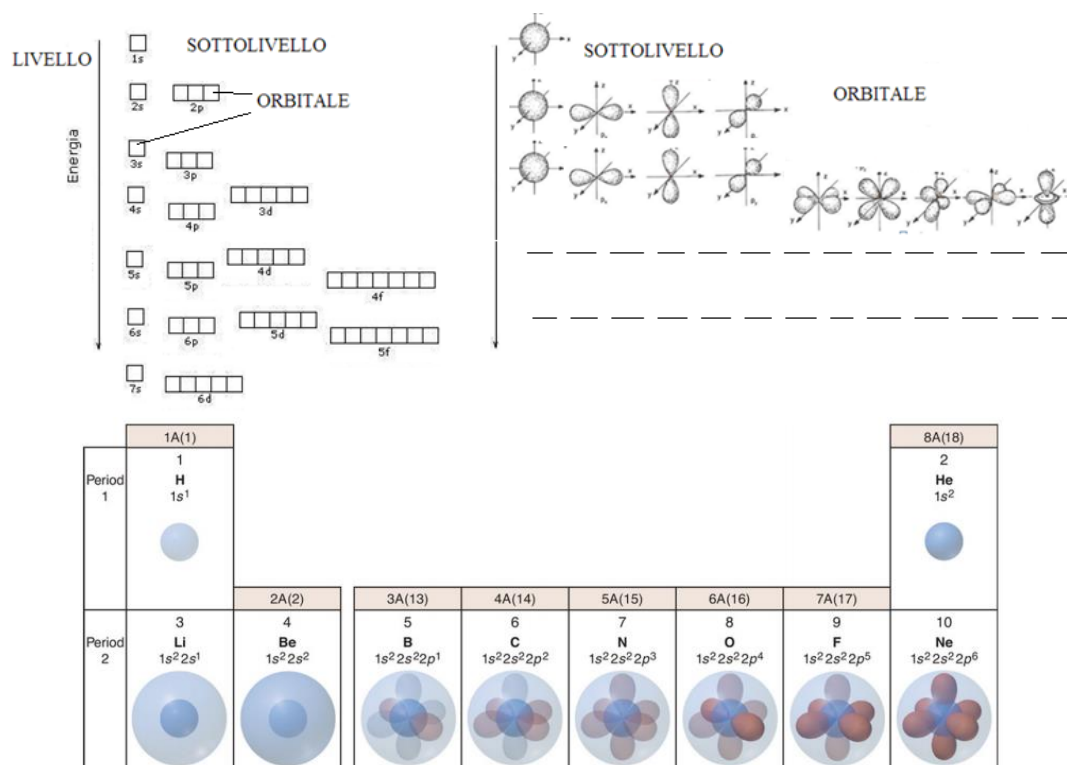
I livelli di energia sono individuati da un numero intero, n , detto numero quantico principale (n): definisce l'energia e la distanza dal nucleo degli elettroni.

In ogni livello di energia ci sono dei sottolivelli, definiti da un altro numero quantico (l), chiamato numero quantico secondario, che individua la forma della traiettoria dell'elettrone.

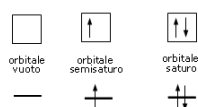


Gli elettroni si distribuiscono negli orbitali secondo le cosiddette 3 regole di Aufbau (o regole di costruzione).

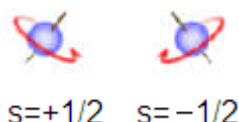
1) Principio di minima energia



2) Principio di esclusione di Pauli



Numero quantico di spin (s)



Un orbitale non può essere occupato da più di due elettroni e, se questi occupano lo stesso orbitale, i loro spin devono essere differenti. Gli spin di due elettroni sono considerati appaiati quando uno è $\uparrow$ e l'altro $\downarrow$. Gli spin appaiati si indicano con la simbologia: $\uparrow\downarrow$.

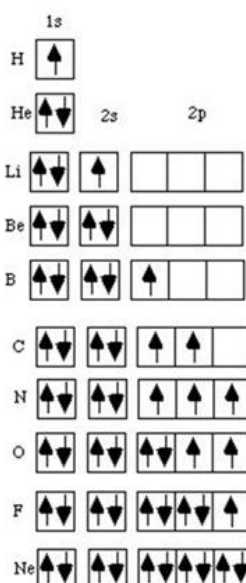
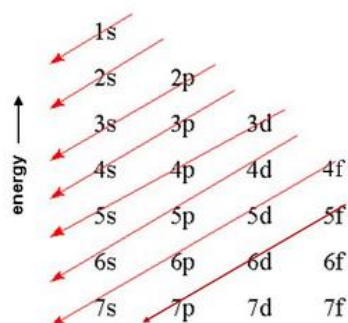
3) Principio di massima molteplicità di Hund



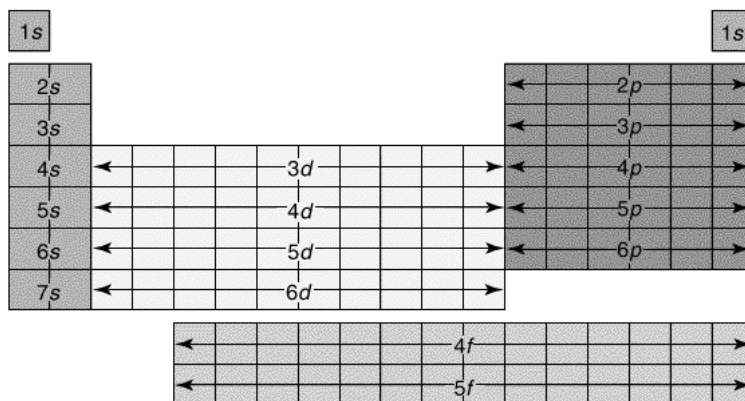
Configurazione elettronica degli elementi

Gli elettroni si collocano iniziando il riempimento degli orbitali a più bassa energia (Regola di Hund). L'energia è proporzionale alla somma $(n + l)$; si riempiranno gli orbitali, nell'ordine: s, p, d, f, ecc....

Ordine di riempimento degli orbitali atomici



Z	simbolo elettronico	rappresentazioni della configurazione elettronica
3	$\bullet$ Li	$1s^2 2s^1$
4	$\bullet\bullet$ Be	$1s^2 2s^2$
5	$\bullet\bullet\bullet$ B	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	$\bullet\bullet\bullet$ C	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	$\bullet\bullet\bullet\bullet$ N	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	$\bullet\bullet\bullet\bullet$ O	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	$\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet$ F	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	$\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet$ Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$

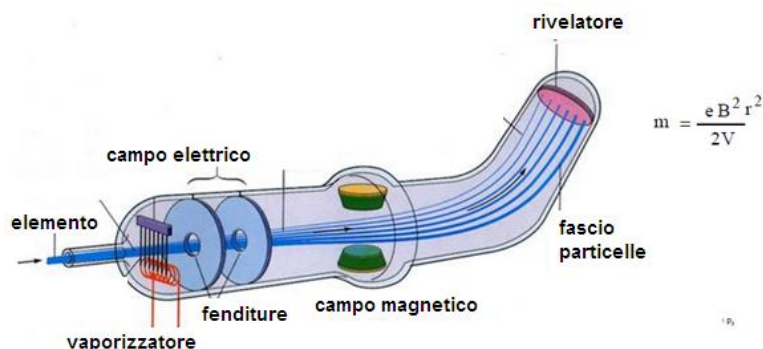


Main-Group Elements (s block)		Main-Group Elements (p block)																
1A (1)																8A (18)		
ns ¹																ns ² np ⁶		
Period number; highest occupied energy level	1	1 H 1s ¹	2A (2) ns ²	Transition Elements (d block)								3A (13) ns ² np ¹	4A (14) ns ² np ²	5A (15) ns ² np ³	6A (16) ns ² np ⁴	7A (17) ns ² np ⁵	2 He 1s ²	
	2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²									5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶	
	3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3B (3) 4B (4) 5B (5) 6B (6) 7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11) 2B (12)	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶				
	4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ² 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ² 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 5s ² 4d ¹	40 Zr 5s ² 4d ²	41 Nb 5s ¹ 4d ⁵	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁷	45 Rh 5s ¹ 4d ⁸	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La* 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 5d ²	73 Ta 6s ² 5d ³	74 W 6s ² 5d ⁴	75 Re 6s ² 5d ⁵	76 Os 6s ² 5d ⁶	77 Ir 6s ² 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 5d ¹⁰	80 Hg 6s ² 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac** 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 6d ²	105 Db 7s ² 6d ³	106 Sg 7s ² 6d ⁴	107 Bh 7s ² 6d ⁵	108 Hs 7s ² 6d ⁶	109 Mt 7s ² 6d ⁷	110 Ds 7s ² 6d ⁸	111 Rg 7s ² 6d ⁹	112 Cn 7s ² 6d ¹⁰	113 Nh 7s ² 7p ¹	114 Fl 7s ² 7p ²	115 Mc 7s ² 7p ³	116 Lv 7s ² 7p ⁴		118 Og 7s ² 7p ⁶
Inner Transition Elements (f block)																		
6	*Lanthanides	58 Ce 6s ² 4f ¹ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ³	60 Nd 6s ² 4f ⁴	61 Pm 6s ² 4f ⁵	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 6s ² 4f ⁹	66 Dy 6s ² 4f ¹⁰	67 Ho 6s ² 4f ¹¹	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ¹⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹			
7	**Actinides	90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ² 6d ¹	92 U 7s ² 5f ³ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁴	94 Pu 7s ² 5f ⁶	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁸	97 Bk 7s ² 5f ⁹	98 Cf 7s ² 5f ¹⁰	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹			

Le masse atomiche

Si chiamano comunemente pesi atomici.

La misura dei pesi degli atomi si effettua con uno strumento chiamato Spettrometro di massa. Un fascio di atomi allo stato di vapore è ionizzato per collisione con elettroni veloci e poi separato, mediante l'applicazione di campi elettrici (di intensità V) e campi magnetici (di intensità B). Determinando il raggio di curvatura della traiettoria (vedi figura), si ricava la massa dell'elemento.



Si definisce Dalton o unità di massa atomica (u.m.a. o u) una massa pari ad $1/12$ (un dodicesimo) della massa del ^{12}C . Una unità di massa atomica (1 u.m.a.) è pari a $1,66 \times 10^{-24}$ g.

La massa molare

Si è definita l'unità di massa atomica come $1 \text{ u.m.a.} = m(^{12}\text{C})/12 = 1,66 \times 10^{-24}$ g

La relazione esiste tra grammi e u.m.a. è:

$$1 \text{ g} = 1/(1,66 \times 10^{-24}) \text{ u.m.a.} = 6,023 \times 10^{23} \text{ u.m.a.}$$

Se si considerano $6,023 \times 10^{23}$ volte il peso di un atomo di ^{12}C si ottiene:

$$6,023 \times 10^{23} \times (12 \times 1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} = 12,01 \text{ g}$$

Quindi $6,023 \times 10^{23}$ atomi di C pesano 12,01 g, numericamente uguale alla massa atomica in u.m.a.

La mole rappresenta un quantitativo di $6,023 \times 10^{23}$ atomi di un elemento. Tale numero si chiama Numero di Avogadro ($N_A = 6,023 \times 10^{23}$).

I legami chimici

Regola dell'ottetto: ogni atomo si combina per raggiungere il riempimento dei livelli energetici di valenza (che sono: $2(s) + 6(p) = 8$).

H	1s								
He	1s	2s	2p						
Li	1s	2s	2p						
Be	1s	2s	2p						
B	1s	2s	2p						
C	1s	2s	2p						
N	1s	2s	2p						
O	1s	2s	2p						
F	1s	2s	2p						
Ne	1s	2s	2p						

L'ottetto completo si raggiunge formando legami. Ci sono 4 tipi di legami principali.

Legame ionico

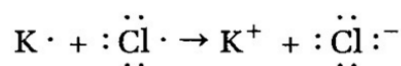
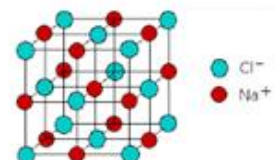
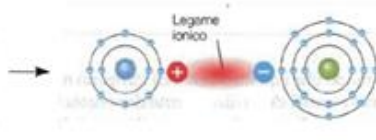
Per stabilire il tipo di legame che forma un atomo occorre considerare le seguenti tre grandezze:

- 1) Potenziale di Ionizzazione (P.I.): energia necessaria per espellere un elettrone da un atomo.
- 2) Affinità Elettronica (A.E.): energia ceduta o acquistata quando un atomo acquista un elettrone.
- 3) Elettronegatività (E.N.): capacità di un atomo di attirare a se gli elettroni di legame.

$$E.N. = (P.I. + A.E.) / 2$$

Elementi con alto P.I. e A.E.

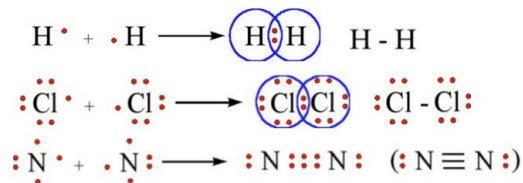
Elemento	Elettronegatività
Ossigeno (O)	3,5
Cloro (Cl)	3,1
Azoto (N)	3,0
Carbonio (C)	2,5
Fosforo (P)	2,1
Idrogeno (H)	2,1
Sodio (Na)	0,9
Potassio (K)	0,8



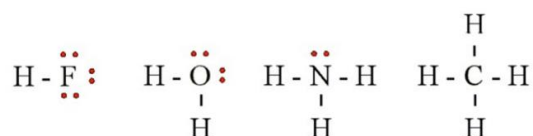
Legame covalente

Legame che si forma quando due atomi mettono in comune due elettroni.

Se gli atomi sono uguali, il legame si chiama covalente puro

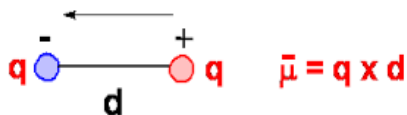


Atomi diversi: covalente polare

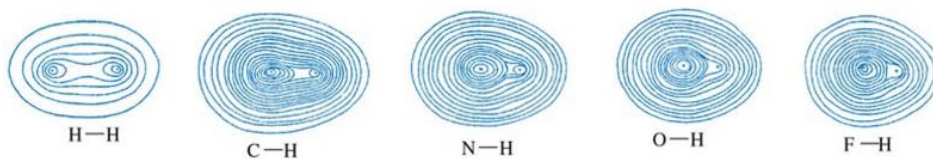


Polarità dei legami: momento dipolare (μ)

Il dipolo è costituito da due cariche uguali (q) separate da una distanza (d). Si definisce la grandezza momento di dipolo (μ):

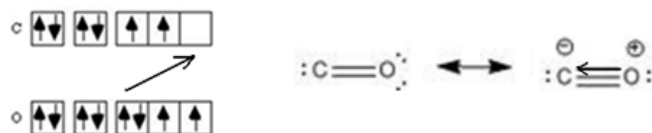


Legami non-polari e polari



Legame dativo (coordinazione)

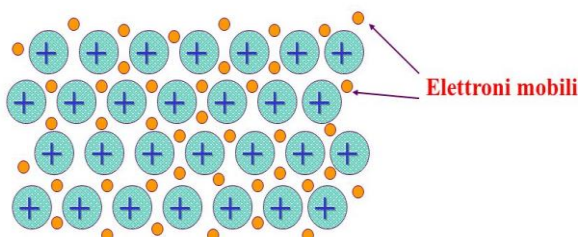
Legame nel quale la coppia di elettroni è messa in comune per la formazione del legame da un solo atomo.



Legame metallico

Gli elettroni di legame non sono posizionati tra due atomi ma sono delocalizzati su tutta la struttura (nuvola elettronica). Legame presente nei metalli.

Reticolo di cationi immersi in un "mare" di elettroni mobili

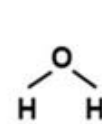


Valenza degli elementi

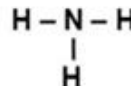
Numero di legami che può dare un elemento. Gli elettroni appartenenti allo strato più esterno si chiamano elettroni di valenza.

ELEMENTO		LEGAMI
$\text{H}\cdot$	1	$\text{H}-$
$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	4	$-\text{C}- \quad =\text{C}- \quad \equiv\text{C}- \quad (= \text{C} =)$
$\cdot\dot{\text{N}}\cdot$	3	$-\text{N}- \quad =\text{N}- \quad \equiv\text{N}: \quad$
$\cdot\dot{\text{O}}\cdot$	2	$-\text{O}- \quad =\text{O}$
$\cdot\dot{\text{S}}\cdot$	2	$-\text{S}- \quad (= \text{S})$
$\cdot\dot{\text{X}}\cdot$	1	$:\text{X}-$

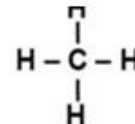
X: Cl, Br, I



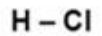
O valenza 2



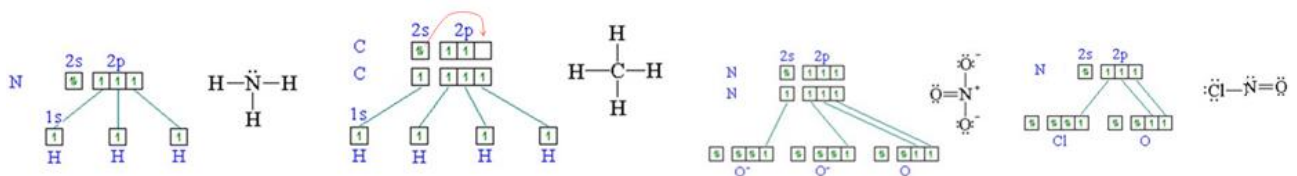
N valenza 3



C valenza 4



Cl valenza 1



La valenza si indica con un numero romano. Un elemento può avere più di una valenza:

Idrogeno: monovalente (I)

Ossigeno: bivalente (II)

Carbonio: tetravalente (IV)

Azoto: trivalente (III), pentavalente (V)

Zolfo: bivalente (II), tetravalente (IV), esavalente (VI)

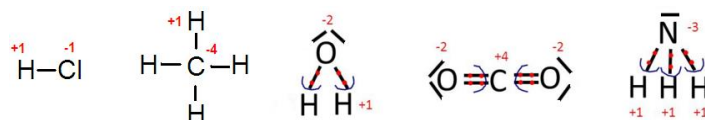
Alogeni (Cl, Br, I): I, III, V, VII

Nella tabella sono indicate le valenze più comuni degli elementi.

1 IA		valenza										18 VIIIA					
1	2																
H																He	
1	2											3	4	5	6	7	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	3	4	5	6	7	
Na	Mg	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	2				2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
1	2																
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
1	2	La															
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Numero di ossidazione (N.O.) degli elementi

Il numero di ossidazione (N.O.) di un elemento in un composto è la carica (positiva o negativa) che avrebbe se, considerando tutti i legami ionici nella molecola, gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo ($F > O > N > Cl > C > H$). E' una carica non reale.



Un elemento può avere differenti numeri di ossidazione in composti diversi. Il N.O. si calcola considerando le seguenti regole:

1) Il N.O. dell'ossigeno nei composti è sempre uguale a -2 , tranne nei perossidi, dove $N.O. = -1$ (Na_2O_2 : perossido di sodio e H_2O_2 : perossido di idrogeno (acqua ossigenata)). Nel composto OF_2 il N.O. di O è $+2$.

2) Il N.O. dell'idrogeno nei composti è sempre uguale a $+1$, tranne negli idruri metallici, in cui esso ha numero di ossidazione uguale a -1 .

NaH , idruro di sodio, CaH_2 , idruro di calcio.

3) Il N.O. di un elemento allo stato libero, non combinato, è zero Cl_2 , O_2 , H_2 , F_2 : $N.O. = 0$

4) Il N.O. dei metalli alcalini (Li, Na, K, Rb, Cs) è sempre $+1$, mentre quello dei metalli alcalino-terrosi (Ca, Mg, Ba, Sr) è sempre $+2$.

5) Per uno ione, il N.O. è pari alla sua carica. Mn^{2+} ha $N.O. = +2$, $CdCl_2$: $N.O. (Cd) = +2$, $N.O. (Cl) = -1$.

6) La somma algebrica dei N.O. di tutti gli atomi presenti in un composto neutro è zero, mentre in una specie carica è pari alla carica.

Esempio:

Calcolare il N.O. di alcuni elementi.

—N.O. (Cl) in Cl_2O_7

$$2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = 0 \quad x = +7$$

—N.O. (P) in Na_3PO_4

$$3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \quad x = +5$$

—N.O. (N) in NH_4^+

$$x + 4 \cdot (+1) = +1 \quad x = -3$$

—N.O. (C) in CH_4

$$x + 4 \cdot (+1) = 0 \quad x = -4$$

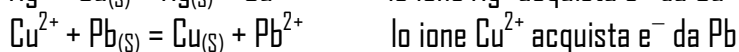
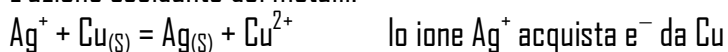
—N.O. (Cr) in $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$2 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0 \quad x = +6$$

Un composto che contiene un elemento con N.O. alto tende ad acquistare elettroni. Si dice che si comporta da ossidante.

Un composto che contiene un elemento con N.O. basso tende a cedere elettroni. Si dice che si comporta da riducente.

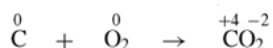
L'azione ossidante dei metalli:



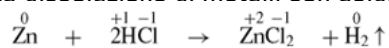
	Ag	Cu	Pb	Zn
Ag^+				
Cu^{2+}				
Pb^{2+}				
Zn^{2+}				

Esempi di reazioni redox

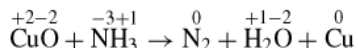
La combustione del carbone:



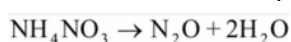
La dissoluzione di metalli con acidi:



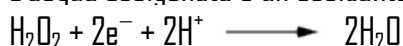
Le reazioni di ossidi



Il nitrato di ammonio, quando riscaldato, esplode:

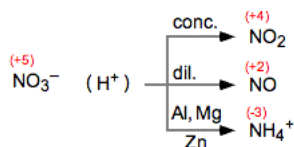


L'acqua ossigenata è un ossidante:

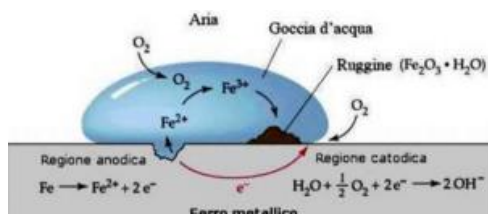


I nitrati sono degli ossidanti.

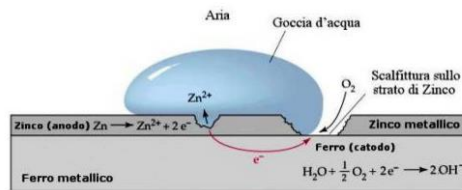
Il nitrato presenta l'azoto allo stato di ossidazione (+5) ed è quindi un forte ossidante in ambiente acido. Tende a ridursi a NO_2 (N.O. = + 4) oppure a NO (N.O. = + 2) a seconda se la soluzione di nitrato sia rispettivamente concentrata o diluita. Ovviamente se non è presente un riducente (un elemento disponibile a cedere elettroni), non avviene nessuna reazione. Con un metallo come Al, si può formare ammoniaca (N.O. = -3).



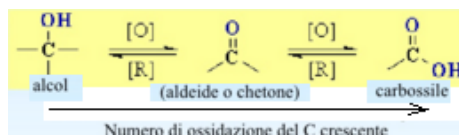
La corrosione è una reazione di ossidoriduzione.



Lo zinco si ossida più facilmente del ferro: impiego del ferro zincato. Gli ioni Zn^{2+} formano ossido di zinco e idrossido di zinco, che forma una pellicola protettiva per il ferro.



Una ossidazione può avvenire con rimozione di un elettrone da una sostanza, rimozione di atomi di idrogeno o per aggiunta di atomi di ossigeno ad un substrato



Numero di ossidazione (N.O.) nei composti del carbonio

