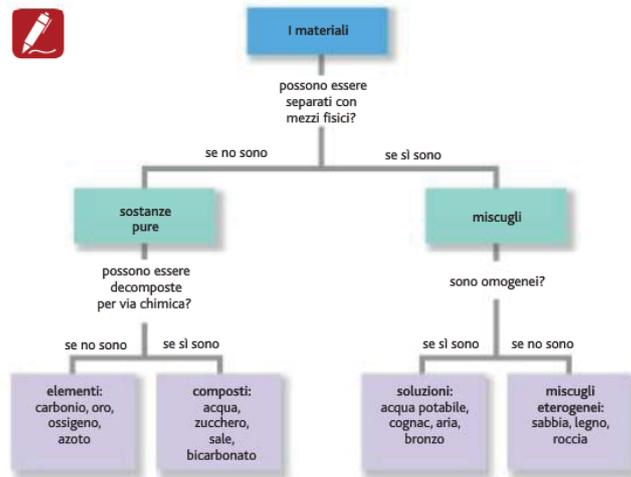


CHIMICA è la scienza che studia la composizione della materia e le sue trasformazioni



Si definisce elemento una sostanza pura che non può essere trasformata, con gli ordinari mezzi fisici e chimici, in altre sostanze ancora più semplici.

Si definisce composto ogni sostanza pura che può essere decomposta, con gli ordinari mezzi fisici e chimici, in altre sostanze pure più semplici. I composti hanno una composizione ben definita e costante.

1

CHIMICA

Gli elementi chimici

Elemento	Simbolo	Anno di scoperta	Elemento	Simbolo	Anno di scoperta	Elemento	Simbolo	Anno di scoperta	Elemento	Simbolo	Anno di scoperta
Carbonio	C	antichità	Cromo	Cr	1798	Tallio	Tl	1861	Astato	At	1940
Zolfo	S	antichità	Niobio	Nb	1801	Indio	In	1863	Nettunio	Np	1940
Ferro	Fe	antichità	Tantalio	Ta	1802	Gallio	Ga	1875	Plutonio	Pu	1940
Rame	Cu	antichità	Rodio	Rh	1803	Scandio	Sc	1879	Americio	Am	1944
Argento	Ag	antichità	Palladio	Pd	1803	Olmio	Ho	1879	Curio	Cm	1944
Stagno	Sn	antichità	Cerio	Ce	1803	Tulio	Tm	1879	Promezio	Pm	1945
Oro	Au	antichità	Osmio	Os	1804	Itterbio	Yb	1879	Berkelio	Bk	1949
Mercurio	Hg	antichità	Iridio	Ir	1804	Samario	Sm	1880	Californio	Cf	1950
Piombo	Pb	antichità	Sodio	Na	1807	Gadolinio	Gd	1880	Einsteinio	Es	1954
Zinco	Zn	XV secolo	Potassio	K	1807	Praseodimio	Pr	1885	Fermio	Fm	1954
Arsenico	As	XV secolo	Boro	B	1808	Neodimio	Nd	1885	Mendelevio	Md	1955
Antimonio	Sb	XV secolo	Magnesio	Mg	1808	Fluoro	F	1886	Nobelio	No	1958
Fosforo	P	1669	Calcio	Ca	1808	Germanio	Ge	1886	Laurenzio	Lr	1961
Cobalto	Co	1737	Stronzio	Sr	1808	Disprosio	Dy	1886	Rutherfordio	Rf	1968
Platino	Pt	1748	Bario	Ba	1808	Argon	Ar	1894	Dubnio	Db	1970
Nichel	Ni	1751	Iodio	I	1811	Elio	He	1895	Seaborgio	Sg	1974
Bismuto	Bi	1753	Litio	Li	1817	Neon	Ne	1898	Bohrio	Bh	1981
Idrogeno	H	1766	Cadmio	Cd	1817	Kriptone	Kr	1898	Meitnerio	Mt	1982
Azoto	N	1772	Selenio	Se	1818	Xeno	Xe	1898	Hassio	Hs	1984
Ossigeno	O	1774	Silicio	Si	1824	Polonio	Po	1898	Darmstadtio	Ds	1994
Cloro	Cl	1774	Alluminio	Al	1825	Radio	Ra	1898	Roentgenio	Rg	1994
Manganese	Mn	1774	Bromo	Br	1826	Attinio	Ac	1899	Copernicio	Cn	1996
Molibdeno	Mo	1782	Torio	Th	1828	Radone	Rn	1900	Ununquadio	Uuq	1999
Tellurio	Te	1783	Vanadio	V	1830	Europio	Eu	1901	Ununocidio	Uuo	1999
Tungsteno	W	1783	Lantanio	La	1839	Lutezio	Lu	1907	Ununhexio	Uuh	2000
Zirconio	Zr	1789	Terbio	Tb	1843	Protoattinio	Pa	1917	Ununtrio	Uut	2004
Uranio	U	1789	Erbio	Er	1843	Afnio	Hf	1923	Ununpentio	Uup	2004
Titanio	Ti	1791	Rutenio	Ru	1844	Renio	Re	1925	Ununseptio	Uus	2010
Ittrio	Y	1794	Rubidio	Rb	1860	Tecnezio	Tc	1939			
Berillio	Be	1797	Cesio	Cs	1860	Francio	Fr	1939			

Si ritiene che gli elementi esistenti in natura siano 94. *In verde* sono indicati gli elementi che sono stati prodotti e osservati per la prima volta in laboratorio ma la cui presenza, sebbene in quantità minime, è stata accertata (o si ritiene che sia possibile) anche in natura. Gli elementi indicati in arancio sono elementi artificiali, prodotti esclusivamente in laboratorio e osservati in alcuni casi solo per frazioni di secondo.

Gli elementi chimici



Il diamante è formato da carbonio nativo ed è un minerale estremamente duro e resistente.



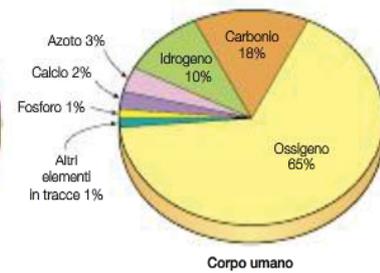
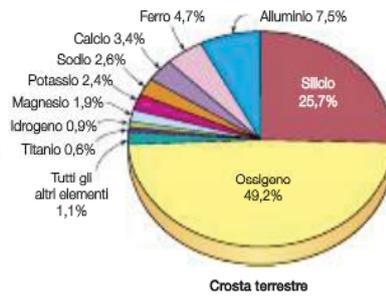
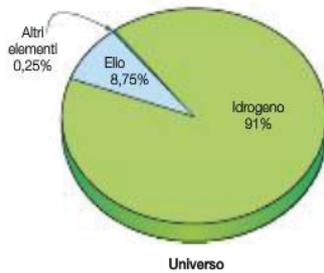
La grafite è costituita anch'essa da carbonio nativo ma presenta proprietà diverse dal diamante.



Lo zolfo è un non metallo che forma cristalli giallo opachi e si presenta solido a temperatura ambiente.



Il silicio è un semimetallo largamente usato nell'industria elettronica. Esso si comporta come un *semiconduttore*, ovvero conduce l'elettricità ad alta temperatura mentre si comporta come un isolante a bassa temperatura.



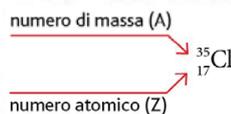
3

2. La tavola periodica degli elementi

<http://ebook.scuola.zanichelli.it/atkinschimica/unita-uno/gli-atomi-il-mondo-quantico/il-carattere-periodico-delle-proprietà-atomiche>

gruppo	1 (I)	2 (II)											13 (III)	14 (IV)	15 (V)	16 (VI)	17 (VII)	18 (VIII)
1	1 H idrogeno																	2 He elio
2	3 Li litio	4 Be berillio											5 B boro	6 C carbonio	7 N azoto	8 O ossigeno	9 F fluoro	10 Ne neon
3	11 Na sodio	12 Mg magnesio											13 Al alluminio	14 Si silicio	15 P fosforo	16 S zolfo	17 Cl cloro	18 Ar argon
4	19 K potassio	20 Ca calcio	21 Sc scandio	22 Ti titanio	23 V vanadio	24 Cr cromio	25 Mn manganese	26 Fe ferro	27 Co cobalto	28 Ni nichel	29 Cu rame	30 Zn zinco	31 Ga gallio	32 Ge germanio	33 As arsenico	34 Se selenio	35 Br bromo	36 Kr kripton
5	37 Rb rubidio	38 Sr stronzio	39 Y itrio	40 Zr zirconio	41 Nb niobio	42 Mo molibdeno	43 Tc tecnicio	44 Ru rutenio	45 Rh rodio	46 Pd palladio	47 Ag argento	48 Cd cadmio	49 In indio	50 Sn stagno	51 Sb antimonio	52 Te tellurio	53 I iodio	54 Xe xenon
6	55 Cs cesio	56 Ba bario	57-71 Lantanidi	72 Hf hafnio	73 Ta tantalio	74 W tungsteno	75 Re renio	76 Os osmio	77 Ir iridio	78 Pt platino	79 Au oro	80 Hg mercurio	81 Tl talio	82 Pb piombo	83 Bi bismuto	84 Po polonio	85 At astato	86 Rn radon
7	87 Fr francio	88 Ra radio	89-103 Attinidi	104 Rf rifornio	105 Db dubnio	106 Sg seaborgio	107 Bh bohrio	108 Hs hassium	109 Mt meitnerio	110 Uun unununio	111 Uu ununio	112 Uub ununbium						
			serie dei lantanidi															
			57 La lantanio	58 Ce cerio	59 Pr praseodimio	60 Nd neodimio	61 Pm prometio	62 Sm samario	63 Eu europio	64 Gd gadolinio	65 Tb terbio	66 Dy dysprosio	67 Ho holmio	68 Er erbio	69 Tm tullio	70 Yb ytterbio		
			serie degli attinidi															
			89 Ac attinio	90 Th torio	91 Pa protattinio	92 U uranio	93 Np netunio	94 Pu plutonio	95 Am americio	96 Cm curcio	97 Bk berkelio	98 Cf californio	99 Es einsteinio	100 Fm fermio	101 Md mendelievio	102 No nobelio		

30	numero atomico
65,39	massa atomica
Zn	simbolo
zinco	nome dell'elemento

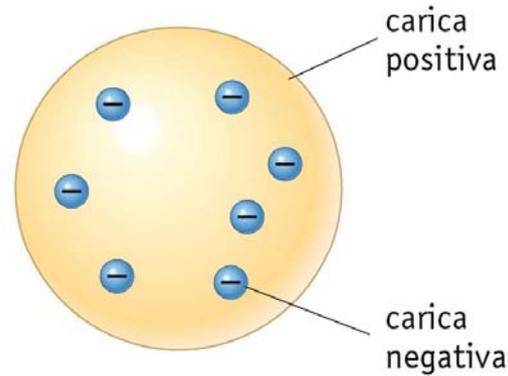


Gli elementi chimici sono fatti di atomi

La struttura degli atomi: modello di Thomson

All'inizio del 1900 gli scienziati non disponevano ancora di un modello convalidato da solide prove sperimentali che descrivesse la collocazione reciproca delle particelle subatomiche.

Uno dei primi modelli fu proposto dal fisico inglese J.J. Thomson: l'atomo doveva essere costituito da una sfera di carica positiva nella quale erano immersi gli elettroni negativi: il modello a "panettone".



*Rappresentazione semplificata del modello atomico di Thomson: gli elettroni sono immersi in una sfera di carica positiva.

5

21/11/2018

L'esperimento di Rutherford.

Il modello di Thomson fu abbandonato a seguito di un esperimento compiuto in un laboratorio dell'università di Cambridge, in Gran Bretagna, dal fisico E. Rutherford nel 1911.

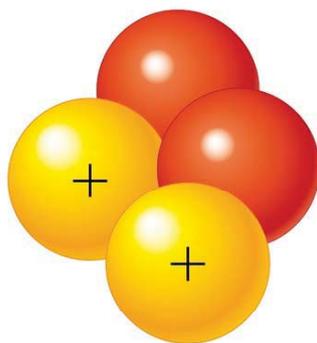
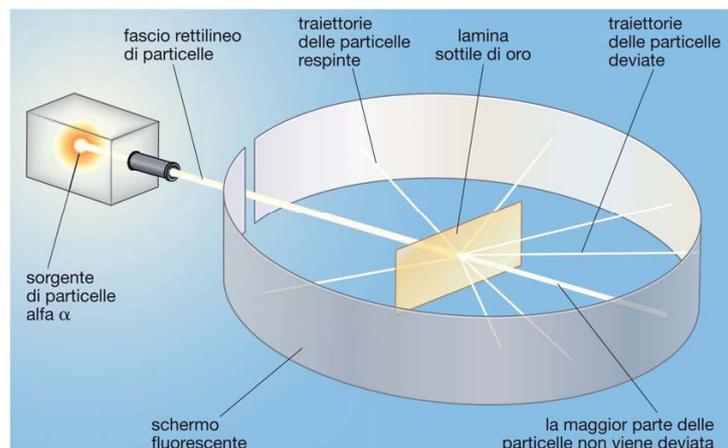


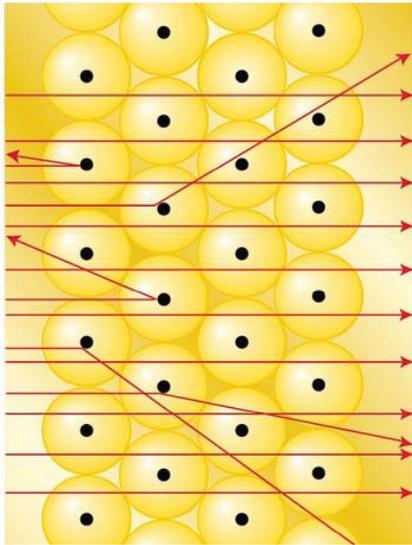
Figura 8 Le particelle α generate da una sorgente radioattiva hanno carica convenzionale $+2$ poiché sono formate da due protoni e da due neutroni.



Rutherford studiava il comportamento delle particelle α lanciate contro una sottilissima lamina di oro. Le particelle α possono essere considerate come piccolissimi proiettili dotati di carica positiva: la loro massa è circa quattro volte quella dell'atomo di idrogeno e la loro carica positiva è il doppio di quella del protone

6

Il fisico neozelandese **Ernest Rutherford** (1871-1937) riuscì ad accedere nel 1895 ai laboratori di ricerca di Cambridge in Inghilterra solo perché il vincitore della borsa di studio decise di rimanere a casa per sposarsi. Rutherford diede un grande contributo ai primi studi sulla radioattività. Egli scoprì fra l'altro due tipi di particelle cariche che vengono emesse dagli atomi radioattivi: le particelle α e β . La scoperta che in seguito a queste emissioni l'atomo di un elemento si trasforma nell'atomo di un altro elemento gli valse il premio Nobel per la Chimica nel 1908.



Quasi tutte le particelle α attraversano la lamina senza trovare ostacoli in grado di fermarle e la loro traiettoria non è deviata.

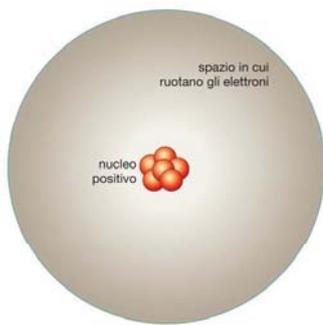
Le pochissime particelle che ritornano indietro trovano un ostacolo insormontabile, evento che solo raramente si verifica.

Questo ostacolo doveva essere «un nucleo piccolo e pesante dotato di carica positiva» capace quindi di esercitare una grande forza elettrica di repulsione sulle particelle α che hanno anch'esse carica positiva.

Le particelle α che venivano deviate dovevano essere quelle la cui traiettoria passava vicino ai nuclei positivi.

Figura 9 Per i suoi esperimenti Rutherford utilizzò lamine d'oro perché l'oro è un metallo molto malleabile: si possono ottenere spessori così sottili (0,0001 mm) da essere formati solamente da circa 400 strati di...

La struttura degli atomi: modello di Rutherford detto «planetario»

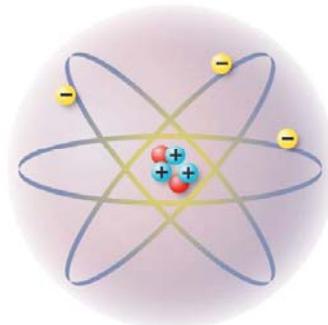


- L'atomo può essere paragonato a una sfera al cui centro è posto il nucleo.
- Il nucleo dell'atomo è formato da cariche positive.
- Gli elettroni si muovono a grandissima velocità intorno al nucleo su orbite circolari casuali, occupando un volume molto grande rispetto a quello del nucleo.

Da queste prime affermazioni ne conseguono altre.

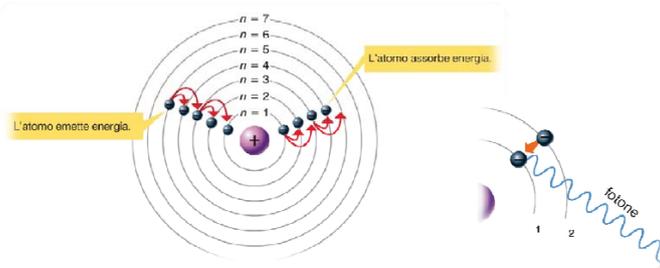
- Il nucleo ha una carica elettrica positiva convenzionalmente uguale al numero dei protoni presenti.
- La massa dell'atomo è quasi totalmente concentrata nel nucleo.
- Il volume dell'atomo è stabilito dalla nuvola di carica negativa dovuta agli elettroni in movimento ed è circa un milione di miliardi più grande di quello del nucleo, perciò l'atomo ha un diametro che vale circa 100000 (10⁵) volte quello del suo nucleo.
- La maggior parte del volume dell'atomo è costituita dallo spazio vuoto occupato dagli elettroni in continuo movimento.

Diametro ATOMO = 1/10¹⁰m



■ Modello atomico di Rutherford.

La struttura degli atomi: modello atomico di Bohr



CRITICA AL MODELLO RUTHERFORD: esso non riesce a spiegare la stabilità degli atomi. Infatti, secondo le leggi dell'elettrodinamica, cariche elettriche in movimento dovrebbero emettere in continuazione radiazioni perdendo rapidamente energia: è stato calcolato che gli elettroni dovrebbero cadere a spirale sul nucleo in un tempo di 10^{-8} s!

Per questo motivo il fisico danese N. Bohr ebbe l'idea di applicare agli elettroni che ruotano attorno al nucleo la **teoria quantistica**. Secondo questa teoria, proposta nel 1900 dal fisico tedesco Max Planck, le particelle subatomiche non possono liberare o assorbire energia in quantità variabile a piacere ma soltanto per piccole quantità, dette **quanti di energia**.

modello di Bohr:

- gli elettroni non si muovono nello spazio intorno al nucleo in modo casuale, ma si distribuiscono su orbite circolari concentriche, poste a diversa distanza dal nucleo
- Ogni **orbita** è detta **livello energetico** ed è indicata con un numero detto numero quantico principale ($n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$);
- ogni livello può contenere un numero massimo di elettroni, definito e uguale per tutti gli atomi (tabella ►1);
- gli elettroni occupano progressivamente i livelli a partire da quello più vicino al nucleo e possono collocarsi in un livello successivo solo se i precedenti sono completi.
- Per passare da un'orbita a un'altra di livello energetico più elevato, l'elettrone assorbe energia. L'energia può essere fornita, per esempio, dal calore o da una scarica elettrica

Livello	Numero massimo di elettroni
1°	2
2°	8
3°	8
4°	18
5°	18
6°	32
7°	-

Tabella 1 Numero massimo di elettroni nei diversi livelli.

9

21/11/2018

Lo scienziato danese **Niels Bohr** (1885-1962), a destra nella foto con il fisico tedesco W. Heisenberg, aveva la caratteristica di interrompere frequentemente le conferenze per chiedere spiegazioni all'oratore. Per questo dava l'impressione di avere difficoltà di apprendimento, ma alla fine però dimostrava di aver capito così a fondo le argomentazioni da poter proporre idee originali e innovative.

Per la fondamentale importanza dei suoi studi, soprattutto in relazione ai modelli atomici, Bohr ottenne il premio Nobel per la fisica nel 1922. Nel 1921 Bohr aveva aperto a Copenaghen l'Istituto di fisica teorica dove lavorarono i più importanti fisici dell'epoca. Nella sua équipe lavorò anche la scienziata austriaca Lise Meitner, che contribuì notevolmente ai risultati ottenuti da Bohr. Con un riconoscimento tardivo al suo lavoro, è stato attribuito il nome *meitnerio* all'elemento con numero atomico 109.



Critiche a Bohr:

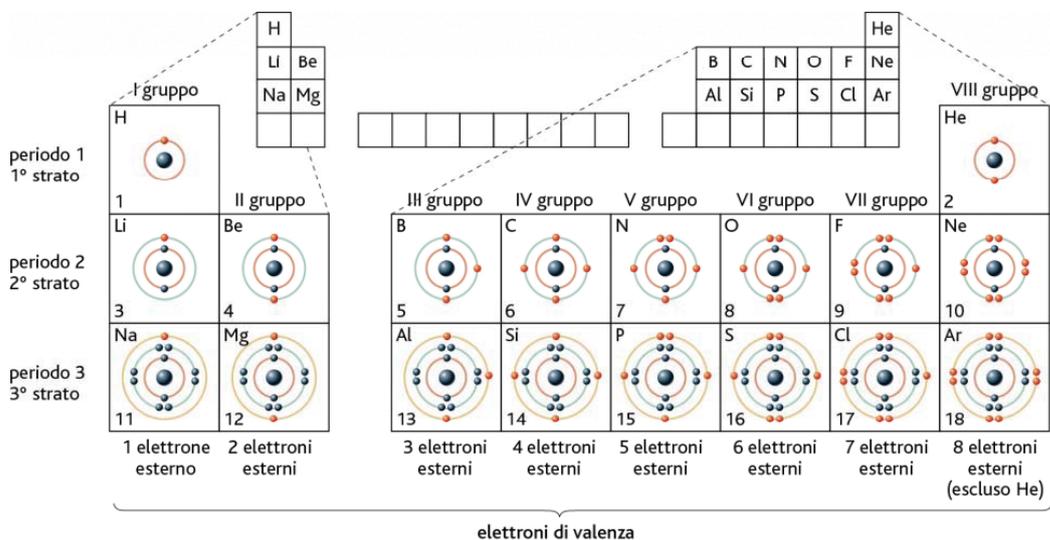
Il modello atomico di Bohr si prestava bene per l'atomo di idrogeno, ma non era applicabile ad atomi con molti elettroni

- **PRINCIPIO DI EISENBERG o dell'indeterminazione** afferma che non è possibile conoscere a ogni istante, contemporaneamente, la posizione e la velocità di un elettrone.

Il modello a orbitali

- Si passa dal concetto di **ORBITA** (2d: troppo precisa la posizione e velocità dell'e-) al concetto di **ORBIALE** (zona tridimensionale dello spazio in cui si ha il 90% di probabilità di trovare l'elettrone)
- Al posto delle orbite circolari concentriche compaiono regioni ("nuvole elettroniche")
- **PRINCIPIO DI PAULI**
«In un orbitale possono stare al massimo 2 elettroni» → per ogni livello energetico (es $n=2$) ci sono 4 tipi di orbitale

Legami chimici, composti, nomenclatura



11

21/11/2018

Gli elementi il cui simbolo è scritto in nero si presentano solidi in condizioni normali (temperatura ambiente e pressione atmosferica), quelli scritti in bianco sono liquidi, mentre quelli in rosso si presentano gassosi.

Tavola dei Raggi Atomici:
 in giallo = i metalli
 in grigio = i semimetalli
 in verde = i non metalli
 le misure sono in picometri (1pm=1x10⁻¹²m)

Saraceni, Strumia, *Osservare e capire la chimica - Edizione azzurra* © Zanichelli editore 2011

12

LEGAMI CHIMICI = si formano per stabilizzare gli atomi (ottetto)

Secondo la regola dell'ottetto, quando un atomo si combina con altri, raggiunge il massimo di stabilità scambiando o condividendo elettroni, in modo da conseguire una configurazione elettronica esterna a otto (o a due) elettroni simile a quella del gas nobile più vicino nel sistema periodico.

Quando due o più **atomi** si legano tra loro si forma una **molecola**:

- se gli atomi sono uguali si forma una molecola di un elemento es. H₂, O₂, N₂, Cl₂, F₂
- se gli atomi sono diversi si forma una molecola di un composto es. H₂O

Esistono diversi tipi di legame chimico, dovuto alla "forza" che hanno gli atomi a cedere o acquistare elettroni

Elettronegatività: numero che esprime la tendenza di un atomo a perdere od acquistare elettroni di legame

IL LEGAME IONICO

Quando la differenza di elettronegatività fra i due elementi che si legano è elevata, la coppia di elettroni messi in comune risulta molto spostata verso l'atomo più elettro-negativo. Si può considerare che tra i due atomi sia avvenuto un trasferimento di elettroni: l'atomo più elettronegativo acquisisce l'elettrone dell'altro e diventa ione negativo; l'atomo che lo perde diventa ione positivo. L'attrazione che si stabilisce tra ioni di segno opposto determina la formazione del *legame ionico*.

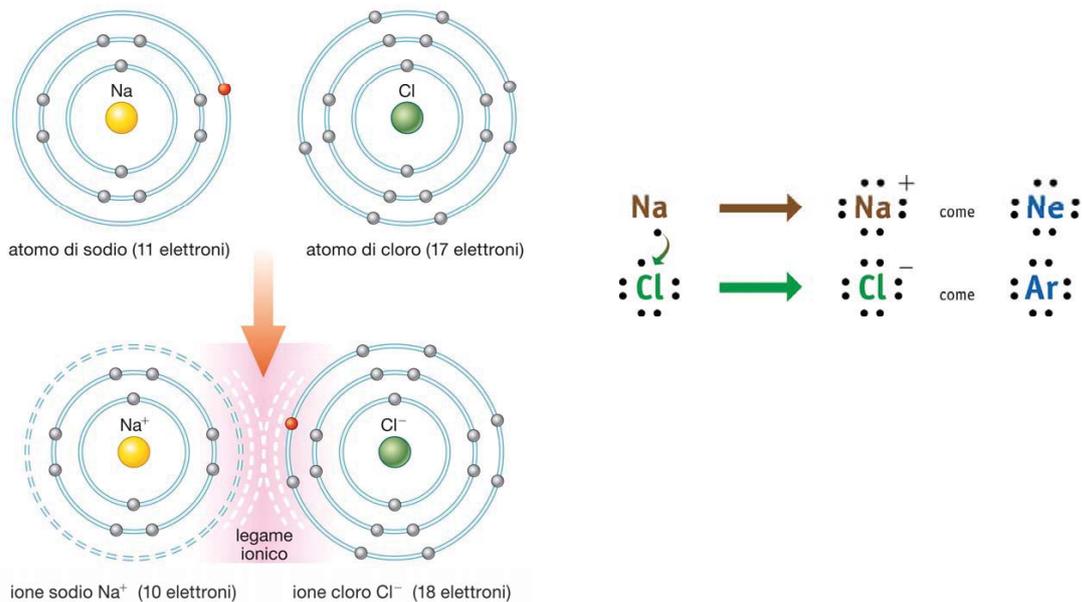
Il legame ionico si ottiene quando la differenza di elettronegatività tra gli atomi è molto alta, in genere superiore a 1,9.

Si definiscono ioni gli atomi (o i gruppi di atomi) con una o più cariche elettriche, positive o negative.

13

21/11/2018

Il legame ionico

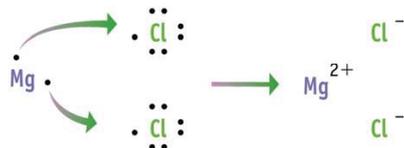


14

Esercizio: ricavare la formula di un composto ionico binario, costituito da **magnesio** e **cloro**. Innanzitutto scriviamo i simboli di Lewis di questi due elementi.



In base alla regola dell'ottetto ogni atomo di magnesio cede due elettroni, mentre ogni atomo di cloro ne può acquistare soltanto uno: pertanto per ogni atomo di magnesio devono esserci due atomi di cloro.



Si può quindi concludere che nel composto per ogni ione Mg^{2+} devono essere presenti due ioni Cl^- . Con questo rapporto 1:2 tra ioni positivi e ioni negativi si garantisce la neutralità elettrica del composto e pertanto la formula risulta essere la seguente:



Scrivi la formula del composto ionico formato dagli elementi **potassio** e **zolfo**.

15

21/11/2018

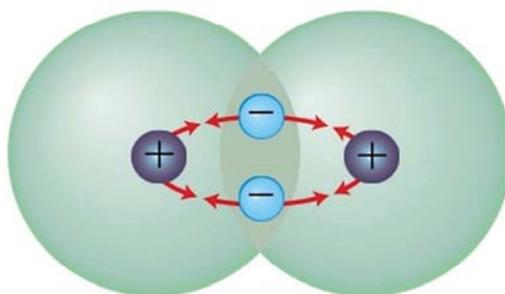
I legami chimici: COVALENTE

Il legame covalente si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni.

La differenza di elettronegatività Δe dev'essere $< 1,8$ (1,9)

Se $\Delta e = 0$ si forma un legame cov. apolare o puro

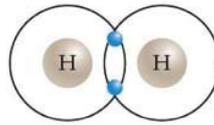
Se $0 < \Delta e < 1,8$ si forma un legame cov. polare



16

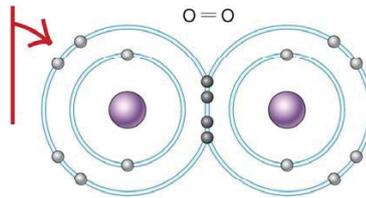
Legame covalente puro: si forma quando i 2 o più atomi che si legano hanno stessa elettronegatività

Nella molecola di idrogeno (H_2), ciascun atomo condivide un elettrone con un altro atomo.

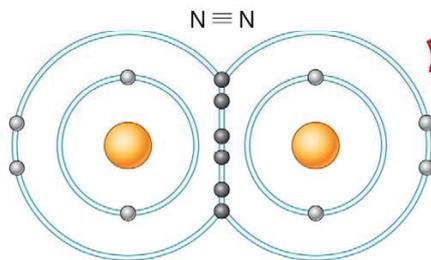


H_2
Il legame covalente semplice.

Nella molecola di ossigeno c'è un **legame covalente doppio**. Essa è formata da due atomi (con 8 elettroni ciascuno) che mettono in comune 4 elettroni (2 da ciascun atomo).



O_2
Il legame covalente doppio.



Nella molecola di azoto c'è un **legame covalente triplo**. Essa è formata da due atomi (con 7 elettroni ciascuno) che mettono in comune 6 elettroni (3 da ciascun atomo).

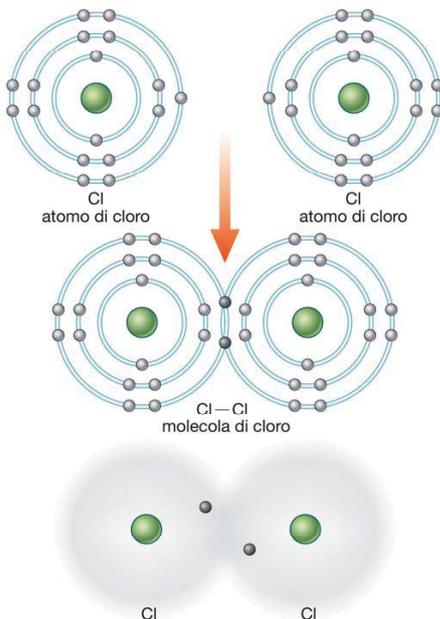
N_2
Il legame covalente triplo.

17

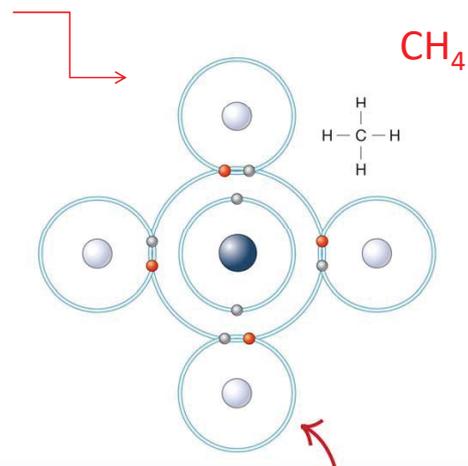
21/11/2018

Legame covalente puro

Molecola del Cloro: Cl_2



Il legame cov. Puro si può avere anche tra atomi diversi ma con simile elettronegatività



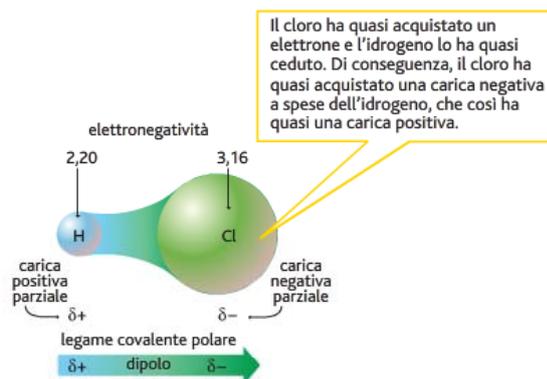
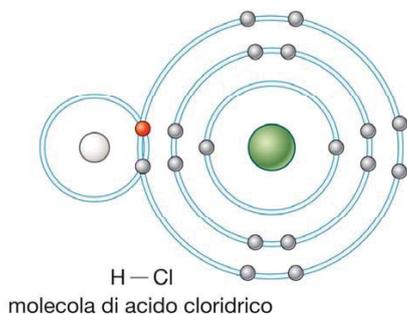
Nella molecola di metano ci sono quattro legami covalenti semplici. Essa è formata da un atomo di carbonio (con 6 elettroni) e quattro atomi di idrogeno (con 1 elettrone ciascuno) che mettono in comune in totale 8 elettroni: ciascun atomo di idrogeno forma un **legame covalente semplice**, avendo in comune con il carbonio 2 elettroni (l'atomo di carbonio forma quattro legami covalenti semplici).

18

Il legame covalente polare

HCl

Se gli atomi sono di natura diversa, essi eserciteranno sugli elettroni di legame una diversa forza di attrazione come nel caso dell'acido cloridrico, HCl. In questa molecola la coppia di elettroni in comune risulta spostata verso l'atomo di cloro, perché è l'atomo più elettronegativo dei due e quindi esercita la maggiore forza di attrazione sugli elettroni di legame.

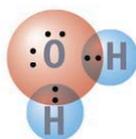
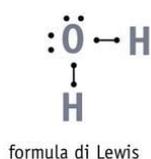


In un legame covalente polare gli atomi presentano una parziale carica elettrica di segno opposto.

Saraceni, Strumia, *Osservare e capire*

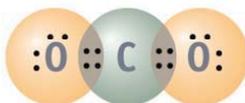
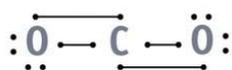
19

21/11/2018



H₂O

Figura 8 A seguito della formazione di due coppie di elettroni condivise, nella molecola di acqua tutti gli atomi raggiungono la configurazione elettronica uguale a quella del gas nobile più vicino.

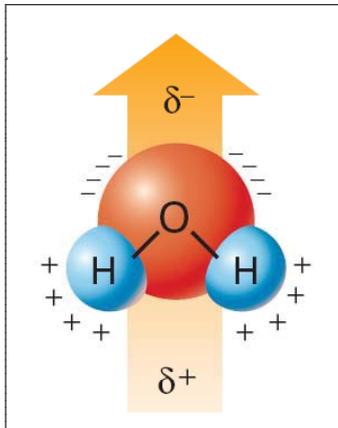


CO₂

Figura 9 Nella molecola di diossido di carbonio sono presenti due doppi legami covalenti. Nelle formule di struttura i doppi legami sono rappresentati da un doppio trattino.

20

Il legame covalente
polare

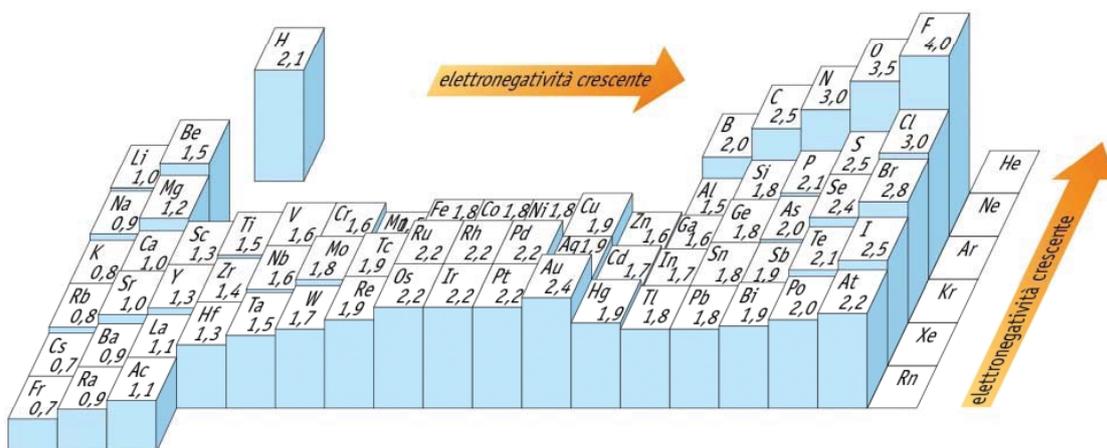


I legami O-H sono covalenti polari. Infatti, l'ossigeno attira fortemente gli elettroni di legame, spostando la loro **carica negativa** su di sé, mentre sugli atomi di idrogeno si accumula una parziale **carica positiva**. La distribuzione asimmetrica della carica elettrica rende la molecola **polare**.

21

21/11/2018

Elettronegatività = indica la forza con cui un atomo riesce ad attrarre gli elettroni di legame.



22

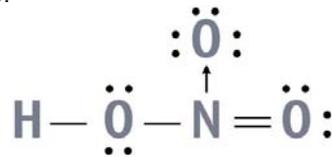
Il legame dativo

Nel legame covalente dativo, la coppia di elettroni comuni è fornita da uno solo degli atomi partecipanti al legame.

Consideriamo ora la formula di Lewis della molecola dell'acido nitroso (HNO_2), in cui oltre ai legami sono rappresentati anche gli altri elettroni del guscio di valenza. In questo modo è possibile verificare rapidamente che ogni atomo raggiunge una configurazione elettronica stabile, rispettando la regola dell'ottetto.



Esiste tuttavia un altro acido dell'azoto, l'acido nitrico, in cui è presente un atomo di ossigeno in più e quindi la sua formula è HNO_3 . In questo caso l'atomo di azoto mette in comune con il terzo atomo di ossigeno la sua coppia di elettroni esterni non condivisi. La configurazione elettronica dell'atomo di azoto non cambia, ma in questo modo anche il terzo atomo di ossigeno raggiunge una configurazione elettronica stabile. Il legame che si forma è ancora un legame covalente, con la differenza che i due elettroni condivisi provengono entrambi da uno solo dei due atomi, quello di azoto.



Questa tipologia di legame covalente viene di solito rappresentata con una freccia che va dall'atomo che fornisce i due elettroni di legame (atomo datore) a quello che li riceve (atomo accettore).

23

21/11/2018

Classificazione dei Composti Chimici

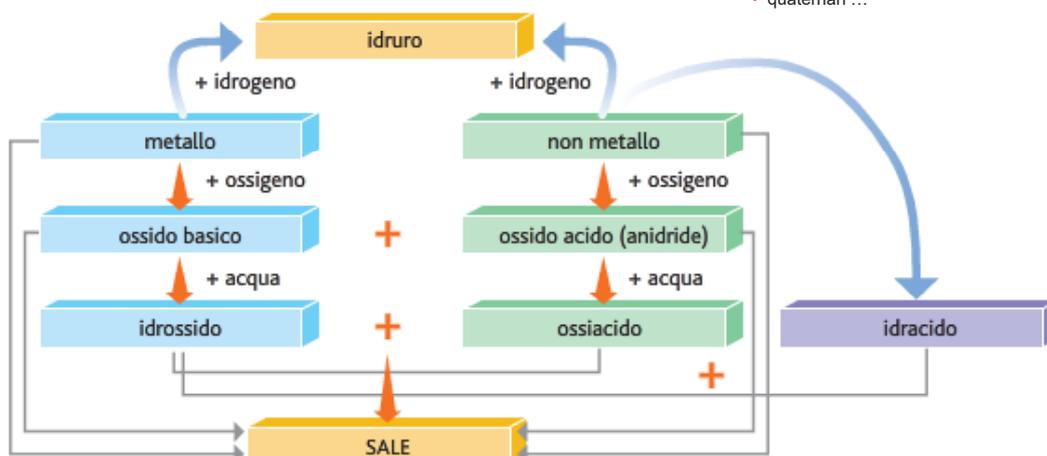
Gli **elementi** chimici (sono 118), combinandosi tra loro, costituiscono un numero praticamente infinito di **composti**, un vero e proprio "mare" di molecole diverse.

Esistono principalmente due metodi di classificazione dei composti chimici:

- Nomenclatura tradizionale, che utilizza suffissi e prefissi per descrivere le caratteristiche chimiche delle diverse molecole.
- Nomenclatura IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), che descrive la molecola sulla base della sua composizione in atomi, ovvero rispecchia la formula bruta, evidenziando gli elementi contenuti nella sostanza (es. H_2O per l'acqua).

I composti si dicono

- binari se formati da due elementi;
- ternari se costituiti da tre elementi
- quaternari ...



24

OSSIDI = L'ossigeno forma composti praticamente con tutti gli elementi della tavola periodica formando OSSIDI.

- con i metalli forma ossidi basici (**ossidi**): $M+O \rightarrow MO$ es. K_2O
esempi: MgO = Ossido di magnesio; CaO = Ossido di calcio
- con i non metalli forma ossidi acidi (**anidridi**): $X+O \rightarrow XO$ es. CO_2



Idrossidi = Sono costituiti da un metallo legato a un gruppo-OH

formule generica: $M(OH)$

esempi:

$NaOH$ (Idrossido di sodio) (*SODA CAUSTICA*) *disgorgante per sturare tubi e lavandini*

$Al(OH)_3$ (Idrossido di alluminio)

Nome: IDROSSIDO DI (metallo)

$Fe(OH)_2$ (Idrossido ferroso)

Ossiacidi (o ACIDI) = Sono composti vengono formati dall'aggiunta di acqua ad anidridi

formule generica: HXO

SO_2 (Anidride solforosa) + $H_2O \rightarrow$
 SO_3 (Anidride solforica) + $H_2O \rightarrow$

H_2SO_3 = Acido solforoso
 H_2SO_4 = Acido solforico
 H_3PO_4 = Acido (orto)fosforico
 HNO_2 = Acido nitroso
 HNO_3 = Acido nitrico
 H_2CO_3 = Acido carbonico

25

21/11/2018

IDRACIDI = sono composti formati dall'idrogeno e da un non-metallo

$H+X \rightarrow HX$

Prendono il nome di **acido** seguito dal nome del non metallo con il suffisso **-idrico**.

Esempi: HCl = Acido cloridrico; H_2S = Acido solfidrico

Nome: "acido X -idrico"

CASO PARTICOLARE: NH_3 : non è un acido ma una base forte

SALI BINARI

= le molecole sono composte da un metallo e da un non metallo

$M+X \rightarrow MX$

Prendono il nome del non metallo al quale si attribuisce il suffisso **-uro**.

Esempi: $NaCl$ = Cloruro di sodio; FeS = Solfuro Ferroso

Nome: "X -uro di M"

SALI TERNARI = di ottengono sostituendo con un metallo gli atomi di idrogeno di un acido

$M + HXO \rightarrow HXO$

formule generica: MXO

HNO_2 = Acido nitroso \rightarrow $NaNO_2$ = Nitrito di sodio
 HNO_3 = Acido nitrico \rightarrow $NaNO_3$ = Nitrato di sodio
 H_3PO_4 = Acido fosforico \rightarrow K_3PO_4 = Fosfato di potassio

Ricorda:

-oso \rightarrow -ito
-ico \rightarrow -ato

26

Esercizi :Trova FB FS reazioni di preparazione di:

SOLFATO DI SODIO (conservante alimentare **E221**)

SOLFATO FERROSO (Fe ++)

SOLFATO FERRICO (Fe+++)

SOLFATO DI CALCIO ((conservante alimentare E226 del vino e succhi di frutta)

SOLFATO DI CALCIO (gesso)

SOLFATO DI ALLUMINIO

NITRITO DI POTASSIO (conservante alimentare **E249**)

NITRATO DI POTASSIO (Conservante alimentare **E252**)

NITRITO DI SODIO (conservante alimentare **E250**)

NITRATO DI SODIO (conservante alimentare **E251**)

NITRATO DI CALCIO

FOSFATO DI CALCIO (È utilizzato come integratore alimentare per carenze di calcio)

FOSFATO FERROSO

FOSFATO FERRICO

CARBONATO DI CALCIO

CARBONATO DI SODIO

BICARBONATO DI SODIO

Esercizi :

Reazione di ionizzazione degli acidi:

A. X oso \rightarrow ione X ito

A. X ico \rightarrow ione X ato

A. X idrico \rightarrow ione X uro (solo HCl e H2S)

Ricorda il nome dei Sali in base agli acidi di provenienza:

A. X oso \rightarrow X ito di M

A. X ico \rightarrow X ato di M

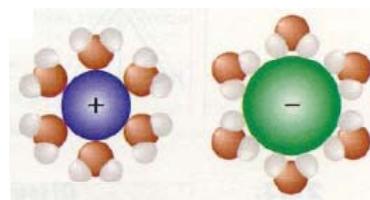
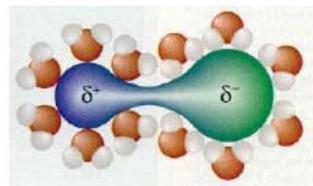
A. X idrico \rightarrow X uro di M (solo HCl e H2S)

27

21/11/2018

Cos'è un Acido?

acido = sostanza che
in acqua libera ioni H^+



28

Cos'è una Base?



base = sostanza che libera ioni OH^-

