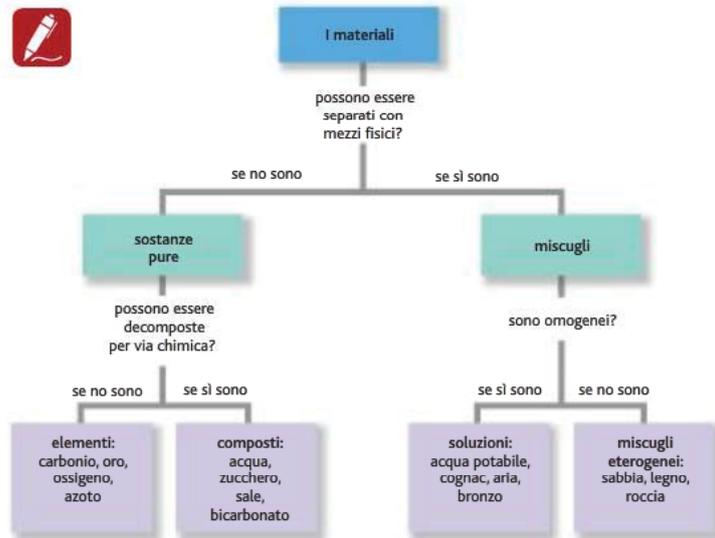


CHIMICA è la scienza che studia la composizione della materia e le sue trasformazioni



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.

Gli elementi chimici



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



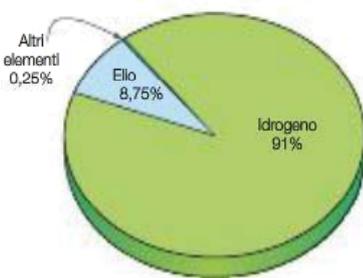
La grafite è costituita anch'essa da carbonio nativo ma presenta proprietà diverse dal diamante.



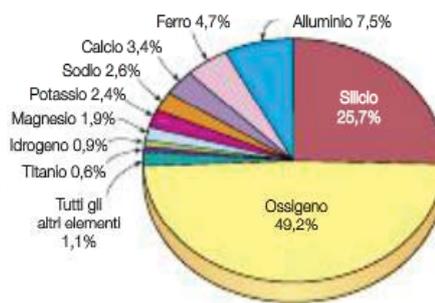
Lo zolfo è un non metallo che forma cristalli giallo opachi e si presenta solido a temperatura ambiente.



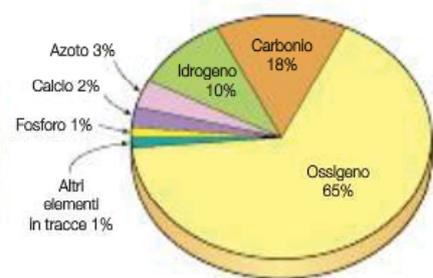
Il silicio è un semimetallo largamente usato nell'industria elettronica. Esso si comporta come un *semiconduttore*, ovvero conduce l'elettricità ad alta temperatura mentre si comporta come un isolante a bassa temperatura.



Universo



Crosta terrestre



Corpo umano

2. La tavola periodica degli elementi

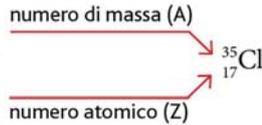
<http://ebook.scuola.zanichelli.it/atkinschimica/unita-uno/gli-atomi-il-mondo-quantico/il-carattere-periodico-delle-propriea-atomiche>

gruppo																	18		
(I)																	(VIII)		
1	1 1,008 H idrogeno																	2 4,0026 He elio	
2	3 6,941 Li litio	4 9,0122 Be berillio											5 10,811 B boro	6 12,011 C carbonio	7 14,007 N azoto	8 15,9994 O ossigeno	9 18,9984 F fluoro	10 20,1797 Ne neon	
3	11 22,9898 Na sodio	12 24,305 Mg magnesio											13 26,9815 Al alluminio	14 28,086 Si silicio	15 30,9738 P fosforo	16 32,066 S zolfo	17 35,453 Cl cloro	18 39,948 Ar argon	
4	19 39,102 K potassio	20 40,08 Ca calcio	21 44,956 Sc scandio	22 47,90 Ti titanio	23 50,9415 V vanadio	24 51,996 Cr cromo	25 54,9380 Mn manganese	26 55,847 Fe ferro	27 58,9332 Co cobalto	28 58,69 Ni nickel	29 63,546 Cu rame	30 65,39 Zn zinc	31 69,72 Ga gallio	32 72,61 Ge germanio	33 74,922 As arsenico	34 78,96 Se selenio	35 79,904 Br bromo	36 83,80 Kr crio	
5	37 85,468 Rb rubidio	38 87,62 Sr stronzio	39 88,9059 Y ittrio	40 91,224 Zr zirconio	41 92,9054 Nb niobio	42 95,94 Mo molibdeno	43 97 Tc tecnecio	44 101,07 Ru rutenio	45 102,9055 Rh rodio	46 106,4 Pd palladio	47 107,868 Ag argento	48 112,41 Cd cadmio	49 114,82 In indio	50 118,71 Sn stagno	51 121,75 Sb antimonio	52 127,60 Te tellurio	53 126,905 I iodio	54 131,29 Xe xenon	
6	55 132,905 Cs cesio	56 137,33 Ba bario	57 174,97 Lu lutetio	71 175,49 Yb ittrio	72 178,49 Hf hafnio	73 180,9479 Ta tantalio	74 183,85 W tungsteno	75 186,207 Re renio	76 190,2 Os osmio	77 192,22 Ir iridio	78 195,08 Pt platino	79 196,9665 Au oro	80 200,59 Hg mercurio	81 204,37 Tl talio	82 207,2 Pb piombo	83 208,9804 Bi bismuto	84 (209) Po polonio	85 (210) At astato	86 (222) Rn radon
7	87 (223) Fr francio	88 (226,0254) Ra radio	103 (262) Lr lawrencio	104 (261) Rf rutherfordio	105 (263) Db dubnio	106 (263) Sg seaborgio	107 (264) Bh bohrio	108 (269) Hs hassio	109 (268) Mt meitnerio	110 (269) Uun ununillio	111 (272) Uuu unununio	112 (277) Uub ununbium							

serie dei lantanidi													
57 138,905 La lantano	58 140,12 Ce cerio	59 140,908 Pr praseodimio	60 144,24 Nd neodimio	61 (145) Pm prometio	62 150,36 Sm samario	63 151,97 Eu europio	64 157,25 Gd gadolinio	65 158,9254 Tb terbio	66 162,50 Dy dysprosio	67 164,9304 Ho olmio	68 167,26 Er erbio	69 168,9342 Tm tulio	70 173,04 Yb itterbio

serie degli attinidi													
89 (227) Ac attinio	90 232,0381 Th torio	91 231,0359 Pa protattinio	92 238,029 U uranio	93 237,0482 Np netunio	94 (241) Pu plutonio	95 (243) Am americio	96 (247) Cm curio	97 (247) Bk berkelio	98 (251) Cf californio	99 (252) Es einstenio	100 (257) Fm fermio	101 (258) Md mendeleevio	102 (259) No nobelio

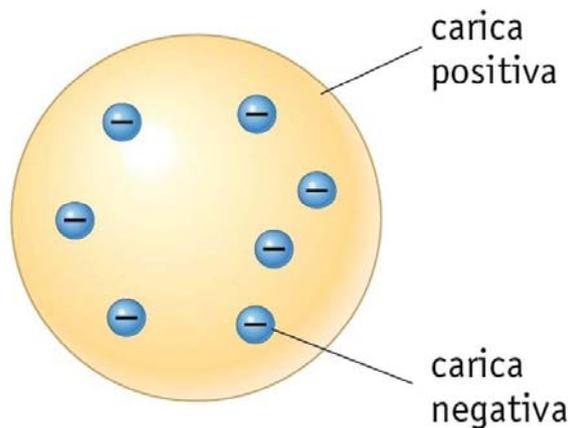
30	numero atomico
65,39	massa atomica
Zn	simbolo
zinc	nome dell'elemento



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.

L'esperienza 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.

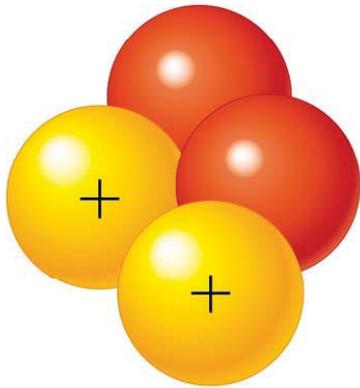
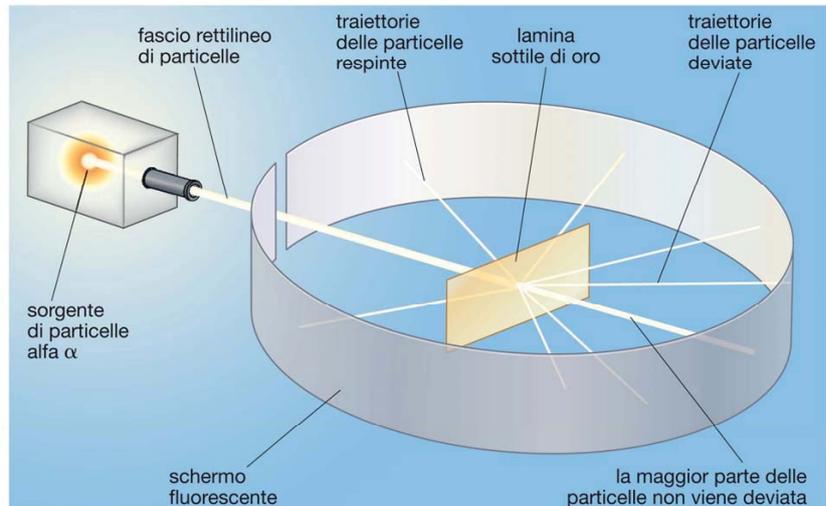
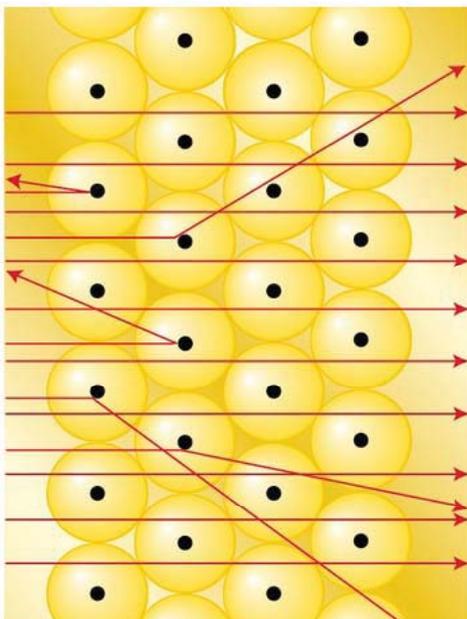


Figura 8 Le particelle α generate da una sorgente radioattiva hanno carica convenzionale $+2$ poiché sono formate da due protoni e da due neutroni.



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

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 trasmuta 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.

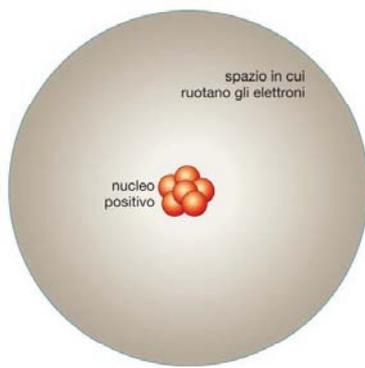
Le pochissime particelle che ritornano indietro trovano un ostacolo insormontabile, evento che solo raramente si verifica.

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»

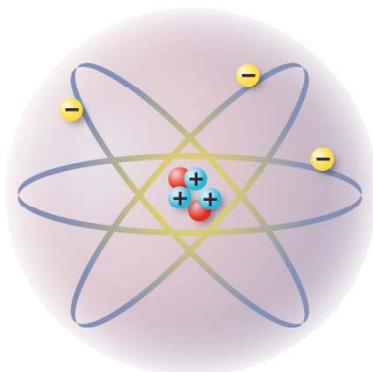


- L'atomo può essere paragonato a una sfera al cui centro è posto il nucleo.
- Il nucleo dell'atomo è formato da cariche positive.
- Gli elettroni si muovono a grandissima velocità intorno al nucleo su orbite circolari casuali, occupando un volume molto grande rispetto a quello del nucleo.

Da queste prime affermazioni ne conseguono altre.

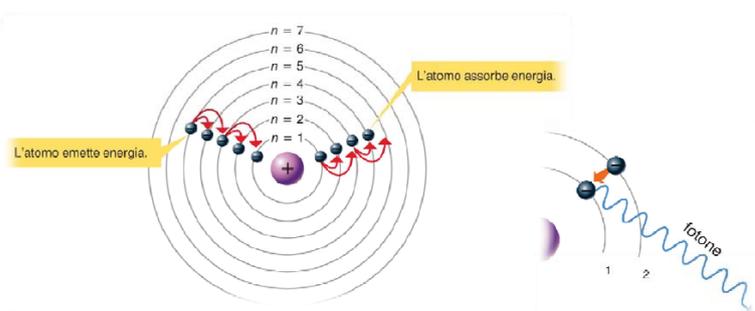
- Il nucleo ha una carica elettrica positiva convenzionalmente uguale al numero dei protoni presenti.
- La massa dell'atomo è quasi totalmente concentrata nel nucleo.
- Il volume dell'atomo è stabilito dalla nuvola di carica negativa dovuta agli elettroni in movimento ed è circa un milione di miliardi 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 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.

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:

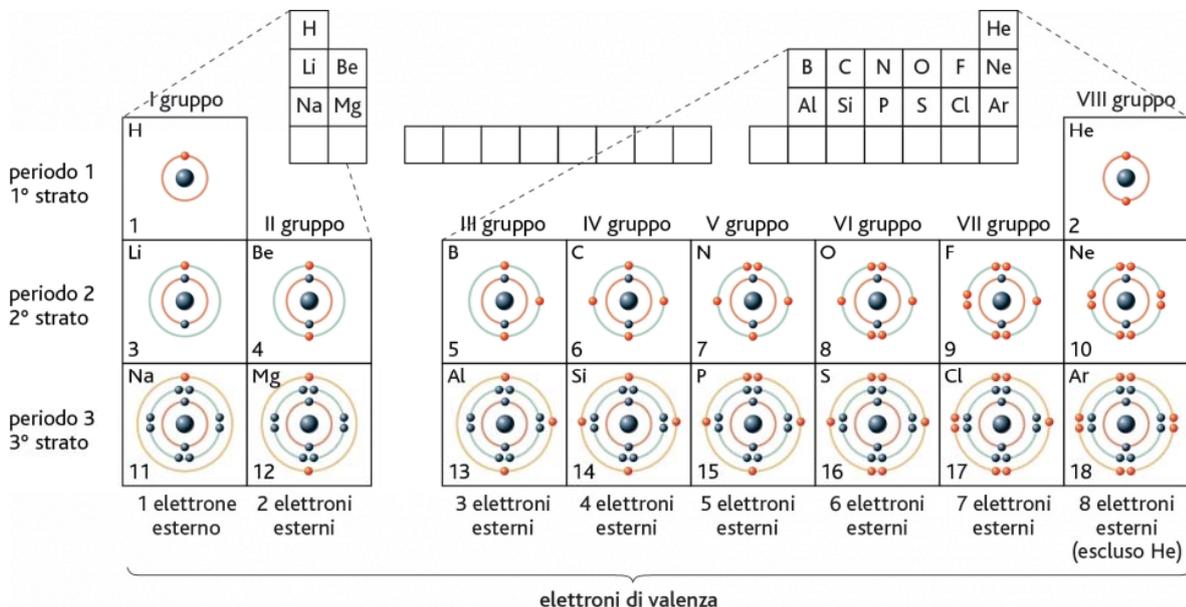
Il modello atomico di Bohr si prestava bene per l'atomo di idrogeno, ma non era applicabile ad atomi con molti elettroni

- **PRINCIPIO DI HEISENBERG** 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



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.

GRUPPO																		18	
		= metalli										= non metalli					= semimetalli	elementi artificiali con proprietà sconosciute	
1	2											13	14	15	16	17	18		
1	2											3	4	5	6	7	8	9	10
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
3	11	12											13	14	15	16	17	18	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	

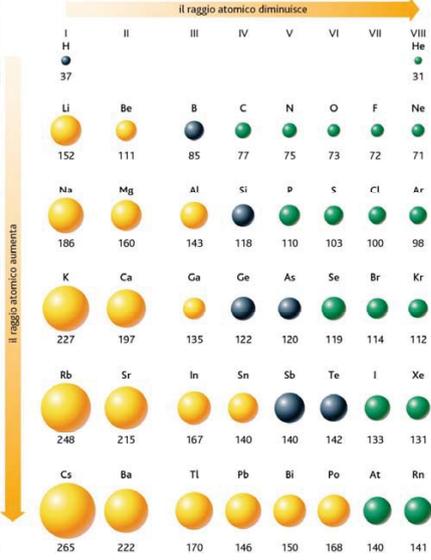


Tavola dei Raggi Atomici:
 in giallo = i metalli
 in grigio = i semimetalli
 in verde = i non metalli
 le misure sono in picometri (1pm=1x10⁻¹²m)

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

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

IL LEGAME IONICO

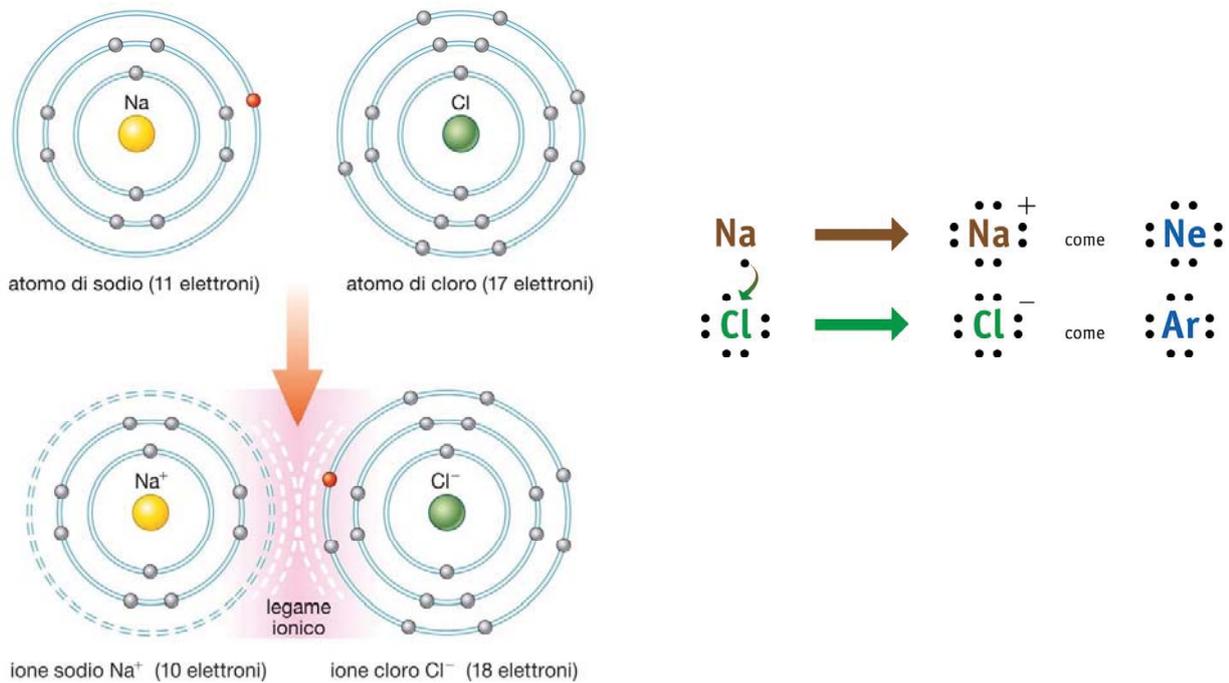
Elettronegatività: numero che esprime la tendenza di un atomo a perdere od acquistare elettroni di legame

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.

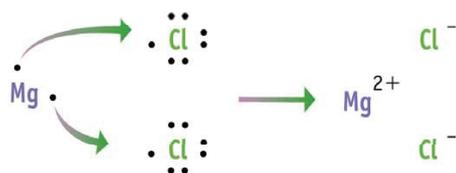
Il legame ionico



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**.

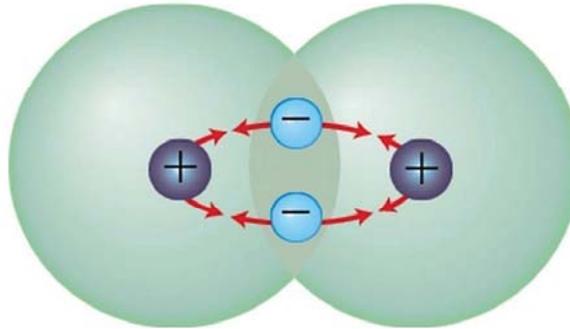
I legami chimici: COVALENTE

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)

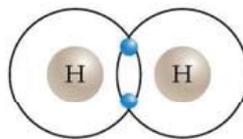
Se $\Delta e = 0$ si forma un legame cov. apolare o puro

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



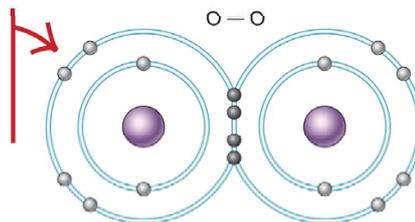
Legame covalente puro: si forma quando i 2 o più atomi che si legano hanno stessa elettronegatività

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

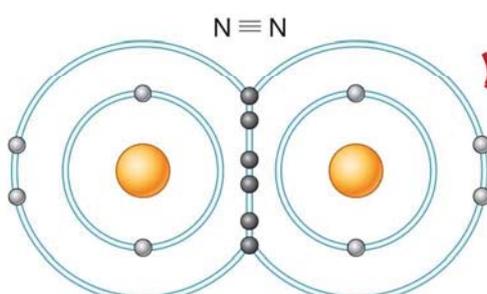


Il legame covalente semplice.

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).



Il legame covalente doppio.



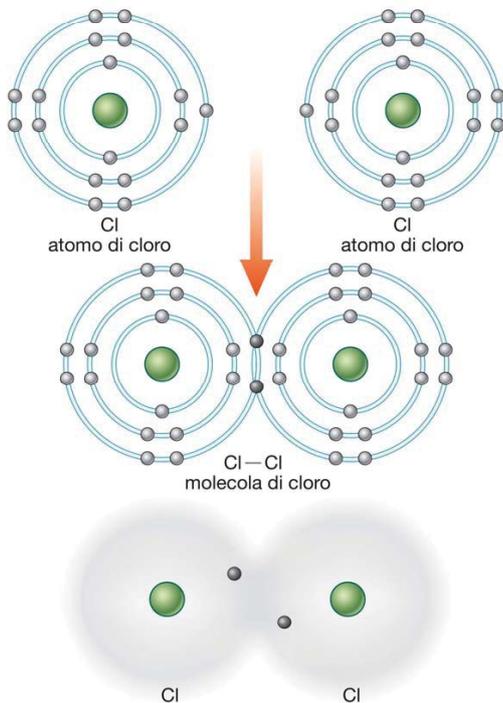
Nella molecola di azoto c'è un **legame covalente triplo**. Essa è formata da due atomi (con 7 elettroni ciascuno) che mettono in comune 6 elettroni (3 da ciascun atomo).



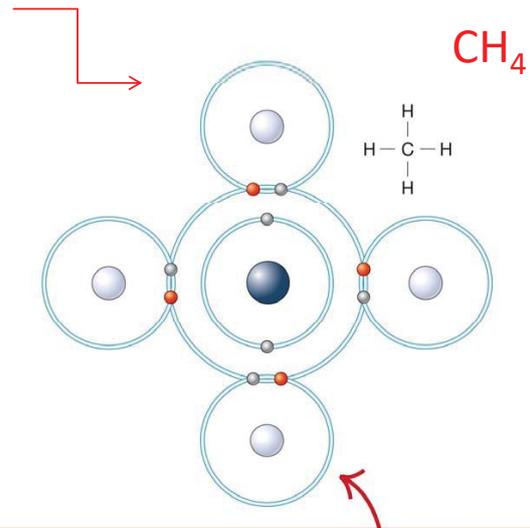
Il legame covalente triplo.

Legame covalente puro

Molecola del Cloro: Cl_2



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

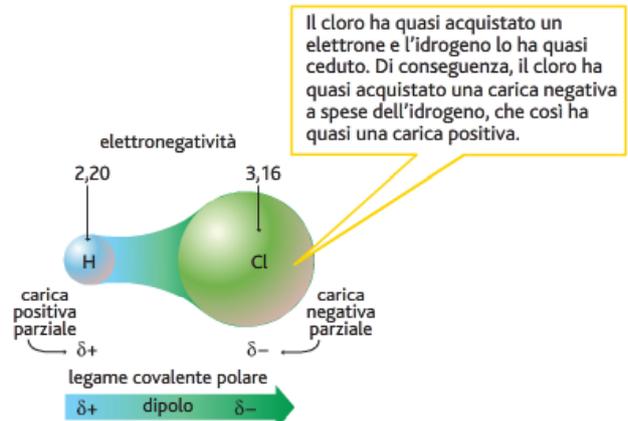
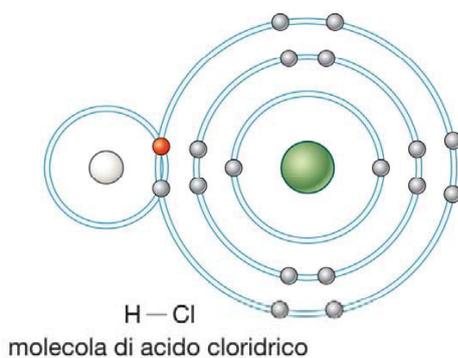


Nella molecola di metano ci sono quattro legami covalenti semplici. Essa è formata da un atomo di carbonio (con 6 elettroni) e quattro atomi di idrogeno (con 1 elettrone ciascuno) che mettono in comune in totale 8 elettroni: ciascun atomo di idrogeno forma un **legame covalente semplice**, avendo in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

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.

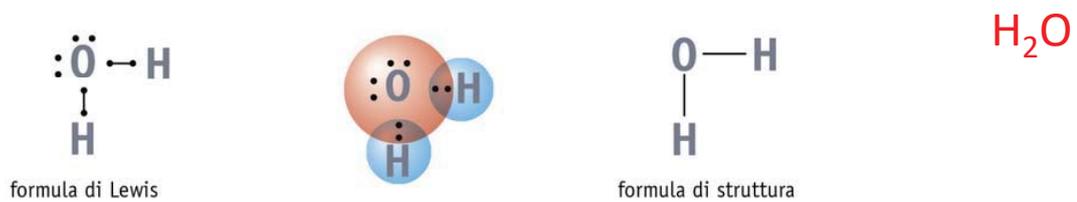


Figura 8 A seguito della formazione di due coppie di elettroni condivise, nella molecola di acqua tutti gli atomi raggiungono la configurazione elettronica uguale a quella del gas nobile più vicino.

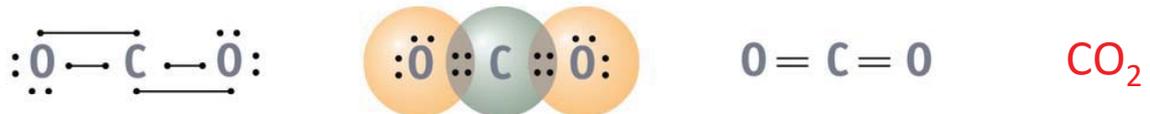
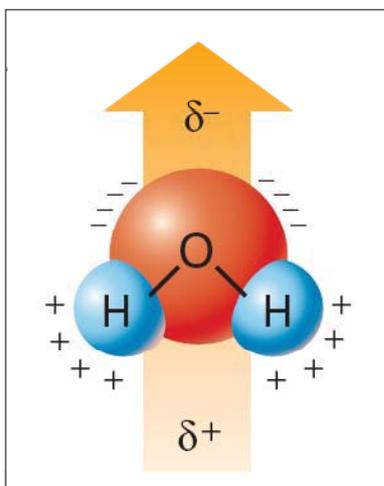


Figura 9 Nella molecola di diossido di carbonio sono presenti due doppi legami covalenti. Nelle formule di struttura i doppi legami sono rappresentati da un doppio trattino.

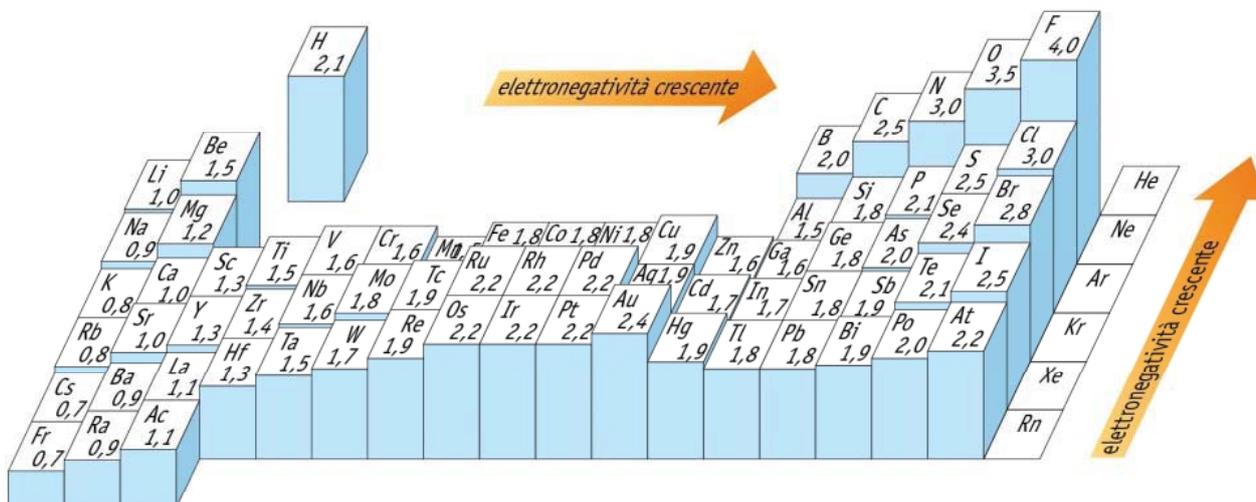
Il legame covalente polare



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**.

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



Il legame dativo

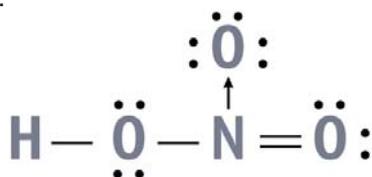
Nel legame covalente dativo, la coppia di elettroni comuni è fornita da uno solo degli atomi partecipanti al legame.

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. $\text{N} - \text{S} - \text{P} - \text{Cl}$



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).

Classificazione dei Composti Chimici

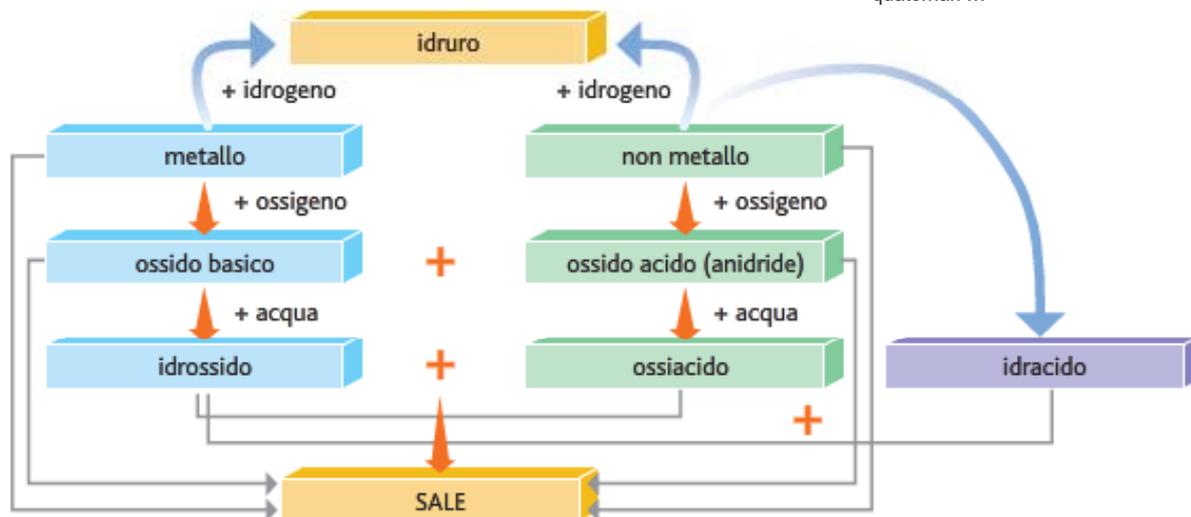
Gli **elementi** chimici (sono 118), combinandosi tra loro, costituiscono un numero praticamente infinito di **composti**, un vero e proprio "mare" di molecole diverse.

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. H₂O per l'acqua).

I composti si dicono

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



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. K₂O
esempi: MgO = Ossido di magnesio; CaO = Ossido di calcio
- con i non metalli forma ossidi acidi (**anidridi**): $X+O \rightarrow XO$ es. CO₂



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**

SO₂(Anidride solforosa) + H₂O →
SO₃(Anidride solforica) + H₂O →

H₂SO₃= Acido solforoso
H₂SO₄= Acido solforico
H₃PO₄= Acido (orto)fosforico
HNO₂= Acido nitroso
HNO₃= Acido nitrico
H₂CO₃= Acido carbonico

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



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



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

= si ottengono sostituendo con un metallo gli atomi di idrogeno di un acido



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

Esercizi :Trova FB FS reazioni di preparazione di:

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

SOLFATO FERROSO

SOLFATO FERRICO

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

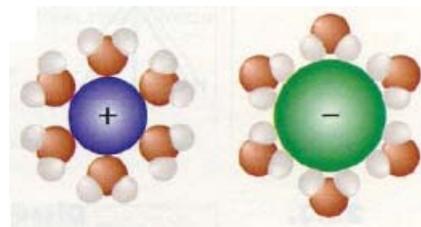
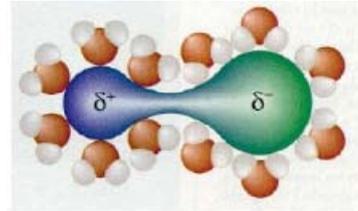
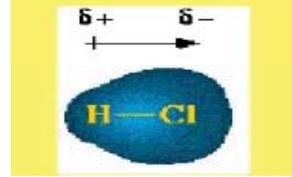
A. X idrico \rightarrow X uro di M (solo HCl e H2S)

Cos'è un Acido?

acido = sostanza che
in acqua ioni H^+



IONIZZAZIONE



Cos'è una Base?

base = sostanza che libera
ioni OH^-

