

Atomi e molecole

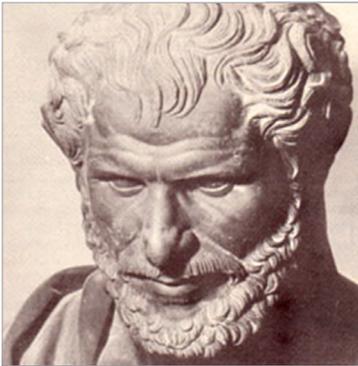


FIGURA 1 Democrito (460 a.C. - 370 a.C.)

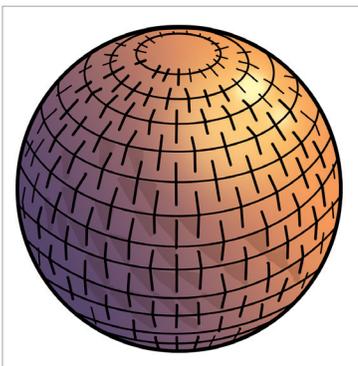


FIGURA 2 Modello atomico a sfera di Dalton (1803)

1. Introduzione

L'infinitamente grande e l'infinitamente piccolo hanno sempre affascinato l'uomo, al punto da impegnarlo, nel corso dei secoli, in tantissime ricerche di carattere sia filosofico che scientifico.

I primi ad immaginare la realtà macroscopica come un insieme di minutissime particelle non ulteriormente divisibili furono i **filosofi atomisti** dell'antica Grecia, con il loro massimo esponente **Democrito** (FIGURA 1).

Il termine **atomo** significa proprio «indivisibile», ed è per questo che gli atomisti associarono a questa parola il concetto di particella elementare.

La teoria atomica non subì sviluppi significativi per molti secoli. Bisogna infatti aspettare la fine del '700, con l'invenzione della pila da parte di **Volta**, per avere una definitiva conferma della natura elettrica della materia. Si trattò di una scoperta epocale, un notevole passo in avanti: era stata scoperta la seconda forza fondamentale, **la forza elettromagnetica**.

Contemporaneamente **Dalton** studiava i rapporti di combinazione tra gli atomi quando formano aggregati più complessi: le **molecole**.

Dalton formulò la prima teoria atomica moderna con relativo modello (FIGURA 2).

Quel periodo fertilissimo rappresentò una vera e propria scintilla per il progresso: la conoscenza dei fenomeni elettrici portò alla costruzione di strumenti di misura sempre più accurati e ciò permise di allargare l'orizzonte scientifico e tecnologico. Grazie a queste nuove ricerche, presto si scoprì che gli atomi, considerati inizialmente come indivisibili, indivisibili non erano.

2. Generalità sull'atomo

Gli atomi sono particelle piccolissime che possono essere descritte come delle sfere aventi un raggio dell'ordine di $1 \cdot 10^{-10}$ m (questa grandezza corrisponde a 1 angstrom, con simbolo Å) e massa di $1 \cdot 10^{-24}$ g. L'atomo non è indivisibile, ma è composto da particelle ancora più piccole: i protoni, i neutroni e gli elettroni (FIGURA 3).

Protoni e **neutroni** sono le particelle più massicce dell'atomo e risiedono in un punto centrale chiamato **nucleo**.

Gli **elettroni** invece ruotano attorno al nucleo ed hanno una massa 1.836 volte più piccola dei protoni e 1.839 volte più piccola dei neutroni.

I protoni per convenzione hanno una carica elettrica positiva (+), gli elettroni negativa (-) e i neutroni sono privi di carica e si dicono pertanto **neutri**.

Spieghiamo meglio i concetti di «carica elettrica» e di «segno della carica». La **carica elettrica** è una proprietà della materia che può essere descritta come la quantità di energia di tipo elettrico posseduta da un corpo.

Le leggi dell'elettrostatica ci dicono che le cariche dello stesso segno tendono a respingersi, mentre quelle di segno opposto tendono ad attrarsi.

Questo significa che due elettroni (-) o due protoni (+), quando sono vicini, si respingono, ovvero producono una forza repulsiva che aumenta notevolmente al diminuire della loro distanza.

Viceversa un protone (+) e un elettrone (-) quando sono vicini si attraggono, ovvero producono una forza attrattiva che aumenta notevolmente al diminuire della loro distanza.

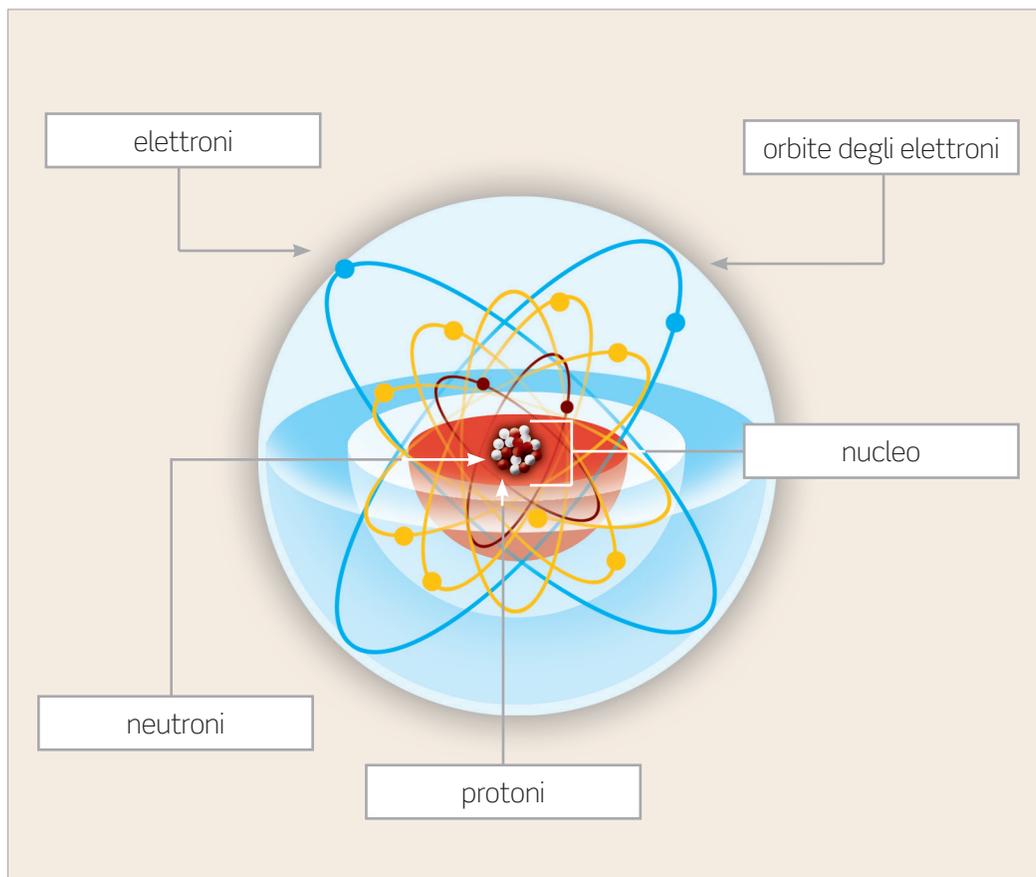


FIGURA 3 Rappresentazione di un atomo

TABELLA 1 Alcune caratteristiche delle particelle subatomiche

Particella	Carica formale	Carica elettrica (Coulomb)	Massa (Kg)	Massa (U.M.A.)
Protone	+1	$+1,6021 \cdot 10^{-19}$	$1,67262 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Neutrone	0	0	$1,67493 \cdot 10^{-27}$	1,0087
Elettrone	-1	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$5,490 \cdot 10^{-4}$

Elettroni e protoni, pur avendo masse diverse, portano la stessa quantità di carica, pari a $1,602 \cdot 10^{-19}$ C (coulomb): questa quantità è la più piccola carica esistente in natura e pertanto **elettroni e protoni sono particelle portanti le cariche fondamentali**. Ciò significa che le cariche presenti in tutti gli altri corpi materiali sono multipli interi delle cariche fondamentali sia positive che negative.

I nuclei atomici sono dei «luoghi» piccolissimi con diametro dell'ordine di $1 \cdot 10^{-15}$ m, il che significa che sono 100.000 volte più piccoli dell'atomo che li contiene.

Sono degli spazi densissimi, poiché contengono le particelle più pesanti: protoni e neutroni.

La funzione dei neutroni è importantissima per la stabilità degli atomi, perché si frappongono tra i protoni – che hanno carica positiva (+) – e ne attenuano le forze repulsive.

Gli elettroni hanno ampissimi spazi in cui ruotare attorno al nucleo e pertanto, anche grazie a risultati sperimentali che hanno dimostrato che quasi tutta la massa dell'atomo è concentrata nel nucleo, si ritiene che, per quanto sia difficile da immaginare, **gli atomi che compongono la materia siano quasi del tutto vuoti**. Ma si tratta di uno strano tipo di vuoto perché esso è impenetrabile, nel senso che non può essere attraversato dagli elettroni degli altri atomi.

L'impenetrabilità degli atomi è dovuta al fatto che tutti gli atomi hanno la carica negativa al loro esterno e perciò le nubi elettroniche, respingendosi, non permettono la reciproca compenetrazione.

3. Caratteristiche atomiche

3.1. Numero atomico (Z)

È il numero di **protoni** posseduti da un atomo.

Un atomo è caratterizzato dal proprio numero atomico, poiché è solo il numero dei protoni che identifica l'atomo stesso.



FIGURA 8 Henry Moseley (1887 - 1915): ordinò la tavola periodica moderna con i numeri atomici e non con i pesi atomici come avveniva in precedenza

L'idrogeno, ad esempio, è un atomo con un solo protone; l'ossigeno ne ha 8 ecc.

Grazie agli studi di Moseley (**FIGURA 8**) nella moderna tavola periodica gli atomi vengono ordinati secondo il numero atomico dei singoli atomi e non, come avveniva in precedenza, secondo la massa atomica.

3.2. Numero di massa atomica (A)

È la somma aritmetica del numero dei protoni e dei neutroni di un atomo.

Neutroni e protoni vengono anche detti **nucleoni** perché entrambe queste particelle sono contenute nei nuclei atomici.

3.3. Isotopi

Gli atomi dello stesso tipo, come abbiamo visto, hanno numero atomico costante, ma possono avere numero di massa atomica diverso.

Questi atomi vengono detti isotopi, dal greco «stesso posto», in quanto occupano lo stesso posto nella tavola periodica.

PERIODO	GRUPPO																SOLIDO			LIQUIDO	GASSOSO		VIIIA (gas nobili)	
	IA	IIA		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2						
1	1 H																							2 He
2	3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	Elementi di transizione interna																				
				58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu							
				Lantanidi	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promezio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprozio	Olmio	Erbio	Tullio	Itterbio	Lutezio						
				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr						
				Attinidi	Torio	Protoattinio	Uranio	Nettunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurenzio						

FIGURA 9 La tavola periodica degli elementi

Facciamo alcuni esempi prendendo in considerazione gli isotopi dell'idrogeno:

- il primo isotopo è il più abbondante in natura, è composto da un solo protone e un solo elettrone, quindi ha numero atomico 1 (idrogeno) e numero di massa 1 (viene detto anche **prozio**);
- il secondo è presente in piccolissime quantità in natura. Viene chiamato **deuterio**, ha un protone, un neutrone e un elettrone quindi ha numero atomico 1 (idrogeno) e numero di massa atomica 2;
- il terzo isotopo è presente in natura in tracce, viene chiamato **trizio**, ha un protone, due neutroni e un elettrone e quindi ha sempre numero atomico 1 (idrogeno) e numero di massa atomica 3. Il trizio è **radioattivo**. (vedi box seguente: «La radioattività»).

Gli isotopi si indicano con il simbolo dell'elemento, riportando il numero di massa atomica come apice, ad esempio: ^{212}Po (si legge polonio 212), ^{211}Po (polonio 211), ^{234}Th (torio 234), ^{238}U (uranio 238).

3.4. Isobari

Oltre agli isotopi esistono anche gli **isobari** (dal greco *isos* e *baros*: stesso peso). Gli isobari sono atomi che hanno differente numero atomico (Z) ma identico numero di massa atomica (A).

3.5. Massa atomica

Il numero di massa atomica è una grandezza che può spiegare bene gli isotopi ma non è rappresentativa della massa reale di un atomo.

L'unità di misura della massa degli atomi è la U.M.A., acronimo di unità di massa atomica.

L'U.M.A. corrisponde alla dodicesima parte dell'isotopo più abbondante in natura del carbonio: il carbonio 12 (^{12}C).

Le masse atomiche sono tabulate nella tavola periodica degli elementi.

4. Le onde elettromagnetiche

Le **onde elettromagnetiche** sono energia radiante che si propaga nello spazio a una velocità costante che si indica con **c** (nel vuoto $c = 299.792,458 \text{ km/s}$).

Sono formate da un campo elettrico sinusoidale che oscilla perpendicolarmente a un campo magnetico sinusoidale (FIGURA 11).

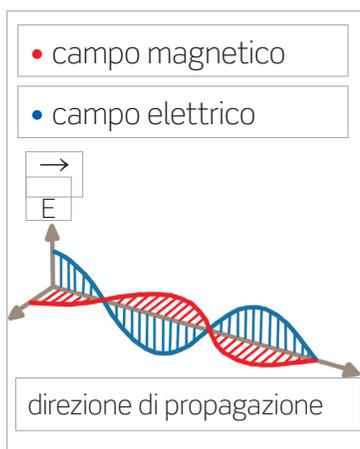


FIGURA 11 Rappresentazione di un'onda elettromagnetica

La parte superiore dell'onda si chiama **cresta**, la parte inferiore **valle**.

La distanza in metri tra due creste o due valli consecutive si chiama **lunghezza d'onda**, e si indica con la lettera greca λ (si legge **lambda**).

La **frequenza**, ovvero il numero di cicli che si ripetono in un secondo, si indica con la lettera greca ν (si legge **ni**). L'unità di misura della frequenza è l'**hertz** (s^{-1}). Queste grandezze sono legate dalle seguenti relazioni matematiche:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \qquad \nu = \frac{c}{\lambda} \qquad c = \nu \cdot \lambda$$

Per calcolare l'energia associata a un'onda elettromagnetica ci serviamo dell'equazione di **Plank** (premio Nobel per la fisica nel 1918, FIGURA 12):

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Dove la «**h**» è la **costante di Planck** ($h = 6,626075 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$).

Da questa relazione si evince che **l'energia aumenta all'aumentare della frequenza e diminuisce alla aumentare della lunghezza d'onda**.

Le **onde elettromagnetiche** esistono in un intervallo di frequenze e lunghezze d'onda limitato (FIGURA 13) detto **spettro elettromagnetico**. Quest'ultimo parte dalle onde lunghe, passando poi per le medie, le corte e le ultra corte che vengono impiegate per le radio e le telecomunicazioni. Si arriva poi alle micro-

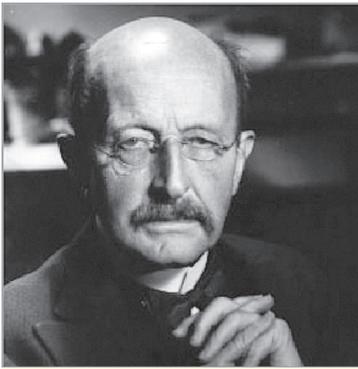


FIGURA 12 Max Planck (1858 - 1947)

onde, all'infrarosso, al visibile (campo in cui noi vediamo), all'ultravioletto, ai raggi X, fino ai raggi γ (gamma).

La frequenza e l'energia aumentano passando dalle onde lunghe via via fino ai raggi gamma, mentre la lunghezza d'onda diminuisce e la velocità, come abbiamo detto, rimane costante.

Planck dimostrò inoltre che l'energia, manifestata in qualunque forma, non può essere scambiata dalla materia in qualsiasi quantità, ma a «pacchetti» ben definiti detti «**quanti**». In parole povere, un corpo può cedere o assorbire 1 quanto o un suo multiplo intero ma non, ad esempio, mezzo quanto o 3,5 quanti.

Riassumendo ciò significa semplicemente che la materia può scambiare energia (assorbendola o cedendola) con l'ambiente esterno solo in quantità ben definite dette quanti.

Questa nuova e rivoluzionaria teoria venne chiamata **teoria dei quanti**.

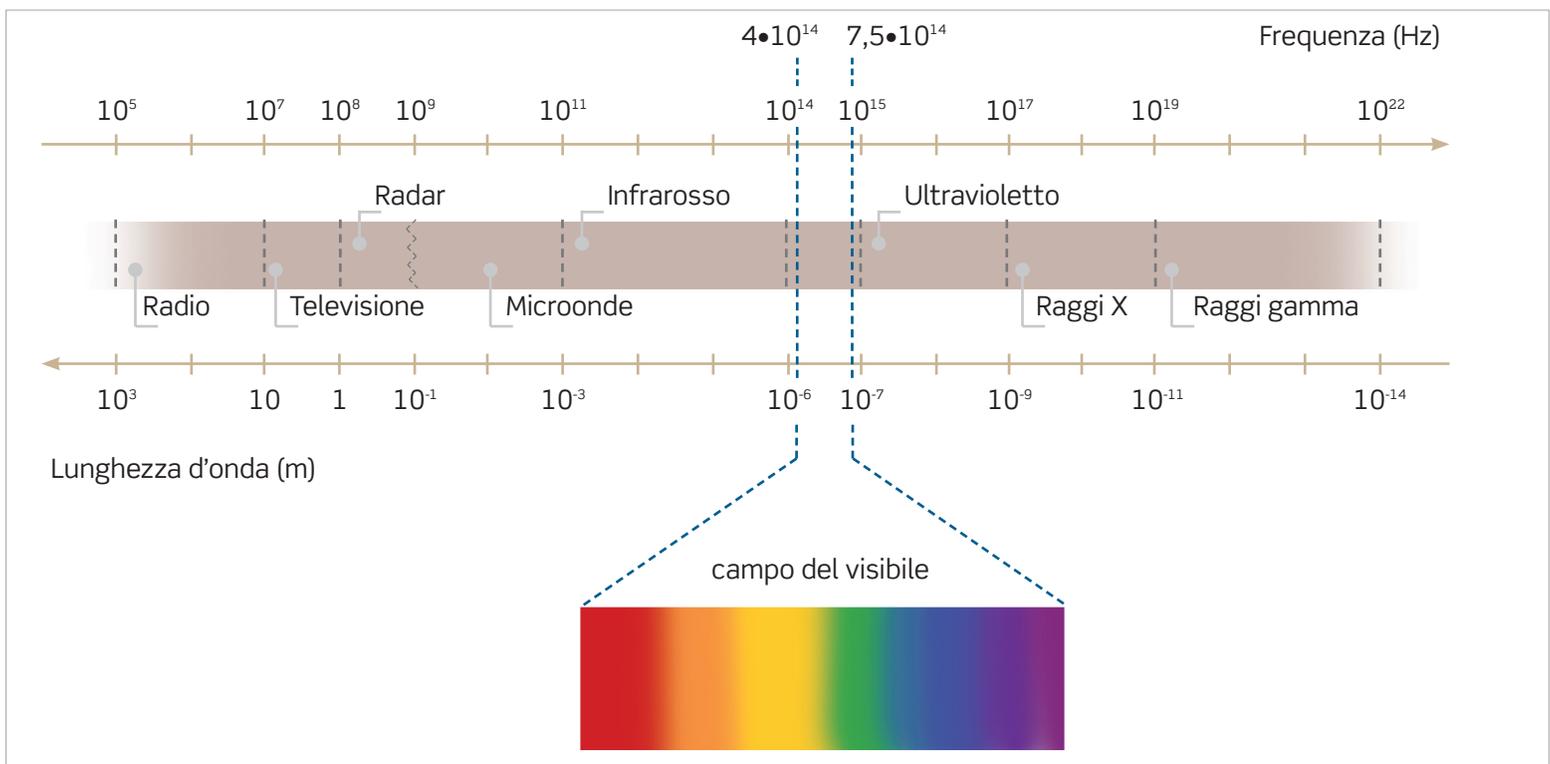


FIGURA 13 Spettro elettromagnetico

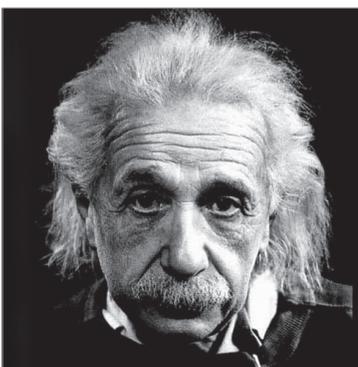


FIGURA 14 Albert Einstein (1879 - 1955)

Nello stesso periodo **Einstein** (premio Nobel per la fisica nel 1921, **FIGURA 14**) formulava la **teoria della relatività ristretta** nella quale veniva dimostrata l'equivalenza tra energia e massa:

$$E = mc^2$$

dove **m** è la massa e **c** è la velocità della luce.

A questo punto era chiaro che la materia e l'energia erano due facce della stessa medaglia.

5. La teoria quantica dell'atomo

Lo scienziato danese Niels Bohr (premio Nobel per la fisica nel 1922, FIGURA 15), assieme ai suoi collaboratori, dimostrò che gli elettroni degli atomi ruotano attorno al nucleo in delle particolari orbite, dette «**orbite stazionarie**», nelle quali non emettono né assorbono energia.

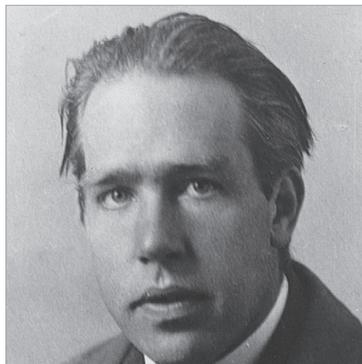


FIGURA 15 Niels Bohr (1885 - 1962)

Gli elettroni che ruotano attorno al nucleo nelle orbite stazionarie possono assorbire energia dall'esterno e passare in un'altra orbita più lontana dal nucleo (FIGURA 16). La transizione elettronica da un livello più basso ad uno più alto viene detta **eccitazione**.

Una volta che l'assorbimento di energia si esaurisce, l'elettrone ritorna nell'orbita stazionaria di partenza (FIGURA 17), cedendo l'energia precedentemente acquistata sotto forma di radiazione elettromagnetica ($h\nu$). La transizione elettronica da un livello più alto ad uno più basso viene detta **rilassamento**.

Le quantità di energia che sono in gioco in queste transizioni non sono arbitrarie o casuali, ma fisse o, più correttamente, «quantizzate».

Successivamente Heisenberg (premio Nobel per la fisica nel 1932, FIGURA 18) dimostrò il **principio di indeterminazione**, secondo il quale di una particella piccolissima come l'elettrone non si possono conoscere contemporaneamente posizione e velocità.

In seguito a tale scoperta le scienze passarono da una concezione «deterministica», la quale affermava che i fenomeni naturali avvengono secondo le regole ferree delle leggi fisiche, ad una «indeterministica», secondo la quale i fenomeni naturali avvengono secondo principi fisici che hanno un'**elevata, ma non certa, probabilità di verificarsi**.

Contemporaneamente ad Heisenberg, De Broglie (premio Nobel per la fisica nel 1929) teorizzò il dualismo onda-particella dell'elettrone.

Secondo questa teoria l'elettrone si comporta simultaneamente come una particella corpuscolare dotata di massa e come un'onda.

La teoria del dualismo onda-particella dell'elettrone fu confermata sperimentalmente da G.P. Thomson (premio Nobel per la fisica nel 1937). Alla luce di queste nuove teorie si poterono unificare la teoria dei quanti e la teoria ondulatoria in una nuova teoria detta **meccanica quantistica**.

Secondo la meccanica quantistica gli elettroni nel loro moto attorno al nucleo ruotano in degli spazi dove vi è una probabilità del 95-98% di trovarli.

Questi spazi vengono detti **orbitali** (FIGURA 19).

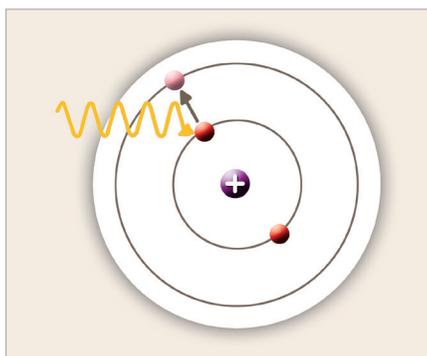


FIGURA 16 L'elettrone dell'idrogeno acquista energia ed effettua il salto quantico da un orbitale inferiore a uno superiore (eccitazione)

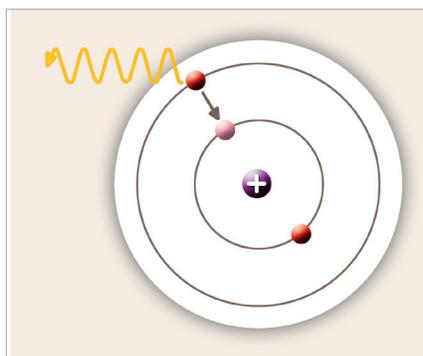


FIGURA 17 L'elettrone dell'idrogeno cede energia ed effettua il salto quantico da un orbitale superiore a uno inferiore (rilassamento ed emissione)



FIGURA 18 Werner Karl Heisenberg (1901 - 1976)

Gli orbitali sono caratterizzati da un'**energia** a loro associata, da una **forma**, da un **campo magnetico dovuto alla loro rotazione attorno al nucleo** e da un **campo magnetico dovuto alla loro rotazione attorno al loro asse**. Per meglio descrivere queste caratteristiche si associa a ciascuna di esse un **numero quantico**. Il termine «quantico» sta ad indicare una qualsiasi proprietà fisica che varia in quantità discrete e non proporzionalmente.

Il numero quantico principale n rappresenta il **livello energetico** della traiettoria descritta dall'elettrone quando esso ruota attorno al nucleo. Esso può assumere valori interi maggiori di 1. Il numero quantico angolare l rappresenta la **forma** della traiettoria descritta dall'elettrone quando esso ruota attorno al nucleo. Esso può assumere valori interi che vanno da 0 a $n-1$.

Il numero quantico magnetico m rappresenta il **campo magnetico** prodotto dall'elettrone quando esso ruota attorno al nucleo. Esso può assumere valori interi che vanno da $-l$ passando per 0 fino a $+l$. Infine il numero quantico magnetico di spin m_s rappresenta il campo magnetico prodotto dall'elettrone quando esso ruota attorno al proprio asse. Esso può assumere due valori semi interi: $+1/2$ e $-1/2$.

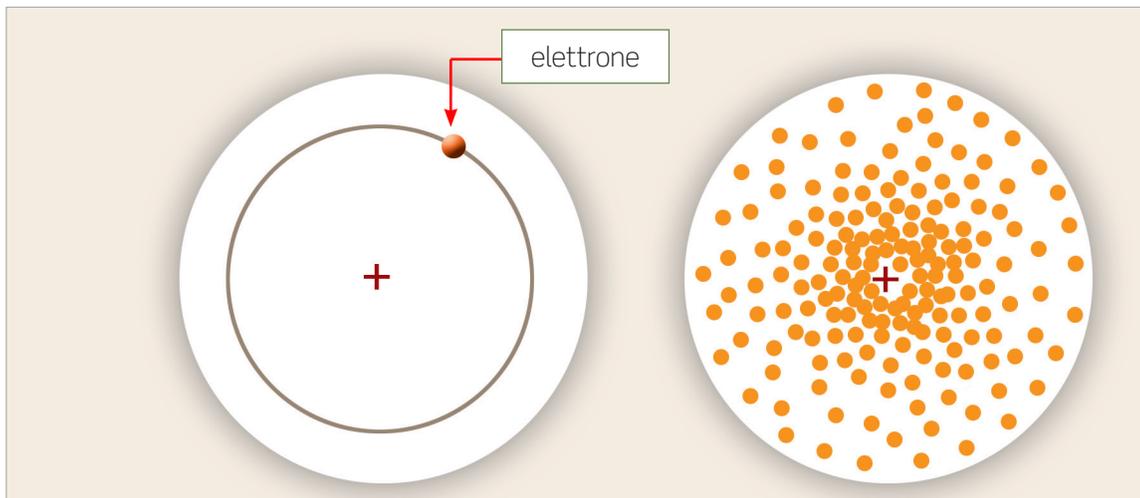


FIGURA 19 Differenza tra orbita e orbitale: nel modello di Bohr (a sinistra) l'orbita è una traiettoria fissa. L'orbitale teorizzato dal principio di indeterminazione di Heisenberg (a destra) è invece una regione di spazio nella quale è molto probabile che si trovi l'elettrone. È tuttavia impossibile determinare la posizione dell'elettrone in un dato momento

6. Orbitali

Come abbiamo detto in precedenza, intorno al nucleo vi sono degli spazi nei quali c'è la massima probabilità (95-98%) di trovare gli elettroni; questi spazi vengono detti **orbitali**. Vi sono diversi tipi di orbitali: **s**, **p**, **d** e **f**. Gli orbitali di tipo **s** (dall'inglese *sharp*) sono sferici, singoli e possono ospitare al massimo due elettroni. Gli orbitali di tipo **p** (dall'inglese *principal*) sono tre, hanno forma lobata e possono ospitare fino a sei elettroni (due per ogni orbitale **p**). Gli orbitali di tipo **d** (dall'inglese *diffuse*) sono cinque, hanno forma lobata e possono ospitare fino a dieci elettroni (due per ogni orbitale **d**). Gli orbitali di tipo **f** (dall'inglese *fundamental*) sono sette, hanno forma lobata e possono ospitare fino a quattordici elettroni (due per ogni orbitale **f**).

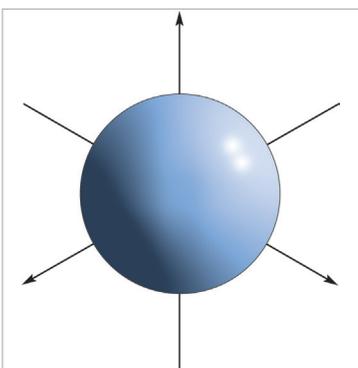


FIGURA 20 Rappresentazione dell'orbitale s (*sharp* = acuto)

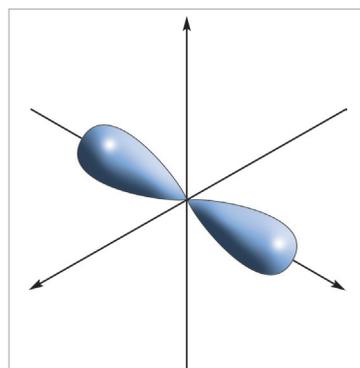
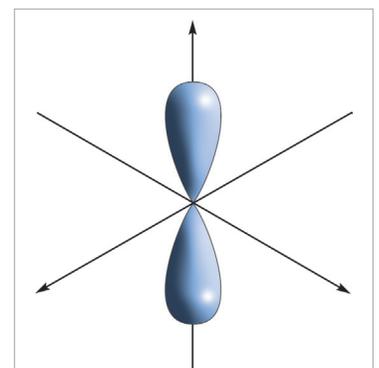
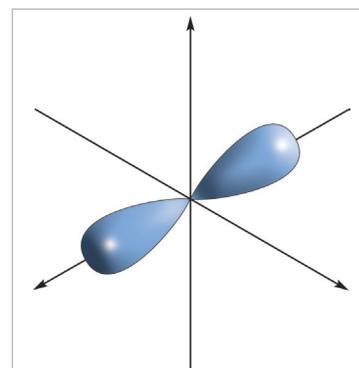


FIGURA 21 Rappresentazione degli orbitali p (*principal* = principale)



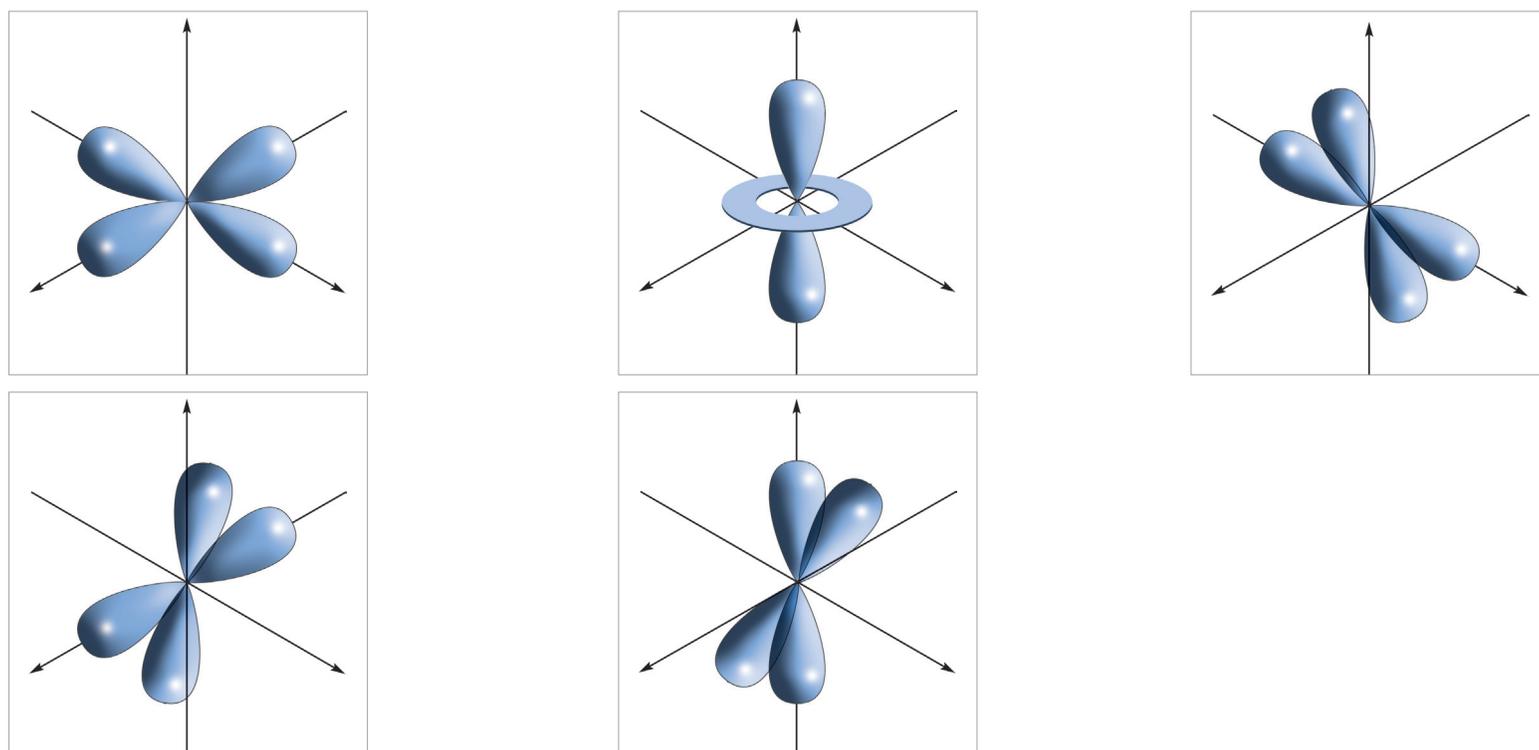


FIGURA 22 Rappresentazione degli orbitali d (diffuse = diffuso)

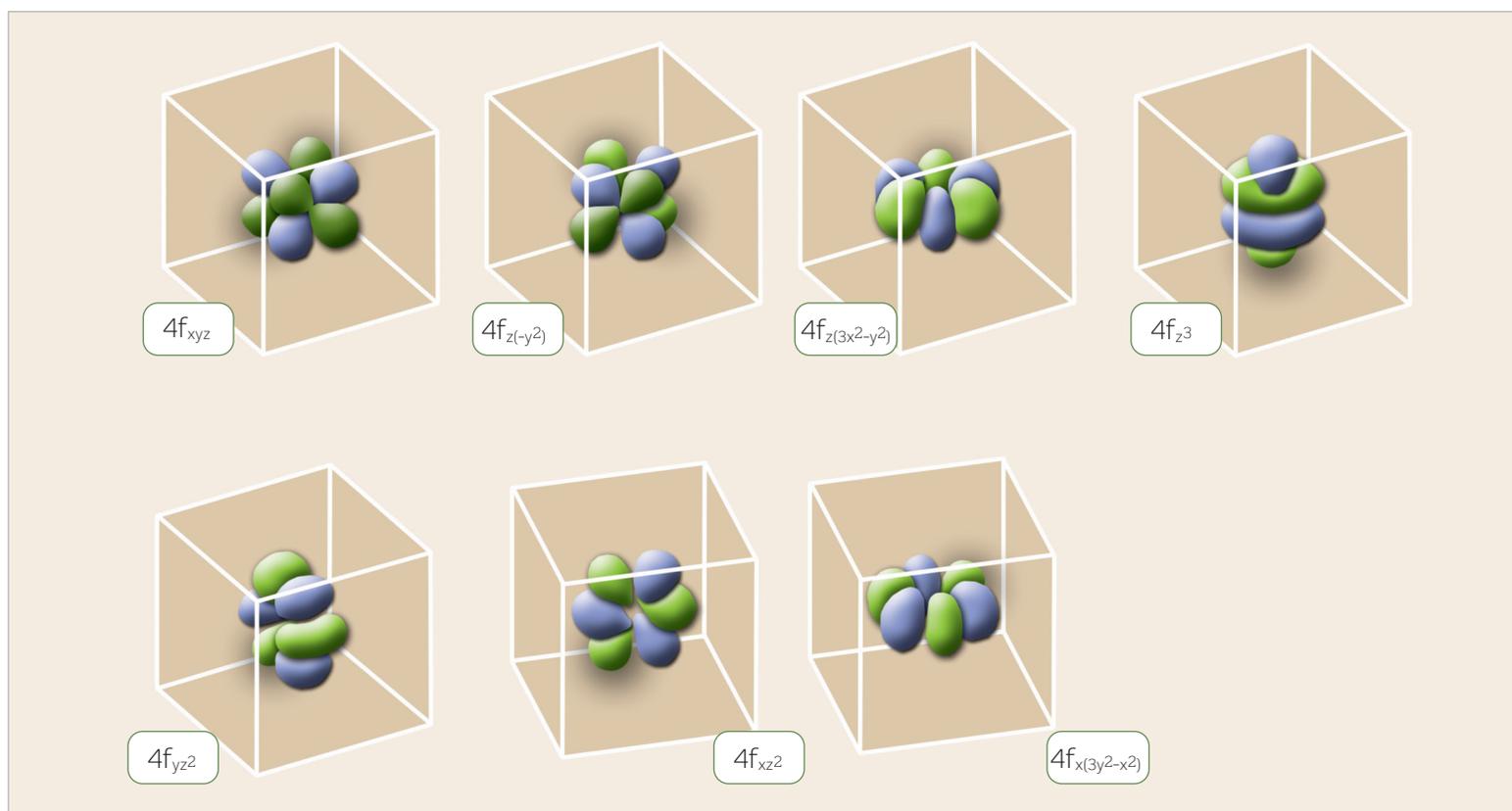


FIGURA 23 Rappresentazione degli orbitali f (fundamental = fondamentale)

7. Configurazione elettronica

La configurazione elettronica è la disposizione degli elettroni nello spazio intorno al nucleo. Gli orbitali risiedono nei livelli energetici detti anche **gusci**. Ogni livello energetico è caratterizzato dal numero quantico principale **n**. Nella **TABELLA 2** sono presenti alcuni livelli energetici.

Orbitale	n	l	m	ms
1s	1	0	0	+1/2, -1/2
2s	2	0	0	+1/2, -1/2
2p	2	1	-1, 0, 1	+1/2, -1/2
3s	3	0	0	+1/2, -1/2
3p	3	1	-1, 0, 1	+1/2, -1/2
3d	3	2	-2, -1, 0, 1, 2	+1/2, -1/2
4d	4	2	-2, -1, 0, 1, 2	+1/2, -1/2
4f	4	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	+1/2, -1/2

n	Orbitali s	Orbitali p	Orbitali d	Orbitali f
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f

La **FIGURA 24** rappresenta uno schema dell'ordine di riempimento degli orbitali partendo dall'orbitale 1s più vicino al nucleo e proseguendo con i successivi.

Per capire meglio questi complicati concetti teorici facciamo qualche esempio.

L'**idrogeno** ha numero atomico **Z = 1**, il che significa che ha 1 protone e di conseguenza, essendo neutro, 1 elettrone.

La sua configurazione elettronica si costruisce partendo dall'orbitale 1s.

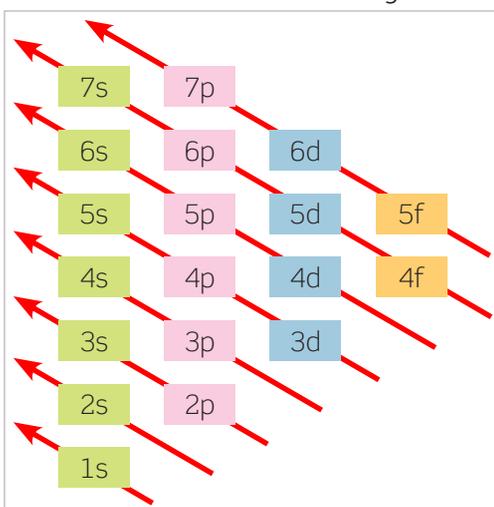


FIGURA 24 Rappresentazione dell'ordine di riempimento degli orbitali

Lo si raffigura come un quadratino al cui interno si inserisce l'unico elettrone rappresentandolo con una freccia orientata verso l'alto (**FIGURA 25**).

La configurazione dell'idrogeno si può anche scrivere semplicemente $1s^1$, dove 1 è il numero quantico principale, s è il tipo di orbitale e l'apice 1 il numero di elettroni presenti nell'orbitale.

L'**elio** ha numero atomico **Z = 2**, quindi ha 2 elettroni.

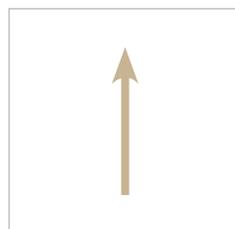


FIGURA 25 Rappresentazione della configurazione elettronica dell'idrogeno

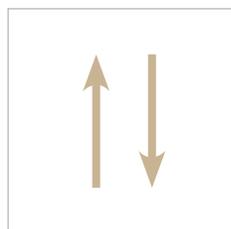


FIGURA 26 Rappresentazione della configurazione elettronica dell'elio

Le frecce che rappresentano gli elettroni vengono disposte in senso antiparallelo (**FIGURA 26**) perché i 2 elettroni che occupano lo stesso orbitale hanno spin opposto, $+1/2$ e $-1/2$ (principio di esclusione di Pauli).

La configurazione dell'elio si può anche scrivere $1s^2$.

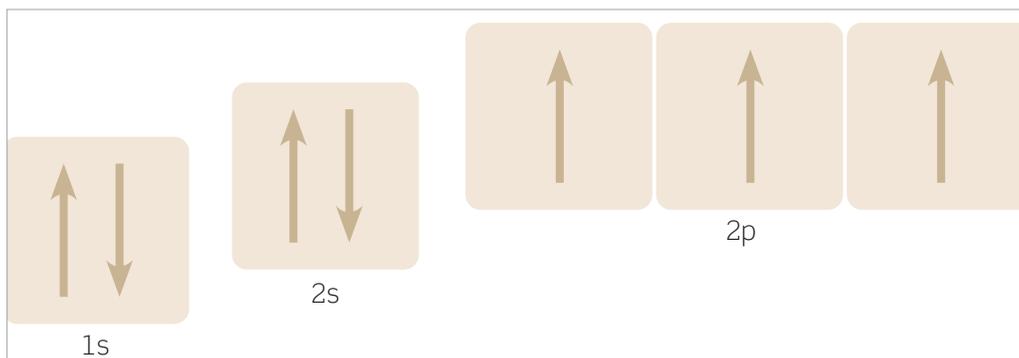


FIGURA 27 Rappresentazione della configurazione elettronica dell'azoto

L'**azoto** ha numero atomico **Z = 7**, quindi 7 elettroni, i quali si dispongono negli orbitali 1s, 2s, 2p (FIGURA 27).

Come si può osservare nella FIGURA 27 gli orbitali vengono posti nel disegno in maniera crescente: lo si fa per rappresentare il loro valore crescente di energia.

Si può notare inoltre che ciascuno dei 3 elettroni più esterni si dispone nei 3 orbitali 2p con spin paralleli.

Ciò soddisfa la regola di massima

molteplicità di Hund, la quale afferma che gli **elettroni occupano quanto più spazio possibile a loro disposizione**.

Questa soluzione attenua le forze repulsive tra elettroni, in quanto le 3 cariche di uguale segno orbitano attorno al nucleo in spazi più ampi.

8. Proprietà atomiche

Le proprietà che caratterizzano gli atomi, oltre quelle che conosciamo già, sono: il potenziale di ionizzazione, l'affinità elettronica e l'elettro-negatività.

Il potenziale di ionizzazione è l'energia che serve a strappare l'elettrone più esterno, così da formare un **catione** (ione positivo). Può essere espresso in **joule, kilocalorie** o **eV** (elettronvolt, ovvero l'energia dell'elettrone sottoposto a un campo elettrico di 1 volt).

L'energia che viene fornita all'atomo ha convenzionalmente segno positivo.

L'affinità elettronica è l'energia liberata dagli atomi quando assumono carica negativa (cioè quando viene aggiunto un elettrone ad un atomo neutro), quindi ha convenzionalmente segno negativo, può essere espressa in **joule, kilocalorie** o **eV** (elettronvolt).

L'elettronegatività è la capacità di un atomo di assumere carica negativa. Secondo la scala di Pauling è un numero a-dimensionale, e lo si trova sulla tavola periodica degli elementi.

9. Configurazione elettronica e valenza

La configurazione elettronica è strettamente legata alle proprietà chimiche di un elemento.

Come vedremo in maniera più approfondita nel seguito della trattazione, sono gli elettroni più esterni di un atomo che realizzano i legami con altri atomi.

Gli elettroni più esterni occupano il cosiddetto «**guscio esterno**».

Il guscio esterno è l'insieme degli elettroni presenti negli orbitali che posseggono il numero quantico principale (n) più elevato, ovvero nel livello energetico più lontano dal nucleo.

Il guscio esterno è detto anche **guscio di valenza** poiché determina la valenza (o le valenze) che l'elemento può possedere.

La valenza è un concetto molto importante in Chimica perché rappresenta la carica formale che l'elemento può assumere.

Un elemento puro, come per esempio il ferro (Fe), avendo un numero uguale di cariche positive (26 protoni) e di cariche negative (26 elettroni) ha una carica totale risultante nulla, quindi una valenza zero. Lo stesso ferro, però, esiste in natura anche sotto forma di due diversi atomi carichi (ioni positivi).

Quando il ferro perde due elettroni (negativi) ha un surplus di due cariche positive (26 - 24). La valenza di questo ione ferro (detto ferroso) è +2.

Quando, invece, il ferro perde tre elettroni (negativi) ha un surplus di tre cariche positive (26 - 23).

La valenza di questo ione ferro (detto ferrico) è +3.

La valenza viene anche detta **stato di ossidazione**.

Facciamo adesso un esempio per collegare la valenza al guscio esterno degli elementi.

Il guscio esterno dell'azoto (**FIGURA 28**) mostra una situazione a 5 elettroni dei quali 2 sono appaiati e formano un doppietto e 3 sono spaiati.

Ne segue che un atomo di azoto potrà impegnare, per formare legami con altri atomi, un massimo di 5 elettroni e potrà assumere così una valenza massima pari a +5.

Mostriamo adesso due esempi di guscio esterno di due diversi elementi: l'ossigeno (**FIGURA 29**) e il fluoro (**FIGURA 30**).

L'ossigeno ha 6 elettroni di valenza: 2 coppie di elettroni (doppietti) e 2 elettroni spaiati.

Il fluoro ha 7 elettroni di valenza: 3 coppie di elettroni (doppietti) e 1 elettrone spaiato.

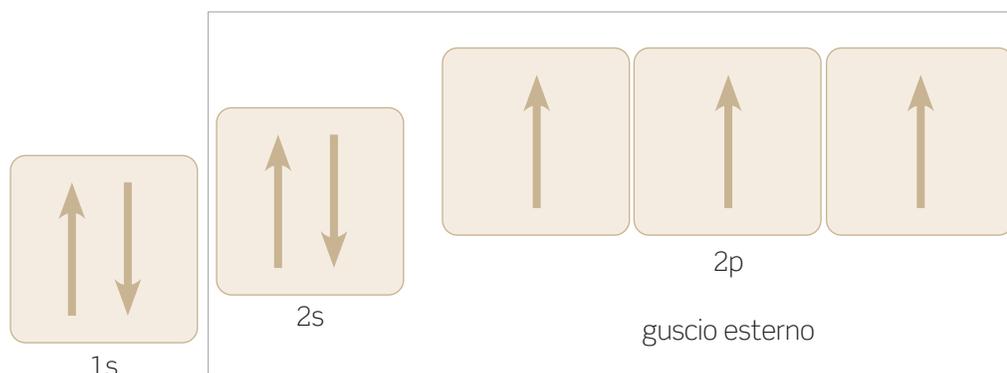


FIGURA 28 Guscio esterno dell'azoto ($Z = 7$)

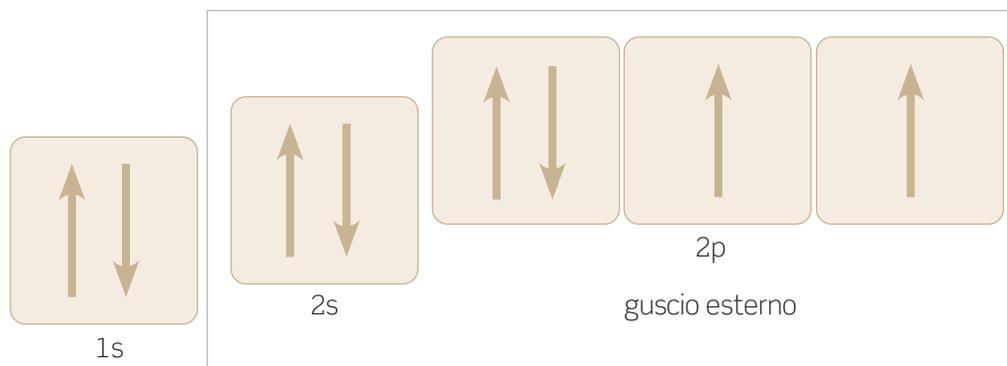


FIGURA 29 Guscio esterno dell'ossigeno ($Z = 8$)

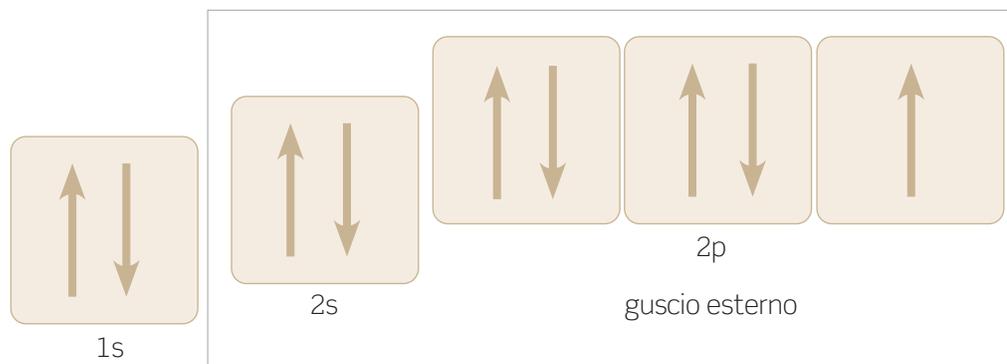


FIGURA 30 Guscio esterno del fluoro ($Z = 9$)

10. Legami chimici

I legami chimici sono quelle energie che tengono uniti due o più atomi in maniera da formare una **molecola stabile**. I legami all'interno della molecola (**intramolecolari**) possono essere sostanzialmente di due tipi: **covalenti** e **ionici**.

L'**energia di legame** è quella che bisogna fornire alla molecola per rompere il legame.

I legami chimici non hanno tutti la stessa **lunghezza**. Questa dipende dai due atomi che formano il legame e dal numero di legami che si realizzano: un legame singolo è più lungo di uno doppio che a sua volta è più lungo di uno triplo.

Oltre all'energia di legame e alla lunghezza vi è un'altra caratteristica da citare: l'**angolo di legame**, cioè l'angolo che si realizza tra due o più atomi che formano il legame.

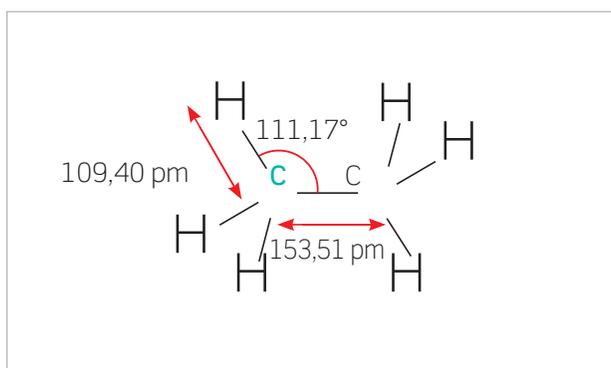


FIGURA 31 Lunghezze di legame in picometri ($1 \text{ pm} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ m}$) e angolo di legame in una molecola di etano

10.1. Legame covalente omeopolare

Il legame covalente omeopolare si realizza con due atomi dello stesso tipo o con atomi che hanno una minima differenza di elettronegatività.

Il legame covalente si forma quando due atomi mettono in comune uno, due o tre elettroni spaiati ciascuno, come nella molecola del cloro (**FIGURA 32**), dell'ossigeno (**FIGURA 33**) e dell'azoto (**FIGURA 34**).

Dalle **FIGURE 32, 33 E 34** possiamo vedere come gli atomi dello stesso tipo mettono in comune rispettivamente uno, due e tre elettroni spaiati, ovvero che riempiono per metà l'orbitale del guscio esterno di appartenenza.

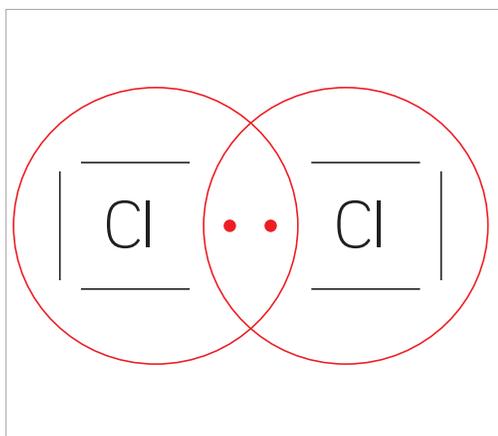


FIGURA 32 Rappresentazione della molecola di cloro (Cl_2). I puntini rossi rappresentano gli elettroni spaiati del guscio di valenza, le linee gli elettroni accoppiati (doppietti) del guscio di valenza

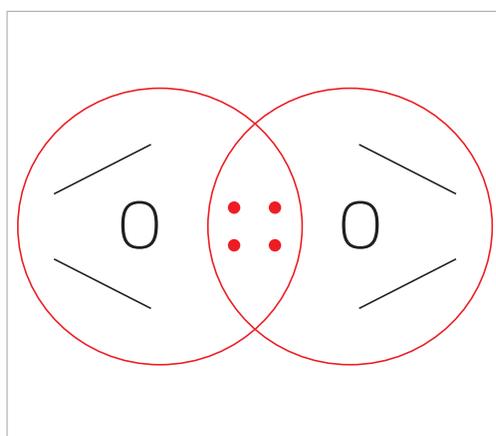


FIGURA 33 Rappresentazione della molecola di ossigeno (O_2). I puntini rossi rappresentano gli elettroni spaiati del guscio di valenza, le linee gli elettroni accoppiati (doppietti) del guscio di valenza

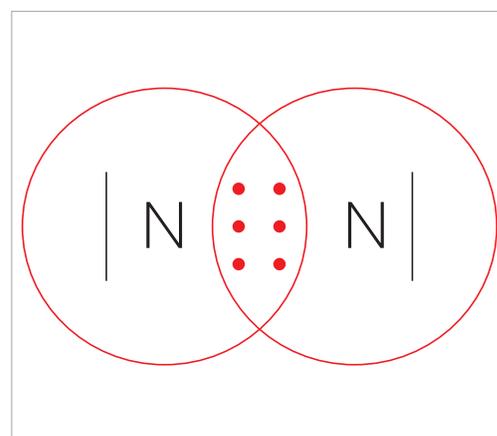


FIGURA 34 Rappresentazione della molecola di azoto (N_2). I puntini rossi rappresentano gli elettroni spaiati del guscio di valenza, le linee gli elettroni accoppiati (doppietti) del guscio di valenza

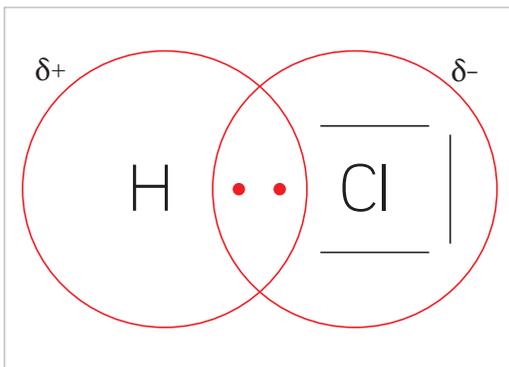


FIGURA 35 Rappresentazione della molecola di acido cloridrico (HCl). I puntini rossi rappresentano gli elettroni spaiati del guscio di valenza, le linee gli elettroni accoppiati (doppietti) del guscio di valenza, mentre le δ sono i dipoli

10.2. Ottetto

Le molecole di cloro, ossigeno, azoto ecc. rispettano la **regola dell'ottetto** di Kossel, la quale afferma che **un atomo realizza un legame covalente in maniera tale da raggiungere, sommando i propri elettroni di valenza con quelli messi in comune dall'altro elemento, il numero di otto**. Il numero otto rappresenta il numero degli elettroni del guscio esterno dei gas nobili Neon, Argon, Krypton, Xenon e Radon. A questa regola fa eccezione l'elio che ha un ottetto particolare a due elettroni.

10.3. Legame covalente eteropolare

Il legame covalente eteropolare si realizza quando due atomi diversi hanno una discreta differenza di elettronegatività. L'esempio classico di molecola biatomica (composta da soli due atomi) è l'acido cloridrico (HCl), composto da idrogeno (H), che ha un'elettronegatività pari a 2,1, e il cloro (Cl) più elettronegativo (3,0). La loro differenza di elettronegatività è 0,9 ($3,0 - 2,1$). Si realizza

così un **legame covalente polarizzato**, cioè una parte della molecola (l'idrogeno) sarà più carica positivamente e l'altra (il cloro) sarà più carica negativamente (**FIGURA 35**). Si realizza così un **dipolo** ($\delta+$ e $\delta-$).

10.4. Legame ionico

Quando due atomi hanno una grande differenza di elettronegatività dalla loro interazione si realizza un legame ionico. In questo tipo di legame l'atomo più elettronegativo strappa uno o più elettroni all'atomo meno elettronegativo in maniera tale che entrambi completino l'ottetto elettronico. L'esempio classico di molecola biatomica (composta da soli due atomi) è il cloruro di sodio (NaCl), composta da sodio, che ha una elettronegatività pari a 0,9, e il cloro più elettronegativo (3,0). La loro differenza di elettronegatività è 2,1 ($3,0 - 0,9$). Il cloro, più elettronegativo, strappa l'elettrone spaiato del guscio di valenza del sodio e diviene uno ione negativo o anione. Il sodio, meno elettronegativo, perdendo l'elettrone spaiato del guscio di valenza diviene uno ione positivo o catione (**FIGURA 36**). Il legame è dato dalla forza di attrazione elettrostatica (Coulombiana) tra le due cariche di segno opposto.

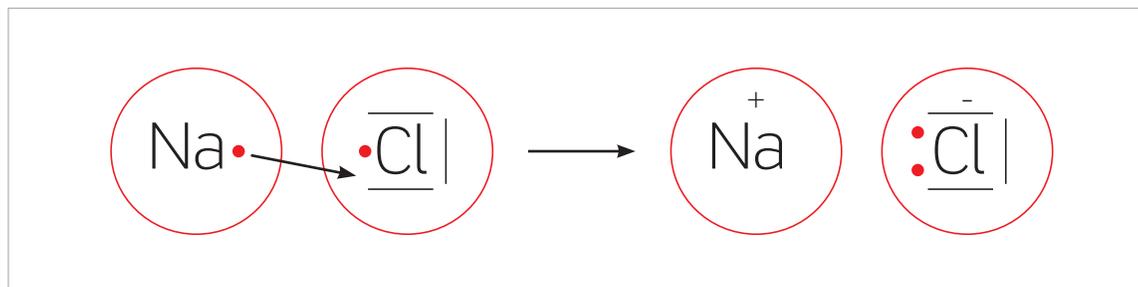


FIGURA 36 Rappresentazione della molecola di cloruro di sodio (NaCl). I puntini rossi rappresentano gli elettroni spaiati del guscio di valenza, le linee gli elettroni accoppiati (doppietti) del guscio di valenza

11. Legame idrogeno

In determinate condizioni, l'idrogeno realizza un particolare legame detto appunto **legame idrogeno**. Non si tratta di un classico legame tra due atomi ma di un **legame tra molecole contenenti idrogeno**.

L'idrogeno è l'elemento più diffuso nell'Universo, ha solo un protone e un elettrone e possiede una elettronegatività pari a 2,1; con l'ossigeno forma la molecola più importante per la vita: l'**acqua (H₂O)**. Più in particolare, l'acqua si forma dalla reazione di due atomi di idrogeno con uno di ossigeno. Quest'ultimo, dopo il fluoro (elettronegatività 4,0), è l'elemento più elettronegativo.

La notevole differenza di elettronegatività tra gli atomi di idrogeno e ossigeno fa sì che l'ossigeno attiri su di sé parte della carica negativa dei due idrogeni, caricandosi parzialmente di carica negativa. I due idro-

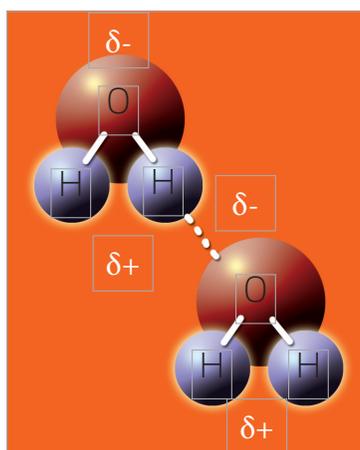


FIGURA 37 Rappresentazione del legame idrogeno

geni di conseguenza si caricano in maniera parziale di carica positiva, e l'effetto risultante è la formazione di un dipolo (FIGURA 37).

Tutte le molecole dell'acqua sono soggette a questo tipo di interazione, così la parte positiva di una molecola (gli idrogeni) interagisce con la parte negativa (l'ossigeno) di un'altra molecola instaurando l'interazione che prende appunto il nome di legame idrogeno.

Si tratta in realtà di una debole interazione (l'energia di questo legame nell'acqua è di circa 20 Kjoule/mole) che è tuttavia responsabile dell'elevata temperatura di fusione e di ebollizione dell'acqua, che pur avendo un basso peso molecolare (circa 18 U.M.A.) a temperatura ambiente è liquida, mentre il metano (P.M. \approx 16 U.M.A.) è un gas.

12. Legame metallico

I metalli sono gli atomi più abbondanti della tavola periodica, e manifestano caratteristiche particolari come la conducibilità elettrica, la conducibilità termica, la lucentezza e proprietà meccaniche come la duttilità e la malleabilità.

I metalli si devono considerare come dei cristalli particolari, perché gli atomi metallici hanno una precisa disposizione spaziale, ma non sono così rigidi come i cristalli più comuni.

Per spiegare tutto ciò i metalli devono essere considerati come degli ioni positivi immersi in un mare di elettroni (quelli di valenza, più esterni) che sono disponibili non solo ad un singolo atomo ma a tutti gli atomi presenti nel cristallo metallico.

Generalmente esistono in tutti gli atomi due tipi di livelli energetici: i livelli energetici di valenza, che già conosciamo, e i livelli energetici detti **di conducibilità**, dove appunto gli elettroni possono scorrere e quindi condurre elettricità; questi livelli vengono chiamati anche **bande**.

I metalli hanno le bande di conducibilità sovrapposte a quelle di valenza, per cui il metallo è naturalmente predisposto a condurre elettricità.

Oltre agli elementi conduttori esistono anche i **semiconduttori**, caratterizzati da bande di conducibilità e di valenza separate da un piccolo dislivello energetico (ΔE) che gli elettroni di valenza possono facilmente superare.

Infine gli **isolanti** hanno un dislivello energetico (ΔE) talmente elevato che gli elettroni di valenza non riescono a superarlo, e quindi non conducono elettricità.

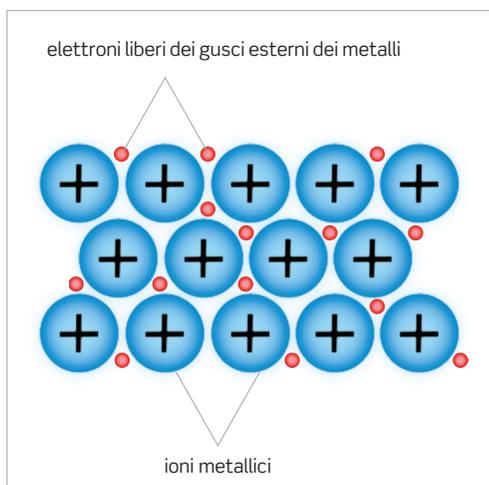


FIGURA 38 Tiri poco accurati (perché lontani dal centro) ma precisi (perché vicini)