

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

ERSILIA CONTE

Mendeleev e Meyer

Nel 1869 i chimici Mendeleev (russo) e Meyer (tedesco) indipendentemente trovarono che:

- ordinando gli elementi in ordine di peso atomico
- disponendoli in file orizzontali una sopra l'altra:

gli elementi di ogni colonna avevano proprietà simili.

- Oggi, gli elementi sono disposti per numero atomico, Z , crescente e incolonnati secondo configurazione elettronica esterna simile.
- Tale disposizione tabulare degli elementi è nota come tavola periodica:

Periodi

Il **periodo** è composto dagli elementi di una qualsiasi fila **orizzontale**

- Il **primo** periodo è costituito da 2 elementi: H e He.
- Il **secondo** e il **terzo** periodo sono costituiti da 8 elementi.
- Il **quarto** e il **quinto** periodo sono costituiti da 18 elementi.
- Il **sesto** periodo è costituito da 32 elementi (14 a parte).
- Il **settimo** periodo è incompleto (fino al 109?).

Gruppi

Il **gruppo** è costituito dagli elementi di una qualsiasi colonna **verticale**.

- La tabella è costituita da 18 gruppi più i 14 elementi di **transizione interna** (lantanidi e attinidi). I gruppi sono numerati secondo due convenzioni:
 - 1) I A – VIII A e I B – VIII B
 - 2) 1 – 18 nell'ordine

1
H
1,00794

numero atomico
massa atomica

metalli

semimetalli

non-metalli

stato fisico
a temperatura
ambiente

nero = solido
blu = liquido
rosso = gas

gruppi

periodi

gas nobili

1	IA	1 H 1,00794	IIA										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0	2 He 4,00260	
2		3 Li 6,941	4 Be 9,01218										5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,00674	8 O 15,9994	9 F 18,99840	10 Ne 20,1797		
3		11 Na 22,98977	12 Mg 24,3050										13 Al 26,98154	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,066	17 Cl 35,4527	18 Ar 39,948		
4		19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,95591	22 Ti 47,88	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,93806	26 Fe 55,847	27 Co 58,93320	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,92159	34 Se 78,95	35 Br 79,904	36 Kr 83,80	
5		37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90585	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc 98,9072	44 Ru 101,07	45 Rh 102,90550	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,60	53 I 126,90447	54 Xe 131,29	
6		55 Cs 132,90543	56 Ba 137,327	57 La 138,9055	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,96654	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98037	84 Po 208,9824	85 At 208,9871	86 Rn 222,0176	
7		87 Fr 223,0197	88 Ra 226,0254	89 Ac 227,0278	104 Unq 261,1	105 Unp 262,114	106 Unh 263,118	107 Uns 262,12	108 Uno (266) ^b	109 Une (266) ^b										
	serie dei lantanidi	58 Ce 140,115	59 Pr 140,90765	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,92534	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93032	68 Er 167,26	69 Tm 168,93421	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967					
	serie degli attinidi	90 Th 232,0381	91 Pa 231,0359	92 U 238,0289	93 Np 237,0482	94 Pu 244,0642	95 Am 243,0614	96 Cm 247,07003	97 Bk 247,0703	98 Cf 251,0796	99 Es 252,083	100 Fm 257,0851	101 Md 258,10	102 No 259,1009	103 Lr 262,11					

^aLe masse atomiche sono i valori del 1991, indicati nella tabella delle masse atomiche e dei numeri atomici arrotondati dove appropriato, alla quinta cifra decimale.
^bIl rapporto della IUPAC del 1991 non ha indicato alcun valore della massa di questo elemento; il valore indicato tra parentesi è la stima migliore.

Metalli, Non-metalli e Semimetalli

Gli elementi sono classificati in due categorie principali **metalli** e **non-metalli** divisi sulla tavola da una linea a zigzag

- I **metalli** sono solidi (eccetto il mercurio) con una caratteristica lucentezza, malleabilità e duttilità; sono inoltre buoni conduttori di calore ed elettricità
- I **non-metalli** sono gas o solidi (eccetto il bromo) e non presentano caratteristiche metalliche
- Gli elementi attorno alla linea a zigzag hanno caratteristiche intermedie fra metalli e non-metalli e sono noti come **semimetalli** o **metalloidi**.
- Le caratteristiche metalliche aumentano da destra verso sinistra e dall'alto verso il basso.

La nuova tavola periodica

- Le proprietà chimiche degli atomi dipendono dalle loro strutture elettroniche.
- **ELETTRONE**: particella subatomica non nucleare con carica negativa e massa 1840 volte minore di quella dell'atomo di idrogeno (9.1096×10^{-28} g).
- Per comprendere la disposizione degli elettroni negli atomi, le energie relative dei differenti elettroni, le loro collocazioni spaziali, è necessario considerare brevemente l'evoluzione del modello atomico.

Modelli atomici in breve

- Modello di Thomson (1904)
tutta la massa dell'atomo, carica positivamente, è uniformemente distribuita in esso e gli elettroni negativi sono collocati nel suo interno per ottenere l'equilibrio delle cariche.
- Modello di Rutherford (1911)
modello planetario: nucleo costituito da cariche positive dette protoni e da elettroni che, a grandi distanze, gli ruotano intorno vincendo

Modelli atomici in breve continua

- **Modello di Bohr(1913)**

distinzione tra il comportamento dell'elettrone in un atomo allo *stato eccitato* e quello nell'atomo in *stato stazionario*.

Postulato sullo stato stazionario: gli elettroni si muovono lungo orbite preferenziali, orbite stazionarie, caratterizzate ognuna da una ben definita quantità di energia (livelli energetici).

Postulato sullo stato eccitato: quando un elettrone salta da un'orbita stazionaria ad energia maggiore ad una ad energia minore si verificano emissioni di energia sotto forma di onde elettromagnetiche. Modello valido solo per l'atomo di idrogeno.

- **Modello di De Broglie(1924)**

modello quanto-meccanico: l'elettrone ha una duplice natura, corpuscolare ed elettromagnetica, cioè deve essere trattata come una particella e come un'onda.

L'energia cinetica di un elettrone è inversamente correlata al volume della regione in cui è confinata:

spiegazione razionale della stabilità dell'atomo di idrogeno. Se l'elettrone si avvicinasse al nucleo l'energia elettrostatica diminuirebbe diventando sempre più negativa quindi l'elettrone irradierrebbe energia fino a collassare sul nucleo. Invece l'energia cinetica associata all'elettrone aumenta al suo avvicinarsi al nucleo, perché il volume è sempre più piccolo. L'effetto elettrostatico

Modelli atomici approfondimento

- **Principio di indeterminazione di Heisenberg (1927)**

Esistono coppie di grandezze che non possono essere misurate contemporaneamente con la necessaria precisione, anzi, la precisione di misura dell'una è inversamente proporzionale alla precisione di misura dell'altra.

Applicato all'atomo questo principio esprime l'impossibilità di misurare contemporaneamente posizione e velocità istantanea dell'elettrone. Questo determina che non sia possibile descrivere con esattezza la traiettoria che un elettrone compie intorno al nucleo, ma si può solo stimare la probabilità di trovarlo all'interno di una particolare regione.

- **Equazione di Schroedinger (1926)**

Equazione matematica molto complessa che descrive il comportamento ondulatorio dell'elettrone. In essa compare una grandezza ψ detta funzione d'onda, il cui quadrato ψ^2 corrisponde alla densità di probabilità di trovare l'elettrone, in base all'energia che esso possiede, in una certa regione dello spazio intorno al nucleo. In prossimità del nucleo la densità di probabilità di presenza dell'elettrone (ψ^2) è elevatissima, allontanandosi da esso ψ^2 diminuisce e con esso la probabilità che l'elettrone occupi un punto di quella regione spaziale. L'insieme dei punti per i quali è molto probabile che passi l'elettrone si chiama ***nuvola elettronica***.

Struttura atomica

Orbitale: regione dello spazio intorno al nucleo in cui si ha la massima (almeno 90%) la densità di probabilità di presenza dell'elettrone, in base all'energia che esso possiede.

Racchiudendo entro una superficie limitante tutti i punti per i quali l'elettrone ha la massima probabilità di passare, si ottiene una figura geometrica simmetrica rispetto al nucleo.

La definizione di forma, dimensioni e orientamento di un orbitale è affidata ai **NUMERI QUANTICI**, valori numerici ai quali sono legate le molte soluzioni di ψ nell'equazione di Schroedinger.

Ogni elettrone in un atomo possiede quattro numeri quantici.

Struttura atomica: NUMERI QUANTICI

Il primo numero quantico, n

indica il **livello energetico principale** e definisce le orbite stazionarie, le uniche permesse nell'atomo tra le infinite orbite immaginabili: al crescere di n cresce l'energia dell'elettrone ed esso si trova più lontano dal nucleo.

n può assumere solo valori interi maggiori o uguali a 1

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Il secondo numero quantico, l

Indica i **sottolivelli energetici** inclusi in ogni livello principale.

l può assumere solo valori interi da 0 a (n-1) i sottolivelli energetici con $l = 0, 1, 2, 3$ vengono comunemente descritti dalle lettere s, p, d, f .

l	0	1	2	3
SOTTOLIVELLO	s	p	d	f

In un dato livello principale l'energia dei sottolivelli cresce secondo l'ordine $ns < np < nd < nf$

Struttura atomica: NUMERI QUANTICI

continua

Il terzo numero quantico m_l

Determina la direzione nello spazio della nuvola elettronica che circonda il nucleo.

Ogni sottolivello energetico contiene uno o più orbitali che differiscono per il valore di m_l .

m_l può assumere ogni valore intero compreso tra l e $-l$

se $l = 0$	$m_l = 0$	sottolivello s: 1 orbitale sferico
se $l = 1$	$m_l = -1, 0, 1$	sottolivello p: 3 orbitali

gli orbitali dello stesso sottolivello energetico hanno tutti la stessa energia: sono **ORBITALI DEGENERI**

Struttura atomica: NUMERI QUANTICI

continua

Il quarto numero quantico m_s

E' associato allo spin dell'elettrone, cioè alle sue proprietà magnetiche e alla rotazione intorno al proprio asse.

Sono possibili tutti e due gli spin, orario e antiorario.

$m_s = + 1/2$ rotazione oraria

$m_s = - 1/2$ rotazione antioraria

Gli elettroni che hanno lo stesso valore di m_s hanno spin paralleli, quelli che hanno valori diversi hanno spin opposti.

Principio di esclusione di Pauli

In un atomo due elettroni non possono avere la stessa serie di quattro numeri quantici.





Nello stesso orbitale non si possono trovare più di due elettroni

Se due elettroni occupano lo stesso orbitale devono avere spin opposti.

Struttura atomica approfondimento

Ogni livello principale di numero quantico n contiene un numero n di sottolivelli.

Ciascun sottolivello di numero quantico l contiene un totale di $2l + 1$ orbitali:

sottolivello s ($l = 0$)		1 orbitale
sottolivello p ($l = 1$)		3 orbitali
sottolivello d ($l = 2$)		5 orbitali
sottolivello f ($l = 3$)		7 orbitali

Per calcolare la capacità elettronica di ogni livello principale o sottolivello:

1. un sottolivello di numero quantico l ha una capacità di $2(2l + 1)$.
2. un livello principale di numero quantico n ha una capacità di $2n^2$

Configurazione elettronica:

descrive la disposizione degli elettroni in un atomo, indicandone la distribuzione in ciascun sottolivello.

- Gli elettroni occupano i sottolivelli disponibili seguendo un ordine di Energia crescente.
- **Generalmente** un sottolivello si riempie completamente prima che il successivo inizi a riempirsi

Regola di Hund: quando sono disponibili diversi orbitali di uguale energia, come nel caso degli orbitali degeneri di un dato sottolivello, gli elettroni vi entrano singolarmente con spin paralleli.



contiene 2 elettroni nel sottolivello 1s

contiene 2 elettroni nel sottolivello 2s

contiene 5 elettroni nel sottolivello 2p

Configurazione elettronica continua

Gli elettroni più esterni di un atomo sono chiamati di “**Valenza**”, mentre quelli più interni sono chiamati elettroni del “**Guscio interno**”.

Tutti gli elementi tendono a raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino - meglio conosciuta come regola dell’ottetto di Kossel.

ELEMENTO	Elettroni del Guscio interno	Elettroni di valenza	Gruppo del sistema periodico
Na	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$ In sintesi: $1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^1$	1A, 1
Si	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^1 3p^2$	4A, 14
Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^2$	4B, 4
As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^3$	5A, 15

Tavola periodica

Analizzando la Tavola Periodica alla luce di quanto detto si può osservare che gli elementi

- Il **primo** periodo è costituito da due elementi: idrogeno e elio.
- Il **secondo** e il **terzo** periodo sono costituiti da 8 elementi.
- Il **quarto** e il **quinto** periodo sono costituiti da 18 elementi.
- Il **sesto** periodo è costituito da 32 elementi (14 a parte).
- Il **settimo** periodo è incompleto (fino al 109?).

La tavola è costituita da 18 gruppi:

gli elementi del I e II gruppo riempiono un sottolivello s,

gli elementi dal 13 al 18 riempiono i sottolivelli p,

Gli elementi di transizione \square riempiono i sottolivello d e

i 14 elementi di **transizione interna** (lantanidi e attinidi) riempiono i sottolivelli f.

Proprietà periodiche

- Le proprietà chimiche e fisiche degli elementi sono una funzione periodica del numero atomico.

RAGGIO ATOMICO:

metà della distanza minima di avvicinamento tra gli atomi di una sostanza elementare.

- Diminuisce lungo il periodo da sinistra a destra.
- Aumenta scendendo lungo il gruppo.

ENERGIA DI IONIZZAZIONE:

Energia necessaria per allontanare da un atomo (allo stato gassoso) un elettrone.

- Aumenta lungo il periodo da sinistra a destra.
- Diminuisce scendendo lungo il gruppo.

ELETTRONEGATIVITA':

Tendenza di un atomo di attrarre gli elettroni di legame.

- Aumenta lungo il periodo da sinistra a destra.
- Diminuisce scendendo lungo il gruppo.

AFFINITA' ELETTRONICA:

Energia che si libera quando un atomo in fase gassosa cattura un elettrone diventando uno ione negativo.

- Aumenta lungo il periodo da sinistra a destra.
- Diminuisce scendendo lungo il gruppo.