

## ATOMO

È la più piccola parte della materia che mantiene le proprietà chimiche del materiale che va a costituire.

È costituito da particelle pesanti (protoni e neutroni) e da particelle di massa quasi trascurabile, gli elettroni.

La massa di un elettrone è circa 2000 volte più piccola di quella di un protone o un neutrone ( $\approx 10^{-24}$  g).

Pertanto, la massa della materia è dovuta alla presenza di protoni e neutroni nell'atomo mentre il volume della materia è dovuto essenzialmente alla presenza degli elettroni.

Infatti, le particelle pesanti (protoni e neutroni) si trovano in una zona centrale dell'atomo denominato nucleo mentre gli elettroni vanno ad occupare lo spazio intorno ad esso.

Le particelle sub-atomiche si differenziano anche per la loro carica:

Protoni: carica positiva

Elettroni: carica negativa

Neutroni: particelle neutre

I neutroni hanno la proprietà di bilanciare la forte repulsione elettrostatica che si verifica tra i protoni di un atomo, visto che essi si trovano nello spazio nucleare, molto più ristretto rispetto a quello a disposizione degli elettroni.

I protoni hanno invece la proprietà di “trattenere” all’interno di un atomo, i propri elettroni mediante attrazione elettrostatica.

# Numero atomico

Il numero atomico di un elemento è un numero intero che indica il numero di protoni presenti nel nucleo.

Nel caso di un atomo neutro esso rappresenta anche il numero di elettroni posseduti dall'atomo.

Il numero atomico identifica univocamente un elemento.

Non esistono due elementi diversi con lo stesso numero atomico.

Si indica con la lettera  $Z$

# Numero di massa

Il numero di massa di un elemento è un numero intero che indica il totale del numero di protoni e di neutroni presenti nel nucleo.

Possono esistere due elementi diversi (diverso  $Z$ ) con lo stesso numero di massa in quanto presenteranno un diverso contenuto di neutroni.

Il numero di massa si indica  
con la lettera A.

Gli elementi vengono identificati con un simbolo costituito da al massimo di due lettere di cui la prima è scritta sempre in maiuscolo e la seconda (se presente) sempre in minuscolo. Z ed A vengono eventualmente riportati nel simbolo dell'elemento rispettivamente come pedice e apice alla sinistra del simbolo.

Elemento: idrogeno;  $Z = 1$ ,  $A = 1$       1

H

1

Elemento: ossigeno;  $Z = 8$ ,  $A = 16$

16

O

8

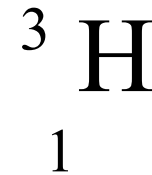
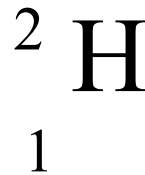
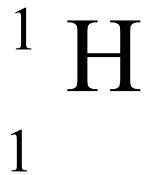


# Isotopi

Esistono atomi dello stesso elemento (stesso  $Z$ ) ma con diverso contenuto di neutroni (diverso  $A$ ). Tali atomi vengono definiti isotopi.

Gli isotopi hanno quindi stesso numero atomico ma diverso numero di massa.

## Isotopi dell'idrogeno ( $Z = 1$ )



Idrogeno ( $A = 1$ )

Deuterio ( $A = 2$ )

tritio ( $A = 3$ )

(un neutrone)

(due neutroni)

# Pesi Atomici

Il **peso atomico assoluto** (p.a.a.) indica il peso in grammi di un atomo dell'elemento considerato.

Il **peso molecolare assoluto** (p.m.a.) indica il peso in grammi di una molecola del composto considerato

Essi (p.a.a. e p.m.a.) sono troppo piccoli per essere determinati sperimentalmente.

Sono stati introdotti i concetti di:

- **Peso atomico relativo (p.a.r.)**
- **Peso molecolare relativo (p.m.r.)**

Il **peso atomico relativo** (p.a.r.) ed il **peso molecolare relativo** (p.m.r.) vengono riferiti alla unità di massa atomica di riferimento (**u.m.a.**).

**1 u.m.a.** corrisponde alla massa della dodicesima parte della massa dell'isotopo 12 del carbonio ( $^{12}\text{C}$ ).

Corrisponde a  $1,6605 \cdot 10^{-24}$  g

Il **peso atomico relativo** (p.a.r.) ed il **peso molecolare relativo** (p.m.r.) sono numeri che indicano quante volte un atomo o una molecola sono più pesanti dell'unità di massa di riferimento.

Il **peso atomico relativo** non è mai un numero intero. Ciò è dovuto alla presenza degli isotopi naturali.

Esempi

Cloro (Cl)	$Z = 17$	p.a.r. = 35,453
	35	37

	C1	C
	17	1
		17
		22,6
	77,4 %	%

Il **peso molecolare relativo** si può calcolare dalla formula molecolare, sommando i pesi atomici degli elementi che compongono la molecola.

### Cloruro di sodio (NaCl)

$$1 \text{ atomo di sodio (Na)} \quad 1 \cdot 23 \quad = 23$$

$$1 \text{ atomo di cloro (Cl)} \quad 1 \cdot 35,5 \quad = 35,5$$

$$\text{Totale} \quad = 58,5$$

## Glucosio (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>)

$$6 \text{ atomi di carbonio (C)} \quad 6 \cdot 12 = 72$$

$$12 \text{ atomi di idrogeno (H)} \quad 12 \cdot 1 = 12$$

$$6 \text{ atomi di ossigeno (O)} \quad 6 \cdot 16 = 96$$

$$\text{Totale} = 180$$

# Struttura elettronica degli atomi

Gli elettroni posseduti da un atomo tendono ad occupare lo spazio intorno al nucleo e si dispongono secondo il loro contenuto energetico.

In particolare, essi si dispongono secondo livelli energetici che corrispondono a zone di spazio in cui essi si muovono.

Il numero massimo di elettroni che sono contenuti in un livello energetico è dato dalla relazione:

$$2n^2$$



Dove  $n$  corrisponde ad un numero intero che identifica il livello energetico (numero quantico principale).

Livello	n. elettroni nel livello
1	2
2	8
3	18
4	32

Ogni livello energetico è a sua volta suddiviso in sottolivelli.

Il numero di sottolivelli per ogni livello energetico è pari al numero che lo identifica.

Livello	Sottolivelli
---------	--------------

1	Un tipo
2	Due tipi
3	Tre tipi

In ogni livello il sottolivello a più bassa energia viene definito **s**, quello successivo **p**, quindi **d**, poi **f**. Essi corrispondono a zone di spazio con forme definite.

Tali zone di spazio vengono definite orbitali atomici.

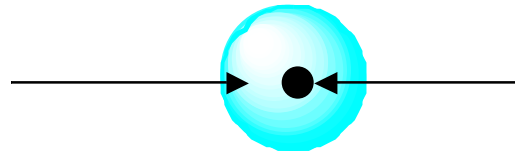
Il numero di orbitali atomici per ogni sottolivello sono i seguenti:

Sottolivello	n. orbitali
s	1
p	3
d	5
f	7

# Teoria degli orbitali

- Lo spazio intorno al nucleo in cui è possibile trovare con la massima probabilità gli elettroni viene chiamato orbitale.

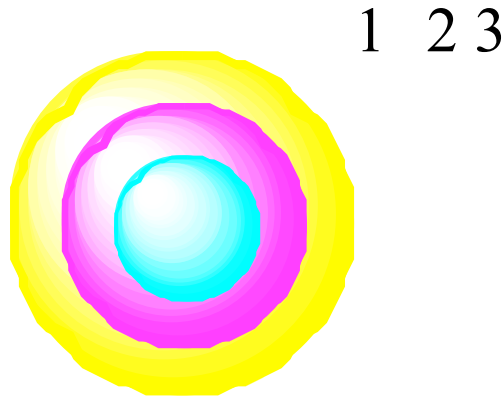
orbitale



nucleo

# Caratteristiche degli orbitali (1)

- Maggiore è la distanza degli orbitali dal nucleo maggiore sarà il loro contenuto energetico.



# Caratteristiche degli orbitali (2)

- La forma di un orbitale dipende anche dal suo contenuto energetico.



Orbitale di tipo s  
(perpendicolari)



Orbitali di tipo p (sferico)

# L'orbitale 1s

- Gli elettroni con il più basso contenuto energetico occupano l'orbitale 1s che come tutti gli orbitali **s** ha una forma sferica. Al centro della zona sferica è contenuto il nucleo dell'atomo



Orbitale 1s

# L'orbitale 2s

- L'orbitale 2s, anch'esso sferico, siccome si trova ad uno stato energetico superiore rispetto all'orbitale 1s, la zona di spazio ad esso corrispondente avrà un raggio maggiore.



Orbitale 2s



# Gli orbitali 2p

- I tre orbitali  $1p$  corrispondono a zone di spazio costituite da due lobi uniti per un punto nella zona centrale. In questo punto, dove è minima la probabilità di trovare gli elettroni 2p, è situato il nucleo dell'elemento. Gli assi passanti per ogni orbitale di tipo p saranno diretti lungo i tre assi cartesiani x, y e z.



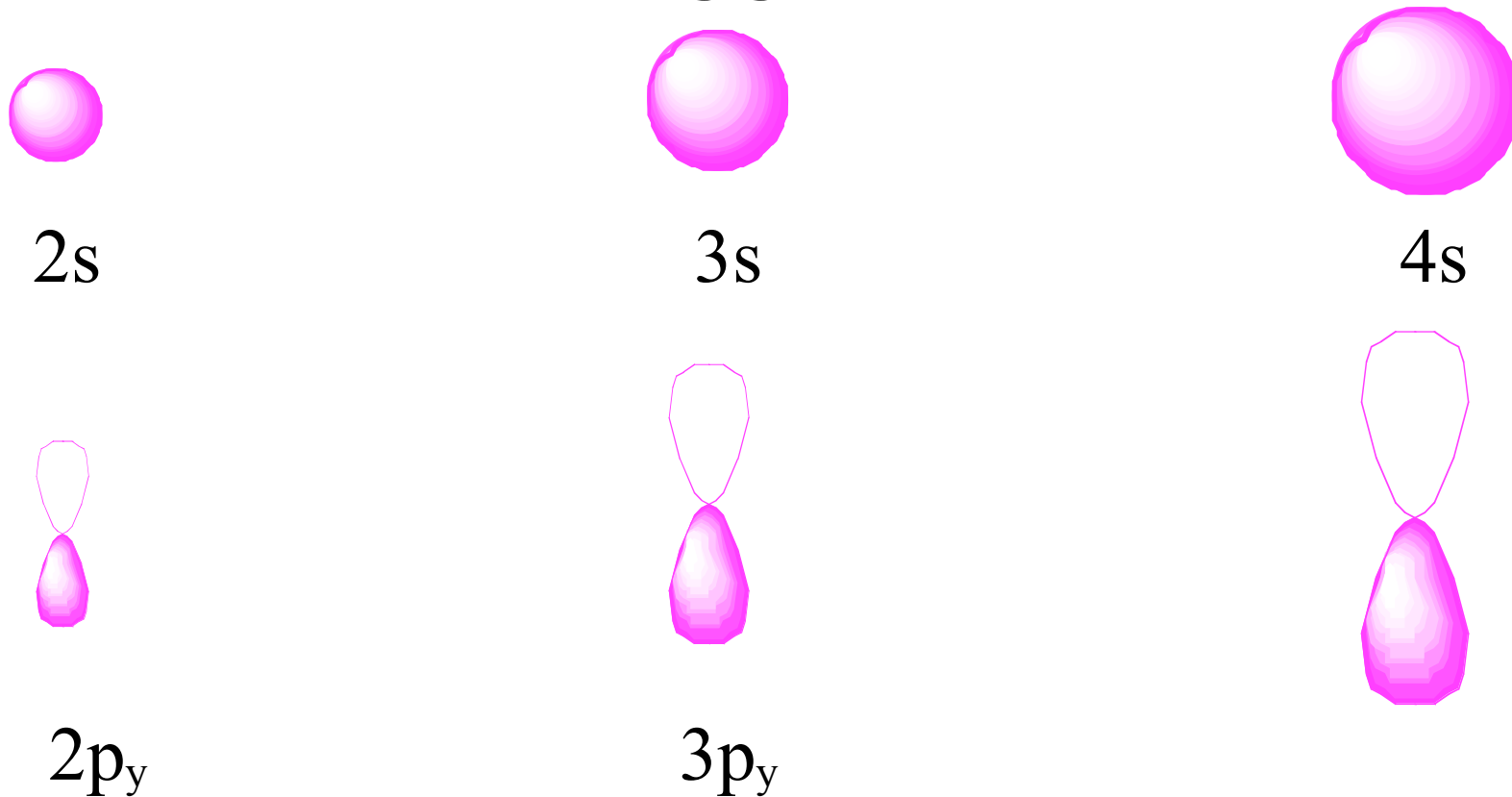
---

1  $2p_x$

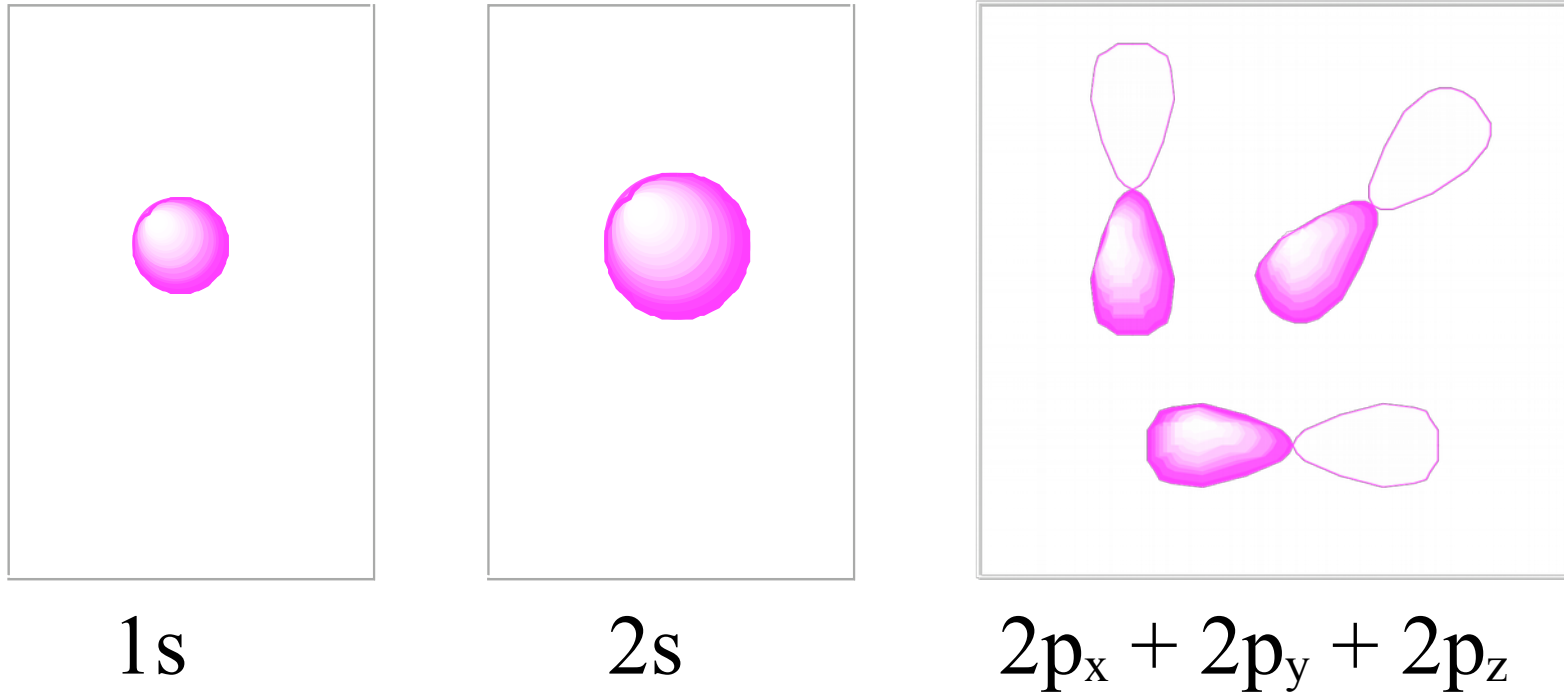
$2p_y$

$2p_z$

Gli orbitali 3s, 3p, 4s, 4p, ecc.  
Avranno dimensioni sempre  
maggiori



# Gli orbitali del carbonio ( $Z = 6$ )



Gli orbitali del carbonio

# Regole per determinare la configurazione elettronica di un elemento

- Gli elettroni non occupano gli orbitali in maniera casuale, ma secondo alcune regole

1) Principio di Aufbau

2) Principio di esclusione di Pauli

3) Regola di Hund

# Il principio di Aufbau

- Gli elettroni occupano sempre gli orbitali disponibili a più bassa energia

# Principio di esclusione di Pauli

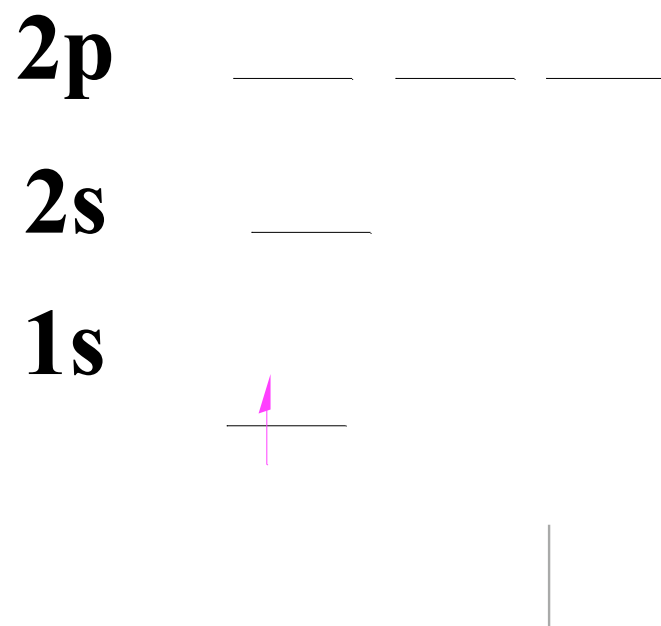
- Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni, che devono avere spin opposto.

# Regola di Hund

- Dati due o più orbitali di uguale energia, sistemare un elettrone in ognuno di essi fino a che tutti gli orbitali siano semi-pieni. Il principio di Aufbau

- Gli elettroni occupano sempre gli orbitali disponibili a più bassa energia

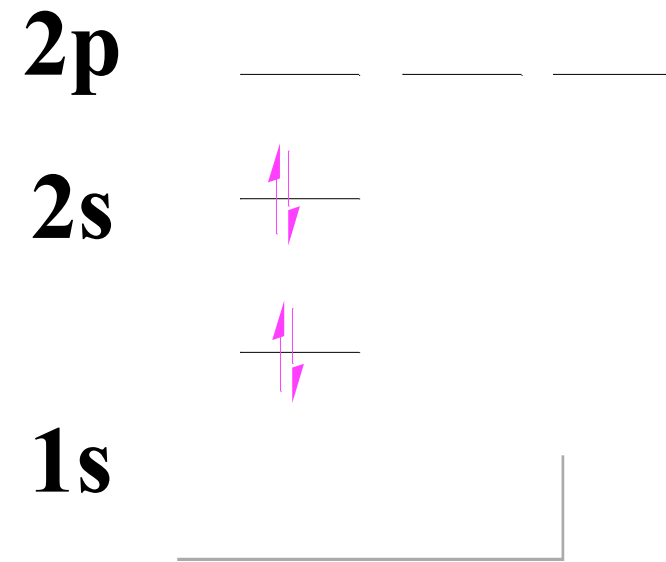
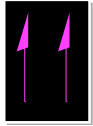






# Principio di esclusione di Pauli

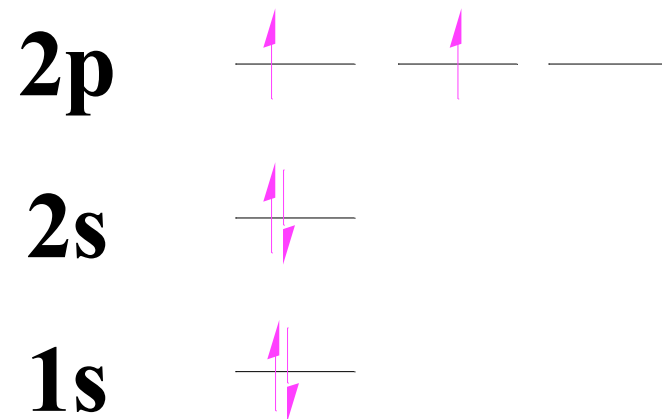
- Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni, che devono avere spin opposto.



## Regola di Hund

- Dati due o più orbitali di uguale energia, sistemare un elettrone in ognuno di essi fino a che tutti gli orbitali siano semi-pieni.

## TAVOLA PERIODICA



## DEGLI ELEMENTI

Gli elementi sono ordinati nella tavola periodica secondo numero atomico crescente ed in base alle loro proprietà chimico-fisiche che seguono un andamento periodico.

Gli elementi con proprietà chimico-fisiche simili sono riuniti in gruppi. Gli elementi appartenenti allo stesso gruppo presentano la stessa configurazione elettronica esterna.

La configurazione elettronica esterna di un atomo è quella relativa al livello energetico più elevato.

Zolfo ( $Z = 16$ ) Conf. Elettronica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Conf. Elettronica esterna  $3s^2 3p^4$

Inoltre, gli elementi nella tavola periodica vengono classificati in periodi. Nel periodo gli elementi presentano elettroni più esterni nello stesso livello energetico.

I gruppi vengono indicati generalmente con numeri romani (I, II, III, ecc.) e si leggono in verticale. I gruppi sono 8.

I periodi vengono indicati generalmente con numeri arabi (1, 2, 3, ecc.) e si leggono in orizzontale. I periodi sono 7.

The diagram shows a simplified periodic table with the following structure:

- Groups:** I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII.
- Transition Elements:** Elements in groups III to VII are labeled as "Elementi di transizione (gruppi da I B a VIIB)".
- Noble Gases:** The elements in group VIII are labeled as "G A S B I L I".
- Periods:** The rows are labeled on the left as "P, E, R, I, O, D, I" corresponding to periods 1 through 7.

## Elementi rappresentativi della tavola periodica

GRUPPO	NOME	Elementi Rappr.
I	Metalli alcalini	Li, Na, K
II	Metalli alcalino-terrosi	Mg, Ca, Ba

IV	Gruppo del carbonio	C, Si
V	Gruppo dell'azoto	N, P, As
VI	Calcogeni	O, S, Se
VII	Alogeni	F, Cl, Br, I
VIII	Gas nobili	He, Ne, Ar



1																		8																	
1																		2																	
H 1.0079																		He 4.0026																	
3		4																5	6	7	8	9	10												
2		Li 6.941		Be 9.0122																B 10.811	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	Ne 20.180										
3		11		12																13	14	15	16	17	18										
3		Na 22.990		Mg 24.305																Al 26.982	Si 28.086	P 30.974	S 32.066	Cl 35.453	Ar 39.948										
4		19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																
4		K 39.098	Ca 40.078	Sc 44.956	Ti 47.867	V 50.942	Cr 51.996	Mn 54.938	Fe 55.845	Co 58.933	Ni 58.693	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Ge 72.64	As 74.922	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.80																
5		37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																
5		Rb 85.468	Sr 87.62	Y 88.906	Zr 91.224	Nb 92.906	Mo 95.94	Tc (98)	Ru 101.07	Rh 102.91	Pd 106.42	Ag 107.87	Cd 112.41	In 114.82	Sn 118.71	Sb 121.76	Te 127.60	I 126.90	Xe 131.29																
6		55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																
6		Cs 132.91	Ba 137.33	La-Lu	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.84	Re 186.21	Os 190.23	Ir 192.22	Pt 195.08	Au 196.97	Hg 200.59	Tl 204.38	Pb 207.2	Bi 208.98	Po (209)	At (210)	Rn (222)																
7		87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112		114																				
7		Fr (223)	Ra (226)	Ac-Lr	Rf (261)	Db (262)	Sg (266)	Bh (264)	Hs (277)	Mt (268)	Uun (281)	Uuu (272)	Uub (285)		Uuq (289)																				
Lantanidi																		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
Lantanidi																		La 138.91	Ce 140.12	Pr 140.91	Nd 144.24	Pm (145)	Sm 150.36	Eu 151.96	Gd 157.25	Tb 158.93	Dy 162.50	Ho 164.93	Er 167.26	Tm 168.93	Yb 173.04	Lu 174.97			
Attinidi																		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
Attinidi																		Ac (227)	Th 232.04	Pa 231.04	U 238.03	Np (237)	Pu (244)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (251)	Es (252)	Fm (257)	Md (258)	No (259)	Lr (262)			
SOLIDO				LIQUIDO				GAS				ARTIFICIALI																							