

Sistema periodico degli elementi

Periodic Table of the Elements

1A	1	H	2	He	0														
	2	3	4	5	6	7	8	9	10										
		Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
	3	11	12	13	14	15	16	17	18										
		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
	4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
		K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
		Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
		Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
		Fr	Ra	+Ac	Rf	Ha	106	107	108	109	110	111	112						

Naming conventions of new elements

* Lanthanide Series	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
+ Actinide Series	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Verso la metà del XVII secolo, iniziò a farsi sentire l'esigenza di classificare gli elementi chimici allora conosciuti e alcuni scienziati cominciarono a elencarli in ordine di massa atomica crescente, notando che le proprietà chimiche degli elementi così elencati si ripetevano periodicamente. **Mendeleev** per primo compose una tabella, sistemando gli elementi in ordine crescente di massa atomica, incolonnando quelli con analoghe proprietà chimiche e lasciando spazi vuoti quando non si trovava l'elemento corrispondente a determinare proprietà. Questo gli permise di ipotizzare la presenza di elementi ancora sconosciuti, che vennero scoperti qualche anno dopo. La tavola periodica di Mendeleev, modificata dopo la scoperta dei gas nobili, comprendeva **7 periodi** orizzontali di lunghezza diversa e **8 gruppi** verticali nei quali gli elementi erano suddivisi in elementi di tipo A simili tra loro ed elementi di tipo B con caratteristiche leggermente diverse. Per eliminare alcune anomalie, la tavola venne ulteriormente modificata, fino a giungere all'attuale tavola periodica che presenta le seguenti caratteristiche:

- Gli elementi sono ordinati non secondo la massa atomica, ma secondo il numero atomico Z ;
- Le righe orizzontali formano **7 periodi** : il 1° con 2 soli elementi, il 2° e il 3° con 8 elementi ciascuno, il 4° e il 5° con 18 elementi ciascuno, il 6° e il 7° con 32 elementi ciascuno;
- Le colonne verticali formano i **gruppi**; secondo la denominazione tradizionale 8 gruppi A, che contengono gli elementi con orbitali esterni di tipo **s** o **p**, e 8 gruppi B, i cui elementi hanno orbitali esterni di tipo **d** o **f**.

Ogni elemento ha un numero quantico principale **n** uguale al periodo cui appartiene e il numero dei suoi elettroni sul livello più esterno (elettroni di valenza) corrisponde al numero del gruppo cui appartiene.

Gli elementi di uno stesso gruppo hanno le stesse caratteristiche fisico-chimiche.

- Il **primo gruppo** è diviso in due sottogruppi A e B:
 - ✓ il gruppo I A comprende elementi con un solo elettrone di valenza e quindi monovalenti. A parte L'idrogeno, che ha proprietà particolari, gli elementi sono **metalli alcalini**, che reagiscono violentemente con l'acqua, con notevole sviluppo di calore, dando luogo a composti fortemente basici.
 - ✓ Il gruppo I B comprende il rame, l'argento e l'oro, che possono avere anche valenza superiore a 1.

Questi elementi devono essere considerati come termini di passaggio dal gruppo VIII al successivo gruppo I e perciò sono detti **metalli di transizione**.

- Il **secondo gruppo**, detto dei **metalli alcalino-terrosi**, comprende tutti metalli teneri, malleabili e buoni conduttori di calore, con 2 elettroni di valenza bivalenti.
- Il **terzo gruppo** comprende elementi che hanno valenza 3 e proprietà intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non metalli: ad esempio il boro, che è l'elemento più leggero del gruppo, ha carattere di un non metallo, mentre l'alluminio, che è l'elemento successivo, è un metallo.
- Il **quarto gruppo** comprende il carbonio, il silicio, il germanio, lo stagno e il piombo. Il primo elemento è un non metallo, mentre quelli successivi fanno parte dei semimetalli con caratteristiche intermedie tra i non metalli e i metalli. Sono decisamente metallici gli elementi più pesanti, come lo stagno e il piombo. Essi talvolta si comportano come non metalli e si dice che hanno un **comportamento anfotero**, perché i loro idrossidi reagiscono indifferentemente sia con gli acidi sia con le basi per formare i rispettivi Sali. La valenza massima è 4, sia rispetto all'ossigeno che rispetto all'idrogeno, ma possono avere anche valenza minore di 4.

- Il **quinto gruppo** comprende in prevalenza non metalli come l'azoto e il fosforo e semimetalli come l'arsenico e l'antimonio che hanno anch'essi comportamento anfotero. Solo gli elementi più pesanti sono metalli. La valenza massima rispetto all'ossigeno è 5, ma quella rispetto all'idrogeno è solo 3.
- Nel **sesto gruppo**, gli elementi più leggeri, come ossigeno e zolfo sono non metalli ed è un vero metallo solo il polonio che è più pesante. Hanno tutti 6 elettroni di valenza e quindi valenza massima 6 rispetto all'ossigeno; rispetto all'idrogeno invece diminuisce e vale 2.
- Il **settimo gruppo** è formato tutto da non metalli detti **alogeni**, cioè generatori di Sali, perché si trovano in natura sotto forma dei loro Sali (cloruri, fluoruri, ioduri, bromuri). Hanno 7 elettroni di valenza nel livello esterno e quindi valenza massima 7 rispetto all'ossigeno, ma solo valenza 1 rispetto all'idrogeno, con il quale si combinano per dare gli idracidi.
- L'**ottavo gruppo** è costituito dai **gas nobili**, che sono gli elementi più stabili in quanto non si legano ad altri elementi e hanno quindi valenza nulla. I gas nobili chiudono ogni periodo perché hanno lo strato elettronico più esterno completo:

2 soli elettroni per l'elio che ha solo lo strato **s**

8 elettroni (2 di tipo **s** e 6 di tipo **p**) per tutti gli altri

È proprio questa configurazione elettronica, nella quale l'ultimo strato è completo e non ci sono elettroni di valenza da scambiare con altri atomi che rende i gas nobili così stabili. Proprio dalla loro configurazione elettronica dei gas nobili, che fatta eccezione per l'elio, hanno tutti 8 elettroni nello strato esterno, nasce la seguente **regola dell'ottetto**:

Ogni elemento chimico tende a diventare stabile, assumendo la configurazione del gas nobile più vicino in cui è completo lo strato più esterno.

Ogni elemento, se ha l'energia necessaria, tende a cedere o ad acquistare elettroni da un atomo vicino per raggiungere la configurazione elettronica stabile; così facendo, non si ha più equilibrio all'interno dell'atomo tra cariche negative e cariche positive e una delle due prevale: l'atomo si trasforma in **ione**, la cui carica corrisponde al numero di elettroni acquistati o perduti.

Ad esempio:

se al calcio Ca viene fornita sufficiente energia, l'atomo perde facilmente i suoi due elettroni di valenza, trasformandosi nello ione Ca^{2+} che ha due cariche positive.

Gli elementi dei primi tre gruppi che hanno rispettivamente 1,2,3 elettroni di valenza, tendono a perderli rimanendo con il livello inferiore completo, piuttosto che acquistare rispettivamente 7,6 o 5 elettroni mancanti per completare l'ottetto. Così facendo, essi si trasformano in ioni positivi, caratteristici dei metalli. Per gli elementi del IV gruppo è indifferente perdere o acquistare elettroni, che sono 4 in entrambi i casi e questo spiega il loro comportamento anfotero.

Gli elementi del VI e VII gruppo, avendo già rispettivamente 6 e 7 elettroni di valenza, tenderanno ad acquistare quelli mancanti, trasformandosi in ioni negativi, caratteristici dei non metalli.

Molte sono le proprietà periodiche degli elementi chimici:

- **Il raggio atomico**, che aumenta procedendo nella tavola dall'alto verso il basso e da destra verso sinistra;
- **Il volume atomico**, che aumenta dall'alto verso il basso ed è minimo per gli elementi che si trovano al centro della tabella, massimo per quelli che si trovano ai bordi (I, II e VII, VIII gruppo);
- **Il carattere metallico**, che aumenta procedendo dall'alto verso il basso e da destra verso sinistra;
- **La valenza** rispetto all'ossigeno, che aumenta da 1 a 7 nei primi 7 gruppi; quella rispetto all'idrogeno che aumenta da 1 a 4, poi decresce fino a 0 nell'VIII gruppo;
- **Il punto di fusione**, che aumenta procedendo nella tavola periodica dall'alto verso il basso e dalle estremità laterali verso il centro;
- **L'energia di ionizzazione(capacità di cedere elettroni e dare ioni positivi) e l'affinità elettronica(capacità di catturare elettroni e dare ioni negativi)** che aumentano procedendo dal basso verso l'alto e da sinistra verso destra.