

La tavola periodica degli elementi: gruppi e blocchi

In natura esistono **92** elementi, un numero tanto elevato da rendere necessario organizzarli nella tavola periodica in base al numero atomico Z crescente e in un ordine che permette di riconoscere le proprietà dei diversi atomi, che sono dette **periodiche**, perché si ripetono con regolarità a seconda della posizione occupata. Se analizziamo, infatti, la tavola periodica, individuiamo:

- 7 file orizzontali, chiamate periodi
- 18 colonne verticali, chiamate gruppi
- 2 file separate per lantanoidi e attinoidi

| | | Gruppi | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------|----|--|----|-----------------------------------|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|----|----|----|-----|------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| | | 1 | | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | I | | | | | | | | | | | III | IV | V | VI | VII | VIII | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Periodi | 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | He | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 3 | Na | Mg | elementi (metalli) di transizione | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 6 | Cs | Ba | | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 7 | Fr | Ra | | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | <table border="1"> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table> | | | | | | | | | | | | | | | | | | La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |
| La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Gli elementi di un gruppo presentano un comportamento chimico simile, che risulta diverso, invece, tra gli elementi dello stesso periodo.

I non metalli sono disposti in alto a destra della tavola periodica, i semimetalli (o metalloidi) lungo la linea spezzata di colore giallo, che va dal boro al tellurio, e i metalli riempiono il resto della tavola.

Tutti gli elementi, fatta eccezione per i gas nobili, partecipano alla formazione di composti, ma alcuni lo fanno solo raramente. I gruppi che rivestono un'importanza particolare sono i seguenti:

- gruppo 1 (I): dei metalli alcalini (escluso l'idrogeno H)
- gruppo 2 (II): dei metalli alcalino-terrosi
- gruppo 16 (VI): degli elementi calcogeni
- gruppo 17 (VII): degli alogeni
- gruppo 18 (VIII): dei gas rari o gas nobili

I metalli di transizione sono posti nella parte centrale della tavola periodica:

- da $Z = 21$ (Sc) a $Z = 30$ (Zn) 1^a serie
- da $Z = 39$ (Y) a $Z = 48$ (Cd) 2^a serie
- da $Z = 57$ (La) a $Z = 80$ (Hg) 3^a serie

Nella parte bassa della tavola osserviamo, invece, gli elementi di transizione interna:

- da $Z = 58$ (Ce) a $Z = 71$ (Lu) lantanoidi
- da $Z = 90$ (Th) a $Z = 103$ (Lr) attinidi

L'importanza della tavola periodica è legata, soprattutto, alla possibilità di raggruppare i diversi elementi chimici secondo proprietà fisiche e chimiche, che rivelano un andamento periodico.

Le **proprietà fisiche** sono:

- i raggi atomici e i raggi ionici
- l'energia di ionizzazione
- l'affinità elettronica
- l'elettronegatività
- il carattere metallico
- la temperatura di fusione
- la temperatura di ebollizione
- il numero di ossidazione

Le **proprietà chimiche** sono:

- la reattività
- la stabilità di composti
- il tipo di legame

Se osserviamo con attenzione la tavola possiamo riconoscere altri raggruppamenti, che nella tavola periodica in figura abbiamo evidenziato con colori diversi, relativi a diverse serie di 2, 6, 10 e 14 elementi in cui si vanno riempiendo, rispettivamente, gli orbitali *s*, *p*, *d* e *f*.

I blocchi *s* e *p* sono detti degli elementi **tipici** o **rappresentativi** e sono divisi in 8 gruppi.

I blocchi *d* e *f* contengono rispettivamente gli **elementi di transizione** e di **transizione interna**.

Blocco s

Al **blocco s** (colorato in azzurro nella figura precedente) appartengono gli elementi dei gruppi I e II, che presentano gli elettroni esterni nel **sottolivello s**: quelli del primo gruppo hanno una configurazione elettronica esterna ns^1 e quelli del secondo gruppo ns^2 .

1° gruppo: i metalli alcalini

Gli elementi del 1° gruppo della tavola periodica sono metalli altamente reattivi, non sono presenti in natura allo stato libero. Essi presentano un solo elettrone nel loro strato elettronico più esterno e hanno una configurazione che si può riassumere nella formula generale:



Hanno infatti un numero atomico di una sola unità più grande del gas raro più vicino.

Questo unico elettrone di valenza, a causa della bassa energia di ionizzazione, può essere facilmente perso, quando formano un legame ionico con altri elementi:



formando ioni monovalenti positivi M^+ .

Questi metalli in tutti i loro composti presentano sempre come numero di ossidazione +1.

Il sodio e il potassio sono gli elementi più abbondanti in natura sotto forma di composti a carattere salino. I loro sali, molto solubili, presenti nelle rocce, vengono dilavati dalle acque e portati nel mare: nell'acqua di mare vi sono in media 28 g/L di cloruro di sodio (28 grammi per ogni litro di acqua di mare). La salinità del mare è, in media, 35 g/L, essendo presenti anche altri sali (cloruro di magnesio, solfati, carbonati, fluoruri ecc.).

Il cloruro di sodio è il comune sale da cucina, indispensabile per l'alimentazione umana. Può essere ottenuto per evaporazione dell'acqua del mare, come avviene nelle saline, o per estrazione da giacimenti presenti in luoghi un tempo ricoperti dalle acque, prendendo il nome di salgemma.

I metalli alcalini formano importanti **sali** (cloruro di sodio NaCl, carbonato di sodio o soda Na_2CO_3 , idrogeno carbonato di sodio o bicarbonato di sodio $NaHCO_3$) e **idrossidi** (idrossido di sodio o soda caustica NaOH, idrossido di potassio o potassa caustica KOH).

I sali di potassio sono utilizzati come fertilizzanti in agricoltura.



■ La salina.

Proprietà fisiche

I metalli alcalini dal colore bianco argenteo, più teneri (meno duri) degli altri metalli, sono duttili (possono essere trafilati) e malleabili. Sono ottimi conduttori di elettricità e calore (quando sono allo stato solido), fondono a temperature molto basse, inferiori a 100 °C (ad eccezione del litio) e presentano una densità che, nel caso di Li, Na e K, è inferiore a quella dell'acqua. Il cesio fonde a una temperatura di 28 °C, tanto bassa che in alcune giornate molto calde il mercurio non è l'unico metallo che si presenta allo stato liquido.

Sono facilmente riconoscibili se sottoposti al **saggio alla fiamma**, alla quale conferiscono colori caratteristici: rosso carminio per il litio, giallo per il sodio, violetto per potassio, rubidio e cesio (guardando la fiamma attraverso un vetro al cobalto, che funge da filtro).



Fiamma rosso carminio del litio



Fiamma gialla del sodio



Fiamma violetta del potassio

Principali caratteristiche dei metalli alcalini

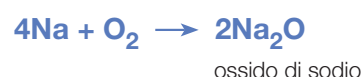
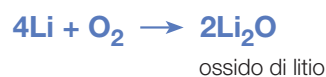
| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|---|----|------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|--|
| litio Li [He]2s ¹ | 3 | +1 | 6,941 | 0,53 | 181 | 1342 | 513 | 0,98 | ⁶ Li 7,5% (stabile) ⁷ Li 92,5% (stabile) ⁸ Li (artificiale) |
| sodio Na [Ne]3s ¹ | 11 | +1 | 22,99 | 0,97 | 98 | 883 | 496 | 0,93 | ²² Na (sintetico) ²³ Na 100% |
| potassio K [Ar]4s ¹ | 19 | +1 | 39,10 | 0,86 | 63 | 760 | 419 | 0,82 | ³⁹ K 93,26% (stabile) ⁴⁰ K 0,012% ⁴¹ K 6,73% (stabile) |
| rubidio Rb [Kr]5s ¹ | 37 | +1 | 85,47 | 1,53 | 39 | 686 | 403 | 0,82 | ⁸⁵ Rb 72,168% (stabile) ⁸⁷ Rb 27,835% |
| cesio Cs [Xe]6s ¹ | 55 | +1 | 132,90 | 1,87 | 28 | 669 | 376 | 0,79 | ¹³³ Cs (100%) |
| francio Fr [Rn]7s ¹ | 87 | +1 | 223,0 | 1,00 | 27 | 677 | 380 | 0,70 | ²²³ Fr (100%) |

Proprietà chimiche

Per i bassi valori del potenziale di prima ionizzazione i metalli alcalini sono i metalli più reattivi e i riducenti più energici. Questi elementi hanno proprietà chimiche simili: reagiscono violentemente con l'acqua, all'aria si ossidano rapidamente formando composti (ossidi), che hanno formule chimiche simili (stesso rapporto atomico 2 : 1 tra l'elemento del gruppo e l'ossigeno): Li_2O , Na_2O , K_2O ecc.

a. Reazioni con l'ossigeno

Con l'ossigeno, litio e sodio formano ossidi basici:



Nella reazione tra sodio e ossigeno il composto principale non è l'ossido di sodio ma il perossido di sodio Na_2O_2 .

Anche potassio, rubidio e cesio formano più facilmente perossidi:



Le reazioni precedenti sono reazioni di ossido-riduzione: il metallo si ossida passando dal numero di ossidazione 0 a +1 mentre l'ossigeno passa da numero di ossidazione 0 a -2 (tranne che nei perossidi dove l'ossigeno ha numero di ossidazione -1).

b. Reazioni con l'acqua

I metalli alcalini reagiscono in maniera violenta con l'acqua, formando una soluzione basica (alcalina) e liberando idrogeno gassoso:



Anche questa reazione è una reazione di ossido-riduzione: il metallo si ossida passando da numero di ossidazione 0 a +1, mentre l'idrogeno dell'acqua si riduce passando da numero di ossidazione +1 a 0.

c. Formazione di sali

1. Reazioni con gli alogeni

Reagendo con gli alogeni i metalli alcalini formano sali: il cloruro di sodio NaCl è il tipico sale da cucina.

Il bromuro di potassio si forma dalla reazione:

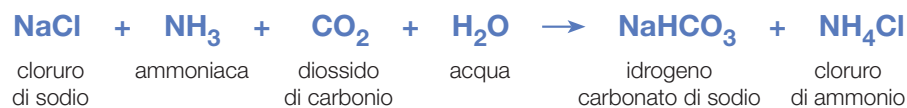


2. Processo Solvay

Un sale molto usato nell'industria per la produzione di vetri, saponi, vernici ecc. è il carbonato di sodio Na_2CO_3 , conosciuto comunemente come soda.

Questo sale viene prodotto nell'industria chimica con uno dei processi industriali più antichi, il processo Solvay (risale agli inizi dell'Ottocento), che prevede la reazione del cloruro di sodio NaCl con l'ammoniaca NH_3 e il diossido di carbonio CO_2 .

Il processo Solvay avviene in più stadi, iniziando con la reazione:



e completandosi con la formazione del carbonato di sodio Na_2CO_3 :



L'idrogeno carbonato di sodio NaHCO_3 , chiamato comunemente bicarbonato di sodio, viene utilizzato in medicina come antiacido, per neutralizzare l'acidità di stomaco, provocata dall'eccesso di acido cloridrico HCl : da questa reazione si forma prima l'acido carbonico H_2CO_3 , che a sua volta si scinde in acqua e diossido di carbonio:



L'azione del bicarbonato di sodio avrà prodotto il risultato di trasformare un acido forte, l'acido cloridrico, in acqua, cloruro di sodio (che è un sale neutro), e diossido di carbonio, un gas che si allontana dalla soluzione.



Fiamma rosso mattone del calcio



Fiamma rosso cardinale dello stronzio



Fiamma verde bottiglia del bario

2° gruppo: i metalli alcalino-terrosi

Gli elementi metallici del secondo gruppo della tavola periodica sono i metalli alcalino-terrosi, che si presentano soffici e con una densità bassa. Presentano due elettroni nel loro strato elettronico più esterno (configurazione elettronica ns^2) e numero di ossidazione +2, che li rende molto reattivi.

Come i metalli alcalini, hanno una tendenza a perdere elettroni, trasformandosi nei corrispondenti cationi, secondo la reazione:



Il magnesio e il calcio sono molto diffusi nella crosta terrestre perché sono componenti delle rocce e del terreno; il berillio è un elemento raro e partecipa alla costituzione di gemme preziose come lo smeraldo.

Proprietà fisiche

Questi metalli dall'aspetto bianco argenteo fondono a temperatura elevata e sono buoni conduttori di elettricità. Come i metalli alcalini, sottoposti al saggio alla fiamma, sviluppano colori caratteristici: rosso mattone per il calcio, rosso cardinale per lo stronzio, un intenso e duraturo verde bottiglia per il bario.

Principali caratteristiche dei metalli alcalino-terrosi

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|--|
| berillio Be [He]2s ² | 4 | +2 | 9,012 | 1,85 | 1288 | 2471 | 899 | 1,57 | ⁷ Be sintetico ⁹ Be 100% (stabile) ¹⁰ Be tracce |
| magnesio Mg [Ne]3s ² | 12 | +2 | 24,31 | 1,74 | 650 | 1090 | 738 | 1,31 | ²⁴ Mg 78,99% ²⁵ Mg 10% ²⁶ Mg 11,01% |
| calcio Ca [Ar]4s ² | 20 | +2 | 40,08 | 1,53 | 842 | 1484 | 590 | 1,00 | ⁴⁰ Ca 96,941% ⁴¹ Ca sintetico ⁴² Ca 0,647% ⁴³ Ca 0,135% ⁴⁴ Ca 2,086% ⁴⁶ Ca 0,004% ⁴⁸ Ca 0,187% |
| stronzio Sr [Kr]5s ² | 38 | +2 | 87,62 | 2,60 | 777 | 1384 | 549 | 0,95 | ⁸⁴ Sr 0,56% ⁸⁶ Sr 9,86% ⁸⁷ Sr 7,0% ⁸⁸ Sr 82,58% ⁹⁰ Sr sintetico |
| bario Ba [Xe]6s ² | 56 | +2 | 137,3 | 3,59 | 727 | 1897 | 503 | 0,89 | ¹³⁰ Ba 0,106% ¹³² Ba 0,101% ¹³³ Ba sintetico ¹³⁵ Ba 6,592% ¹³⁶ Ba 7,854% ¹³⁷ Ba 11,23% ¹³⁸ Ba 71,7% |
| radio Ra [Rn]7s ² | 88 | +2 | 226 | 5,00 | 700 | 1140 | 509 | 0,90 | ²²² Ra sintetico ²²³ Ra sintetico ²²⁴ Ra sintetico ²²⁵ Ra sintetico ²²⁶ Ra tracce ²²⁸ Ra sintetico |

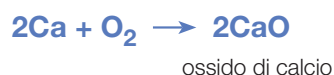
Proprietà chimiche

I metalli alcalino-terrosi sono riducenti un po' meno energici dei metalli alcalini, formano facilmente sali e, reagendo con l'acqua, idrossidi alcalini (basici).

a. Reazioni con l'ossigeno

La lucentezza metallica che caratterizza questi metalli scompare rapidamente all'aria, a causa della presenza dell'ossigeno e dell'umidità; solo il berillio e in parte il magnesio rimangono inalterati più a lungo.

Con l'ossigeno il calcio forma l'ossido di calcio (basico):



Tra gli ossidi di questo gruppo ricordiamo anche l'ossido di magnesio MgO, usato in medicina come antiacido, grazie alle sue proprietà basiche, e l'ossido di berillio BeO, usato nei reattori nucleari, in cui si produce plutonio.

b. Reazione con l'acqua

I metalli alcalino-terrosi (calcio, stronzio, bario), fatta eccezione per il berillio, reagiscono violentemente con l'acqua a temperatura ambiente formando idrossidi, secondo la reazione:



Un esempio è la formazione dell'idrossido di bario Ba(OH)₂:



Gli ossidi e gli idrossidi dei metalli alcalino-terrosi in acqua danno reazioni fortemente alcaline.

Il sodio e il potassio reagiscono violentemente con l'acqua, a differenza del magnesio (che reagisce solo con il vapore acqueo) e del calcio (che reagisce solo con l'acqua calda). L'ossido di calcio CaO, **calce viva**, reagendo con l'acqua forma l'idrossido di calcio Ca(OH)₂:



detto anche **calce spenta**, che mescolato con sabbia silicea forma un impasto grigio, la malta, utilizzato in edilizia per intonacare muri e per cementare tra loro i mattoni.

c. Formazione di sali

I metalli alcalino-terrosi formano sali solitamente poco solubili in acqua, fatta eccezione per gli alogenuri, cioè per i sali in cui l'anione (ione negativo) è un alogeno. I loro sali sono di colore bianco tranne quei casi in cui l'anione abbia già un proprio colore.

La reazione di sintesi del magnesio con il cloro porta, per esempio, alla formazione del **cloruro di magnesio** MgCl₂, secondo la reazione:



Il cloruro di magnesio $MgCl_2$, presente in grandi quantità nel sale marino integrale non lavato, ha rivelato importanti doti terapeutiche come rinforzante del sistema immunitario, tonico nervoso e muscolare: in vecchiaia sembra essere molto efficace per prevenire stati di degenerazione e dolori dovuti a infiammazioni delle ossa e delle articolazioni in genere.

Il **carbonato di calcio** $CaCO_3$ è il composto più abbondante in natura, perché forma intere catene montuose: le rocce calcaree finemente macinate e riscaldate assieme all'argilla alla temperatura di $1350\text{ }^\circ\text{C}$ formano i cementi.

Il marmo è una tipica roccia calcarea, costituita da carbonato di calcio, mentre la dolomite, che è un **carbonato di calcio e magnesio** ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$), costituisce la roccia tipica delle Alpi dolomitiche.

Il **solfo di calcio** si trova in natura allo stato idrato, nella forma $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ chiamata comunemente gesso, molto usato in edilizia per la preparazione di pitture murali.

Altri importanti sali dei metalli di questo gruppo sono il **fluoruro di calcio** CaF_2 (fluorite) e il **fosfato di calcio** $Ca_3(PO_4)_2$, che entra nella composizione dello scheletro degli animali e viene usato come fertilizzante in agricoltura.

Blocco p

Gli elementi del **blocco p** (in violetto nella tavola) appartengono ai gruppi dal III all'VIII e presentano gli elettroni più esterni in un orbitale di tipo *p*.

I metalli dei gruppi 13, 14 e 15 sono elementi duttili e malleabili, ma diversi dagli elementi di transizione, a differenza dei quali, infatti, non mostrano stati di ossidazione variabili e i loro elettroni di legame sono presenti solo nello strato più esterno. Tutti questi elementi sono solidi, hanno una densità relativamente alta e sono opachi.

I semimetalli sono gli elementi posizionati al limite tra i metalli e i non metalli, e presentano proprietà sia dei metalli che dei non metalli. Alcuni semimetalli, come il silicio e il germanio, sono semiconduttori.

I non metalli sono gli elementi dei gruppi 14, 15 e 16 della tavola periodica: non sono buoni conduttori né di calore né di elettricità e, al contrario dei metalli, sono molto fragili. I non metalli sono gas, come l'ossigeno o l'azoto, o solidi, come il carbonio, non hanno lucentezza metallica e non riflettono la luce (l'unico elemento non metallico allo stato liquido è il bromo, che appartiene al gruppo degli alogeni, VII o gruppo 17).

Il gruppo VII (17, nella nuova numerazione) è quello degli **alogeni**, cinque elementi non metallici: fluoro (F), cloro (Cl), bromo (Br), iodio (I) e astatina (At). Tutti gli alogeni hanno 7 elettroni nello strato più esterno, per cui hanno un numero di ossidazione di -1 (alcuni di essi formano composti con numero di ossidazione $+1$, $+3$, $+5$ o $+7$).

Il gruppo VIII è costituito dai gas nobili, elementi chimici che presentando l'orbitale *p* saturo di elettroni, si mostrano quasi del tutto non reattivi e non partecipano, se non in casi limite, alla formazione di composti.

13° gruppo (o III gruppo): i metalli terrosi

Questi metalli sono caratterizzati dalla presenza, nel livello orbitale più esterno, di due elettroni in un orbitale *s* e un elettrone in un orbitale di tipo *d*, con una configurazione elettronica



I tre elettroni del guscio più esterno possono essere rimossi tanto che essi possono assumere numero di ossidazione +3:



La formazione dello ione M^{3+} è molto difficile per il **boro** (considerato un **metalloide**, tanto da essere collocato alla destra della linea spezzata, che separa i metalli dai non metalli), che forma legami covalenti, mentre lo è un po' meno per l'alluminio e gli altri del gruppo, che sono presenti nei composti in alcuni casi con legame ionico e in altri con legame covalente.

In particolare, la tendenza a formare legami covalenti diminuisce nell'ordine B, Al, Ga, In, Tl.

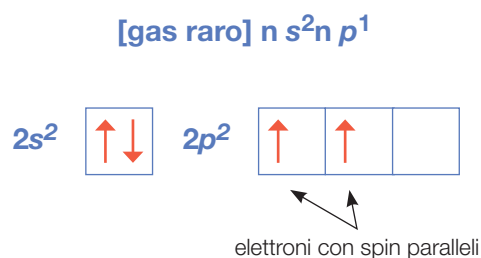
L'**alluminio** è un metallo duttile di colore argenteo, che si estrae dalla bauxite; presenta una particolare leggerezza, lavorabilità e resistenza all'ossidazione che ne suggeriscono l'impiego per molti usi.

Principali caratteristiche dei metalli terrosi

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|--------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|--|
| boro B [He]2s ² 2p ¹ | 5 | +3 | 10,81 | 2,47 | 2300 | 3650 | 191 | 2,04 | ¹⁰ B 19,9% ¹¹ B 80,1% |
| alluminio Al [Ne]3s ² 3p ¹ | 13 | +3 | 26,98 | 2,70 | 660 | 2519 | 138 | 1,61 | ²⁶ Al sintetico ²⁷ Al 100% |
| gallio Ga [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ | 31 | +3 | 69,72 | 5,91 | 30 | 2204 | 138 | 1,81 | ⁶⁹ Ga 60,1% ⁷¹ Ga 39,9% |
| indio In [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ | 49 | +3 | 114,8 | 7,31 | 157 | 2072 | 133 | 1,78 | ¹¹³ In 4,3% ¹¹⁵ In 95,7% |
| tallio Tl [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ | 81 | +1, +3 | 204,4 | 11,8 | 304 | 1473 | 141 | 2,04 | ²⁰³ Tl 29,524% ²⁰⁵ Tl 70,476% |

14° gruppo (IV)

Questi elementi sono caratterizzati dalla presenza, nel livello orbitale più esterno, di due elettroni in un orbitale s e due elettroni in orbitali di tipo p (per la regola di Hund, un elettrone per orbitale, realizzando due orbitali semipieni, con gli elettroni con spin paralleli, mentre il terzo orbitale p è vuoto), con una configurazione elettronica



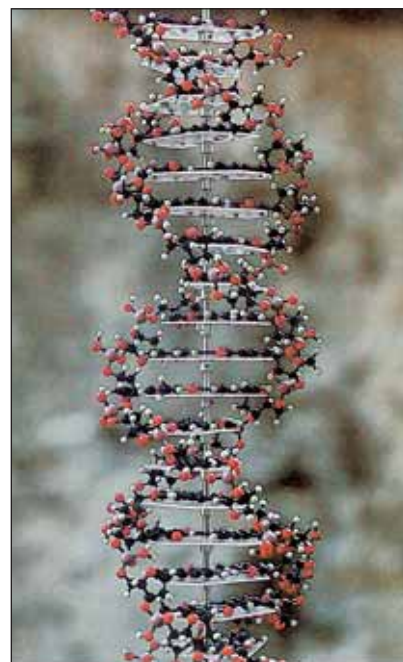
I quattro elettroni del guscio più esterno non vengono strappati con facilità ed è per questo che carbonio, silicio, come pure il germanio, tendono a formare legami covalenti, mentre solo stagno e piombo formano cationi con numero di ossidazione +2 e, in alcuni casi, +4.

Questo gruppo annovera al suo interno: metalli (stagno, piombo), semimetalli (silicio e germanio) e non metalli (carbonio).

Il carbonio e il silicio rivestono un'importanza enorme nella composizione degli esseri viventi (carbonio) e delle rocce (silicio): formano un'enorme quantità di composti a carattere covalente, grazie anche alla tetravalenza di entrambi.

La capacità di stabilire quattro legami covalenti permette loro di conferire grande stabilità alle sostanze che contribuiscono a formare: il carbonio entra nella composizione di acidi nucleici (DNA e RNA), proteine, zuccheri e grassi; il silicio in quella delle rocce più diffuse nella crosta terrestre, i silicati.

■ Il silicio è uno degli elementi più abbondanti nelle rocce, costituendo la complessa famiglia di minerali detti silicati (nella foto a lato un granito); il carbonio è invece l'elemento più caratteristico dei composti presenti negli organismi viventi, i composti organici (nella foto a destra, modello di doppia elica del DNA).



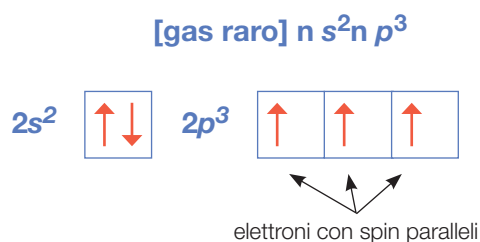
La tabella di pagina seguente riassume alcune caratteristiche di questi elementi.

Principali caratteristiche degli elementi del 14° gruppo

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|----------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|--|
| carbonio C [He]2s ² 2p ² | 6 | +2 ±4 | 12,01 | 2,26 | 3550 | 4827 | 1086 | 2,55 | ¹² C 98,9% ¹³ C 1,1% ¹⁴ C tracce |
| silicio Si [Ne]3s ² 3p ² | 14 | +2 ±4 | 28,09 | 2,33 | 1414 | 3280 | 786 | 1,90 | ²⁸ Si 92,23% ²⁹ Si 4,67% ³⁰ Si 3,1% ³² Si sintetico |
| germanio Ge [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² | 32 | +2 +4 | 72,64 | 5,32 | 937 | 2830 | 762 | 2,01 | ⁷⁰ Ge 21,23% ⁷² Ge 27,66% ⁷³ Ge 7,73% ⁷⁴ Ge 35,94% |
| stagno Sn [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² | 50 | +2 +4 | 118,7 | 7,29 | 232 | 2602 | 709 | 1,96 | ¹¹² Sn 0,97% ¹¹⁴ Sn 0,65% ¹¹⁵ Sn 0,34% ¹¹⁶ Sn 14,54% ¹¹⁷ Sn 7,68% ¹¹⁸ Sn 24,23% ¹¹⁹ Sn 8,59% ¹²⁰ Sn 32,59% ¹²¹ Sn sintetico ¹²² Sn 4,63% ¹²⁴ Sn 5,79% |
| piombo Pb [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² | 82 | +2 +4 | 207,2 | 11,4 | 328 | 1740 | 716 | 2,33 | ²⁰² Pb sintetico ²⁰³ Pb sintetico ²⁰⁴ Pb 1,4% ²⁰⁵ Pb sintetico ²⁰⁶ Pb 24,1% ²⁰⁷ Pb 22,1% ²⁰⁸ Pb 52,4% ²⁰⁹ Pb sintetico ²¹⁰ Pb sintetico ²¹¹ Pb sintetico |

15° gruppo (V)

Gli elementi del gruppo V presentano 5 elettroni nel guscio più esterno, distribuiti tra orbitali di tipo s e p : la configurazione elettronica sarà data dalla formula



Gli elementi di questo gruppo, pur presentando lo stesso stadio di ossidazione +3, rivelano caratteristiche significativamente diverse: dal comportamento non metallico di azoto N e fosforo P, a quello semimetallico di arsenico As e antimonio Sb e metallico del bismuto Bi.

L'**azoto** ($Z = 7$) ha configurazione elettronica esterna $2s^2 2p^3$. È un gas inodore e incolore, costituisce il 78% della composizione dell'aria che respiriamo ed è poco solubile in acqua. L'azoto ha il terzo valore di elettronegatività (3,04) dopo F e O, e si presenta in molecole biatomiche N_2 , molto stabili per la presenza del triplo legame



L'azoto è un costituente fondamentale per gli esseri viventi che lo utilizzano per la costruzione delle proteine e degli acidi nucleici (DNA e RNA). Vegetali e animali non sono in grado di assumere l'azoto direttamente dall'atmosfera: i primi assorbono l'azoto dal terreno, sotto forma di sali (nitrati), e gli animali cibandosi di prodotti di origine vegetale direttamente (consumatori primari, erbivori) o indirettamente (carnivori). L'azoto atmosferico viene fissato nel terreno dai fulmini, o portato nel terreno in forma di ammoniaca NH_3 dalla decomposizione di rifiuti di origine animale, che vengono trasformati prima in nitriti e successivamente in nitrati, forma nella quale potranno essere assorbiti dai vegetali.

Batteri azoto-fissatori, che vivono liberi o in simbiosi con le leguminose, sono in grado di fissare l'azoto atmosferico e di renderlo disponibile (mediante reazioni di riduzione) come azoto amminico NH_3 per le piante, che lo utilizzano poi per la formazione di composti organici quaternari come gli amminoacidi, le proteine, gli acidi nucleici e le vitamine.

L'**arsenico** ($Z = 33$) ha configurazione elettronica $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. È un elemento semimetallico, che può trovarsi in natura in tre diverse forme allotropiche (gialla, grigia e nera). Viene utilizzato per produrre alcune leghe e, a causa della sua tossicità, per la produzione di insetticidi ed erbicidi.

L'**antimonio** ($Z = 51$) ha configurazione elettronica $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^3$. È un semimetallo ed è uno degli elementi noti già dall'antichità (3000 a.C.), contenuto nella stibnite, il solfuro di antimonio, che veniva usato per truccare gli occhi. Il simbolo Sb deriva dal latino *stibium* (bastoncino), termine con il quale era chiamato dagli studiosi dell'antica Roma, come Plinio il Vecchio. Viene utilizzato nella realizzazione di importanti leghe con il piombo, alle quali conferisce doti di durezza e resistenza meccanica (batterie per autoveicoli).

Il **bismuto** ($Z = 83$) ha configurazione elettronica esterna $5d^{10} 6s^2 6p^3$ ed è l'unico elemento di questo gruppo ad avere un comportamento metallico anche se, dal punto di vista chimico, si comporta come l'arsenico e l'antimonio. Ha aspetto bianco rosato, è pesante, ma al tempo stesso fragile e dimostra una bassa conducibilità elettrica, superiore solo a quella del mercurio. È usato nell'industria della cosmesi e per applicazioni di carattere medico.

Principali caratteristiche degli elementi del 15° gruppo

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|---|----|----------------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| azoto N <small>[He]2s²2p³</small> | 7 | +2 ±3 +4 +5 | 14,01 | 1,25 | -210 | -196 | 1402 | 3,04 | ¹³ N sintetico ¹⁴ N 99,634% ¹⁵ N 0,366% |
| fosforo P <small>[Ne]3s²3p³</small> | 15 | ±3 +5 | 30,97 | 1,82 | 44 | 280 | 1012 | 2,19 | ³¹ P 100% ³² P sintetico ³³ P sintetico |
| arsenico As <small>[Ar]3d¹⁰4s²4p³</small> | 33 | ±3 +5 | 74,92 | 5,73 | 817 | 613,8 | 947 | 2,18 | ⁷⁵ As 100% |
| antimonio Sb <small>[Kr]4d¹⁰5s²5p³</small> | 51 | ±3 +5 | 121,8 | 6,68 | 631 | 1587 | 834 | 2,05 | ¹²¹ Sb 57,36% ¹²³ Sb 42,64% ¹²⁵ Sb sintetico |
| bismuto Bi <small>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p³</small> | 83 | +3 +5 | 209,0 | 9,8 | 271 | 1560 | 703 | 2,02 | |

16° gruppo (VI)

Al sesto gruppo del sistema periodico appartengono due tra i più importanti elementi chimici: l'ossigeno e lo zolfo.

Gli elementi di questo gruppo presentano una configurazione elettronica



presentando sei elettroni di valenza, nel livello più esterno.

L'**ossigeno** (Z = 8) ha configurazione elettronica esterna 2s²2p⁴. È l'elemento più diffuso sul nostro pianeta, perché presente nell'aria, nell'acqua e in tutti gli esseri viventi allo stato libero (forma molecolare O₂) o combinato, in un'enorme varietà di composti.

L'ossigeno è l'ossidante più comune, utilizzato nel processo di respirazione (fosforilazione ossidativa), con il quale gli organismi aerobi (che sfruttano l'ossigeno)

ossidando il glucosio producono energia chimica sotto forma di ATP (adenosin-trifosfato).

L'ossigeno ha un'elettronegatività molto elevata (3,44) inferiore solo al fluoro e pertanto dà origine a una moltitudine di composti, nei quali si lega ad altri elementi chimici, con legami a volte ionici e, in altri casi, covalenti.

Il suo numero di ossidazione più comune è -2 (acqua, ossidi, idrossidi, acidi ecc.) ma può assumere numero di ossidazione -1 nei perossidi come l'acqua ossigenata H_2O_2 (perossido di idrogeno).

Lo **zolfo** ($Z = 16$) ha configurazione elettronica esterna $3s^2 3p^4$. Si presenta allo stato elementare come una sostanza solida, di colore giallo, insapore e inodore, insolubile in acqua e solubile negli idrocarburi aromatici e nel solfuro di carbonio CS_2 . Questo non metallo, se mescolato con carbone in polvere e sostanze contenenti ossigeno (nitrato di potassio KNO_3), forma una miscela esplosiva, chiamata polvere nera. Gli stati di ossidazione principali dello zolfo sono -2 , $+4$, $+6$.

Nello stadio di ossidazione -2 forma i **solfuri**, che possono essere **ionici** (H_2S , solfuro di idrogeno o acido solfidrico) o **covalenti** (CS_2 , disolfuro di carbonio).

I solfuri covalenti, a differenza dei solfuri metallici o ionici, tutti solidi a temperatura ambiente, si formano quando lo zolfo si lega a elementi a carattere debolmente elettropositivo, e possono presentarsi liquidi come il disolfuro di carbonio CS_2 , che è un liquido facilmente volatile.

Nei solfiti (come per esempio $CaSO_3$, solfito di calcio) e nel diossido di zolfo (anidride solforosa SO_2) lo zolfo ha numero di ossidazione $+4$, mentre presenta numero di ossidazione $+6$ nei solfati, come il solfato di calcio $CaSO_4$.

Gli altri elementi dello stesso gruppo sono selenio, tellurio e polonio, molto meno importanti dei primi due (ossigeno e zolfo).

Il **selenio** ($Z = 34$), configurazione elettronica esterna $4s^2 4p^4$, è un non metallo tossico dall'aspetto grigio; in polvere presenta un colore rosso, mentre in forma vetrosa assume un colore nero. In natura si trova spesso sotto forma di seleniuri. Quando viene esposto alla luce presenta una resistenza elettrica ridotta, caratteristica che lo rende adatto alla costruzione di cellule fotovoltaiche (proprietà fotovoltaiche).

Il **tellurio** ($Z = 52$), configurazione elettronica esterna $5s^2 5p^4$, è un semimetallo piuttosto raro, dall'aspetto bianco argenteo, che si presenta fragile e facile da ridurre in polvere. Da semimetallo si comporta da semiconduttore, con una conduttività che cresce quando viene esposto alla luce, ed è infiammabile all'aria, bruciando con una fiamma blu-verdastra.

Il **polonio** ($Z = 84$), configurazione elettronica esterna $6s^2 6p^4$, è un semimetallo radioattivo raro, presente nei minerali dell'uranio. È volatile, tossico, molto radioattivo, scoperto nel 1902 da Pierre Curie e da Maria Skłodowska (Marie Curie), che in onore della sua terra natale, la Polonia, lo chiamò polonio. Non presenta isotopi stabili ma circa una cinquantina di isotopi instabili, nelle leghe che forma con il berillio, può essere utilizzato come sorgente di neutroni per gli ordigni nucleari.

La tabella seguente riassume alcune caratteristiche di questi elementi.

Principali caratteristiche degli elementi del 16° gruppo

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|---|----|----------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|--|
| ossigeno O [He]2s ² 2p ⁴ | 8 | -2 | 16,00 | 1,43 | -219 | -183 | 1314 | 3,44 | ¹⁶ O 99,762% ¹⁷ O 0,038% ¹⁸ O 0,2% |
| zolfo S [Ne]3s ² 3p ⁴ | 16 | -2 +4 +6 | 32,07 | 2,09 | 115 | 445 | 1000 | 2,58 | ³² S 95,02% ³³ S 0,75% ³⁴ S 4,21% ³⁵ S sintetico ³⁶ S 0,02% |
| selenio Se [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ | 34 | -2 +4 +6 | 78,96 | 4,81 | 221 | 685 | 941 | 2,55 | ⁷² Se sintetico ⁷⁴ Se 0,87% ⁷⁵ Se sintetico ⁷⁶ Se 9,36% ⁷⁷ Se 7,63% ⁷⁸ Se 23,78% ⁷⁹ Se sintetico ⁸⁰ Se 49,61% ⁸² Se 8,73% |
| tellurio Te [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ | 52 | -2 +4 +6 | 127,6 | 6,24 | 450 | 988 | 869 | 2,10 | ¹²⁰ Te 0,096% ¹²² Te 2,603% ¹²³ Te 0,908 ¹²⁴ Te 4,816% ¹²⁵ Te 7,139% ¹²⁶ Te 18,952% ¹²⁸ Te 31,687% ¹³⁰ Te 33,799% |
| polonio Po [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ | 84 | +2 +4 +6 | 209 | 9,2 | 254 | 962 | 812 | 2,00 | ²⁰⁶ Po sintetico ²⁰⁷ Po sintetico ²⁰⁸ Po sintetico ²⁰⁹ Po sintetico ²¹⁰ Po sintetico ²¹¹ Po sintetico ²¹² Po sintetico ²¹³ Po sintetico ²¹⁴ Po sintetico ²¹⁵ Po sintetico ²¹⁶ Po sintetico ²¹⁸ Po sintetico |

17° gruppo (VII): gli alogeni

Il gruppo degli alogeni, il cui nome, attribuito a Berzelius, deriva dal termine greco *alos* (= sale) e vuol dire generatore di sali, comprende fluoro, cloro, bromo, iodio e astato, elementi che hanno configurazione elettronica



Sono tutti caratterizzati da un'alta affinità elettronica, che tende a trasformarli facilmente, per l'acquisto di un elettrone, nel corrispondente ione alogenuro X^- , assumendo la configurazione elettronica del gas raro, che li segue nella tavola periodica.

Il fluoro, che è in assoluto l'elemento più elettronegativo (3,98), presenta sempre numero di ossidazione -1 , mentre gli altri alogeni possono assumere, a seconda dei casi, più stati di ossidazione (-1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$), sempre dispari.

Allo stato elementare e a temperatura ambiente, formano molecole biatomiche X_2 : fluoro e cloro sono gassosi, il bromo è liquido, iodio e astato sono solidi. Sono reattivi, in particolare fluoro e cloro, che sono buoni ossidanti (bromo e iodio lo sono meno) e reagiscono con l'idrogeno per formare acidi alogenidrici (idracidi) HF, HCl, HBr, HI.

Quando formano composti ionici presentano allo stato fuso alta conducibilità elettrica mentre, quando formano composti covalenti con non-metalli, questi si presentano liquidi o solidi, ma con punti di fusione bassi.

Nei composti che formano con l'ossigeno assumono numeri di ossidazione positivi, gli ossidi acidi (anidridi), come nell'esempio del cloro nella tabella seguente:

| n.o. | +1 | +3 | +5 | +7 |
|---------------------|---|--|---|---|
| Cl + O ₂ | Cl ₂ O anidride ipoclorosa (ossido di dicloro) | Cl ₂ O ₃ anidride clorosa (triossido di dicloro) | Cl ₂ O ₅ anidride clorica (pentossido di dicloro) | Cl ₂ O ₇ anidride perclorica (eptossido di dicloro) |

Da questi derivano (mediante aggiunta di acqua) gli ossiacidi corrispondenti (ipocloroso HClO, cloroso HClO₂, clorico HClO₃ e perclorico HClO₄).

Il **fluoro** (Z = 9) è diffuso in natura dove lo si ritrova in composti con i metalli elettropositivi a formare fluoruri (es. CaF₂, difluoruro di calcio).

Il **cloro** (Z = 17) è un gas di colore giallo-verde, dall'odore pungente, presente in grandi quantità nell'acqua marina come ione cloruro Cl⁻, nel sale cloruro di sodio NaCl. Viene utilizzato, grazie al suo potere ossidante e al basso costo, per sterilizzare l'acqua e per sbiancare la carta e la cellulosa.

Il **bromo** (Z = 35) è liquido, molto volatile, dall'aspetto rosso e dall'odore sgradevole e dall'azione molto irritante, per le mucose e per gli occhi.

Lo **iodio** (Z = 53) a temperatura ambiente è solido, con un tipico colore che varia dal violetto scuro al nero e con una forte tendenza a sublimare, passando direttamente dallo stato solido a quello gassoso. Viene usato come disinfettante (tintura di iodio) o come ossidante nell'analisi chimica quantitativa.

La tabella a pagina seguente riassume alcune caratteristiche di questi elementi.

Principali caratteristiche degli elementi del 17° gruppo

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|----------------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| fluoro F [He]2s ² 2p ⁵ | 9 | -1 | 19,00 | 1,70 | -220 | -188 | 1681 | 3,98 | ¹⁹ F 99,762% |
| cloro Cl [Ne]3s ² 3p ⁵ | 17 | ±1 +3 +5 +7 | 35,45 | 3,21 | -101 | -35 | 1251 | 3,16 | ³⁵ Cl 75,77% ³⁶ Cl sintetico ³⁷ Cl 24,23% |
| bromo Br [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ | 35 | ±1 +3 +5 | 79,91 | 3,12 | -7 | 59 | 1140 | 2,96 | ⁷⁹ Br 50,69% ⁸¹ Br 49,31% |
| iodio I [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ | 53 | ±1 +5 +7 | 126,9 | 4,93 | 114 | 184 | 1008 | 2,66 | ¹²³ I sintetico ¹²⁷ I 100% ¹²⁹ I sintetico ¹³¹ I sintetico |
| astato At [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ | 85 | ±1 +3 +5 +7 | 210 | - | 302 | 337 | 930 | 2,20 | ²⁰⁷ At sintetico ²⁰⁸ At sintetico ²⁰⁹ At sintetico ²¹⁰ At 100% ²¹¹ At sintetico ²¹³ At sintetico ²¹⁵ At sintetico ²¹⁸ At sintetico ²¹⁹ At sintetico ²²⁰ At sintetico |

18° gruppo (VIII): i gas nobili

Ogni periodo della tavola periodica termina sempre con un elemento gassoso, avente la configurazione elettronica



eccetto che per il primo periodo in cui l'elio ha configurazione elettronica 1s².

Questi gas, presentando il loro guscio più esterno completo (ottetto completo), sono particolarmente stabili, formati da molecole monoatomiche (costituite da

un solo atomo) e praticamente non reattivi, tanto da essersi meritato il nome di gas nobili, per la loro ritrosia a instaurare legami.

La mancanza quasi assoluta di interazioni, tra gli atomi di questi gas, determina, per queste sostanze, un campo di esistenza limitato (gas rari) e punti di fusione ed ebollizione molto bassi.

I gas nobili, in ordine crescente di numero atomico Z , sono: elio (He), neon (Ne), argon (Ar), kripton (Kr), xeno (Xe) e radon (Rn); hanno numero di ossidazione 0 (zero), infatti, come detto in precedenza, presentando 8 elettroni nello strato più esterno, sono stabili e non possono formare prontamente dei composti.

Si possono preparare allo stato puro distillando l'aria pura, che oltre ad azoto e ossigeno (N_2 78% e O_2 21%) contiene anche (circa l'1%) gas nobili (argon 0,94%, neon 0,0013%, elio 0,0005%, kripton 0,00001% e xeno 0,000001%).

I gas rari sono stati considerati per molto tempo assolutamente inerti (non reattivi) ma dal 1962 almeno i gas più pesanti come kripton e xeno hanno dimostrato che a contatto con elementi come il fluoro F e l'ossigeno O, entrambi molto elettronegativi, formano composti come i fluoruri XeF_2 e XeF_4 , i primi veri composti stabili conosciuti, che coinvolgono gas rari.

L'**elio** ($Z = 2$) è il gas in cui si converte l'idrogeno nelle reazioni termonucleari che si verificano nel nucleo del Sole, liberando l'energia che permette alla nostra stella di produrre luce e calore. Questo gas, famoso perché utilizzato per riempire i palloni aerostatici e i dirigibili, essendo poco solubile in acqua viene impiegato in ricerche scientifiche e per realizzare miscele con l'ossigeno per autorespiratori per subacquei, al posto dell'azoto che, essendo solubile nel sangue, può dar origine a pericolose embolie gassose.

Il **neon** ($Z = 10$), grazie alla sua capacità di emettere una luce giallo-rosa intensa, in tubi a bassa pressione e sottoposti a scariche di 1000 V, viene utilizzato nelle lampade al neon (tubi luminosi) e nelle insegne luminose.

Anche l'**argon** ($Z = 18$) ha caratteristiche simili al neon, e può essere utilizzato nell'illuminotecnica per scopi analoghi, mescolandolo a vapori di mercurio e producendo delle luci dai caratteristici colori blu o verdi.

Il **kripton** ($Z = 36$) è un gas incolore, asfissiante (può determinare la morte), usato con altri gas inerti nelle lampade a fluorescenza, rappresenta uno dei prodotti che si ottengono dalla fissione nucleare dell'uranio. È stato considerato a lungo chimicamente inerte, fino al 1960 quando sono stati scoperti alcuni composti chimici del kripton, come il difluoruro di kripton KrF_2 .

Lo **xeno** o xenon ($Z = 54$) è incolore, inodore e molto pesante; è stato il primo gas nobile di cui si siano mai sintetizzati dei composti, anche se normalmente considerato un elemento a valenza zero, che non forma cioè composti in condizioni ordinarie.

Sottoposto a scariche elettriche, lo xeno si eccita producendo una luce azzurra; questo fenomeno viene utilizzato per la realizzazione di lampade e dispositivi luminosi, quali: lampade flash, lampade battericide e per dermatologia, lampade per proiezioni cinematografiche.

Il **radon** ($Z = 86$) è un gas molto pesante, radioattivo, cancerogeno se inalato, in quanto emette particelle alfa. La principale fonte di questo gas è il terreno, dal quale fuoriesce e si disperde nell'ambiente circostante, diventando particolarmente pericoloso quando si accumula in locali chiusi. Altre fonti minori di questo gas possono essere i materiali da costruzione, specialmente se di origine vulcanica (tufo e graniti) e l'acqua. In quanto a cancerogenicità per il tumore ai polmoni sembra essere, secondo stime molto accreditate, la seconda causa di questa malattia dopo il fumo di sigaretta.

La tabella a pagina seguente riassume alcune caratteristiche di questi elementi.

Principali caratteristiche degli elementi del 18 ° gruppo

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|---|----|---------------------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| elio He 1s ² | 2 | 0 | 4,003 | 0,18 | -272 | -269 | 2373 | – | ³ He 0,000137% ⁴ He 99,999863% ⁶ He sintetico |
| neon Ne [He]2s ² 2p ⁶ | 10 | 0 | 20,18 | 0,90 | -249 | -246 | 2081 | – | ²⁰ Ne 90,48% ²¹ Ne 0,27% ²² Ne 9,25% |
| argon Ar [Ne]3s ² 3p ⁶ | 18 | 0 +2 (in casi rari) | 39,95 | 1,78 | -189 | -186 | 1521 | – | ³⁶ Ar 0,336% ³⁷ Ar sintetico ³⁸ Ar 0,063% ³⁹ Ar sintetico ⁴⁰ Ar 99,600% ⁴² Ar sintetico |
| kripton Kr [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ | 36 | 0 | 83,80 | 3,75 | -157 | -152 | 1351 | 3,00 | ⁷⁸ Kr 0,35% ⁷⁹ Kr sintetico ⁸⁰ Kr 2,25% ⁸² Kr 11,6% ⁸³ Kr 11,5% ⁸⁴ Kr 57% ⁸⁵ Kr sintetico |
| xeno Xe [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ | 54 | 0 | 131,3 | 5,90 | -112 | -107 | 1170 | 2,60 | ¹²⁴ Xe 0,1% ¹²⁵ Xe sintetico ¹²⁶ Xe 0,09% ¹²⁷ Xe sintetico ¹²⁸ Xe 1,91% ¹²⁹ Xe ¹³⁰ Xe ¹³¹ Xe ¹³² Xe ¹³³ Xe sintetico ¹³⁴ Xe 10,4% ¹³⁵ Xe sintetico ¹³⁶ Xe 8,9% |
| radon Rn [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ | 86 | 0 | 222 | 9,72 | -71 | -62 | 1037 | – | ²¹¹ Rn sintetico ²¹² Rn sintetico ²¹⁷ Rn sintetico ²¹⁸ Rn sintetico ²¹⁹ Rn sintetico ²²⁰ Rn sintetico ²²² Rn 100% |

Blocco *d*

I metalli di transizione

Il blocco *d* comprende le serie di dieci gruppi da 3 a 12, definiti **elementi di transizione**: gli elementi appartenenti al quarto periodo hanno gli ultimi elettroni nel sottolivello **3*d***, quelli del quinto periodo nel sottolivello **4*d***, quelli del sesto nel **5*d*** e quelli del settimo nel **6*d***.

I “metalli di transizione” sono 38 elementi che, come tutti i metalli, si presentano duttili, malleabili, buoni conduttori dell'elettricità e del calore. I loro elettroni di valenza sono presenti in più di uno strato elettronico: per questo motivo presentano spesso più stati di ossidazione.

Elementi della prima serie di transizione (da $Z = 21$ a $Z = 30$)

La prima serie di elementi di transizione è costituita da metalli che rivestono un'importanza notevole nell'industria per le tante applicazioni che li vedono coinvolti, come la costituzione di leghe (ferro, rame, cromo, titanio) o il coinvolgimento in importanti processi fisiologici (il ferro ha per esempio un'enorme importanza biologica perché entra a far parte dell'emoglobina, la proteina trasportatrice dell'ossigeno nel nostro sangue). Tutti gli elementi compresi tra il titanio Ti e il nichel Ni sono abbastanza simili per: raggio atomico (solo il titanio è un po' più grande), potenziale di ionizzazione e stato di ossidazione (+2).

Tutti gli elementi hanno configurazione elettronica



fanno eccezione il cromo ($3d^5 4s^1$) e il rame ($3d^{10} 4s^1$).

Il **titanio** ($Z = 22$) ha configurazione elettronica $[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$. È molto importante perché entra nella composizione di leghe (resiste bene alla corrosione), per la costruzione di turbine e impianti, chimici e marini. È presente nella crosta terrestre (0,6%) nei minerali rutilo TiO_2 e ilmenite FeTiO_3 .

Il **cromo** ($Z = 24$) ha configurazione elettronica $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$. È presente in natura nel minerale cromite ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$) e viene utilizzato nelle leghe ferro-cromo per la produzione di acciai inossidabili (Cr 18%, Ni 8%), grazie alla sua resistenza agli agenti atmosferici.

Il **manganese** ($Z = 25$) ha configurazione elettronica $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$, presenta diversi stadi di ossidazione (+2, +3, +4, +6, +7) e specialmente negli stati d'ossidazione più alti è un energico ossidante. In natura, è presente nel minerale pirolusite costituito dal diossido di manganese MnO_2 , da cui è possibile ottenere manganese metallico Mn.

Lo stato di ossidazione più stabile del manganese è +2 (Mn^{++}), con cui è presente in molti sali (MnCl_2).

Il **ferro** ($Z = 26$) ha configurazione elettronica $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$. È uno degli elementi più abbondanti nella crosta terrestre (4,7%), dotato di buone proprietà ferromagnetiche, molto usato in metallurgia, quasi sempre associato ad altri elementi, che ne migliorano le caratteristiche tecnologiche e chimiche (resistenza alla ruggine).

Nella tabella a pagina seguente ricapitoliamo alcune importanti caratteristiche degli elementi della prima serie di transizione.

Principali caratteristiche degli elementi della prima serie di transizione

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|---|----|----------------------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| scandio Sc [Ar]3d ¹ 4s ² | 21 | +3 | 44,96 | 2,99 | 1541 | 2836 | 631 | 1,36 | ⁴⁵ Sc 100% ⁴⁶ Sc sintetico |
| titanio Ti [Ar]3d ² 4s ² | 22 | +2 +3 +4 | 47,87 | 4,55 | 1668 | 3287 | 658 | 1,54 | ⁴⁴ Ti sintetico ⁴⁶ Ti 8,0% ⁴⁷ Ti 7,3% ⁴⁸ Ti 73,8% ⁴⁹ Ti 5,5% ⁵⁰ Ti 5,4% |
| vanadio V [Ar]3d ³ 4s ² | 23 | +2 +3 +4 +5 | 50,94 | 6,11 | 1910 | 3407 | 651 | 1,63 | ⁴⁸ V sintetico ⁴⁹ V sintetico ⁵⁰ V sintetico ⁵¹ V 100% |
| cromo Cr [Ar]3d ⁵ 4s ¹ | 24 | +2 +3 +6 | 52,00 | 7,19 | 1907 | 2672 | 653 | 1,66 | ⁵⁰ Cr sintetico ⁵¹ Cr sintetico ⁵² Cr 83,789% ⁵³ Cr 9,501% ⁵⁴ Cr 2,365% |
| manganese Mn [Ar]3d ⁵ 4s ² | 25 | +2 +3 +4 +6 +7 | 54,94 | 7,43 | 1244 | 2061 | 717 | 1,55 | ⁵² Mn sintetico ⁵³ Mn sintetico ⁵⁴ Mn sintetico ⁵⁵ Mn 100% |
| ferro Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² | 26 | +2 +3 | 55,85 | 7,86 | 1535 | 2861 | 759 | 1,83 | ⁵⁴ Fe 5,8% ⁵⁵ Fe sintetico ⁵⁶ Fe 91,72% - ⁵⁷ Fe 2,2% ⁵⁸ Fe 0,28% ⁵⁹ Fe sintetico ⁶⁰ Fe sintetico |
| cobalto Co [Ar]3d ⁷ 4s ² | 27 | +2 +3 | 58,93 | 8,80 | 1495 | 2927 | 758 | 1,88 | ⁵⁶ Co sintetico ⁵⁷ Co sintetico ⁵⁸ Co sintetico ⁵⁹ Co 100% ⁶⁰ Co sintetico |
| nicel Ni [Ar]3d ⁸ 4s ² | 28 | +2 +3 | 58,69 | 8,90 | 1455 | 2913 | 737 | 1,91 | ⁵⁶ Ni sintetico ⁵⁸ Ni 68,077% ⁵⁹ Ni sintetico ⁶⁰ Ni 26,233% ⁶¹ Ni 1,14% - ⁶² Ni 3,634% ⁶³ Ni sintetico ⁶⁴ Ni 0,926% |
| rame Cu [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ | 29 | +1 +2 | 63,55 | 8,96 | 1084 | 2567 | 745 | 1,90 | ⁶³ Cu 69,17% ⁶⁴ Cu sintetico ⁶⁵ Cu 30,83% |
| zinco Zn [Ar]3d ¹⁰ 4s ² | 30 | +2 | 65,37 | 7,14 | 420 | 907 | 906 | 1,65 | ⁶⁴ Zn 48,6% ⁶⁵ Zn sintetico ⁶⁶ Zn 27,9% ⁶⁷ Zn 4,1% ⁶⁸ Zn 18,8% ⁷² Zn sintetico |

Elementi della seconda serie di transizione (da $Z = 39$ a $Z = 48$)

La seconda serie di transizione comprende tutti gli elementi dall'ittrio ($Z = 39$) al cadmio ($Z = 48$).

Il riempimento degli orbitali $5s$ e $4d$, del guscio più esterno, si presenta abbastanza irregolare, data la piccola differenza di energia tra i due diversi sottolivelli orbitali.

La configurazione elettronica di questi elementi dovrebbe essere



ma molte sono le eccezioni come quelle del niobio ($4d^4 5s^1$), del molibdeno ($4d^5 5s^1$), del rutenio ($4d^7 5s^1$), del rodio ($4d^8 5s^1$), del palladio ($4d^{10}$) e dell'argento ($4d^{10} 5s^1$).

Il **palladio** ($Z = 46$) ha configurazione elettronica $[\text{Kr}] 4d^{10}$, si trova in natura come metallo libero o in leghe con oro, platino e altri metalli del gruppo del platino (palladio e nichel).

In questa serie l'elemento più rappresentativo è l'**argento** ($Z = 47$), che ha configurazione elettronica $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$, presenta numero di ossidazione $+1$ e si ritrova in natura spesso associato a oro e rame o sotto forma di solfuro d'argento Ag_2S . È molto usato in gioielleria, nel conio di monete e nell'argentatura di specchi.

Il **cadmio** ($Z = 48$) ha configurazione elettronica $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$, è un metallo bivalente, di colore argenteo con riflessi azzurri, molto malleabile e duttile, tanto da potersi tagliare con un coltello. Somigliante allo zinco, è molto utilizzato per la produzione delle pile Ni-Cd, per la produzione di pigmenti per pitture, di alcuni materiali plastici e di leghe per saldatura (basso fondenti).

Principali caratteristiche degli elementi della seconda serie di transizione

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|----------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| palladio Pd [Kr]4d ¹⁰ | 46 | +2 +4 | 106,4 | 12,0 | 1553 | 2963 | 805 | 2,20 | ¹⁰² Pd 1,02% ¹⁰⁴ Pd 11,14% ¹⁰⁵ Pd 22,33% ¹⁰⁶ Pd 27,33% ¹⁰⁷ Pd sintetico ¹⁰⁸ Pd 26,46% ¹¹⁰ Pd 11,72% |
| argento Ag [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ | 47 | +1 | 107,9 | 10,5 | 962 | 2162 | 731 | 1,93 | ¹⁰⁷ Ag 51,839% ¹⁰⁸ Ag sintetico ¹⁰⁹ Ag 48,161% |
| cadmio Cd [Kr]4d ¹⁰ 5s ² | 48 | +2 | 112,4 | 8,65 | 321 | 765 | 868 | 1,69 | ¹⁰⁸ Cd 0,89% ¹⁰⁹ Cd sintetico ¹¹⁰ Cd 12,49% ¹¹¹ Cd 12,8% ¹¹² Cd 24,13% ¹¹³ Cd sintetico ¹¹⁴ Cd 28,73% ¹¹⁶ Cd 7,49% |

Elementi della terza serie di transizione (da $Z = 57$ a $Z = 80$)

I metalli della terza serie di transizione sono compresi tra il lantanio La ($Z = 57$) e il mercurio Hg ($Z = 80$): questa serie annovera i 10 elementi in cui osserviamo il riempimento degli orbitali $5d$ (lantanio e tutti gli elementi compresi tra l'afnio, $Z = 72$, e il mercurio), più i 14 elementi in cui si osserva il riempimento dell'orbitale $4f$, dal cerio Ce ($Z = 58$) al lutezio ($Z = 71$), che forma la serie dei lantanidi o lantanoidi, che tratteremo in seguito.

Tra gli elementi della serie quelli che rivestono un interesse notevole sono: il tungsteno W, il platino Pt, l'oro Au, il mercurio Hg.

Il **tungsteno** W ($Z = 74$) si trova nei minerali wolframite (tungstato di manganese e ferro; $\text{FeWO}_4/\text{MnWO}_4$), scheelite (tungstato di calcio, CaWO_4). Grazie alle sue proprietà meccaniche e tecnologiche è molto usato per la realizzazione di filamenti per le lampadine a incandescenza e per la costituzione di superleghe ad alta resistenza, usate per la costruzione di turbine, frese e strutture blindate. È utilizzato come carburo di tungsteno nelle frese chirurgiche per osso e per odontoiatria (frese dentali).

Il **platino** ($Z = 78$) è un metallo bianco-argenteo brillante, malleabile, duttile, con una densità molto alta, resistente alla corrosione chimica (come l'oro) e all'ossidazione, tanto da essere molto usato per produzioni di gioielleria. Non si altera se esposto ad aria e acqua, ma si dissolve in acqua regia calda, in acido fosforico e solforico caldi concentrati e in alcali fusi. Questo metallo e le sue leghe sono usati per la realizzazione di attrezzi chirurgici, di utensili da laboratorio, di cavi elettrici ad alta resistenza, come catalizzatore nelle marmitte catalitiche e nell'industria aeronautica e chimica. L'industria del vetro utilizza il platino per realizzare fibre ottiche e il vetro degli schermi a cristalli liquidi, per i computer portatili.

L'**oro** ($Z = 79$) è il metallo prezioso per antonomasia e uno dei pochi, assieme al rame e al cesio, a presentarsi colorato in natura. È tenero, pesante, molto lavorabile dimostrandosi molto duttile e malleabile e resistente alla corrosione da parte della maggior parte dei composti chimici: si altera a contatto dell'acqua regia, del cianuro e del mercurio. È un ottimo conduttore di elettricità, inferiore solo al rame e all'argento.

Oltre agli usi in oreficeria, trova molteplici applicazioni industriali (conduttori e contatti elettrici) e in medicina per speciali indagini diagnostiche (elettroforesi) e per la realizzazione in odontoiatria di ponti e otturazioni.

Il **mercurio** Hg ($Z = 80$) è l'unico metallo liquido a temperatura ambiente. Di color argenteo, si ottiene da un minerale di colore rosso, il cinabro (HgS). Questo metallo ha trovato molte utilizzazioni nella costruzione di: termometri (oggi sostituito dal galistano), barometri (misurano la pressione), sfigmomanometri (misurano la pressione del sangue) e in campo medico, in amalgama con altri metalli, veniva utilizzato per realizzare otturazioni dentali (amalgami mercurio-argento).

I vapori di mercurio vengono usati nella realizzazione di lampade a fluorescenza. Nei secoli scorsi il mercurio trovava una larga utilizzazione in diverse specialità farmaceutiche usate a scopo profilattico e terapeutico. Il cloruro mercurioso Hg_2Cl_2 (detto comunemente calomelano), per esempio, veniva usato come diuretico, lassativo e per disinfettare ferite. Il cloruro mercurico HgCl_2 , chiamato comunemente sublimato corrosivo, si usava oltre che come disinfettante anche come farmaco nella cura della sifilide. La conoscenza degli effetti tossici del mercurio ne ha notevolmente limitato l'impiego: disinfettanti locali come il mercurocromo sono usati ancora in molte nazioni, anche se si tende a eliminarli completamente dal mercato farmaceutico.

Principali caratteristiche degli elementi della seconda serie di transizione

| Elemento | Z | n.o. | Massa atomica (u) | Densità g/mL | Punto di fusione (°C) | Punto di ebollizione (°C) | Energia di 1 ^a ionizzazione (in kJ/mol) | Elettronegatività (scala di Pauling) | Isotopi più stabili |
|--|----|----------------------------|-------------------|--------------|-----------------------|---------------------------|--|--------------------------------------|---|
| tungsteno W [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² | 74 | +2 +3 +4 +5 +6 | 183,8 | 19,3 | 3422 | 5655 | 770 | 2,36 | ¹⁸⁰ W 0,12% ¹⁸¹ W sintetico ¹⁸² W 26,50% ¹⁸³ W 14,3% ¹⁸⁴ W 30,64% ¹⁸⁵ W sintetico ¹⁸⁶ W 28,43% |
| platino Pt [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ | 78 | +2 +4 | 195,1 | 21,4 | 1768 | 3827 | 868 | 2,28 | ¹⁹⁰ Pt 0,01% ¹⁹¹ Pt sintetico ¹⁹² Pt 0,79% ¹⁹³ Pt sintetico ¹⁹⁴ Pt 32,9% ¹⁹⁵ Pt 33,8% ¹⁹⁶ Pt 25,3% ¹⁹⁷ Pt sintetico ¹⁹⁸ Pt 7,2% |
| oro Au [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ | 79 | +1 +3 | 197,0 | 19,3 | 1064 | 2856 | 890 | 2,54 | ¹⁹⁵ Au sintetico ¹⁹⁷ Au 100% |
| mercurio Hg [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² | 80 | +1 +2 | 200,6 | 13,6 | -39 | 357 | 1007 | 1,90 | ¹⁹⁴ Hg sintetico ¹⁹⁵ Hg sintetico ¹⁹⁶ Hg 0,15% ¹⁹⁷ Hg sintetico ¹⁹⁸ Hg 9,97% ¹⁹⁹ Hg 16,87% ²⁰⁰ Hg 23,1% ²⁰¹ Hg 13,18% ²⁰² Hg 29,86% ²⁰⁴ Hg 6,87% |

Blocco f

Gli elementi di transizione interna: le terre rare

Le terre rare sono gli elementi appartenenti alle serie dei lantanoidi e degli attinoidi, due serie di 14 elementi che si dispongono nel 6° e 7° periodo, tra il 3° e il 4° gruppo della tavola periodica. Gli elementi del blocco *f* sono detti comunemente elementi di transizione interna o terre rare, perché si pensava che fossero poco diffusi in natura. Sulla tavola periodica sono solitamente disposti separatamente dagli altri elementi, per dare maggior organicità alla tavola periodica stessa.

Avremo quindi la serie dei lantanidi o lantanoidi (6° periodo) e degli attinidi o attinoidi (7° periodo).

Un elemento della serie dei lantanidi (prometio) e la maggior parte degli elementi della serie degli attinoidi sono sintetici, vale a dire ottenuti artificialmente.

I lantanoidi

Questi metalli di colore bianco-argenteo si dimostrano fortemente elettropositivi e molto reattivi, con un comportamento chimico molto simile tra loro.

Sono tutti naturali, con la sola eccezione del prometio Pm ($Z = 61$), ottenuto per via sintetica, e per niente rari, come invece il nome terre rare potrebbe far pensare: il cerio Ce, per esempio, rappresenta il $6,6 \cdot 10^{-3}\%$ in peso della crosta terrestre; ed è il 25° elemento per l'abbondanza, che è simile a quella del rame Cu e circa quattro volte maggiore di quella del piombo Pb.

La loro configurazione elettronica si può riassumere con la formula



dove *n* indica la posizione dell'elemento nella serie.

Ci sono, però, tre eccezioni rappresentate da: cerio Ce ($[\text{Xe}]4f^1 5d^1 6s^2$), gadolinio Gd ($[\text{Xe}]4f^7 5d^1 6s^2$) e lutezio Lu ($[\text{Xe}]4f^{14} 5d^1 6s^2$).

Quasi tutti i lantanidi hanno numero di ossidazione +3, tranne cerio Ce e terbio Tb, che hanno anche lo stato +4, ed europio Eu e itterbio Yb, che presentano anche lo stato +2.

Il loro comportamento chimico è legato al fatto che gli elettroni 4*f*, essendo ben schermati verso l'esterno dagli elettroni presenti nei sottolivelli 5*s* e 5*p*, non partecipano alla reattività di questi elementi, che è, quindi, legata alla perdita degli elettroni 6*s* e 5*d*, con la quale possono dare ioni trivalenti positivi (M^{3+}).

| | | | | | | | | | | | | | |
|-----------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|-----------------------------|------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|--------------------------------|
| cerio | praseodimio | neodimio | prometio | samaro | europio | gadolinio | terbio | disprosio | olmio | erbio | tulio | itterbio | lutezio |
| Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| $[\text{Xe}]4f^1 5d^1 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^6 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^6 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^6 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^6 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^7 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^7 5d^1 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^9 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{10} 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{11} 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{12} 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{13} 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{14} 6s^2$ | $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^1 6s^2$ |

Gli attinoidi

Gli attinoidi hanno carattere metallico, sono reattivi e presentano un colore bianco-argenteo. Sono tutti radioattivi, con tempi di semivita relativamente brevi (tranne ^{232}Th , ^{235}U e ^{238}U).

La loro configurazione elettronica nella formula generale è



(dove n indica la posizione nella serie), ma vi sono molte eccezioni, dovute al fatto che gli orbitali più esterni $5f$, $6d$, $7s$, presentano valori energetici molto simili. È questo il motivo per il quale possono presentare, a seconda dell'elemento, stati di ossidazione molto variabili.

Le eccezioni cui facevamo riferimento sono rappresentate da torio Th, protoattinio Pa, uranio U, nettunio Np, curio Cm, laurenzio Lr.

Gli elementi più pesanti presentano di preferenza lo stato di ossidazione +3 (Th), +4 (Pu), +6 (U).

| | | | | | | | | | | | | | |
|------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|------------------------|------------------------|-----------------------------|------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|--------------------------------|
| torio | protoattinio | uranio | nettunio | plutonio | americio | curio | berkelio | californio | einsteinio | fermio | mendelevio | nobelio | laurenzio |
| Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |
| $[\text{Rn}]6d^2 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^6 6d^1 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^6 6d^1 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^6 6d^1 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^6 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^7 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^7 5d^1 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^9 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{10} 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{11} 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{12} 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{13} 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{14} 7s^2$ | $[\text{Rn}]5f^{14} 6d^1 7s^2$ |

Torio, protoattinio, uranio sono gli unici elementi della serie degli attinidi a esistere in natura, anche se in quantità molto limitate; tutti gli altri sono stati ottenuti per via sintetica, con reazioni nucleari.