

# Tavola Periodica

**Gruppi**

	IA	IIA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	<b>H</b>																			<b>He</b>
2	<b>Li</b>	<b>Be</b>											<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>		
3	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	VIIIB	IB	IIB	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>			
4	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>		
5	<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>		
6	<b>Cs</b>	<b>Ba</b>		<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>		
7	<b>Fr</b>	<b>Ra</b>																		

Lantanidi	<b>La</b>	<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>	<b>Lu</b>
Attinidi	<b>Ac</b>	<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np</b>	<b>Pu</b>	<b>Am</b>	<b>Cm</b>	<b>Bk</b>	<b>Cf</b>	<b>Es</b>	<b>Fm</b>	<b>Md</b>	<b>No</b>	<b>Lr</b>

**Legenda**

- Metalli Alcalino Terrosi
- Metalli di Transizione
- Metalli dei gruppi Rappresentativi
- Lantanidi e Attinidi
- Semimetalli
- Non Metalli
- Gas Nobili

Approfondimento sui primi venti elementi della tavola periodica

Configurazione  
elettronica

1	<b>H</b>
	Idrogeno
	1,0079
	1s <sup>1</sup>

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Idrogeno

Idrogeno (Dal greco hydor e geno, "generatore d'acqua"), elemento chimico di simbolo H e numero atomico 1, appartenente al gruppo IA (o I) della tavola periodica; è un gas molto reattivo, incolore, inodore e insapore.

Fu scoperto nel 1766 dal chimico britannico Henry Cavendish, come prodotto dell'azione dell'acido solforico sui metalli e come elemento costituente dell'acqua; nominato inizialmente "aria infiammabile" da Joseph Priestley, fu poi chiamato idrogeno dal chimico francese Antoine-Laurent Lavoisier.

Proprietà e diffusione

Come molti elementi gassosi, l'idrogeno è diatomico (la molecola contiene due atomi), ma ad alte temperature si dissocia in atomi liberi. Ha punto di ebollizione e di fusione più bassi di ogni altra sostanza, fatta eccezione per l'elio: solidifica a  $-259,2\text{ °C}$  e liquefa a  $-252,77\text{ °C}$ . Alla temperatura di  $0\text{ °C}$  e alla pressione di 1 atmosfera, si presenta allo stato gassoso con densità 0,089 g/litro. Il peso atomico è 1,007. L'idrogeno liquido, ottenuto per la prima volta dal chimico britannico James Dewar nel 1898, è incolore e ha densità relativa 0,070.

Il gas idrogeno è una miscela di due forme diverse, l'ortoidrogeno (con spin dei nuclei paralleli), che costituisce circa il 75% della miscela, e il paraidrogeno (con spin antiparalleli). Ai punti di fusione e di ebollizione la composizione è leggermente diversa.

Esistono tre isotopi dell'idrogeno: il nucleo dell'idrogeno ordinario è composto da un solo protone; il deuterio, presente nel normale idrogeno per lo 0,02%, ha nucleo costituito da un protone e un neutrone, e ha quindi massa atomica 2; il trizio, isotopo radioattivo e instabile, ha nucleo formato da un protone e due neutroni, e ha massa atomica 3.

L'idrogeno libero è presente solo in ridottissime quantità nell'atmosfera, ma dall'analisi degli spettri solari e stellari, risulta l'elemento più abbondante nell'universo. È presente in grandi quantità anche sulla Terra, in diversi composti, tra i quali il più importante è l'acqua, H<sub>2</sub>O. È parte essenziale di tutti gli idrocarburi e di molte sostanze organiche. Inoltre tutti gli acidi contengono idrogeno.

Usi

L'idrogeno reagisce con molti non-metalli. In presenza di un catalizzatore, si combina con l'azoto formando ammoniaca, con lo zolfo dando solfuro di idrogeno, con il cloro formando acido cloridrico e con l'ossigeno per formare acqua. La reazione fra ossigeno e idrogeno avviene a temperatura ambiente solo in presenza di un catalizzatore di platino. L'idrogeno si combina anche con alcuni metalli, come sodio e litio, formando composti detti idruri. Si comporta da riducente nei confronti degli ossidi metallici, tra i quali l'ossido di rame, liberando ossigeno e riportando il metallo allo stato elementare. Reagisce inoltre con i composti organici insaturi per formare i corrispondenti composti saturi.

L'idrogeno viene preparato in laboratorio sfruttando l'azione degli acidi diluiti su metalli, ad esempio lo zinco, oppure attraverso l'elettrolisi dell'acqua. Grandi quantità di gas vengono prodotte industrialmente a partire da vari gas combustibili.

L'elemento trova moltissimi impieghi in numerosi settori dell'industria e della ricerca. Enormi quantità di idrogeno vengono usate nella produzione di ammoniaca o alcol metilico, nei processi di idrogenazione degli oli, per ottenere grassi commestibili; del carbone, per produrre petrolio sintetico; infine del petrolio per arricchire la benzina.

Inoltre, poiché è il più leggero fra tutti i gas, l'idrogeno è sempre stato utilizzato per il riempimento di mongolfiere e dirigibili. Tuttavia, essendo facilmente infiammabile, in questi casi viene spesso sostituito con l'elio, che ha circa il 92% del suo potere ascensionale. L'idrogeno è anche usato nelle fiamme ossidriche ad alta temperatura, per tagliare, fondere o saldare i metalli. È conservato in bombole di acciaio mantenute alla pressione di 120/150 atmosfere.



Configurazione elettronica	2	<b>He</b>
		Elio 4.00260

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Elio

Elio (Dal greco helios, "sole"), elemento gassoso inerte, inodore e incolore, di simbolo He e numero atomico 2. Appartiene al gruppo VIIIA (o 18) della tavola periodica ed è pertanto un gas nobile.

Fu scoperto dall'astronomo francese Pierre Janssen nello spettro della corona solare durante l'eclissi del 1868 e poco tempo dopo classificato come elemento da Edward Frankland e Joseph Norman Lockyer; nel 1895 fu osservato nelle inclusioni gassose di minerali radioattivi da William Ramsay.

L'elio esiste solo sotto forma di molecole monoatomiche ed è, dopo l'idrogeno, l'elemento gassoso più leggero. Alla pressione di 25 atm solidifica a  $-272,2$  °C e bolle a  $-268,9$  °C; a temperatura ambiente ha densità 0,1664 g/l e peso atomico 4,003.

Poiché possiede tutti i livelli elettronici completi, le reazioni con altri elementi sono molto complesse; ciononostante sono stati individuati composti con il neon e con l'idrogeno. A causa della sua abbondanza nell'universo, la caratterizzazione di reazioni dell'elio sarebbe di enorme importanza nell'ambito della cosmologia.

Il basso valore del suo punto di ebollizione lo rende utilizzabile come refrigerante e per raggiungere o misurare temperature prossime allo zero assoluto. Al di sotto dei 2,8 K si trasforma in elio 2, chiamato anche elio superfluido, un liquido apparentemente privo di viscosità, capace di passare attraverso minuscole crepe e porosità, e addirittura di risalire lungo le pareti del contenitore e traboccare. La scoperta della transizione dell'elio 3 alla fase superfluida, da parte dei fisici David M. Lee, Douglas D. Osheroff e Robert C. Richardson, è stata premiata con il Nobel per la fisica del 1996.

Dopo l'idrogeno è l'elemento più diffuso nell'universo; a livello del mare la sua concentrazione nell'atmosfera terrestre è di 5,4 parti su un milione ma aumenta leggermente con l'altitudine. Circa una parte su un milione dell'elio atmosferico è costituita da elio 3, prodotto del decadimento del trizio, l'isotopo pesante e radioattivo dell'idrogeno. L'isotopo più comune, l'elio 4, deriva invece probabilmente da materiali radioattivi per cattura di elettroni da parte delle particelle alfa. Il gas naturale, che contiene in media lo 0,4% di elio, è la maggior fonte commerciale di elio. L'elio trova impiego come gas di riempimento per palloni aerostatici perché a differenza dell'idrogeno, rispetto al quale ha capacità ascensionale un poco minore, non è infiammabile; viene inoltre usato per pressurizzare e irrigidire la struttura dei razzi prima del decollo e per pressurizzare i serbatoi di idrogeno liquido, o di altro combustibile. Poiché è dotato di elevata conducibilità termica ma è chimicamente inerte, può essere utilizzato come mezzo per il trasferimento del calore nei reattori nucleari.

È usato nella saldatura ad arco in atmosfera inerte per materiali metallici leggeri, come leghe di alluminio e magnesio. Sostituisce l'azoto come componente dell'atmosfera artificiale respirata dai palombari per ridurre il rischio di embolie, e in medicina viene adoperato per alleviare le difficoltà respiratorie di varia origine. Radiazioni di elio ionizzato da sincrociclotroni sono utili nel trattamento dei tumori dell'occhio, e per ridurre l'estensione di malformazioni dei vasi sanguigni cerebrali.



Configurazione elettronica	3	<b>Li</b>
		Litio 6,941

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Litio

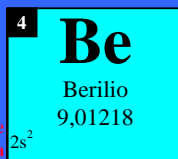
Litio Elemento metallico bianco argenteo di simbolo Li e numero atomico 3. Appartiene al gruppo IA (o 1) della tavola periodica ed è pertanto un metallo alcalino. Fonde a 180 °C, bolle a 1340 °C, ha densità relativa 0,53 e peso atomico 6,94.

A causa della sua elevata reattività non si trova in natura allo stato elementare ma è presente, spesso associato a sodio e potassio, in composti molto diffusi. In laboratorio si ottiene per elettrolisi di una miscela di cloruri di litio e di potassio fusi; si ossida istantaneamente per esposizione all'aria perciò deve essere conservato immerso in un liquido come il petrolio. Viene usato come disossidante e degassificante in metallurgia, infatti la presenza di suoi vapori evita che il diossido di carbonio e l'ossigeno formino scorie nelle fornaci di lavorazione dell'acciaio.

Tra i composti di litio più importanti si ricordano l'idrossido LiOH, usato per catturare il diossido di carbonio nei sistemi di ventilazione delle navicelle spaziali e dei sottomarini; l'idruro LiH, adatto per gonfiare le scialuppe di salvataggio, e il suo equivalente deuterato LiD, sfruttato nella preparazione della bomba a idrogeno. Il carbonato di litio viene impiegato nel trattamento delle sindromi maniaco-depressive



Configurazione  
elettronica



**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Berilio

Berillio Elemento metallico, grigio, fragile, di simbolo Be e numero atomico 4. Fu scoperto nel 1798 dal chimico francese Louis-Nicolas Vauquelin e isolato nel 1828 da Friedrich Wöhler, e indipendentemente da Antonine-Alexandre-Brutus Bussy. Inizialmente chiamato glucino, con allusione al suo sapore dolciastro, prese poi nome dal suo principale minerale, il berillo, un silicato di alluminio e berillio.

Il berillio, che appartiene ai metalli alcalino-terrosi, è piuttosto raro sulla superficie terrestre. Ha peso atomico 9,012, fonde a circa 1277 °C, bolle a 2970 °C, e ha densità relativa 1,85. Esposto all'aria, si ricopre di uno strato molto sottile di ossido che conferisce all'elemento la caratteristica di graffiare i metalli. I suoi composti sono generalmente bianchi, ma incolori in soluzione, e mostrano dal punto di vista chimico proprietà simili a quelle dei composti dell'alluminio, elemento dal quale è quindi difficilmente separabile.

Le leghe contenenti berillio sono estremamente leggere, hanno buone proprietà termiche, meccaniche e di resistenza alla corrosione: per questo motivo vengono impiegate nella tecnologia spaziale e nella fabbricazione di parti di aerei supersonici; per alcuni usi sono invece sfruttate le proprietà elettriche del materiale.

Essendo trasparente ai raggi X, il berillio trova impiego nei tubi a raggi X; inoltre la naturale tendenza a rallentare e catturare neutroni lo rende eccellente come moderatore nei reattori nucleari per la produzione di energia nucleare.

Sebbene i prodotti del berillio siano assolutamente innocui, i vapori e le polveri rilasciati durante la produzione sono estremamente tossici ed è necessaria molta attenzione per evitare di respirarne anche piccolissime quantità: le persone che lavorano a contatto con gli ossidi di berillio usano infatti particolari dispositivi di protezione. Il berillio è utilizzato nella fabbricazione di strumenti e apparecchi come computer, laser e televisori.



Configurazione  
elettronica

5	<b>B</b>
	Boro
	10,81
	$2s^2 2p^1$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Boro

Boro Elemento nonmetallico duro e fragile, di simbolo B e peso atomico 5, appartenente al gruppo IIIA (o 13) della tavola periodica. Benché i composti del boro, in modo particolare il borace, siano noti fin dall'antichità, l'elemento puro venne isolato solo nel 1808 dai chimici francesi Joseph Gay-Lussac e Louis Thénard e, indipendentemente, dal chimico britannico Humphry Davy. Il boro è essenziale per la vita delle piante ed è un importante costituente delle ossa umane e, in generale, dei vertebrati; tuttavia, se assunto in alte concentrazioni può divenire tossico.

Il boro allo stato amorfo è una polvere reattiva dalla quale la forma cristallina può essere ottenuta per soluzione in alluminio fuso e successivo lento raffreddamento. Il boro fonde a 2180 °C, bolle a 3650 °C, ha densità relativa 2,35 e peso atomico 10,81.

Dal punto di vista chimico l'elemento puro è particolarmente inerte: non reagisce con l'acqua, non viene attaccato dall'acido cloridrico e dall'acido fluoridrico e, in condizioni normali di temperatura, non si ossida in presenza di aria. Al calor rosso reagisce con l'azoto formando nitruro di boro, BN, e con l'ossigeno formando ossido di boro, B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Si combina con i metalli formando composti detti boruri.

Nonostante il boro presenti numero di ossidazione 3 e la sua posizione nella tavola periodica suggerisca una relazione con l'alluminio, esso è in realtà più simile per proprietà chimiche al carbonio e al silicio. Nei composti si comporta come un nonmetallo, pur essendo un buon conduttore elettrico. Il boro cristallino è simile al diamante, sia nell'aspetto sia nelle proprietà ottiche. Gli idruri di boro, detti borani, sono formalmente analoghi ai corrispondenti composti di carbonio (alcani) e di silicio (silani). Tra i composti di boro di importanza industriale si ricordano il borace di composizione Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 10H<sub>2</sub>O, l'acido borico, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, e il carburo di boro, B<sub>4</sub>C.

Il borace e l'acido borico hanno rappresentato per lungo tempo le fonti principali di boro; tuttavia, recentemente sono stati scoperti minerali di boro come la ulexite (NaCaB<sub>5</sub>O<sub>9</sub> · 8H<sub>2</sub>O), la colemanite (Ca<sub>2</sub>B<sub>6</sub>O<sub>11</sub> · 5H<sub>2</sub>O), la kernite (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 4H<sub>2</sub>O) e la boracite (Mg<sub>7</sub>C<sub>12</sub>B<sub>16</sub>O<sub>30</sub>).

Il boro trova largo impiego nel campo dell'energia nucleare: a causa dell'elevata capacità di assorbire neutroni viene infatti usato sia nei rilevatori di particelle, sia come moderatore nei reattori nucleari.



Configurazione  
elettronica

6	C
Carbonio	
12,01	
$2s^2 2p^2$	

Simbolo Chimico

Nome Elemento

Peso Atomico



# Carbonio

Carbonio Elemento chimico di simbolo C e numero atomico 6, appartenente al gruppo IVA (o 14) della tavola periodica. È il costituente fondamentale di tutti i composti organici, biologici e non, e riveste quindi un ruolo molto importante nella vita degli organismi viventi.

## Proprietà

Il carbonio ha peso atomico 12,01115 ed esiste in natura in tre forme caratterizzate da diversa struttura cristallina: il diamante, in cui ogni atomo è legato ad altri quattro atomi formando un reticolo con struttura tetraedrica; la grafite, in cui gli atomi sono disposti in modo da formare degli esagoni affiancati su piani orizzontali; e il carbonio amorfo, caratterizzato da un basso grado di cristallinità. Queste forme, che si differenziano in molte proprietà fisiche, hanno punti di fusione estremamente alti e, a temperatura ambiente, sono insolubili in tutti i solventi.

Una quarta forma di carbonio naturale è costituita da una intera classe di fullereni, il più famoso dei quali è il buckminsterfullerene.

Il carbonio ha la proprietà unica di combinarsi con se stesso per formare catene di atomi e anelli estremamente complessi. Per questo motivo esiste un numero idealmente infinito di suoi composti, tra cui i più comuni sono quelli che contengono carbonio e idrogeno. I primi composti di carbonio furono identificati in organismi viventi all'inizio del XIX secolo, e da allora lo studio del carbonio costituisce l'importante ramo della chimica noto come chimica organica.

Il carbonio è poco reattivo a temperatura ambiente, ma a temperature elevate reagisce facilmente con molti metalli per formare i carburi, e con l'ossigeno per formare il monossido di carbonio (CO) e il diossido di carbonio, noto anche come anidride carbonica (CO<sub>2</sub>). Forma inoltre composti con la maggior parte degli elementi non metallici, sebbene alcuni di questi composti, ad esempio il tetracloruro di carbonio (CCl<sub>4</sub>) debbano essere prodotti indirettamente. Il coke, una forma di carbonio amorfo, è usato per rimuovere l'ossigeno dai minerali formati da ossidi metallici per ottenere il metallo puro.

## Diffusione

Sebbene rappresenti solo lo 0,025% della crosta terrestre, il carbonio è piuttosto diffuso in natura, in particolare sotto forma di carbonati. Il diossido di carbonio è un importante costituente dell'atmosfera ed è la fonte di carbonio più importante per gli organismi viventi. Nel processo di fotosintesi, le piante trasformano diossido di carbonio in composti organici complessi, che vengono successivamente utilizzati da altri organismi.

Allo stato amorfo il carbonio si trova, in vari gradi di purezza, nel carbone, nel coke, nel nero di gas e nel nerofumo. Il nero di gas è prodotto bruciando idrocarburi liquidi come il kerosene in difetto d'aria, e raccogliendo il fumo in una camera separata; per lungo tempo è stato usato come pigmento nero negli inchiostri e nelle vernici, ma attualmente è stato sostituito dal nerofumo, composto da particelle più sottili e ottenuto dalla combustione incompleta del gas naturale. Il nerofumo è utilizzato come stucco e come rinforzante nell'industria della gomma.

## Applicazioni scientifiche

Oltre alle numerose applicazioni industriali, il carbonio ha importanza anche nel settore scientifico. Nel 1961 l'isotopo più comune, il carbonio-12, fu scelto per sostituire l'ossigeno-16 come standard per i pesi atomici.

Gli isotopi di peso atomico 13 e 14 sono largamente usati come traccianti isotopici nella ricerca biochimica. Il carbonio-14, noto anche come radiocarbonio, è un isotopo radioattivo che viene prodotto in continuazione nell'atmosfera per cattura dei neutroni della radiazione cosmica da parte dei nuclei di azoto; è incorporato in tutti gli organismi viventi e quando questi muoiono, il contenuto di carbonio-14 decresce, con tempo di dimezzamento di circa 5760 anni. L'analisi del rapporto tra carbonio-12 e 14 presente in un organismo rappresenta la base del cosiddetto metodo di datazione al radiocarbonio, che permette la stima dell'età dei fossili e di altri materiali organici.

Configurazione  
elettronica

7	<b>N</b>
	Azoto
	14,0067
	$2s^2 2p^3$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**



# Azoto

Azoto Elemento chimico di simbolo N e numero atomico 7, appartenente al gruppo VA (o 15) della tavola periodica.

Fu isolato dal fisico Daniel Rutherford nel 1772 e riconosciuto come gas elementare dal chimico francese Antoine-Laurent Lavoisier che in seguito gli attribuì il nome azoto.

È un gas incolore, inodore, insapore e innocuo; liquefa a  $-195,79\text{ °C}$  e condensa in un solido cristallino incolore a  $-209,86\text{ °C}$ ; in condizioni normali di pressione e temperatura, ha densità relativa 1,251 e peso atomico 14,007. Due isotopi sono presenti in natura e altri quattro, radioattivi, sono stati prodotti artificialmente.

L'azoto chimicamente puro viene preparato in laboratorio mediante la decomposizione del nitrito o del bicromato d'ammonio o l'ossidazione dell'ammoniaca; se destinato a uso industriale può essere invece ottenuto mediante distillazione frazionata dell'aria liquida o rimuovendo l'ossigeno dall'aria con rame metallico o ferro riscaldati.

L'azoto è il componente fondamentale dell'atmosfera terrestre, di cui costituisce circa l'80% in volume; è inerte ma indispensabile per diluire l'ossigeno nei processi di combustione e nella respirazione. Svolge un ruolo determinante nella vita delle piante: alcuni batteri presenti nel terreno convertono l'azoto atmosferico in nitrati, cioè in una forma assimilabile dalle piante, attraverso un processo detto fissazione dell'azoto. È inoltre un costituente delle proteine vegetali e animali e di un grandissimo numero di composti organici. Si trova sotto forma di nitrato, in alcuni minerali di importanza commerciale tra cui il salnitro ( $\text{KNO}_3$ ) e il nitro del Cile ( $\text{NaNO}_3$ ).

Dal punto di vista chimico l'azoto si combina con altri elementi solo a temperature e pressioni molto elevate, tuttavia, se attraversato da una scarica elettrica a basse pressioni, si trasforma in una specie atomica molto attiva (monoazoto) che reagisce con i metalli alcalini formando gli azoturi (sali dell'acido azotidrico  $\text{HN}_3$ ), con i vapori di zinco, mercurio, cadmio e arsenico formando i nitruri (composti binari dell'azoto con altri elementi) e con molti idrocarburi formando acido cianidrico  $\text{HCN}$  e nitrili (composti organici contenenti il gruppo  $-\text{CN}$ ). L'azoto attivato perde la sua reattività in circa 1 minuto.

Nei suoi numerosi composti organici e inorganici, l'azoto presenta tutti i gradi di ossidazione compresi tra -3 e +5. Ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ), idrazina ( $\text{NH}_2\text{NH}_2$ ) e idrossilammina ( $\text{NH}_2\text{OH}$ ) sono esempi di composti in cui l'azoto ha grado di ossidazione rispettivamente -3, -2, e -1. Gli ossidi più importanti sono  $\text{NO}$  e  $\text{NO}_2$  in cui interviene con gradi di ossidazione positivi.

L'azoto trova applicazione industriale nella sintesi dell'ammoniaca, dalla quale si può ricavare una vasta gamma di prodotti chimici di grande importanza, come l'acido nitrico, l'idrazina, l'urea, le ammine e i fertilizzanti. L'ammoniaca viene usata anche nella sintesi dell'ossido di diazoto (protossido d'azoto)  $\text{N}_2\text{O}$ , un liquido incolore noto come gas esilarante e impiegato in miscela con l'ossigeno come anestetico.

Usato come refrigerante l'azoto liquido ha trovato largo impiego nel campo della criogenia soprattutto con l'avvento di materiali ceramici con temperature di transizione allo stato superconduttivo poco inferiori al suo punto di ebollizione.

Configurazione  
elettronica

8	<b>O</b>
	Ossigeno
	15,9994
	$2s^2 2p^4$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**



# Ossigeno

Ossigeno Elemento gassoso di simbolo O e numero atomico 8, appartenente al gruppo VIA (o 16) della tavola periodica. Scoperto nel 1774 dal chimico britannico Joseph Priestley e, indipendentemente, dal chimico svedese Carl Wilhelm Scheele, fu riconosciuto come un gas semplice dal chimico francese Antoine-Laurent Lavoisier che gli diede il nome.

**Proprietà e diffusione**

L'ossigeno è un gas incolore, inodore, insapore e debolmente magnetico, che può essere condensato in un liquido blu pallido con spiccate caratteristiche magnetiche. Allo stato solido è di colore blu ed è prodotto comprimendo ad altissime pressioni il liquido. Ha peso atomico 15,9994 e densità 1,429 g per litro; a pressione atmosferica, solidifica alla temperatura di  $-218,8\text{ °C}$  e liquefa a  $-183,4\text{ °C}$ .

È l'elemento più abbondante del nostro pianeta e rappresenta il 21% in volume, o il 23,15% in peso, dell'atmosfera; l'85,8% degli oceani (nell'acqua pura la percentuale è 88,8%), e il 46,7% della crosta terrestre, sotto forma di rocce e minerali, è composto di ossigeno. Esso rappresenta il 60% del nostro corpo e, oltre a essere un costituente principale dell'acqua, è presente nei composti chimici che formano i tessuti degli organismi viventi; quasi tutte le piante e gli animali, tra cui l'uomo, hanno bisogno di ossigeno, allo stato libero o combinato, per mantenersi in vita.

Si conoscono tre strutture dell'ossigeno: l'ossigeno normale, contenente due atomi per molecola, con formula  $O_2$ ; l'ozono, contenente tre atomi per molecola, con formula  $O_3$ ; e una forma di colore blu pallido, non magnetica,  $O_4$ , che contiene quattro atomi per molecola e che degrada immediatamente a ossigeno normale. Sono inoltre noti tre isotopi stabili, di cui il più abbondante è l'ossigeno -16 (massa atomica 16), che rappresenta il 99,76% dell'ossigeno normale e che è stato usato nella determinazione dei pesi atomici fino agli anni Sessanta.

L'ossigeno viene preparato in laboratorio da sali come il clorato di potassio, il perossido di bario e il perossido di sodio. Il metodo di preparazione industriale più importante è l'elettrolisi dell'acqua e la distillazione frazionata dell'aria liquida. In quest'ultimo processo, l'aria viene liquefatta e poi lasciata evaporare; l'azoto, più volatile, evapora prima, lasciando l'ossigeno che può essere raccolto, quindi trasportato sia in forma liquida sia gassosa.

Dal punto di vista chimico l'ossigeno interviene in un gran numero di composti organici e inorganici. Reagisce con quasi tutti gli elementi, tra cui anche i gas nobili, formando composti che vengono detti ossidi (una reazione chimica in cui si forma un ossido è detta ossidazione). La velocità di reazione è determinata dai vari elementi e può essere anche molto rapida, come avviene ad esempio nel caso della combustione. Nella combustione spontanea, il calore generato dalla reazione è sufficiente per innalzare la temperatura della sostanza fino al punto di generare fiamme. L'ossigeno si combina così vigorosamente con il fosforo che il calore liberato dalla reazione provoca la fusione di quest'ultimo. Alcune polveri estremamente fini, dette sostanze piroforiche, presentano una superficie esposta all'aria molto estesa e possono dar luogo istantaneamente a reazioni di combustione spontanea. Lo zolfo, l'idrogeno, il sodio e il magnesio reagiscono con l'ossigeno in modo meno energetico e bruciano solo dopo accensione. Alcuni elementi, ad esempio il rame e il mercurio, formano ossidi molto lentamente, anche se portati ad alta temperatura. Infine i metalli inattivi, come il platino, l'iridio e l'oro, reagiscono con l'ossigeno solo per mezzo di metodi indiretti.

**Usi**

L'ossigeno è usato in grandi quantità nelle saldature ad alta temperatura, in cui viene sfruttata la fiamma caldissima prodotta da una miscela con altri gas. Viene inoltre somministrato a pazienti con difficoltà respiratorie, o a persone che si trovano in condizioni particolari in cui la concentrazione di ossigeno è troppo bassa per permettere la normale respirazione. L'aria arricchita di ossigeno è utilizzata nelle fornaci per la manifattura dell'acciaio.

L'ossigeno a elevata purezza trova impiego nell'industria metallurgica ed è di estrema importanza come propellente liquido per missili e razzi.

Configurazione  
elettronica

9	<b>F</b>
	Fluoro
	18,99840
	$2s^2 2p^5$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**



# Fluoro

Fluoro (Dal latino fluor, "flusso"), elemento chimico di simbolo F e numero atomico 9; appartiene al gruppo VIIA (o 17) della tavola periodica ed è pertanto un alogeno. È stato scoperto nel 1771 dal chimico svedese Carl Wilhelm Scheele e isolato nel 1886 dal chimico francese Henri Moissan.

Il fluoro è un gas a molecola biatomica, di colore giallo-verde, poco più pesante dell'aria; è tossico, corrosivo e di odore penetrante. Fonde a  $-219,61\text{ }^{\circ}\text{C}$ , bolle a  $-188,13\text{ }^{\circ}\text{C}$ ; ha densità relativa 1,15 allo stato liquido e peso atomico 18,998. È il più elettronegativo degli elementi, di conseguenza reagisce facilmente con la maggior parte di questi, in particolare con i metalli; con azoto, cloro e ossigeno, la reattività è bassa, ma si possono formare indirettamente diversi composti.

Si trova in natura nei minerali fluorite, criolite e apatite; inoltre, sotto forma di fluoruri, si trova nelle acque, negli organismi vegetali, e nello scheletro e nei denti degli animali.

L'estrema reattività del fluoro gassoso ne rende complessa la preparazione. Industrialmente viene prodotto per elettrolisi di idrogenofluoruro di potassio (KHF<sub>2</sub>); il fluoro liquido viene poi ottenuto per condensazione.

Composti del fluoro

Il fluoruro d'idrogeno gassoso, con formula HF o H<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, viene preparato per riscaldamento del fluoruro di calcio con l'acido solforico. Il gas anidro viene disciolto in acqua distillata e usato industrialmente come soluzione di acido fluoridrico, un composto estremamente corrosivo con la proprietà di incidere e sciogliere il vetro. Un altro composto del fluoro, l'acido fluosilicico (acido esafluorosilicico), si combina con basi come l'idrossido di sodio e l'idrossido di potassio formando i fluosilicati.

Moltissimi composti del fluoro trovano applicazioni industriali. I fluosilicati, sali dell'anione [SiF<sub>6</sub>]<sup>2-</sup>, sono usati come antisettici e insetticidi; servono anche per rendere inattaccabili i materiali da costruzione, per indurire gessi e opacizzare smalti.

A basse concentrazioni i fluoruri svolgono un ruolo essenziale nella prevenzione della carie dentaria e sono quindi costituenti essenziali di dentifrici e colluttori.

I clorofluoroidrocarburi (freon), liquidi e gas inodori e non tossici, vengono usati come propellenti nei prodotti spray e come fluidi refrigeranti. Nel 1974 alcuni scienziati hanno ipotizzato che questi composti, raggiunta la stratosfera, fossero responsabili della distruzione dello strato d'ozono che circonda la Terra. A seguito della conferma di questa ipotesi, dalla fine degli anni Ottanta la loro produzione è stata progressivamente ridotta.

Il teflon (PTFE, politetrafluoroetilene) è un materiale plastico fluorurato molto resistente all'attacco degli agenti chimici. Viene largamente impiegato nell'industria automobilistica e come rivestimento antiaderente negli utensili da cucina per ridurre l'impiego di grassi nella cottura.

Gli idrocarburi perfluorurati derivati dal petrolio sono utilizzati come oli lubrificanti molto stabili.

L'esfluoruro di uranio, unico composto volatile di questo elemento, viene impiegato nel processo di diffusione gassosa che porta alla separazione dei suoi isotopi e alla produzione del combustibile per le centrali nucleari.

Configurazione elettronica	10	<b>Ne</b>
		Neon 20,179

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Neon

Neon (Anche neo), elemento gassoso inodore e incolore, di simbolo Ne e numero atomico 10; appartiene al gruppo 18 (o VIIIA) della tavola periodica ed è pertanto uno dei gas nobili. Fu separato per la prima volta dagli altri gas inerti nel 1898 da William Ramsay e da Morris Travers. Si trova nell'atmosfera in quantità pari a 18 parti per milione. Ne esistono tre isotopi naturali: il neon 20, che è il più abbondante, il neon 22 e il neon 21.

La fluorescenza prodotta da scariche elettriche nel neon contenuto nei tubi a vuoto viene sfruttata molto spesso nelle lampade delle insegne luminose. Il neon liquido è inoltre un ottimo refrigerante e viene perciò usato nelle apparecchiature criogeniche. L'elemento fonde a  $-248,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ , bolle a  $-246,08\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ha densità relativa 0,8999 (a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) e peso atomico 20,179.



Configurazione elettronica	11	<b>Na</b>
		Sodio 22,98977

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Sodio

Sodio Elemento metallico di colore argenteo, estremamente reattivo, di simbolo Na e numero atomico 11; appartiene al gruppo IA (o 1) della tavola periodica, ed è quindi tra i metalli alcalini. Fu scoperto nel 1807 dal chimico britannico Humphry Davy.

Proprietà e diffusione

Il sodio metallico è estremamente morbido e può essere facilmente tagliato con un semplice coltello. Si ossida immediatamente per esposizione all'aria e reagisce violentemente con l'acqua, formando idrossido di sodio e liberando idrogeno. Fonde a circa 98 °C, bolle a 892 °C, ha densità relativa 0,97 e peso atomico 22,9898.

Il sodio non esiste in natura allo stato elementare ma si trova nelle acque salate sotto forma di cloruro di sodio, NaCl o, meno spesso, di carbonato, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, e di solfato, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Viene preparato industrialmente tramite decomposizione elettrolitica di cloruro di sodio fuso. È uno dei costituenti principali dei tessuti delle piante e degli animali.

Usi

Il sodio si utilizza nella produzione del piombo tetraetile e come refrigerante nei reattori nucleari. Tra i composti più importanti troviamo il cloruro di sodio, comunemente noto come sale, il carbonato di sodio, e il sodio bicarbonato, detto comunemente bicarbonato. L'idrossido di sodio, noto come soda caustica, trova impiego nella produzione di sapone, rayon, carta, nella raffinazione degli oli e nelle industrie tessili e della gomma. Il tetraborato di sodio è comunemente detto borace. Il fluoruro di sodio, NaF, è usato come antisettico, come veleno per topi e scarafaggi, e nelle ceramiche; il nitrato di sodio, noto come salnitro, è usato come fertilizzante; il perossido, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, è un agente sbiancante e ossidante; il tiosolfato di sodio, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 5H<sub>2</sub>O, è usato in fotografia come fissante.



Configurazione elettronica	12	<b>Mg</b>
		Magnesio 24,305

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Magnesio

Magnesio Elemento metallico bianco-argenteo, poco reattivo, di simbolo Mg e numero atomico 12; appartiene al gruppo IIA (o 2) della tavola periodica, ed è quindi tra i metalli alcalino-terrosi.

Il metallo, isolato per la prima volta dal chimico britannico Humphry Davy nel 1808, è ottenuto principalmente dall'elettrolisi del cloruro fuso. È malleabile e duttile se viene scaldato; a temperatura ambiente non viene attaccato dall'ossigeno, dall'acqua o dagli alcali, ma reagisce facilmente con gli acidi. Se scaldato a 800 °C, reagisce con l'ossigeno ed emette una luce brillante. Fonde a 650 °C, bolle a circa 1107 °C, ha densità relativa 1,74 e peso atomico 24,312.

Relativamente abbondante sulla crosta terrestre, si trova in natura combinato ad altri elementi, in particolare nei minerali carnallite, dolomite e magnesite; in molti silicati nelle rocce; come sale, ad esempio cloruro di magnesio, negli oceani e nei laghi salati. È uno dei principali costituenti dei tessuti delle piante e degli animali.

Il magnesio forma composti bivalenti, fra i quali il carbonato di magnesio ( $MgCO_3$ ), che si produce per reazione fra un sale di magnesio e il carbonato di sodio e viene usato come materiale refrattario e isolante; il cloruro di magnesio ( $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ), preparato facendo reagire carbonato o ossido di magnesio con acido cloridrico e impiegato nei tessuti di lana e cotone, nell'industria della carta, nella produzione di cemento e ceramiche; il citrato di magnesio ( $Mg_3(C_6H_5O_7)_2 \cdot 4H_2O$ ), ottenuto per reazione fra carbonato di magnesio e acido citrico e utilizzato nella produzione di medicinali o bevande effervescenti; l'idrossido di magnesio ( $Mg(OH)_2$ ), formato dalla reazione fra sali di magnesio e idrossido di sodio, usato in medicina come lassativo ("latte di magnesia") e nella raffinazione dello zucchero; il solfato di magnesio ( $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ), meglio conosciuto come sale di Epsom; l'ossido di magnesio ( $MgO$ ), detto magnesia, preparato bruciando il magnesio in corrente di ossigeno o riscaldando il carbonato di magnesio, usato come materiale refrattario e isolante, nell'industria dei cosmetici e della carta e come lassativo debole e antiacido.

Le leghe di magnesio e rame, o alluminio, estremamente leggere ma caratterizzate da elevata resistenza a trazione, sono utilizzate per fabbricare parti di aeroplani, arti artificiali, strumenti ottici e sci. Il metallo puro è usato nelle polveri per i flash fotografici, nelle bombe incendiarie, nei razzi di segnalazione e come deossidante nella fusione dei metalli.



Configurazione elettronica	13	<b>Al</b>
	Alluminio	
	26,98154	
	$3s^2 3p^1$	

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Alluminio



Alluminio Elemento metallico di simbolo Al e numero atomico 13, appartenente al gruppo IIIA (o 13) della tavola periodica. L'elemento fu isolato per la prima volta nel 1825 dal chimico danese Hans Christian Oersted. Nel corso dei vent'anni successivi le ricerche condotte dal chimico tedesco Friedrich Wöhler, permisero di misurarne la densità relativa, ponendo in evidenza la particolare leggerezza del metallo. Nel 1854 il francese Henri Sainte-Claire Deville, ottenne alluminio riducendo cloruro di alluminio con sodio.

L'alluminio è un metallo leggero e argenteo, di peso atomico 26,9815; fonde a 660 °C, bolle a 2467 °C e ha densità relativa 2,7. Dal punto di vista chimico è estremamente reattivo, possiede elevata elettropositività ed è quindi un forte agente riducente. A contatto con l'aria, si ricopre rapidamente di un velo di ossido trasparente e molto resistente, che protegge la superficie dall'effetto di agenti corrosivi e dalla formazione di ruggine. Riduce vari composti metallici allo stato fondamentale, e questa proprietà è sfruttata in alcuni processi industriali tra i quali, ad esempio, il processo Thermit per la saldatura del ferro: riscaldando la termite, una miscela di ossido di ferro e alluminio in polvere, l'alluminio rimuove rapidamente l'ossigeno dal ferro e quest'ultimo fonde per effetto del calore sviluppato dalla reazione.

Tra i più importanti composti dell'alluminio sono da citare l'ossido, noto come allumina, l'idrossido, un precipitato bianco che manifesta proprietà anfotere (cioè si comporta sia come gli acidi, sia come le basi), il solfato, detto anche allume, e alcune miscele di composti di zolfo. Molte gemme, quali ad esempio il rubino e lo zaffiro, sono costituite principalmente da ossido di alluminio allo stato cristallino. Il cloruro anidro, infine, è utilizzato nell'industria petrolchimica.

L'alluminio è il più abbondante costituente metallico delle rocce terrestri; si ritrova generalmente come silicato, sia solo sia mescolato con altri metalli come il sodio, il potassio, il ferro, il calcio e il magnesio, ma mai allo stato libero. Il processo di estrazione dai silicati è tuttavia complesso ed estremamente costoso, pertanto la bauxite, un ossido di alluminio idrato e impuro, rappresenta la più importante fonte commerciale del metallo e dei suoi composti.

Nel 1886 lo statunitense Charles Martin Hall e il francese Paul L.T. Héroult scoprirono, indipendentemente l'uno dall'altro, che l'ossido di alluminio, o allumina, si scioglie facilmente nella criolite fusa ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) e può quindi essere decomposto per via elettrolitica nel metallo grezzo fuso. Il processo Hall-Héroult costituisce tuttora il metodo principale usato per la produzione di alluminio, sebbene nuovi metodi siano ancora oggetto di ricerca. La purezza del prodotto è stata incrementata fino a ottenere alluminio puro al 99,5%; il metallo può essere poi ulteriormente raffinato fino al 99,99%.

L'alluminio è un metallo particolarmente leggero, di costo modesto, duttile e malleabile, e con buone caratteristiche di resistenza alla corrosione. Per questo motivo è utilizzato nell'industria meccanica, aeronautica, e automobilistica, per la fabbricazione di parti di aerei, di vagoni ferroviari e di veicoli a motore. Inoltre presenta notevole resistenza alla corrosione per effetto dell'acqua salata e trova quindi impiego anche nell'industria navale, per la produzione di scafi per le barche e altri mezzi acquatici. L'elevata conducibilità termica rende l'alluminio un materiale adatto alla fabbricazione di utensili da cucina, e ne permette l'impiego nei motori a combustione interna. Caratterizzato da buona conducibilità elettrica, esso viene spesso utilizzato in sostituzione del rame nella trasmissione di elevati voltaggi a lunghe distanze. Conduttori in alluminio, estremamente leggeri, sono oggi usati per trasmettere tensioni di oltre 700.000 volt.

L'alluminio sta diventando sempre più importante anche dal punto di vista architettonico, sia per scopi industriali sia ornamentali. Intelaiature di alluminio, finestre e fogli sono eccellenti isolanti. Il metallo viene utilizzato nei reattori nucleari a bassa temperatura perché, nonostante i limiti di impiego dovuti al basso punto di fusione, presenta capacità di assorbire neutroni. Inoltre acquista maggiore resistenza, pur mantenendo la medesima durezza in seguito a raffreddamento, e per questo motivo è usato negli impianti criogenici. Fogli di alluminio spessi 0,018 cm, ormai diffusi in tutte le case, vengono utilizzati per conservare cibo e altre sostanze. Grazie alla leggerezza, alla facilità di plasmatura e alla compatibilità con cibi e bevande, l'alluminio viene largamente impiegato nella fabbricazione di contenitori, imballaggi e lattine. Il riciclaggio di questi contenitori è estremamente importante per la conservazione delle risorse.

Importante è pure l'uso di alluminio sotto forma di leghe che presentano migliori caratteristiche meccaniche rispetto al metallo puro. Leghe particolari vengono usate per le corazze dei carri armati e di altri mezzi di trasporto militari.

La produzione mondiale di alluminio per usi industriali è cresciuta sensibilmente nel corso degli ultimi anni. Nel 1886 era inferiore a 45 kg; cent'anni dopo, nel 1989, raggiungeva 18 milioni di tonnellate. Le ricerche mirate allo sviluppo di metodi di estrazione dai silicati potrebbero comunque determinare una crescita ulteriore della produzione e un aumento dei possibili impieghi commerciali e industriali del metallo.

Configurazione elettronica	14	<b>Si</b>
		Silicio
		28,086
	$3s^2 3p^2$	

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Silicio

Silicio Elemento metallico di simbolo Si e numero atomico 14, appartenente al gruppo 14 (o IVA) della tavola periodica. È stato isolato dai suoi composti nel 1823 dal chimico svedese Jöns Jakob Berzelius.

Il silicio elementare si presenta sotto forma di una polvere amorfa marrone o in cristalli grigi. Si ottiene per riscaldamento della silice  $\text{SiO}_2$  (diossido di silicio) con un agente riducente, come carbonio o magnesio, in fornace elettrica. Il silicio cristallino ha durezza 7, fonde a  $1410^\circ\text{C}$ , bolle a  $2355^\circ\text{C}$ , ha densità relativa 2,33 e peso atomico 28,086. Non viene attaccato dall'acido nitrico, cloridrico o solforico, ma è solubile in acido fluoridrico; si scioglie anche nella soda (idrossido di sodio), formando silicato di sodio e idrogeno gassoso. Alle normali temperature il silicio non viene intaccato per esposizione all'aria; alle alte temperature invece reagisce con l'ossigeno formando la silice, inerte, e con l'azoto e il cloro, formando rispettivamente nitruro di silicio  $\text{Si}_3\text{N}_4$  e tetracloruro di silicio  $\text{SiCl}_4$ .

Molto abbondante nella crosta terrestre, il silicio non è presente in natura allo stato elementare ma solo come diossido o come silicato. I minerali contenenti silicio rappresentano il 40% di tutti i minerali e il 90% dei minerali costituenti le rocce laviche. Il diossido di silicio esiste in tre forme cristalline diverse: il quarzo, di cui esistono molte varietà, la cristobalite e la tridimite. I silicati di alluminio, calcio e magnesio sono invece i componenti principali dell'argilla, del suolo e delle rocce, sotto forma di feldspati, anfiboli, pirosseni, miche, zeoliti, e pietre preziose e semipreziose come olivina, granato, zirconio, topazio, e tormalina.

Il silicio viene usato in lega con l'acciaio e viene impiegato come disossidante nella lavorazione di quest'ultimo materiale.

È un semiconduttore: a temperatura ambiente è caratterizzato da una resistenza elettrica compresa tra quella dei metalli e quella degli isolanti, che può essere modificata mediante l'aggiunta di piccole quantità di impurezze (processo di drogaggio). Data la sua abbondanza in natura e la possibilità di controllare le sue proprietà elettriche, il silicio trova importanti impieghi nell'industria elettronica per la produzione di transistor e di circuiti integrati.

La silice e i silicati sono usati nella produzione del vetro, della ceramica, degli smalti, del cemento e della porcellana. La silice fusa, ottenuta fondendo il quarzo o idrolizzando il tetracloruro di silicio, ha basso coefficiente di espansione ed elevata resistenza agli agenti chimici. Il gel di silice, una sostanza amorfa, incolore e porosa, è ottenuto sottraendo parte dell'acqua contenuta in un polimero gelatinoso di acido silicico  $\text{SiO}_2\text{H}_2\text{O}$ , formato per aggiunta di acido cloridrico a una soluzione di silicato di sodio. Il gel di silice assorbe acqua e altre sostanze, perciò è usato come disidratante e decolorante.

Il silicato di sodio  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  è un solido amorfo, incolore, solubile in acqua, che fonde a  $1088^\circ\text{C}$ . Viene ottenuto per fusione della silice con carbonato di sodio o per riscaldamento della sabbia con soda concentrata ad alte pressioni. La soluzione acquosa di silicato di sodio è detta vetro solubile e viene usata per conservare le uova, al posto della colla nella fabbricazione di scatole e altri contenitori, come collante per gemme artificiali, nei saponi e nei detersivi e come materiale ignifugo. Un importante composto di silicio e carbonio è il carborundum, che trova impiego come abrasivo.

Il monossido di silicio  $\text{SiO}$ , l'unico composto noto in cui il silicio presenti numero d'ossidazione 2, viene usato per creare degli strati protettivi su altri materiali, che protegge ossidandosi a diossido  $\text{SiO}_2$ .



Configurazione  
elettronica

15	<b>P</b>
Fosforo	
30,97376	
$3s^2 3p^3$	

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**



# Fosforo

Fosforo Elemento non metallico, reattivo, di simbolo P, numero atomico 15 e peso atomico 30,974; appartiene al gruppo VA (o 15) della tavola periodica.

Fu scoperto nel 1669 dall'alchimista tedesco Hennig Brandt, che lo ottenne riscaldando, in presenza di silice, la sostanza prodotta per condensazione dei vapori di urina.

Il fosforo esiste in tre forme allotropiche nettamente differenti, il fosforo comune (o bianco), il fosforo rosso e il fosforo nero, delle quali solo le prime due hanno importanza dal punto di vista commerciale. Se perfettamente puro, il fosforo comune è bianco, ma si ossida quando viene esposto all'aria, ingiallendo rapidamente. È un solido cristallino, translucido, di aspetto e consistenza cerosa, fuma leggermente se esposto all'aria ed è estremamente velenoso. Si infiamma spontaneamente alla temperatura di 35 °C, e per questo motivo deve essere conservato in acqua. È insolubile in acqua, poco solubile in solventi organici e molto solubile nel disolfuro di carbonio.

Il fosforo bianco si prepara scaldando in fornace elettrica una miscela di fosfati naturali di calcio, in presenza di sabbia (diossido di silicio) e carbone, e facendo condensare i vapori prodotti. Fonde a 44,1 °C e bolle a 280 °C; se viene riscaldato a temperature comprese tra i 250 °C e i 300°C, per lungo tempo e in assenza di aria, si trasforma nella forma rossa, una polvere microcristallina, non velenosa, che sublima (cioè passa direttamente dallo stato solido a quello gassoso) a 416 °C e ha densità relativa di 2,34. Il fosforo nero si ottiene portando il fosforo bianco a 200 °C, in condizioni di pressioni molto elevate; ha densità relativa 2,69.

Molto diffuso in natura, il fosforo non si trova allo stato libero, ma perlopiù sotto forma di fosfato, come nella fosforite e nell'apatite. È presente anche in tutti i terreni fertili e in molte acque naturali. Riveste un ruolo fondamentale nella fisiologia degli organismi viventi animali e vegetali e, sotto forma di fosfato di calcio, è un costituente dello scheletro degli animali.

Nella maggior parte dei suoi composti, il fosforo presenta stato di ossidazione tre o cinque. Reagisce rapidamente con l'ossigeno per formare ossidi, di cui i più importanti sono l'ossido di fosforo (III), di formula  $P_4O_6$ , e l'ossido di fosforo (V),  $P_4O_{10}$ . L'ossido di fosforo (III), un solido bianco e cristallino, viene usato come agente riducente; liquefa facilmente, si scioglie per effetto dell'umidità dell'aria e i suoi vapori sono molto tossici. L'ossido di fosforo (V), invece, è un solido bianco, amorfo, che liquefa con facilità e sublima intorno ai 250 °C; per reazione con acqua produce acido fosforico; viene usato come essiccante.

Con l'idrogeno il fosforo forma composti detti idruri, tra i quali il più importante è l'idruro di azoto  $PH_3$ . Tutti gli alogeni reagiscono direttamente con il fosforo per formare alogenuri, che sono usati nella preparazione di acidi alogenati e composti organici in genere. I composti che hanno maggior importanza dal punto di vista commerciale sono l'acido fosforico,  $H_3PO_4$ , un solido cristallino molto solubile in acqua, estremamente corrosivo, e i suoi sali, i fosfati. La maggior parte dei composti che contengono fosforo è usata nella produzione di fertilizzanti, o per i rivestimenti anti-incendio. Il fosforo è inoltre un costituente di alcune leghe, ad esempio della lega realizzata con bronzo e rame, con eccellenti proprietà meccaniche e di resistenza all'usura. Il fosforo bianco è utilizzato per produrre veleno per topi, mentre il fosforo rosso è usato nella fabbricazione dei fiammiferi

16	<b>S</b>
	Zolfo
	32,06
Configurazione elettronica	$3s^2 3p^4$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Zolfo



Zolfo Elemento non metallico, di colore giallo, insapore e inodore, di simbolo S e numero atomico 16. Appartiene al gruppo VIA o 16 della tavola periodica e ha peso atomico 32,064. Conosciuto fin dalla preistoria e ampiamente utilizzato dagli alchimisti, lo zolfo fu individuato come elemento dal chimico francese Antoine-Laurent Lavoisier durante le sue ricerche sui processi di combustione.

Lo zolfo è insolubile in acqua, ma solubile in alcuni solventi organici e in particolare nel solfuro di carbonio. Se portato alla temperatura di fusione, diventa un liquido color paglierino che si scurisce progressivamente man mano che gli si fornisce calore. Quando lo zolfo fuso viene raffreddato lentamente, le sue proprietà fisiche variano in relazione alla temperatura, alla pressione e al tipo di solidificazione, dando luogo a diverse forme allotropiche.

L'elemento esiste allo stato liquido nelle modificazioni S<sub>l</sub> e S<sub>μ</sub>, e in alcune varietà solide, delle quali le più comuni sono quelle che cristallizzano nel sistema rombico e monoclini. La varietà più stabile è lo zolfo rombico, un solido cristallino giallo che a temperatura ambiente (circa 20 °C) ha densità relativa 2,06. Lo zolfo rombico è leggermente solubile in alcol, etere e oli, e molto solubile in solfuro di carbonio. A temperature comprese tra 94,5 °C e 120 °C è stabile la forma monoclini, che si presenta in cristalli allungati e trasparenti. Quando lo zolfo rombico viene sciolto a 115,21 °C, forma un liquido giallo pallido identificato come S<sub>l</sub>, che diventa scuro e vischioso a 160 °C, trasformandosi nella modificazione S<sub>μ</sub>. Se lo zolfo viene portato al punto di ebollizione, circa 444,6 °C, e rapidamente versato in acqua fredda, solidifica senza avere il tempo richiesto dal processo di cristallizzazione, formando una sostanza vischiosa, elastica, nota come zolfo amorfo o elastico, e costituita per la maggior parte da zolfo S<sub>μ</sub> sopraraffreddato.

Lo zolfo presenta stato di ossidazione due, quattro e sei; si combina con l'idrogeno e con alcuni metalli per formare i solfuri, fra i quali il più comune è il solfuro di idrogeno, H<sub>2</sub>S, un gas incolore, velenoso, con odore pungente e fastidioso. Lo zolfo reagisce anche con il cloro in diverse proporzioni producendo il cloruro, S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, e il dicloruro, SCl<sub>2</sub>. Se bruciato all'aria, si combina con l'ossigeno formando biossido di zolfo, SO<sub>2</sub>, un gas incolore dal caratteristico odore soffocante. In aria umida si ossida lentamente ad acido solforico ed è un costituente fondamentale di altri acidi, come l'acido tiosolfurico, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, e l'acido solforoso, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>. Quest'ultimo ha due atomi di idrogeno che possono essere sostituiti per formare i solfiti acidi e normali. I solfuri acidi, o bisolfiti, di metalli alcalini come il bisolfito di sodio, NaHSO<sub>3</sub>, producono soluzioni acide mentre i solfiti normali, come il solfito di sodio, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, e il solfito di potassio, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, danno soluzioni debolmente alcaline.

Il biossido di zolfo viene liberato nell'atmosfera durante la combustione di combustibili fossili, come il gas naturale, il petrolio e il carbone, e costituisce uno dei più pericolosi inquinanti. La concentrazione di biossido di zolfo nell'aria può variare fra 0,01 a molte parti per milione, ed è responsabile dell'invecchiamento di palazzi e monumenti, del fenomeno delle piogge acide, e dell'insorgere di varie malattie umane.

Lo zolfo è il sedicesimo, in ordine di abbondanza, fra gli elementi della crosta terrestre ed è presente in natura in forme e stati diversi. Si trova combinato in solfuri metallici, come il solfuro di piombo o galena, PbS; la zincoblenda, ZnS; la pirite di rame, (Cu,Fe)S<sub>2</sub>; il cinabro, HgS; la stibnite, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>; e la pirite FeS<sub>2</sub>. È anche presente sotto forma di solfato come la barite (o baritina), BaSO<sub>4</sub>, la celestina, SrSO<sub>4</sub> e il gesso, CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O. Si trova nelle molecole di alcune sostanze organiche come la senape, le uova, i capelli, le proteine e l'aglio. Allo stato libero è spesso mescolato al gesso e alla pietra pomice nelle zone vulcaniche dell'Islanda, del Messico e del Giappone. Importanti giacimenti si trovano in Italia: in Romagna, nelle Marche, ma soprattutto in Sicilia, dov'è presente, accompagnato da diversi minerali, in strati alternati a calcare. Vasti depositi sotterranei si trovano negli Stati Uniti, in Louisiana e Texas. Lo zolfo libero può formarsi durante l'invecchiamento della pirite o anche dai depositi dalle acque sulfuree ossidate dall'atmosfera.

Esistono vari metodi di estrazione dello zolfo. In Sicilia, le rocce contenenti zolfo vengono accatastate su un terreno scosceso e accese; lo zolfo liquido, ottenuto in seguito all'aumento di temperatura, scorre in una serie di stampi di legno, dove solidifica, producendo il cosiddetto zolfo laminare che può essere ulteriormente purificato tramite distillazione, inviando il vapore in una camera in muratura dove condensa sotto forma di polvere finissima nota come "fiori di zolfo".

Nelle zone dove i depositi di zolfo sono situati a notevole profondità, come in Louisiana e in Texas, il metodo di estrazione più diffuso fu messo a punto nel 1891 dal chimico statunitense Herman Frasch. Nel processo Frasch tre tubi concentrici, il più largo dei quali ha diametro di circa 20 cm, vengono introdotti nel terreno fino a raggiungere il giacimento; nel tubo esterno viene immessa acqua alla pressione di 18 atm e alla temperatura di 170° C, che fa fondere lo zolfo con cui viene a contatto, mentre nella tubazione centrale viene iniettata aria alla pressione di 35 atm che provoca la risalita della massa fusa attraverso l'intercapedine centrale. Lo zolfo viene quindi immerso in barili di legno dove solidifica, separandosi dall'acqua in eccesso. Il prodotto ottenuto è puro al 99,5%. Lo zolfo si ottiene anche dalla distillazione della pirite, ma in questo caso contiene spesso tracce di arsenico.

Lo zolfo è utilizzato principalmente nella produzione di acido solforico, solfiti, solfati e biossido di zolfo. In medicina, esso ha acquisito importanza come componente dei sulfamidici e come ingrediente in saponi o creme curative di alcune malattie della pelle. Viene impiegato anche nella produzione di fiammiferi, gomma vulcanizzata, coloranti e polvere pirica. Mescolato con calce e polverizzato, viene usato come fungicida per le piante. Un suo sale, il tiosolfato di sodio, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·5H<sub>2</sub>O, generalmente chiamato iposolfito, è usato come fissante in fotografia. Combinato con vari minerali inerti, forma cementi speciali usati per ancorare oggetti metallici, quali catene o rotaie, a rocce e costruzioni. L'acido solforico, uno dei prodotti chimici più usati, è utilizzato nella preparazione di alcune sostanze importanti dal punto di vista industriale e commerciale, come ad esempio l'acido fosforico.

Configurazione elettronica	17	Cl
		Cloro
		35,453
		$3s^2 3p^5$

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Cloro

Cloro Elemento gassoso di colore giallo-verde, con simbolo Cl e numero atomico 17; appartiene al gruppo 17 (o VIIA) della tavola periodica, ed è pertanto uno degli alogeni. Isolato per la prima volta nel 1774 dal chimico svedese Carl Wilhelm Scheele, il cloro venne riconosciuto come elemento chimico solo nel 1810 per merito del chimico britannico Humphry Davy che gli diede il nome attuale.

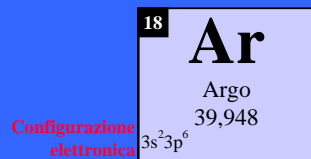
A temperatura ordinaria (circa 20 °C), è un gas di colore giallo-verde che può essere liquefatto alla pressione di 6,8 atmosfere: ha odore irritante e può essere molto pericoloso se inalato in concentrazioni elevate. Nel corso della prima guerra mondiale venne usato come gas tossico.

Il cloro non si ritrova in natura allo stato libero, ma è presente in vari minerali comuni, sotto forma di composti. Fonde a -101 °C, bolle a -34,7 °C, ha densità relativa 1,56 e peso atomico 35,453.

Dal punto di vista chimico, è un elemento abbastanza reattivo: reagisce facilmente con l'acqua, con i composti organici e con molti metalli. Si conoscono tre ossidi: Cl<sub>2</sub>O, ClO<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Il cloro non brucia all'aria, ma supporta la combustione di molte sostanze: ad esempio una candela di cera brucia in atmosfera di cloro producendo un fumo denso. Se esposto alla luce, reagisce violentemente con l'idrogeno.

Il cloro per uso commerciale viene prodotto per elettrolisi delle soluzioni di sale, un processo che sviluppa idrossido di sodio come prodotto secondario. Poiché la richiesta di cloro supera quella di idrossido di sodio, gran parte del cloro viene prodotta per trattamento del sale con ossidi di azoto oppure per ossidazione del cloruro di idrogeno. Il cloro è conservato allo stato liquido, in recipienti di acciaio. Viene usato per sbiancare la carta e altri prodotti organici, come disinfettante e germicida dell'acqua, e per preparare il bromo, il piombo tetraetile e altri prodotti importanti. Le soluzioni di cloro in acqua sono utilizzate in tutte le abitazioni come prodotti candeggianti.





**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Argo

Argo Elemento gassoso e inerte di simbolo Ar e numero atomico 18, appartenente al gruppo dei gas nobili della tavola periodica. Fu scoperto nel 1894 dai chimici britannici William Ramsay e John William Strutt Rayleigh, i quali furono condotti a questo risultato dalla osservazione della differenza di densità fra l'azoto, ritenuto puro, preparato dall'aria, e l'azoto effettivamente puro, ottenuto dal nitrato di ammonio. L'argo è composto da molecole monoatomiche, è incolore e inodore; fonde a  $-189,3\text{ °C}$ , bolle a  $-185,9\text{ °C}$  e ha peso atomico 39,948.

Costituisce lo 0,93% dell'atmosfera e viene prodotto industrialmente attraverso la distillazione frazionata dell'aria. È usato in grandi quantità come gas di riempimento dei bulbi delle lampadine, per raffreddare il filamento di tungsteno ed evitarne l'evaporazione che avrebbe luogo in condizioni di vuoto spinto.

L'argo è anche usato in un particolare tipo di lampade, simili a quelle al neon, che producono una luce blu particolarmente riposante per gli occhi. I tubi con argo necessitano inoltre di un voltaggio minore rispetto a quelli al neon, e per questa ragione piccole quantità di argo vengono talvolta aggiunte al neon. È usato inoltre negli archi elettrici, nei laser e nei saldatori.



Configurazione  
elettronica

19	<b>K</b>
	Potassio
	39,098
4s <sup>1</sup>	

Simbolo Chimico

Nome Elemento

Peso Atomico



# Potassio

Potassio Elemento metallico, morbido e reattivo, di simbolo K (dal latino kalium, "alcalino"), e numero atomico 19; appartiene al gruppo IA (o 1) della tavola periodica, ed è pertanto un metallo alcalino.

Proprietà e diffusione

Il potassio, scoperto nel 1807 dal chimico britannico Humphry Davy, ha colore bianco-argenteo, durezza 0,5 e può essere tagliato con un semplice coltello. Esiste in tre forme isotopiche naturali, con massa 39, 40 e 41. Il potassio 40 è radioattivo e ha vita media di 1,28 miliardi di anni mentre l'isotopo più abbondante è il potassio 39; sono inoltre stati preparati diversi isotopi artificiali. Il potassio fonde a circa 63 °C, bolle a circa 760 °C, ha densità relativa 0,86 e peso atomico 39,102.

Il potassio metallico è preparato per elettrolisi dell'idrossido fuso o di una miscela di cloruro e fluoruro di potassio. Il metallo si ossida non appena viene esposto all'aria e reagisce violentemente con l'acqua, producendo idrossido di potassio e idrogeno gassoso. Siccome l'idrogeno prodotto brucia spontaneamente, il potassio viene sempre mantenuto in liquidi come la paraffina, con la quale non reagisce.

Si trova in grosse quantità in vari minerali come la carnallite, i feldspati, il salnitro e la silvite; è un costituente dei tessuti di piante e animali, e un ottimo fertilizzante.

Usi

Il potassio metallico è usato nelle cellule fotoelettriche. Forma composti simili a quelli del sodio, con numero di ossidazione  $\pm 1$ . Tra i più importanti troviamo il bromuro di potassio (KBr), un solido bianco formato dalla reazione fra idrossido di potassio e bromo, usato in fotografia, nelle incisioni, in litografia e in medicina come sedativo. Il cromato di potassio (K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>), di colore giallo, e il bicromato di potassio (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), un solido cristallino rosso, sono potenti ossidanti utilizzati nella fabbricazione di fiammiferi, fuochi artificiali, coloranti tessili e nella colorazione della pelle. Lo ioduro di potassio (KI), un composto bianco molto solubile in acqua, è usato in fotografia per preparare emulsioni gelatinose e in medicina per il trattamento dei reumatismi o contro l'iperattività della tiroide.

Il nitrato di potassio (KNO<sub>3</sub>), un solido bianco preparato dalla cristallizzazione frazionata delle soluzioni di nitrato sodico e cloruro di potassio, si trova nei fiammiferi, negli esplosivi, nei fuochi artificiali e nella carne salmistrata; è presente in natura nel salnitro. Il permanganato (VII) di potassio, KMnO<sub>4</sub>, di colore viola, è usato come disinfettante e germicida, e come agente ossidante in molte reazioni chimiche. Il solfato di potassio (K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), un solido cristallino bianco, è un importante fertilizzante, utile anche nella preparazione del solfato di potassio-alluminio, o allume. Il potassio idrogenotarttrato, noto come cremore di tartaro, è un solido bianco usato nelle polveri lievitanti e in medicina.

Il carbonato di potassio (K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), di colore bianco, viene ottenuto dalle ceneri del legno o di altre parti delle piante, oppure facendo reagire idrossido di potassio con biossido di carbonio; trova impiego nella fabbricazione dei vetri e dei saponi.

Il termine potassa indicava originariamente il carbonato di potassio, ma è ora applicato a vari composti di potassio. Il clorato di potassio (KClO<sub>3</sub>), detto clorato di potassa, un composto cristallino bianco, è preparato dall'elettrolisi delle soluzioni di cloruro di potassio; è un forte agente ossidante ed è utilizzato nei fiammiferi, nei fuochi artificiali, negli esplosivi e come disinfettante. Il cloruro di potassio (KCl), anch'esso di colore bianco e comunemente detto cloruro di potassa, è un costituente dei sali minerali di potassio, dai quali è ottenuto per sublimazione; è un importante fertilizzante ma viene anche usato per preparare altri composti.

L'idrossido di potassio, detto potassa caustica, un solido bianco sciolto dall'umidità dell'aria, è preparato dall'elettrolisi di cloruro di potassio o dalla reazione fra carbonato di potassio e idrossido di calcio; è impiegato per la produzione di sapone ed è anche un importante reagente chimico. Si dissolve in una quantità d'acqua minore del suo peso, liberando calore e formando una soluzione fortemente alcalina.

Configurazione elettronica	20	<b>Ca</b>
		Calcio 40,08
	4s <sup>2</sup>	

**Simbolo Chimico**

**Nome Elemento**

**Peso Atomico**

# Calcio

Calcio (chimica) Elemento metallico argenteo, estremamente reattivo, di simbolo Ca e numero atomico 20; appartiene al gruppo 2 (o IIA) della tavola periodica ed è pertanto tra i metalli alcalino-terrosi. Fu isolato nel 1808 dal chimico britannico Humphry Davy per mezzo di metodi elettrolitici.

**Proprietà e diffusione**

Il calcio ha sei isotopi stabili e molti isotopi radioattivi. È duttile, malleabile, e ingiallisce rapidamente se esposto all'aria. Fonde a 830 °C, bolle a 1480 °C, ha densità relativa 1,54 e peso atomico 40,08.

Piuttosto comune sulla superficie terrestre, si trova sempre combinato con altri elementi. È presente in molti composti di importanza industriale e commerciale, come il carbonato di calcio (CaCO<sub>3</sub>), che costituisce la calcite, il marmo e il calcare; il solfato di calcio (CaSO<sub>4</sub>) che si trova nell'alabastro e nel gesso; il fluoruro di calcio (CaF<sub>2</sub>) presente nella fluorite; il fosfato di calcio (Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>) che si trova nei fosfati delle rocce e in molti silicati. A temperature relativamente basse e in aria secca, il calcio non viene attaccato dall'ossigeno, ma se scaldato reagisce vigorosamente con gli alogeni, l'ossigeno, lo zolfo, il fosforo, l'idrogeno e l'azoto. Reagisce violentemente anche con l'acqua, formando l'idrossido Ca(OH)<sub>2</sub> e liberando idrogeno.

**Usi**

Il metallo si ottiene principalmente per elettrolisi del cloruro di calcio fuso, ma il processo è piuttosto costoso. In passato poco usato nell'industria, trova ora ampio impiego come deossidante per rame, nickel e acciaio. Inoltre le leghe piombo-calcio, con caratteristiche migliori rispetto alle leghe di piombo e antimonio, sono utilizzate per realizzare i cuscinetti a sfera, nella fabbricazione delle batterie e come coperture per i cavi di piombo. Il calcio è presente allo stato combinato nella calce (idrossido di calcio), nel cemento e nella malta (come idrossido di calcio o come silicato). È inoltre un importante costituente dei denti e delle ossa (come idrossosolfato di calcio), e si trova in molti fluidi corporei.

