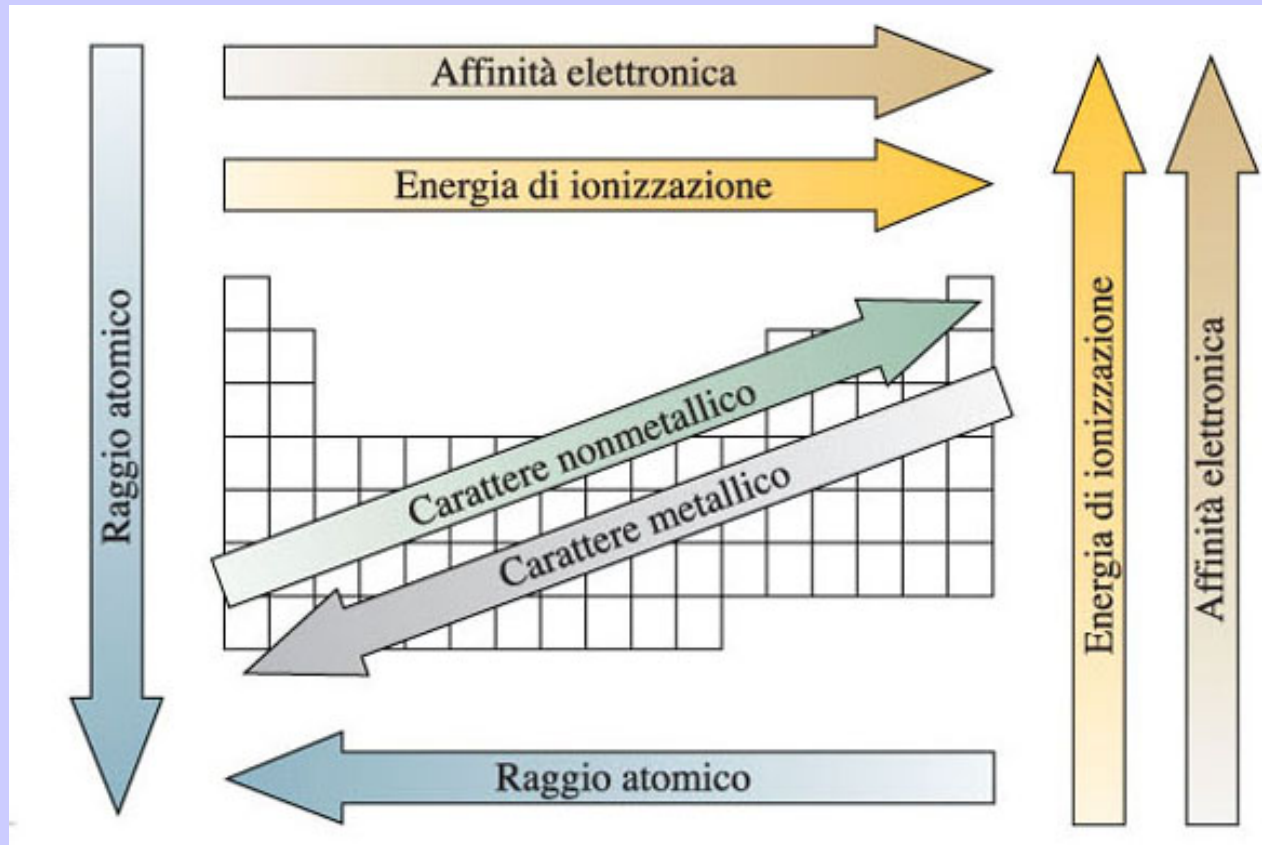


Proprietà generali degli elementi della Tavola Periodica

Abbiamo visto che una prima grossa divisione degli elementi della tavola periodica consiste nel loro carattere **metallico** o **non metallico**



Il carattere **metallico** aumenta:

- da destra a sinistra lungo un periodo
- dall'alto al basso lungo un gruppo

I metalli sono caratterizzati da:

- basse energie di ionizzazione
- affinità elettroniche piccole o positive
- bassa elettronegatività

Come risultato tendono a perdere gli elettroni di valenza formando cationi:



I non-metalli sono caratterizzati da:

- elevate energie di ionizzazione
- affinità elettroniche negative e grandi
- elevata elettronegatività

Come risultato tendono ad acquistare elettroni formando anioni monoatomici ed ossanioni:



Sono esclusivamente metallici/non-metallici solo i gruppi all'estrema sinistra/destra della tavola periodica.

I A metalli alcalini

II A metalli alcalino-terrosi

(VI A O, S, Se; Te, Po)

VII A alogeni

I gruppi IIIA-VA presentano elementi non-metallici all'inizio e metallici alla fine.

| 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|----|----|----|----|----|----|----|----|
| H | | | | | | | He |
| Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |

Quasi tutti gli elementi formano **ossidi**.

Gli ossidi sono classificati in:

- **ossidi basici**: reagiscono con acidi per dare sali



- **ossidi acidi**: reagiscono con basi per dare sali



| 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 |
|----|----|----|----|----|----|----|
| Li | Be | B | C | N | O | F |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
| K | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Sn | Po | At |

▲ FIGURA 10-17
Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

Gli **ossidi**, se solubili, danno reazioni caratteristiche con acqua.

- I metalli danno ossidi basici. Gli ossidi dei metalli più reattivi reagiscono con acqua per dare soluzioni basiche (basi)



-I non metalli danno ossidi acidi. Gli ossidi acidi solubili reagiscono con acqua per dare soluzioni acide (o acidi)



Tali ossidi sono anche noti come **anidridi**.

Altri ossidi acidi non solubili reagiscono allo stato fuso solo con basi o con ossidi basici.



Ossidi di elementi non spiccatamente metallici o non metallici reagiscono sia con acidi che con basi (**ossidi anfoteri**).



| 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 |
|----|----|----|----|----|----|----|
| Li | Be | B | C | N | O | F |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
| K | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Sn | Po | At |

▲ FIGURA 10-17
Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

Stati di ossidazione

I metalli hanno stati di ossidazione pari al numero del gruppo e corrispondenti alla perdita degli elettroni di valenza.

| 1A | 2A | | | | | | | | | | | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 8A |
|-----------------|------------------|----|------------------|----|--------------------------------------|------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|-----------------|-------------------------------------|---|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|----|
| H ⁺ | | | | | | | | | | | | | | | | H ⁻ | |
| Li ⁺ | | | | | | | | | | | | | C ⁴⁻ | N ³⁻ | O ²⁻ | F ⁻ | |
| Na ⁺ | Mg ²⁺ | 3B | 4B | 5B | 6B | 7B | 8B | 8B | 8B | 1B | 2B | Al ³⁺ | | P ³⁻ | S ²⁻ | Cl ⁻ | |
| K ⁺ | Ca ²⁺ | | Ti ²⁺ | | Cr ²⁺ Cr ³⁺ | Mn ²⁺ | Fe ²⁺ Fe ³⁺ | Co ²⁺ Co ³⁺ | Ni ⁺ | Cu ⁺ Cu ²⁺ | Zn ²⁺ | | | | Se ²⁻ | Br ⁻ | |
| Rb ⁺ | Sr ²⁺ | | | | | | | | | Ag ⁺ | Cd ²⁺ | | Sn ⁴⁺ | | Te ²⁻ | I ⁻ | |
| Cs ⁺ | Ba ²⁺ | | | | | | | | | | Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺ | | Pb ⁴⁺ | Bi ⁵⁺ | | | |

+1 +2

+3 +4 +5

I metalli più pesanti (periodo 5 o 6) possono mantenere i due elettroni s di valenza e dare stati di ossidazione pari al numero del gruppo meno due.

| 1A | 2A | 3B | 4B | 5B | 6B | 7B | 8B | 8B | 8B | 1B | 2B | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 8A |
|-----------------|------------------|----|------------------|----|--------------------------------------|------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|-----------------|-------------------------------------|-------------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|----|
| H ⁺ | | | | | | | | | | | | | | | | H ⁻ | |
| Li ⁺ | | | | | | | | | | | | | C ⁴⁻ | N ³⁻ | O ²⁻ | F ⁻ | |
| Na ⁺ | Mg ²⁺ | | | | | | | | | | | Al ³⁺ | | P ³⁻ | S ²⁻ | Cl ⁻ | |
| K ⁺ | Ca ²⁺ | | Ti ²⁺ | | Cr ²⁺ Cr ³⁺ | Mn ²⁺ | Fe ²⁺ Fe ³⁺ | Co ²⁺ Co ³⁺ | Ni ⁺ | Cu ⁺ Cu ²⁺ | Zn ²⁺ | | | | Se ²⁻ | Br ⁻ | |
| Rb ⁺ | Sr ²⁺ | | | | | | | | | Ag ⁺ | Cd ²⁺ | In ⁺ | Sn ²⁺ | | Te ²⁻ | I ⁻ | |
| Cs ⁺ | Ba ²⁺ | | | | | | | | | | Hg ²⁺ Hg ⁺ | Tl ⁺ | Pb ²⁺ | Bi ³⁺ | | | |

+1 +2 +3

I non-metalli (eccetto gli elementi più elettronegativi, come F e O) possono avere molti numeri di ossidazione, compresi tra:

- il numero del gruppo
(n° d'ossidazione più alto)

- numero del gruppo -8

tutti gli elettroni di
valenza persi

acquisto di elettroni
fino al gas nobile successivo

VII A da +7 a -1

VI A da +6 a -2

V A da +5 a -3

| Composto o ione | Stato di ossidazione |
|------------------------|----------------------|
| NO_3^- | +5 |
| N_2O_4 | +4 |
| NO_2^- | +3 |
| NO | +2 |
| N_2O | +1 |
| N_2 | 0 |
| NH_2OH | -1 |
| N_2H_4 | -2 |
| NH_3 | -3 |

Semi-reazione di ossidazione (agente riducente)

Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)

Elementi del gruppo IA Metalli alcalini

Sono metalli dall'aspetto argenteo, teneri e bassofondenti ($T_f < 180^\circ\text{C}$)



▲ Taglio di sodio metallico

Il sodio, un metallo reattivo, è coperto da uno strato di ossido che lo protegge.

| | Li | Na | K | Rb | Cs |
|--|---------|--------|---------|------------|---------|
| Atomic number | 3 | 11 | 19 | 37 | 55 |
| Valence-shell electron configuration | $2s^1$ | $3s^1$ | $4s^1$ | $5s^1$ | $6s^1$ |
| Atomic (metallic) radius, pm | 152 | 186 | 227 | 248 | 265 |
| Ionic (M^+) radius, pm | 59 | 99 | 138 | 149 | 170 |
| Electronegativity | 1.0 | 0.9 | 0.8 | 0.8 | 0.8 |
| First ionization energy, kJ mol^{-1} | 520.2 | 495.8 | 418.8 | 403.0 | 375.7 |
| Electrode potential E° , V^a | -3.040 | -2.713 | -2.924 | -2.924 | -2.923 |
| Melting point, $^\circ\text{C}$ | 180.54 | 97.81 | 63.65 | 39.05 | 28.4 |
| Boiling point, $^\circ\text{C}$ | 1347 | 883.0 | 773.9 | 687.9 | 678.5 |
| Density, g/cm^3 at 20°C | 0.534 | 0.971 | 0.862 | 1.532 | 1.873 |
| Hardness ^b | 0.6 | 0.4 | 0.5 | 0.3 | 0.2 |
| Electrical conductivity ^c | 17.1 | 33.2 | 22.0 | 12.4 | 7.76 |
| Flame color | Carmin | Yellow | Violet | Bluish red | Blue |
| Principal visible emission lines, nm | 610,671 | 589 | 405,767 | 780,795 | 456,459 |

^aFor the reduction $M^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow M(\text{s})$.

^bHardness measures the ability of substances to scratch, abrade, or indent one another. On the Mohs scale, ten minerals are ranked by hardness, ranging from that of talc (0) to diamond (10). Other values: wax (0 $^\circ\text{C}$), 0.2; asphalt, 1–2; fingernail, 2.5; copper, 2.5–3; iron, 4–5; chromium, 9. Each substance can scratch only other substances with hardness values lower than its own.

^cOn a scale relative to silver as 100.

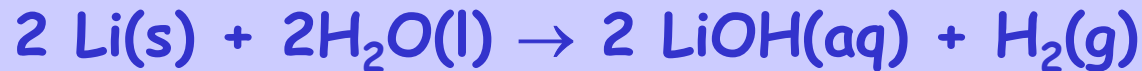
Elementi del gruppo IA Metalli alcalini

La loro configurazione elettronica di valenza è ns^1 .
Essi pertanto reagiscono perdendo questo elettrone e formando monocationi quali Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ e Cs^+ che sono in genere solubili in acqua.

| | Li | Na | K | Rb | Cs |
|---|---------|--------|---------|------------|---------|
| Atomic number | 3 | 11 | 19 | 37 | 55 |
| Valence-shell electron configuration | $2s^1$ | $3s^1$ | $4s^1$ | $5s^1$ | $6s^1$ |
| Atomic (metallic) radius, pm | 152 | 186 | 227 | 248 | 265 |
| Ionic (M^+) radius, pm | 59 | 99 | 138 | 149 | 170 |
| Electronegativity | 1.0 | 0.9 | 0.8 | 0.8 | 0.8 |
| First ionization energy, kJ mol^{-1} | 520.2 | 495.8 | 418.8 | 403.0 | 375.7 |
| Electrode potential E° , V^a | -3.040 | -2.713 | -2.924 | -2.924 | -2.923 |
| Melting point, $^\circ\text{C}$ | 180.54 | 97.81 | 63.65 | 39.05 | 28.4 |
| Boiling point, $^\circ\text{C}$ | 1347 | 883.0 | 773.9 | 687.9 | 678.5 |
| Density, g/cm^3 at 20 $^\circ\text{C}$ | 0.534 | 0.971 | 0.862 | 1.532 | 1.873 |
| Hardness ^b | 0.6 | 0.4 | 0.5 | 0.3 | 0.2 |
| Electrical conductivity ^c | 17.1 | 33.2 | 22.0 | 12.4 | 7.76 |
| Flame color | Carmine | Yellow | Violet | Bluish red | Blue |
| Principal visible emission lines, nm | 610,671 | 589 | 405,767 | 780,795 | 456,459 |

Elementi del gruppo IA Metalli alcalini

Tutti questi metalli reagiscono con acqua dando gli idrossidi e liberando idrogeno con una reazione caratteristica. Ad esempio:



La reattività aumenta scendendo lungo il gruppo perché diminuisce l'energia di ionizzazione e l'elettrone esterno viene perso più facilmente. La reazione avviene in maniera più violenta, ad esempio, per il potassio che per il sodio, tanto che la forte esotermicità può far incendiare l'idrogeno gassoso che è uno dei prodotti della reazione.

Elementi del gruppo IA Metalli alcalini

Tutti i metalli alcalini possono formare ossidi basici di formula M_2O che con acqua danno idrossidi che si comportano come basi forti



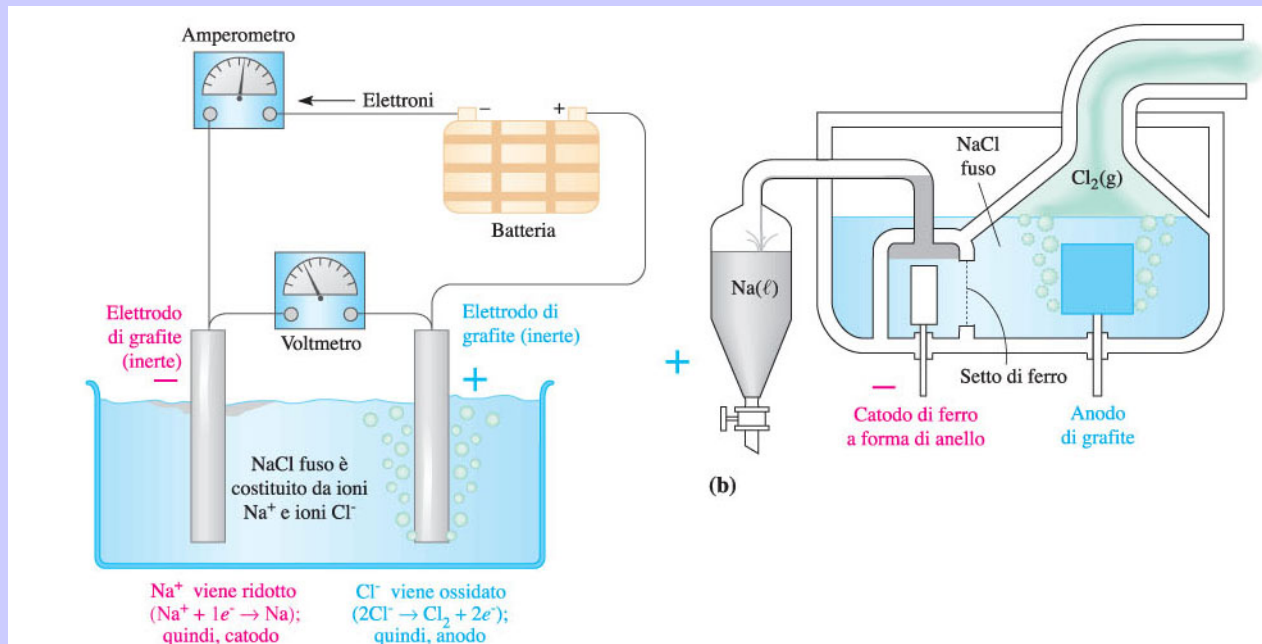
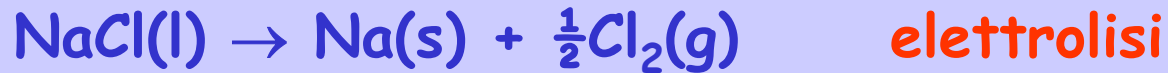
Essendo molto reattivi non si trovano mai come metalli liberi in natura ma come cationi in sali quali NaCl.



▲ Cumuli di sale marino (cloruro sodico) ottenuto per evaporazione di acqua di mare.

Elementi del gruppo IA Metalli alcalini

I metalli allo stato elementare sono in genere preparati per elettrolisi di sali fusi.



Questo perché i potenziali di riduzione dei cationi sono molto bassi (grandi e negativi)



$$E^\circ_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ V}$$

Elementi del gruppo IIA

Metalli alcalino-terrosi

Sono metalli relativamente più duri ed altofondenti, ma meno reattivi dei metalli alcalini.

| | Be | Mg | Ca | Sr | Ba |
|---|-------------------|--------|------------|---------|-------|
| Atomic number | 4 | 12 | 20 | 38 | 56 |
| Atomic (metallic) radius, pm | 111 | 160 | 197 | 215 | 222 |
| Ionic (M^{2+}) radius, pm | 27 | 72 | 100 | 113 | 136 |
| Electronegativity | 1.5 | 1.2 | 1.0 | 1.0 | 0.9 |
| First ionization energy, kJ mol^{-1} | 899.4 | 737.7 | 589.7 | 549.5 | 502.8 |
| Electrode potential E° , V^a | -1.85 | -2.356 | -2.84 | -2.89 | -2.92 |
| Melting point, $^\circ\text{C}$ | 1278 | 648.8 | 839 | 769 | 729 |
| Boiling point, $^\circ\text{C}$ | 2970 ^b | 1090 | 1483.6 | 1383.9 | 1637 |
| Density, g/cm^3 at 20 $^\circ\text{C}$ | 1.85 | 1.74 | 1.55 | 2.54 | 3.60 |
| Hardness ^c | ~ 5 | 2.0 | 1.5 | 1.8 | ~2 |
| Electrical conductivity ^c | 39.7 | 35.6 | 40.6 | 6.90 | 3.20 |
| Flame color | None | None | Orange-red | Scarlet | Green |

^aFor the reduction $M^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \longrightarrow M(\text{s})$.

^bBoiling point at 5 mmHg pressure.

^cSee footnotes of Table 22.2.

Elementi del gruppo IIA

Metalli alcalino-terrosi

La loro configurazione elettronica di valenza è ns^2 .

Pertanto essi reagiscono perdendo i due elettroni e formando dicazioni quali Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

Il **berillio** perde più difficilmente gli elettroni e tende a formare legami covalenti (E_{ion} più grande), gli altri hanno comportamento simile ai metalli alcalini e la loro reattività aumenta scendendo lungo il gruppo.

Reagiscono con acqua dando gli idrossidi e liberando idrogeno ma in maniera meno violenta dei metalli alcalini:



Elementi del gruppo IIA Metalli alcalino-terrosi

Formano tutti ossidi basici di formula MO che in acqua danno idrossidi che si comportano come basi forti



Fa eccezione il berillio il cui ossido (e idrossido) è anfotero.

I metalli alcalino terrosi non esistono liberi in natura e possono essere preparati per **elettrolisi** dei cloruri o per riduzione dell'ossido con un metallo che formi ossidi più stabili.

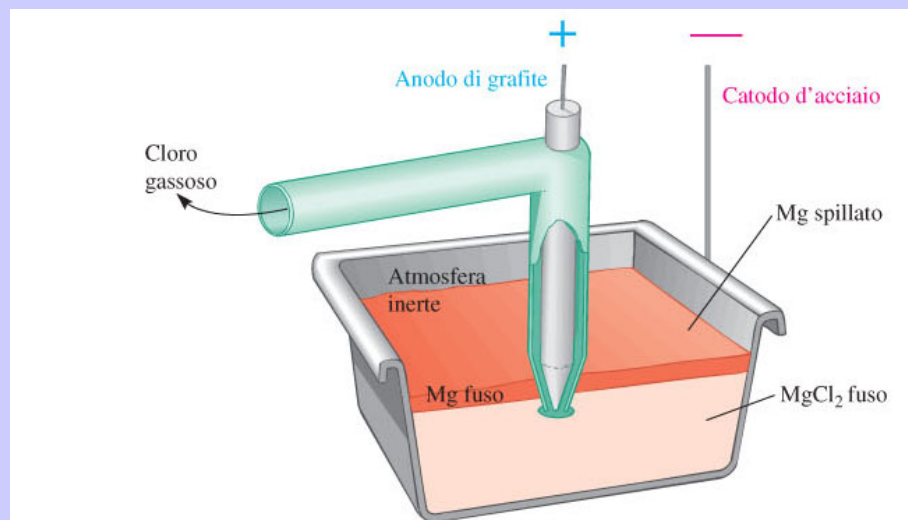


Figura 22-6 Cella di elettrolisi di $MgCl_2$ fuso. Il magnesio metallico si forma sul catodo d'acciaio e risale verso l'alto, da dove è spillato periodicamente. Il cloro gassoso si forma attorno all'anodo di grafite ed è aspirato via.

Elementi del gruppo IIIA

Una particolarità degli elementi del gruppo IIIA è dalla tendenza poco spiccata all'aumento del carattere metallico scendendo lungo il gruppo.

| | Al | Ga | In | Tl |
|---|--------|-------|--------|--------|
| Atomic number | 13 | 31 | 49 | 81 |
| Atomic (metallic) radius, pm | 143 | 122 | 163 | 170 |
| Ionic (M^{3+}) radius, pm | 53 | 62 | 79 | 88 |
| Electronegativity | 1.5 | 1.6 | 1.7 | 1.8 |
| First ionization energy, kJ mol^{-1} | 577.6 | 578.8 | 558.3 | 589.3 |
| Electrode potential E° , V^a | -1.676 | -0.56 | -0.34 | +0.72 |
| Melting point, $^\circ\text{C}$ | 660.37 | 29.78 | 156.17 | 303.55 |
| Boiling point, $^\circ\text{C}$ | 2467 | 2403 | 2080 | 1457 |
| Density, g/cm^3 at 20 $^\circ\text{C}$ | 2.698 | 5.907 | 7.310 | 11.85 |
| Hardness ^b | 2.75 | 1.5 | 1.2 | 1.25 |
| Electrical conductivity ^b | 59.7 | 9.1 | 19.0 | 8.82 |

^aFor the reduction $M^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \longrightarrow M(\text{s})$.

^bSee footnotes of Table 22.2.

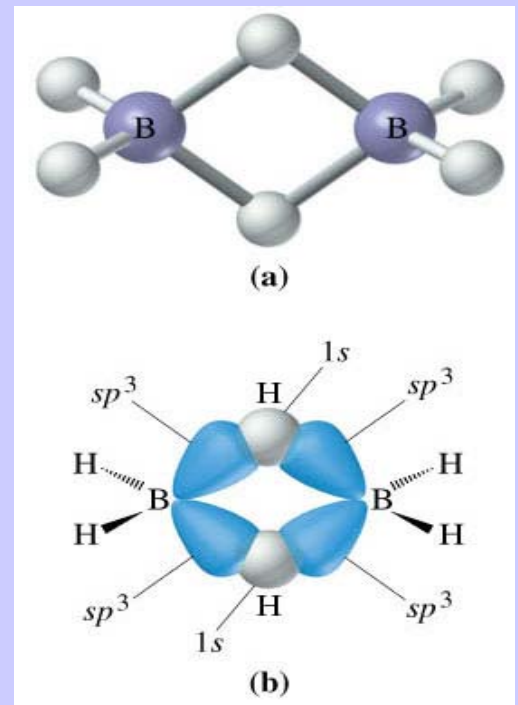
Elementi del gruppo IIIA

Il primo elemento del gruppo, il **boro**, è un metalloide e la sua chimica è quella di un non-metallo.

Quello che formalmente è il suo idrossido, $B(OH)_3$, è un acido, l'acido borico, la cui formula spesso si indica come H_3BO_3 e che ha proprietà antisettiche.

L'ossido del boro, B_2O_3 , è un ossido acido e aggiunto al vetro gli conferisce resistenza alle alte temperature (Pyrex).

I composti del boro con idrogeno, i borani, esistono come multipli dell'unità BH_3 . La molecola di borano BH_3 non esiste come composto stabile. Il più semplice idruro di boro isolato è il diborano B_2H_6 .



Elementi del gruppo IIIA

Gli altri elementi del gruppo sono metalli con ossidi di formula generale M_2O_3 , con carattere anfotero per i primi due elementi, Al e Ga, e basico per i due successivi, In e Tl.

Tutti gli elementi hanno configurazione elettronica $ns^2 np^1$

Il boro condivide tali elettroni di valenza formando legami covalenti e dando lo stato di ossidazione +3.

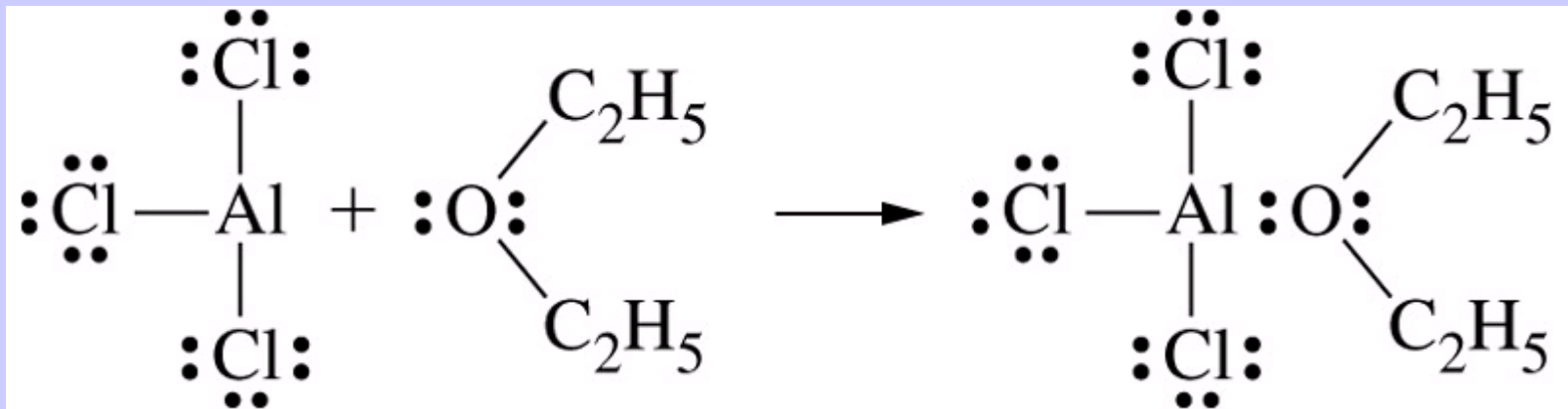
Gli altri elementi perdono i tre elettroni dando tricationi quali Al^{3+} , Ga^{3+} , In^{3+} , Tl^{3+} . L'alluminio può anche formare legami covalenti polari.

Gli elementi più pesanti, dal gallio in poi, possono perdere solo l'elettrone p dando monocationi Ga^+ , In^+ , Tl^+ la cui stabilità aumenta scendendo lungo il gruppo: lo stato di ossidazione +1 è il più stabile per il tallio.

Elementi del gruppo IIIA

L'alluminio è l'elemento più importante del gruppo, è il terzo in ordine di abbondanza sulla crosta terrestre. Si trova in natura nei minerali sottoforma di ossido anfotero, Al_2O_3 , e può essere ottenuto allo stato elementare tramite elettrolisi.

Gli alogenuri di alluminio sono acidi di Lewis molto reattivi e vengono spesso usati in chimica organica come catalizzatori.



Elementi del gruppo IVA

Anche gli elementi del gruppo IV mostrano una tendenza ad un maggior carattere metallico scendendo lungo il gruppo dal C al Pb.

Il primo elemento del gruppo, il carbonio, è un non-metallo, i successivi due (silicio e germanio) sono metalloidi, mentre gli ultimi due, stagno e piombo, sono metalli.

Hanno una configurazione elettronica di valenza $ns^2 np^2$

| |
|---------------------|
| 4A |
| 6 C 12.011 |
| 14 Si 28.0855 |
| 32 Ge 72.61 |
| 50 Sn 118.710 |
| 82 Pb 207.2 |

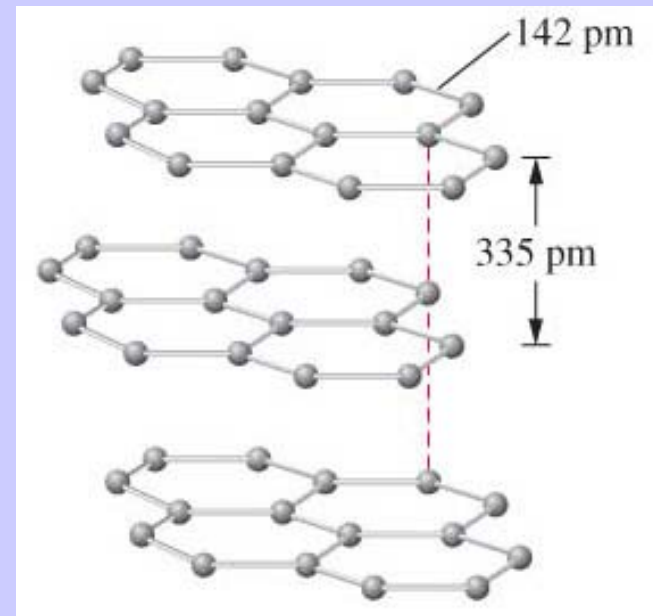
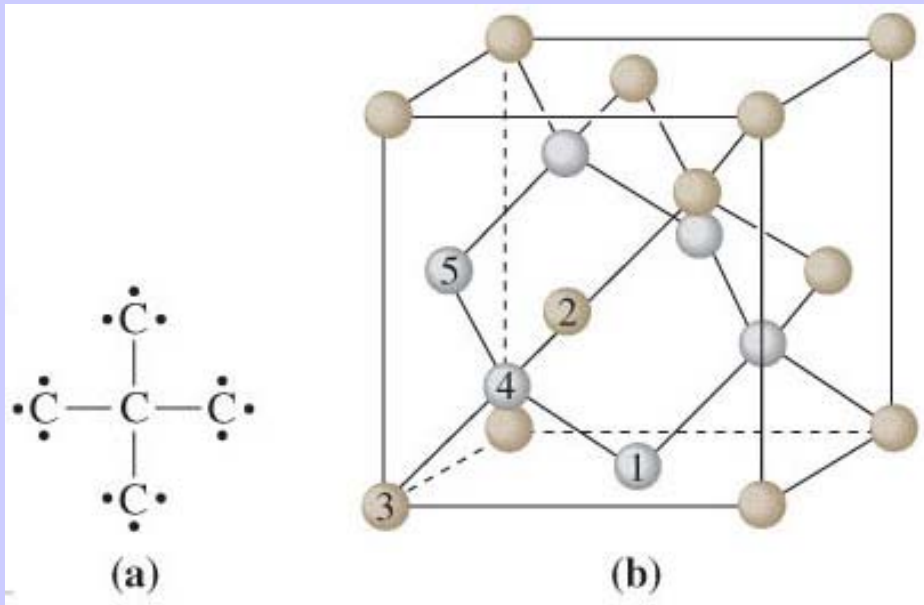
| Property | Carbon | Silicon | Germanium | Tin | Lead |
|--|-------------|-------------|-------------|-------------------|-------------|
| Valence electron configuration | $2s^2 2p^2$ | $3s^2 3p^2$ | $4s^2 4p^2$ | $5s^2 5p^2$ | $6s^2 6p^2$ |
| Melting point (°C) | >3550* | 1414 | 938 | 232 [†] | 327 |
| Boiling point (°C) | | 3265 | 2833 | 2602 | 1749 |
| Density (g/cm ³) | 3.51* | 2.33 | 5.32 | 7.26 [†] | 11.3 |
| Abundance in Earth's crust (mass %) | 0.020 | 28.2 | 0.0005 | 0.0002 | 0.0013 |
| Common oxidation states | +2, +4 | +4 | +4 | +2, +4 | +2, +4 |
| Atomic radius (pm) | 77 | 117 | 122 | 140 | 175 |
| First ionization energy (kJ/mol) | 1086 | 786 | 762 | 709 | 716 |
| Electronegativity | 2.5 | 1.8 | 1.8 | 1.8 | 1.9 |
| Redox potential, E° (V) for $M^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow M(s)$ | | | | -0.14 | -0.13 |

Elementi del gruppo IVA

Il carbonio e il silicio formano molti composti covalenti a geometria tetraedrica impiegando orbitali ibridi sp^3 .

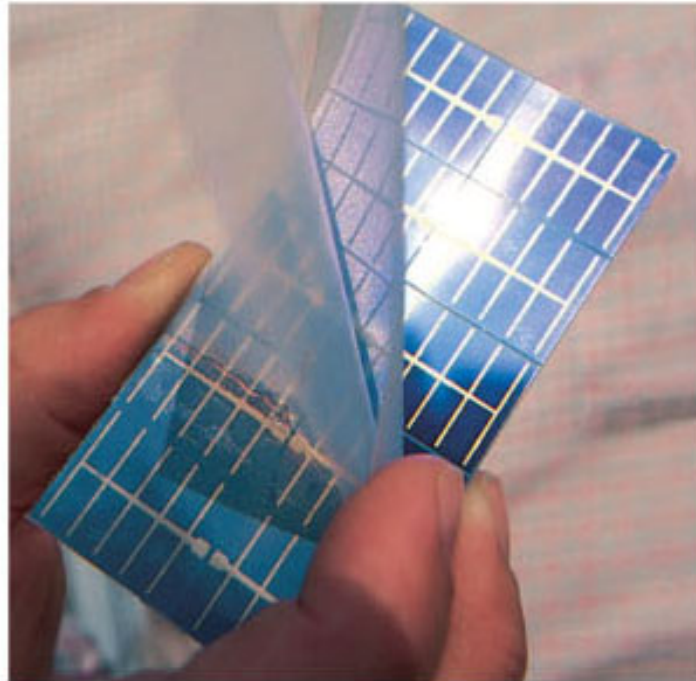
Il carbonio forma anche molti altri composti impiegando orbitali ibridi sp^2 e sp , che il silicio non forma.

Il carbonio esiste in due forme allotropiche: **grafite** (sp^2) e **diamante** (sp^3): la prima nera, morbida e conduttore di elettricità, il secondo trasparente, duro e isolante.



Elementi del gruppo IVA

Il silicio (e il germanio) allo stato elementare ha la stessa struttura del diamante con gli atomi di silicio ibridizzati sp^3 ed è un solido grigio semiconduttore.



Il silicio puro è usato nei pannelli solari per immagazzinare energia.

Elementi del gruppo IVA

Stagno e piombo sono tipici metalli, entrambi teneri, malleabili e fondono a temperatura basse. In realtà allo stato elementare lo stagno esiste in due forme allotropiche cristalline α e β . La forma α (stagno grigio) "non-metallica" è stabile sotto i 13°C , mentre quella β (stagno bianco) "metallica" è stabile sopra i 13°C .

| | Sn | Pb |
|--|-----------------------------------|--------|
| Atomic number | 50 | 82 |
| Atomic (metallic) radius, pm | 141 | 175 |
| Ionic (M^{2+}) radius, pm | 93 | 118 |
| First ionization energy, kJ mol^{-1} | 709 | 716 |
| Electrode potential E° , V | | |
| $[\text{M}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{M}(\text{s})]$ | -0.137 | -0.125 |
| $[\text{M}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{M}^{2+}(\text{aq})]$ | +0.154 | +1.5 |
| Melting point, $^\circ\text{C}$ | 232 | 327 |
| Boiling point, $^\circ\text{C}$ | 2623 | 1751 |
| Density, g/cm^3 at 20°C | 5.77 (a, gray) 7.29 (b, white) | 11.34 |
| Hardness ^a | 1.6 | 1.5 |
| Electrical conductivity ^a | 14.4 | 7.68 |

Elementi del gruppo IVA

Una delle principali proprietà del carbonio è la sua capacità di formare legami covalenti forti con altri atomi di carbonio per formare una gran varietà di catene ed anelli: esso dà così luogo insieme a pochi altri elementi (H,O,N,...) a milioni di composti noti come **composti organici**.

Carbonio, silicio e germanio condividono i loro elettroni di valenza $ns^2 np^2$ formando quattro legami covalenti, talvolta due con una coppia solitaria.

Stagno e piombo tendono a perdere tutti e quattro gli elettroni di valenza oppure soltanto i due elettroni np^2 dando luogo a composti con stato di ossidazione +4 e +2.

Elementi del gruppo IVA - ossidi

Tutti gli elementi del gruppo formano ossidi di formula generale EO_2 .

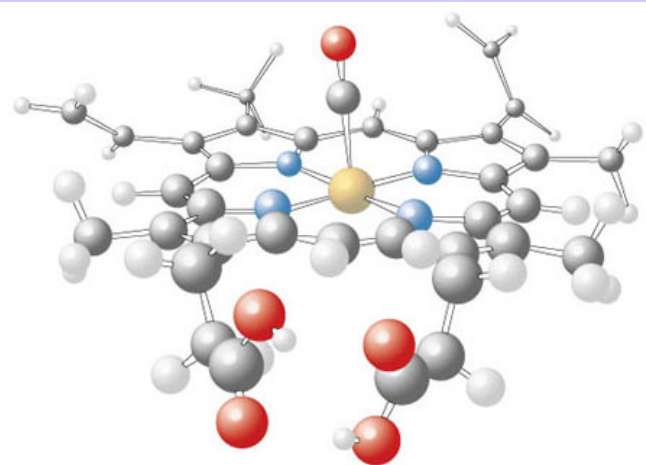
Il biossido di carbonio è un ossido acido e si scioglie in acqua formando soluzioni acquose di acido carbonico:



Il carbonio presenta anche un ossido in cui assume numero di ossidazione pari a +2, il monossido di carbonio, CO . Questo non ha carattere acido ed è meno stabile del biossido di carbonio. È un gas velenoso, poiché tende a legarsi con il ferro dell'emoglobina spostando le molecole di ossigeno.

CO legato all'emoglobina

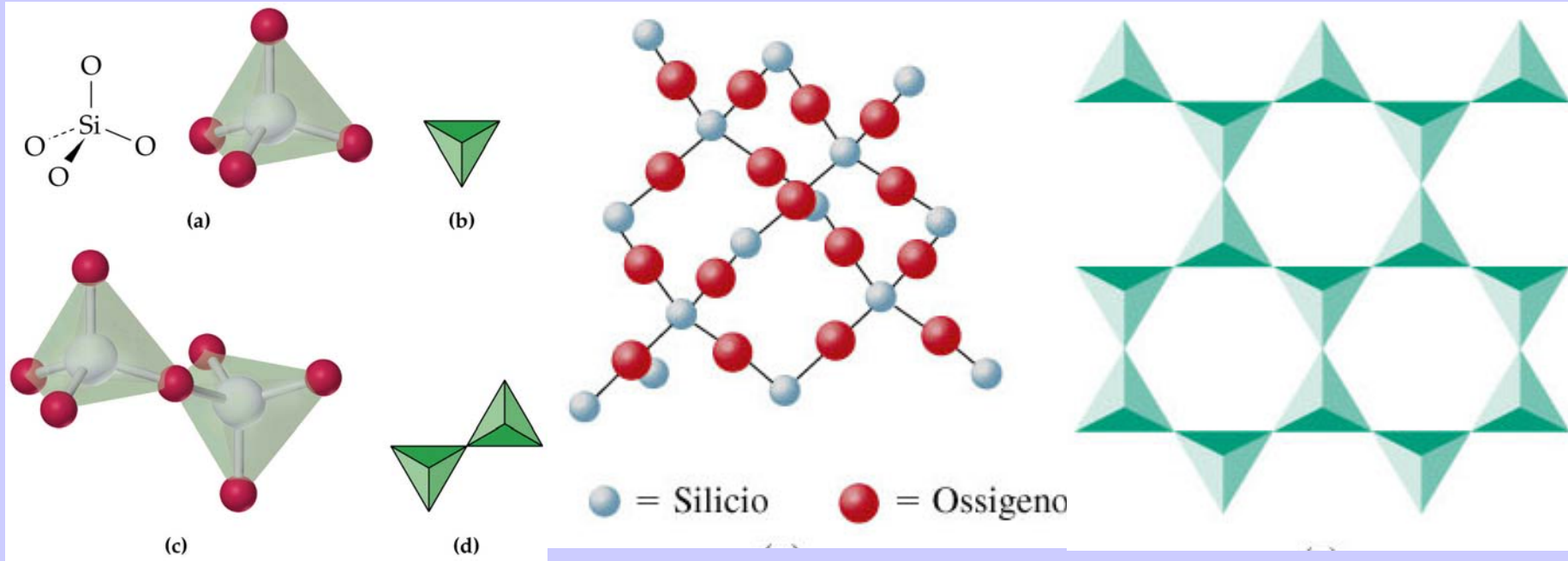
Il monossido di carbonio si lega agli atomi di ferro più fortemente dell'ossigeno. Così quantità tossiche di monossido di carbonio possono portare alla morte per mancanza di ossigeno. La parte della molecola di emoglobina mostrata qui è detta *eme*. Un atomo di ferro (giallo) è al centro del gruppo ed è circondato da quattro atomi di azoto. Nell'emoglobina una molecola di O_2 si colloca sopra al piano formato dagli atomi di azoto e ferro, ma qui è stata sostituita dalla molecola CO (nera e rossa).



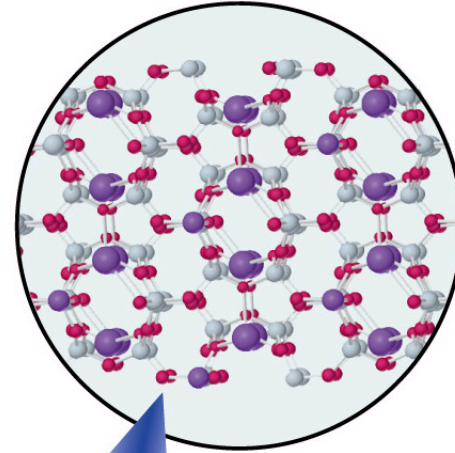
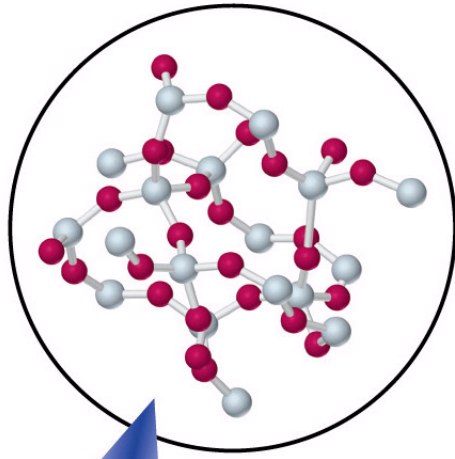
Elementi del gruppo IVA - ossidi

Il biossido di silicio (silice) è uno dei costituenti principali della crosta terrestre. È un ossido acido, ma reagisce direttamente solo con ossidi basici o carbonati per dare silicati.

Esiste un enorme quantità di silicati minerali tutti basati sull'unità tetraedrica. I silicati più semplici contengono lo ione SiO_4^{2-} , ma altri più complessi sono costituiti da più tetraedri di SiO_4 fusi tramite un ossigeno comune.



Elementi del gruppo IVA - ossidi



Elementi del gruppo IVA - ossidi

I biossidi di stagno e piombo, SnO_2 e PbO_2 , sono ossidi anfoteri, così come i monossidi SnO e PbO .

Poiché il piombo preferisce lo stato di ossidazione +2 i composti del Pb(IV) tendono a ridursi a Pb(II). PbO_2 è quindi un buon agente ossidante (accumulatori a piombo).

Elementi del gruppo VA

Anche gli elementi del gruppo VA mostrano un graduale passaggio da non metalli (**azoto**, **fosforo**) a semimetalli (**arsenico**, **antimonio**) e infine a metalli (**bismuto**) scendendo lungo il gruppo.

| | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | VIIIA |
|-----|------|-----|----|-----|------|-------|
| | B | C | N | O | F | He |
| | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| IIB | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |

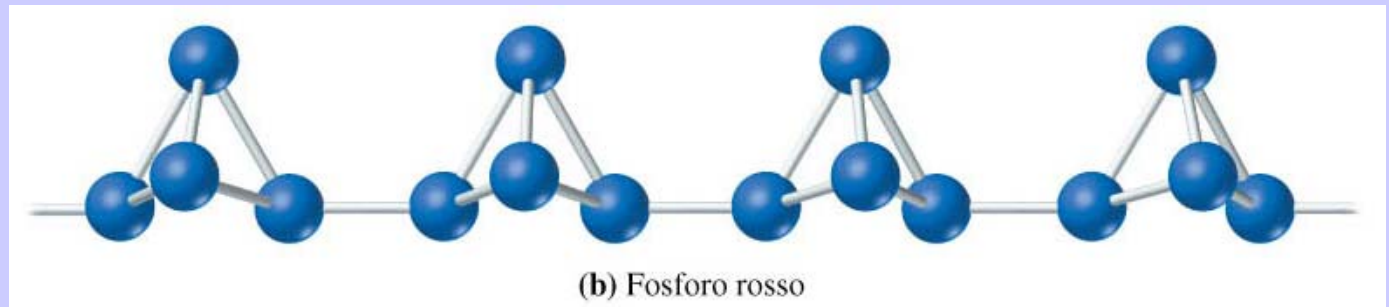
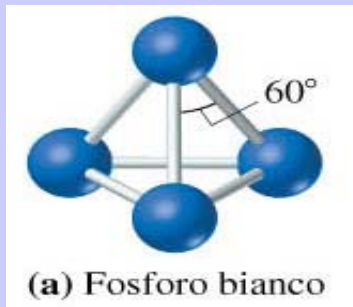
L'azoto in forma elementare esiste come molecola biatomica gassosa N_2 , che costituisce circa il 78% dell'atmosfera. Tale molecola è molto poco reattiva a causa del triplo legame $N \equiv N$ con BE di 942 kJ.

Reagisce tuttavia con i metalli più reattivi (gruppi IA e IIA) formando nitruri ionici in cui compare come ione nitruro N^{3-} :



Elementi del gruppo VA

Il fosforo è presente in natura in tre diverse forme allotropiche: **fosforo bianco**, **fosforo rosso** e fosforo nero. La più comune è il fosforo bianco che è costituito da molecole P_4 in cui gli atomi di fosforo sono situati ai vertici di un tetraedro. Il fosforo rosso è costituito da catene di frammenti P_4 in cui un legame P-P si rompe per mettendo la formazione di nuovi legami intermolecolari P-P, mentre il fosforo nero è un solido covalente con struttura complessa.



L'arsenico e l'antimonio sono solidi friabili, e il bismuto è un metallo.

Gli stati di ossidazione più comuni sono **-3**, **+3** e **+5**. Questi elementi formano ossidi con formule minime E_2O_3 ed E_2O_5 con stati di ossidazione **+3** e **+5**.

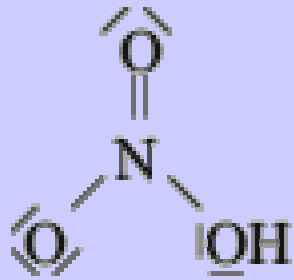
L'azoto presenta tutti gli stati di ossidazione da **-3** a **+5**, di cui i più comuni sono **-3**, **+3** e **+5**. Nei nitruri l'azoto ha stato di ossidazione **-3**. Questo è lo stesso stato di ossidazione che si presenta nel composto molecolare ammoniacca, NH_3 , un gas irritante che si comporta da base debole sciogliendosi in acqua per dare soluzioni basiche.

L'azoto forma anche gli ossidi N_2O (**+1**), NO (**+2**) e NO_2 (**+4**). Gli ossidi dell'azoto sono ossidi acidi e con acqua formano acidi; i più comuni sono: **acido nitrico** (HNO_3) con stato di ossidazione **+5** e **acido nitroso** (HNO_2) con stato di ossidazione **+3**.

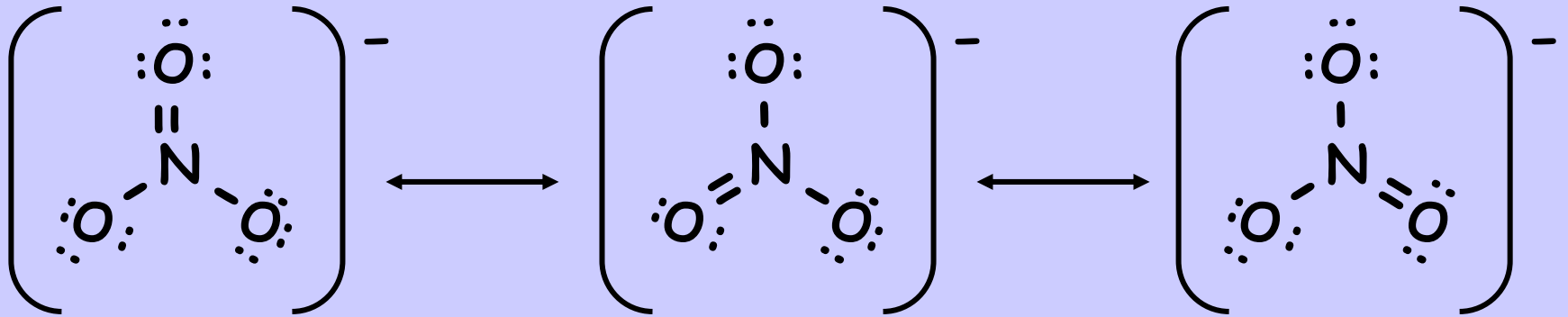
| Composto o ione | Stato di ossidazione |
|-----------------|----------------------|
| NO_3^- | +5 |
| N_2O_4 | +4 |
| NO_2^- | +3 |
| NO | +2 |
| N_2O | +1 |
| N_2 | 0 |
| NH_2OH | -1 |
| N_2H_4 | -2 |
| NH_3 | -3 |

Semi-reazione di ossidazione (agente riducente)

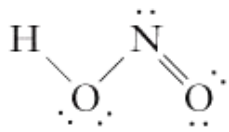
Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)



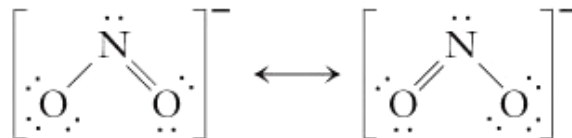
acido nitrico (HNO_3)



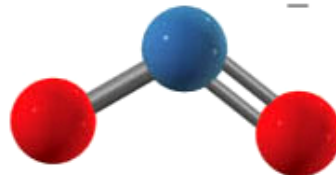
Ione nitrato (NO_3^-)



acido nitroso



ione nitrito



HNO_2 acido nitroso (debole)

NO_2^- ione nitrito +3

HNO_3 acido nitrico (forte)

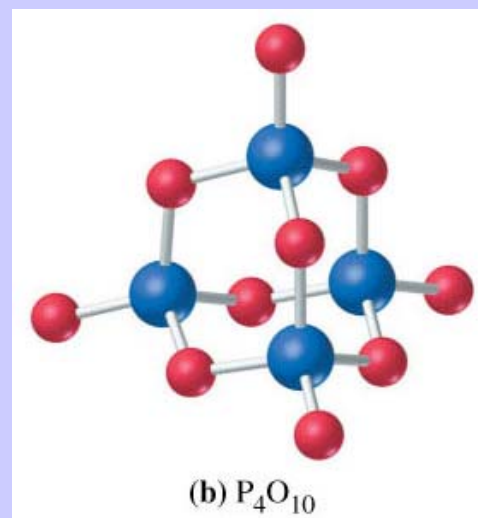
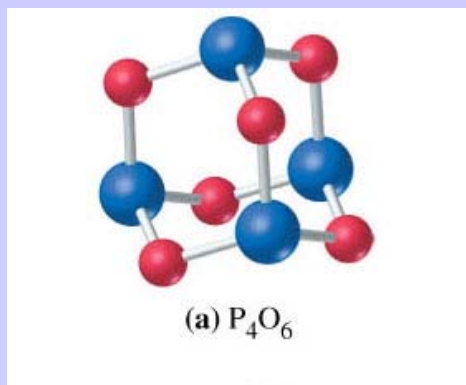
NO_3^- ione nitrato +5

Formalmente questi acidi derivano dagli ossidi N_2O_3 e N_2O_5 (anidridi nitrosa e nitrica):



Questi ossidi sono però difficili da preparare e poco comuni. Molto più comuni sono gli ossidi N_2O (+1), NO (+2), NO_2 (+4) e N_2O_4 (+4).

Per gli ossidi del fosforo le formule molecolari sono doppie, P_4O_6 e P_4O_{10} .



Essi corrispondono alle anidridi degli acidi fosforoso H_3PO_3 e fosforico H_3PO_4 con stati di ossidazione **+3** e **+5**:

H_3PO_3 acido fosforoso HPO_3^{2-} ione fosfito **+3**

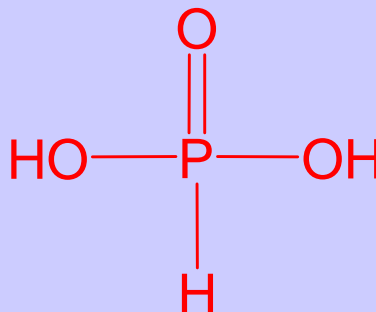
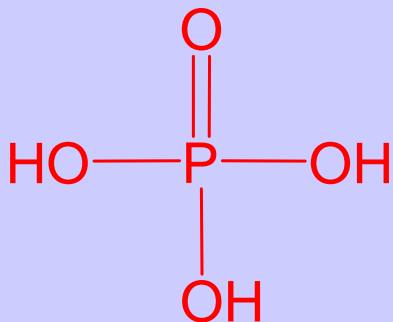
H_3PO_4 acido fosforico PO_4^{3-} ione fosfato **+5**

Questi acidi si ottengono per reazioni degli ossidi con acqua:



L'acido fosforico o ortofosforico è il più importante ed è un acido debole triprotico cioè con tre idrogeni acidi ed è impiegato per la preparazione di fertilizzanti e detersivi.

L'acido fosforoso è più debole e diprotico (un H è legato al P)



Gli ossidi di antimonio e bismuto sono anfoteri.

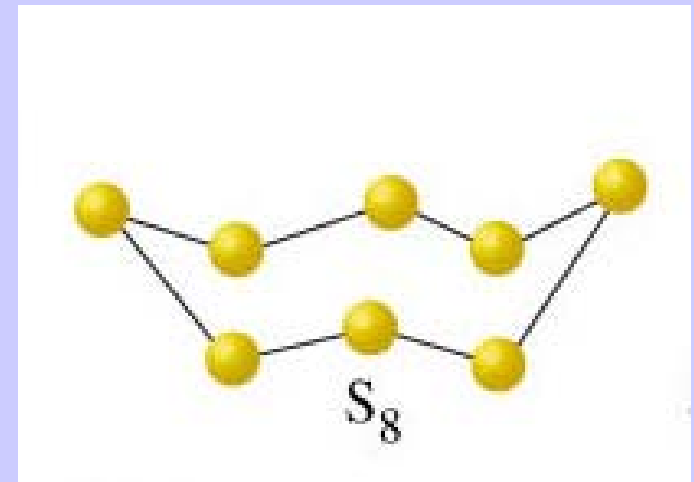
Azoto e fosforo formano idruri di formula NH_3 (ammoniaca) e PH_3 (fosfina) con stato di ossidazione -3 .

Elementi del gruppo VIA

Anche questi elementi mostrano un graduale passaggio da non metalli (ossigeno, zolfo, selenio) a semimetalli (tellurio) e infine a metalli (polonio) scendendo lungo il gruppo.

| | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | VIIIA |
|-----|------|-----|----|-----|------|-------|
| | B | C | N | O | F | He |
| IIB | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |

L'ossigeno è un gas costituito da molecole biatomiche O_2 ma possiede anche un allotropo, noto come ozono O_3 . Lo zolfo è un solido friabile giallo costituito nella forma allotropica più stabile da molecole S_8 e analogo comportamento ha il selenio.



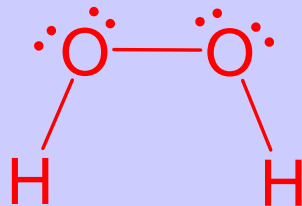
Gli stati di ossidazione più comuni sono **-2**, **+4** e **+6**.

Tutti gli elementi formano idruri di formule H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te e stato di ossidazione **-2**.

L'ossigeno è molto reattivo e forma composti binari con quasi tutti gli elementi, in genere ossidi. Un **ossido** è un composto binario con l'ossigeno nello stato di ossidazione **-2**. L'ossigeno reagisce con i metalli per dare ossidi ionici di tipo basico. Con i metalli alcalini può formare anche **perossidi** e **superossidi**.

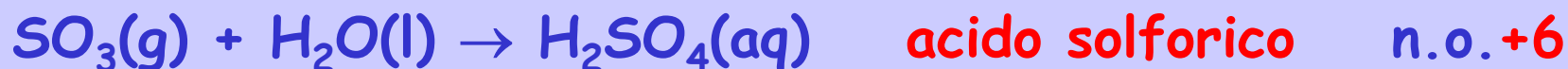


Sono noti anche perossidi covalenti **-O-O-** quale il **perossido di idrogeno** o acqua ossigenata H_2O_2 .



L'ossigeno reagisce con i non metalli per formare ossidi covalenti di tipo acido quali CO_2 , NO , SO_2 ,....

Zolfo (e selenio) formano ossidi di formula SO_2 e SO_3 (SeO_2 e SeO_3) che in acqua danno gli acidi solforoso e solforico:



L'acido solforico è forte nella sua prima dissociazione e debole nella seconda mentre l'acido solforoso è debole.

Mentre il primo elemento, l'ossigeno, può impiegare solo orbitali **s** e **p** e deve rispettare la regola dell'ottetto, gli elementi successivi possono impiegare anche orbitali **d** e possono impegnare fino a sei coppie raggiungendo gli stati di ossidazione **+4** e **+6**.

| | | | | | | |
|-----|------|-----|----|-----|------|-------|
| | | | | | | VIIIA |
| | | | | | | He |
| | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | |
| | B | C | N | O | F | Ne |
| | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| IIB | | | | | | |
| | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |

Elementi del gruppo VIIA

Gli elementi di questo gruppo sono detti **alogeni** e hanno proprietà molto simili essendo tutti non metalli eccetto l'astato che però è raro e radioattivo.

| | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | VIIIA |
|-----|------|-----|----|-----|------|-------|
| | B | C | N | O | F | He |
| | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| IIB | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |

Allo stato elementare esistono tutti come molecole biatomiche X_2 : F_2 e Cl_2 sono gas molto reattivi, Br_2 è un liquido e I_2 è un solido.

Gli stato di ossidazione più comune è **-1** e corrisponde all'acquisto di un elettrone per passare dalla configurazione ns^2np^5 a quella a guscio chiuso ns^2np^6 del tipo gas nobile.

Formano tutti idruri HX di spiccate caratteristiche acide, detti anche **acidi alogenidrici**, sempre con stato di ossidazione **-1**. L'acidità aumenta nell'ordine $HF < HCl < HBr < HI$

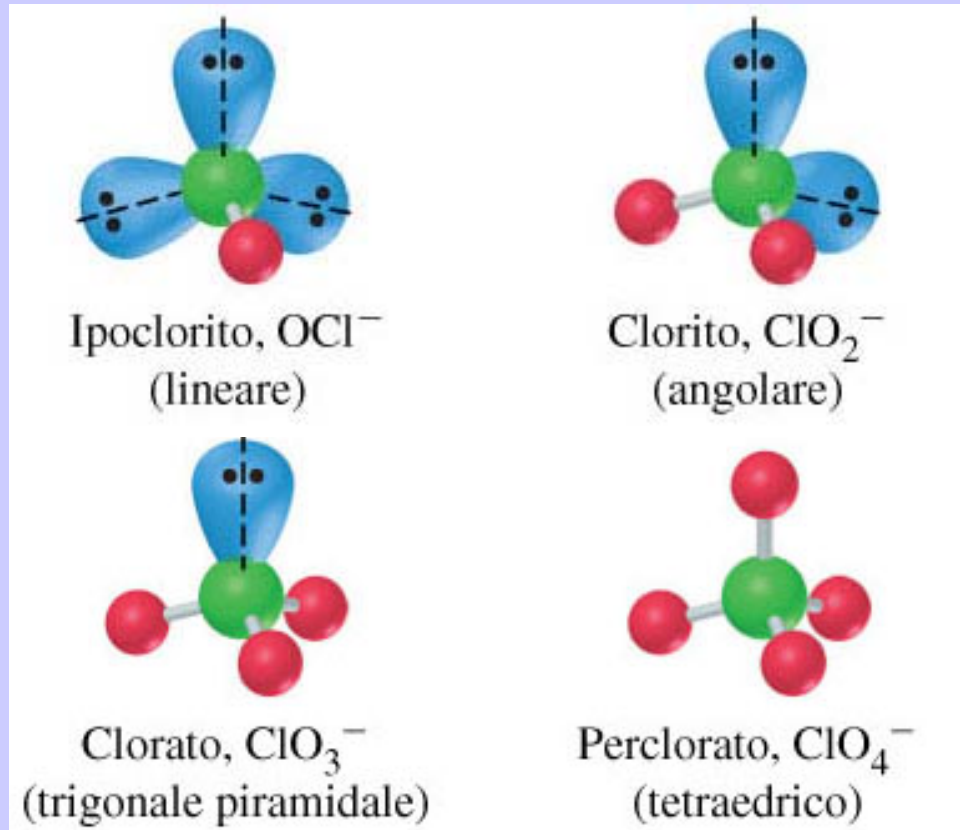
Questo è l'unico stato di ossidazione possibile per il fluoro (l'elemento più elettronegativo) mentre gli altri alogeni formano anche composti, prevalentemente con l'ossigeno, in cui hanno stato di ossidazione **+1**, **+3**, **+5**, **+7** e impiegano per la formazione dei legami orbitali **d**.

I più comuni sono gli ossiacidi e i rispettivi anioni:

| | | | | |
|----------|------------------|-----------|-----------------|---------|
| $HClO$ | acido ipocloroso | ClO^- | ione ipoclorito | n.o. +1 |
| $HClO_2$ | acido cloroso | ClO_2^- | ione clorito | n.o. +3 |
| $HClO_3$ | acido clorico | ClO_3^- | ione clorato | n.o. +5 |
| $HClO_4$ | acido perclorico | ClO_4^- | ione perclorato | n.o. +7 |

Stessi composti (con analoga nomenclatura) forma il bromo e, in parte, lo iodio.

Le strutture degli anioni sono :



e quelle degli acidi del tutto analoghe con un idrogeno legato ad uno degli ossigeni.

Elementi del gruppo VIII A

Sono noti anche come **gas nobili** o **gas inerti** e sono tutti gas monoatomici presenti in piccole quantità (specie l'argon) nell'atmosfera.

Poiché hanno configurazione elettronica $ns^2 np^6$ particolarmente stabile hanno un'elevata energia di ionizzazione ed un'affinità elettronica positiva e quindi reattività praticamente nulla.

Negli anni '60 sono stati preparati composti dello xeno con i due elementi più reattivi, fluoro ed ossigeno, quali XeF_4 e XeO_3 , ed in seguito anche per Kripto e radon. Sono composti altamente instabili e si decompongono violentemente negli elementi costituenti.

Il nome di gas inerte è quindi, almeno per gli ultimi tre elementi, ormai inappropriato.