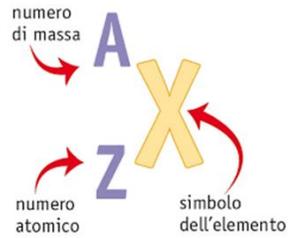


La tavola periodica di Mendeleev



La **tavola periodica degli elementi** è lo schema col quale vengono ordinati gli atomi sulla base del loro numero atomico **Z (numero di protoni)**.

Ideata dal chimico russo Dimitrij Mendeleev nel 1869, inizialmente contava numerosi spazi vuoti.

In onore del chimico russo, la tavola periodica degli elementi è anche detta "tavola periodica di Mendeleev".

group	1*	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	VIIIb	IXa	Xa	XIb	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****						

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

La tavola periodica attuale: le configurazioni esterne

Gli elementi sono inseriti nell'attuale tavola periodica in funzione della loro configurazione elettronica, vale a dire dell'ordine di riempimento degli orbitali. Grazie a questa impostazione, hanno potuto trovare una naturale sistemazione anche gli elementi che sono stati via via scoperti o prodotti artificialmente, fino agli attuali 118.

Nella tavola ci sono quattro blocchi, corrispondenti ai tipi di orbitali **s**, **p**, **d**, **f**.

Ogni blocco ha tante colonne **quanti sono gli elettroni** che possono essere ospitati nel corrispondente sottolivello: **2** per gli orbitali di tipo **s**, **6** per gli orbitali di tipo **p**, **10** per quelli di tipo **d** e infine **14** negli orbitali di tipo **f**.

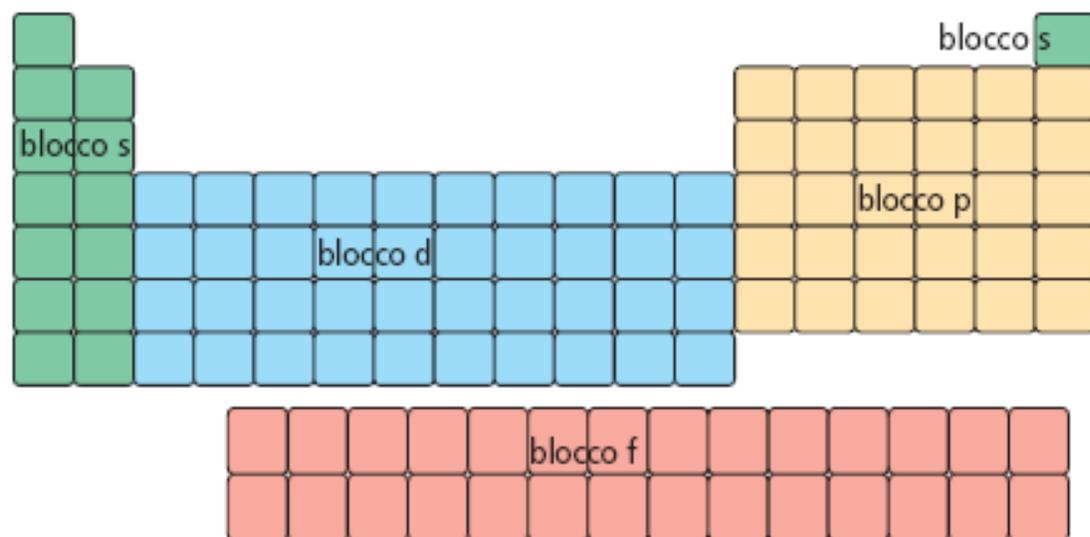


Tavola periodica

La tavola periodica viene disegnata in modo da rendere evidente il **progressivo riempimento degli orbitali**. A tale scopo, la disposizione più corretta si otterrebbe utilizzando la **forma “lunga”** della tavola, con gli orbitali f inseriti dopo il primo elemento del blocco d appartenente alla sesta riga. Per questioni di spazio, tuttavia, si preferisce spesso una rappresentazione **più compatta**, ottenuta spostando gli elementi del blocco f nella zona sottostante al blocco d.

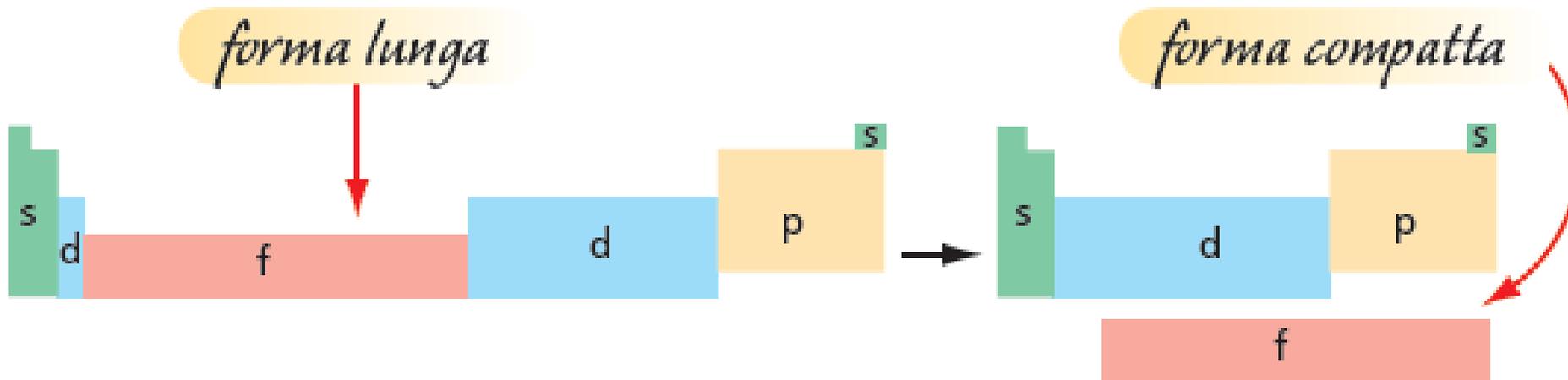


Tavola periodica

La tavola periodica si articola in gruppi e periodi:

Ogni **gruppo** (colonne della tabella) comprende gli elementi che hanno la stessa configurazione elettronica esterna. All'interno di ogni gruppo si trovano elementi con caratteristiche simili.

Ogni **periodo** (righe delle tabella) inizia con un elemento il cui atomo ha come configurazione elettronica esterna costituita da un elettrone e procedendo verso gli atomi successivi del periodo, il numero atomico Z aumenta di una unità ad ogni passaggio.

period	group 1*	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	IXa	Xa	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIb	VIIIb
1	H	He																
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****						
6				58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
7				90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Le caratteristiche chimiche di un elemento dipendono soltanto dalla configurazione esterna degli elettroni dei suoi atomi.

Tavola periodica

I **gruppi** hanno una doppia numerazione: nella prima sono indicati da 1 a 18, nella seconda vengono indicati da un **numero romano**, che corrisponde al numero degli elettroni più esterni, e da una lettera: • **A** per i blocchi s e p; • **B** per il blocco d.

The diagram shows a periodic table with the following color-coded blocks and labels:

- Green blocks (s-block):** Groups IA and IIA. Labels: *metalli alcalini* (pointing to IA) and *metalli alcalino-terrosi* (pointing to IIA).
- Blue blocks (d-block):** Groups IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB, and IIB. Label: *metalli di transizione* (written across the middle of the block).
- Yellow blocks (p-block):** Groups IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, and VIIIA. Labels: *metalli terrosi* (pointing to IIIA), *gruppo del carbonio* (pointing to IVA), *gruppo dell'azoto* (pointing to VA), *gruppo dell'ossigeno (alogeni)* (pointing to VIIA), and *alogeni* (pointing to VIIA). The label *gas rari o gas nobili* is written vertically next to group VIIIA.
- Red blocks (f-block):** *terre rare o lantanidi* (top row) and *attinidi* (bottom row).

Molti dei gruppi hanno anche nomi particolari derivanti dalle loro caratteristiche o dal comportamento dei loro composti.

Metalli

Alogeni

Gas nobili

Tavola periodica

Gruppi 1 e 2

I gruppi 1 e 2 riuniscono rispettivamente i **metalli alcalini** ed **alcalino terrosi**.

Sono metalli teneri, relativamente poco densi, infatti il sodio può essere facilmente tagliato con una lama di acciaio.

group	1*		2
period	Ia		IIa
1	1	H	
2	3	Li	4 Be
3	11	Na	12 Mg
4	19	K	20 Ca
5	37	Rb	38 Sr
6	55	Cs	56 Ba
7	87	Fr	88 Ra



Reagiscono con l'ossigeno e con l'acqua in modo violento. In natura si trovano per lo più sotto forma di ioni in soluzione.

I metalli alcalino-terrosi tendono a formare composti poco solubili (silicati e carbonati) -> minerali.



Aragonite



CaCO₃

Calcite

Metalli

Il **metallo** è un materiale che riflette la luce conferendole una particolare tonalità (detta appunto *metallica*), un ottimo conduttore di calore e di elettricità, generalmente intaccato dagli acidi (con sviluppo di idrogeno), spesso con buone caratteristiche di resistenza meccanica.

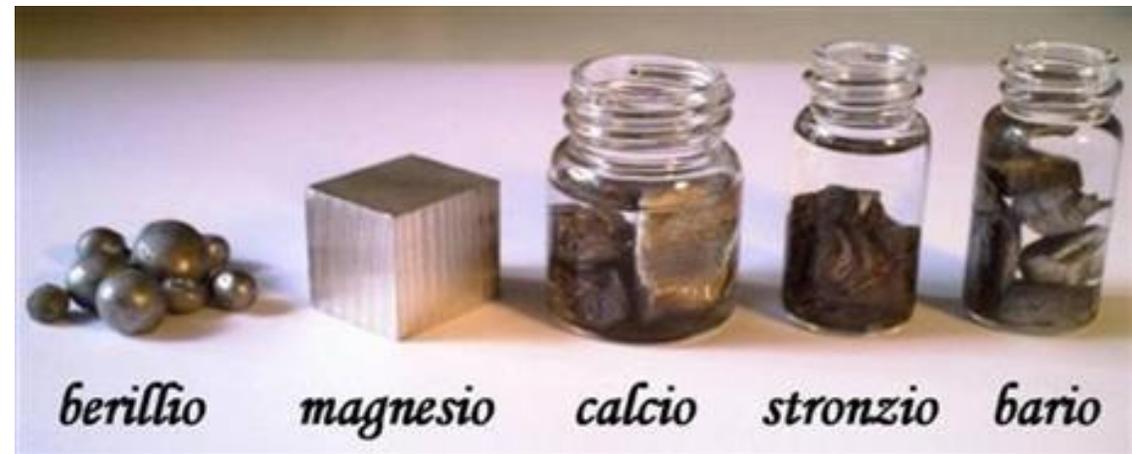


Tavola periodica

Gruppi 3 - 12

Metalli di transizione -> fanno da raccordo tra i gruppi 2 e 13 a partire dal IV periodo.

Gli elementi dei gruppi 11 e 12 hanno proprietà significativamente diverse dagli altri.

Metalli da conio: Cu, Ag e Au.

Duttile e malleabile: che può essere facilmente ridotto in fili sottili e lamine, rispettivamente, senza rompersi.

Gruppo 13 – 17

Hanno caratteristiche varie: dal carattere metallico al non metallico.

Il boro è un non metallo, mentre Al, Ga, In e Tl sono tutti metalli.

Nel **gruppo 14** si trova il C, che è un non metallo, Si e Ge che sono semimetalli, Sn e Pb che sono metalli.

Nel **gruppo 15** si passa dall'N (gas) e dal fosforo (non metallo) all'As ed all'Sb (semimetalli) ed al Bi (metallo).

Il **gruppo 16** (calcogeni) perché (S, Se e Te) contenuti nei minerali di rame.

Tellurio -> semimetallo Polonio -> elemento radioattivo

O, S e Se -> non metalli. L'O è l'elemento essenziale per la vita ed è il più abbondante.

Gruppo 17 -> alogeni

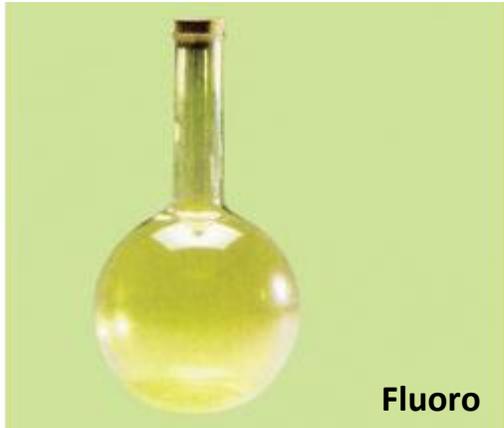
Fluoro e cloro sono gassosi; bromo liquido; iodio è solido.

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa				
IIIb***	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb
21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
89 Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****

13	14	15	16	17
IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb
IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At

Alogeni

Gli alogeni sono tutti molto reattivi e, in quantità sufficienti possono essere letali per gli organismi biologici. Il fluoro è il più reattivo; cloro e bromo vengono impiegati come disinfettanti. Il cloro è anche un ingrediente basilare nella produzione di candeggina NaClO (ipoclorito di sodio) e viene utilizzato per le sue proprietà sbiancanti.



Proprietà periodiche

Gruppo 18

Gas nobili o inerti

Sono caratterizzati da gusci elettronici pieni (tutti l'ottetto tranne l'He che ne possiede 2), sono tutti monoatomici.

Il termine gas nobili deriva dal fatto che, parafrasando l'atteggiamento della nobiltà, questi gas evitano di reagire con gli elementi "comuni".

I lantanidi

I lantanidi sono metalli fortemente elettropositivi (tendenza a cedere uno o più elettroni, trasformandosi in uno ione positivo), di color bianco-argenteo, teneri, duttili e malleabili.

6	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
7	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



18 VIIIb 0
2 He
10 Ne
18 Ar
36 Kr
54 Xe
86 Rn

Proprietà periodiche

Le proprietà **atomiche** che variano in maniera ricorrente lungo ciascun periodo e gruppo della tavola periodica sono chiamate **proprietà periodiche degli elementi**:

1. **RAGGIO ATOMICO**
2. **ENERGIA DI IONIZZAZIONE o POTENZIALE DI IONIZZAZIONE**
3. **AFFINITA' ELETTRONICA**
4. **ELETTRONEGATIVITA'**

Proprietà periodiche

1. Il **raggio atomico** è pari alla metà della distanza tra i nuclei di due atomi vicini.

Gli elementi della **serie d** non presentano variazioni notevoli dei raggi atomici con il numero atomico.

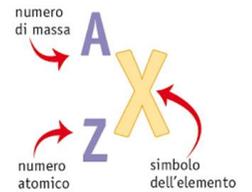
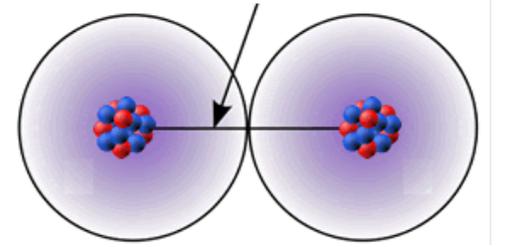
Aumenta dall'alto in basso in un gruppo e diminuisce da sinistra a destra in un periodo.

Lungo un periodo aumenta il valore di Z e di conseguenza la carica nucleare.

L'attrazione esercitata sugli elettroni più esterni, tutti appartenenti ad uno stesso strato, da parte di un nucleo sempre più positivo prevale sulla repulsione elettrostatica tra gli elettroni carichi negativamente dello stesso strato.

Lungo un gruppo gli elettroni vanno ad occupare nuovi strati: la carica nucleare effettiva aumenta di poco, a causa della schermatura dovuta agli elettroni degli strati interni.

Distance between Atomic Nuclei / 2



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
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Proprietà periodiche

Raggi ionici

		Cationi	
Li (145)		Li ⁺ (74)	
Na (180)		Na ⁺ (102)	
K (220)		K ⁺ (138)	
Rb (235)		Rb ⁺ (149)	
Cs (260)		Cs ⁺ (170)	

La conseguenza dell'aumento dell'attrazione tra il nucleo e gli elettroni rimanenti è che il **catione** ha raggio ionico molto più piccolo del raggio atomico.

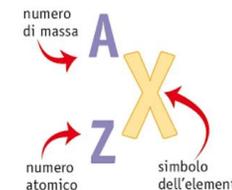
Anioni

F (50)		F ⁻ (136)	
Cl (100)		Cl ⁻ (181)	
Br (115)		Br ⁻ (195)	
I (140)		I ⁻ (216)	

Per gli anioni vale il discorso inverso. Un aumento della nube elettronica determina la diminuzione della attrazione tra nucleo ed elettroni. Quindi l'**anione** ha raggio ionico molto più grande del raggio atomico.

Il valore del raggio atomico è espresso in picometri (pm).

Raggi ionici



Raggi di ioni positivi e negativi isoelettronici

F^-	Na^+
133 pm	102 pm

F $Z=9 \rightarrow F^-$ 10 elettroni

Na $Z= 11 \rightarrow Na^+$ 10 elettroni

Il raggio dello ione negativo è più grande perché la sua carica nucleare per elettrone è più piccola e di conseguenza la nuvola elettronica risulta più espansa.

2. Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione (E_i) di un atomo rappresenta l'energia necessaria per allontanare a distanza infinita dal nucleo l'elettrone legato ad esso più debolmente. Si formerà uno ione positivo:

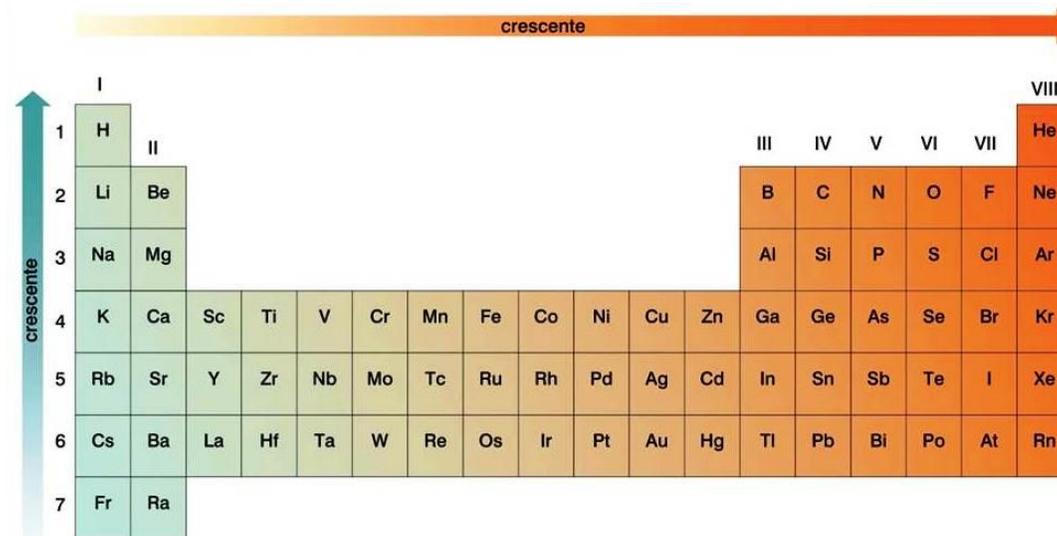


Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.

Viene riferita ad una mole di atomi e viene misurata in kJ mol^{-1}

L'aumento lungo il periodo è giustificato dall'aumento della carica nucleare al crescere del numero atomico e dalla diminuzione delle dimensioni atomiche.

Lungo un gruppo diminuisce per l'aumento del numero quantico principale che corrisponde ad una maggiore distanza dal nucleo.



Minimi assoluti: I gruppo (metalli alcalini)

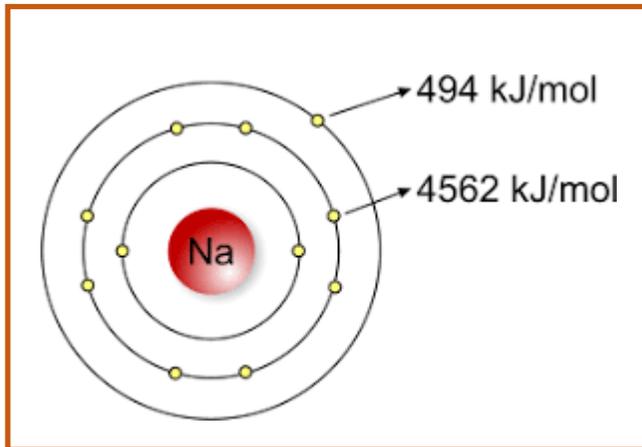
Massimi assoluti: gas nobili.

2. Energia di ionizzazione

Nel sesto periodo le E_i dei metalli di transizione sono più alte di quelle del quarto e quinto periodo. Questo perché ci sono i 14 elementi delle terre rare che riempiono gli orbitali 4f prima degli orbitali 5d -> aumento della carica nucleare dovuto ai lantanidi.

Energia di seconda e terza ionizzazione

L'energia di seconda ionizzazione di un elemento è sempre maggiore della prima.



Energia di seconda ionizzazione



Energia di terza ionizzazione

3. Affinità elettronica

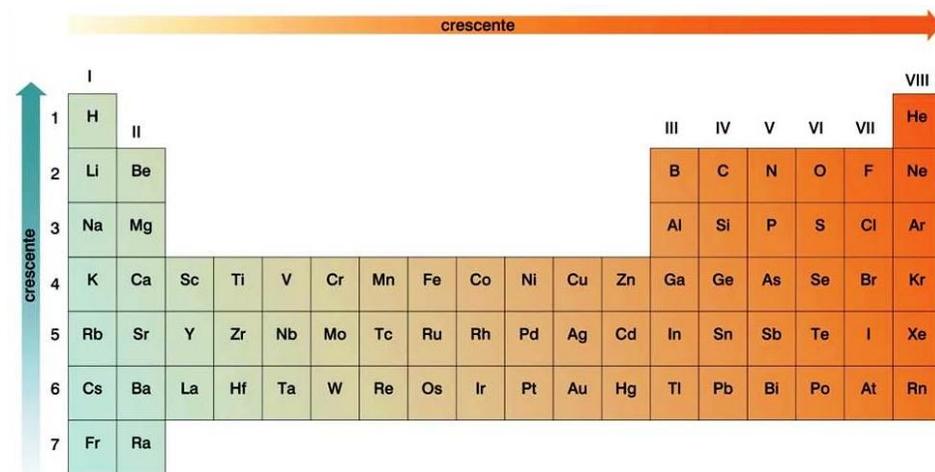
L' **affinità elettronica** (E_{ea}) è l'energia che viene liberata quando un atomo neutro allo stato gassoso quando acquista un elettrone in più rispetto al suo stato fondamentale.

Si formerà uno ione negativo:



Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.

Viene riferita ad una mole di atomi e viene misurata in kJ mol^{-1}



La maggior parte degli elementi hanno affinità elettronica negativa. Questo significa che non necessitano di energia per acquistare un elettrone, al contrario, la rilasciano.

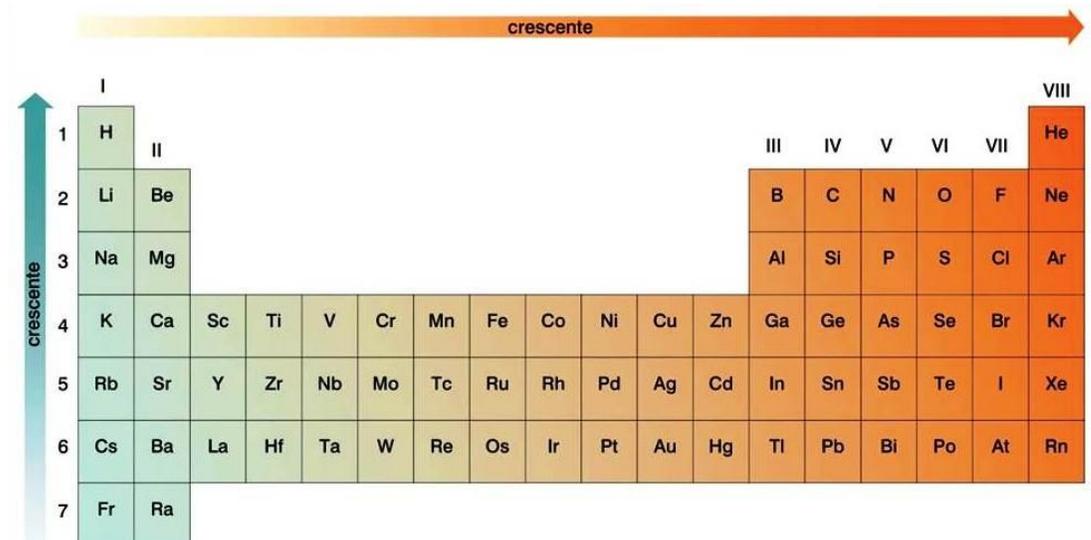
4. Elettonegatività

L'**elettonegatività** è la capacità degli atomi di attrarre elettroni di legame, ossia quegli elettroni che lo tengono unito ad un altro atomo per formare una molecola.

Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.

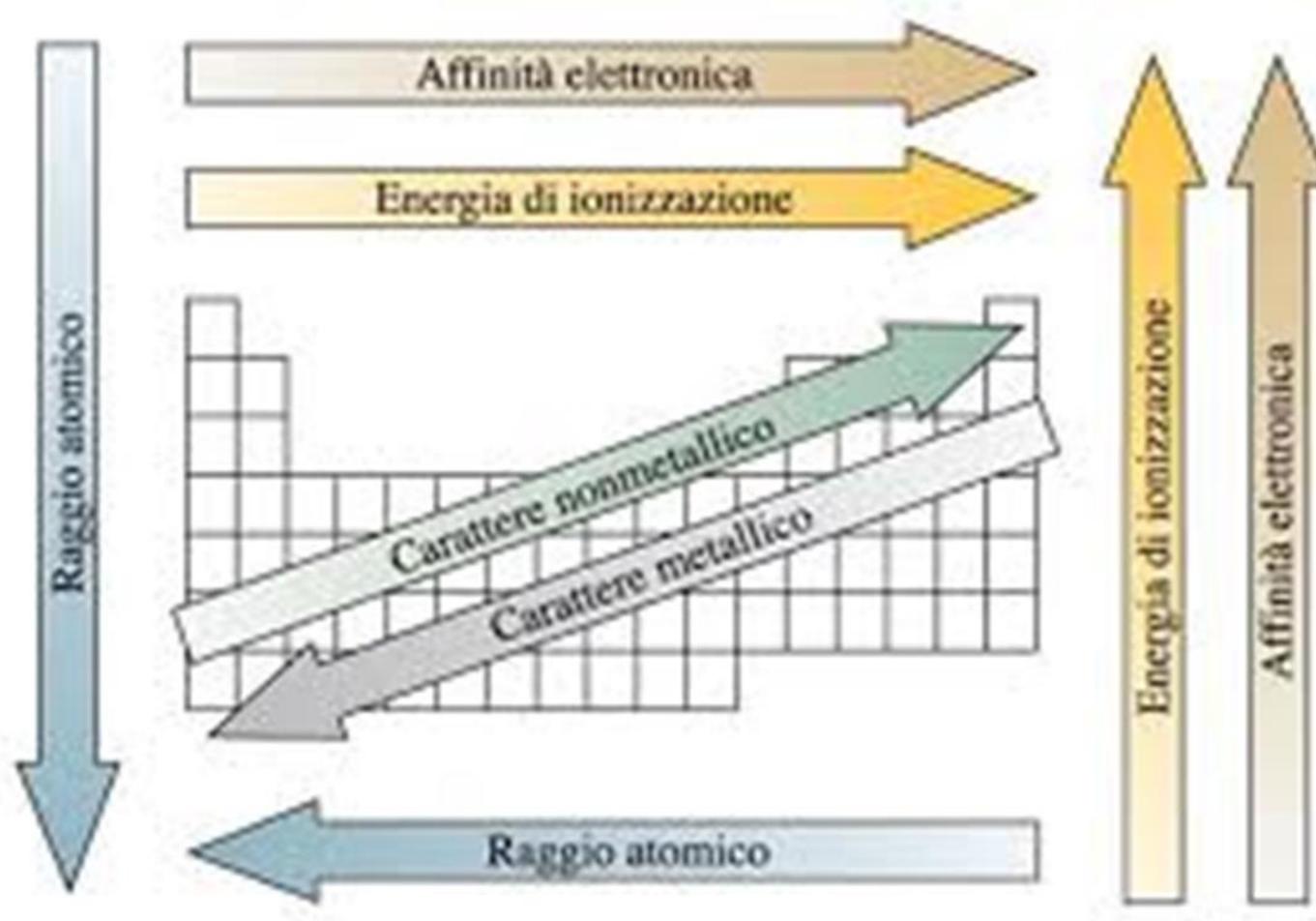
I suoi valori dipendono dalla configurazione elettronica dell'elemento e dalle sue dimensioni atomiche. Maggiore è la densità elettronica di un atomo, più alta risulta la sua elettonegatività.

Scala di elettonegatività: Pauling



	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H																He	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra																

Proprietà periodiche



Nomi e formule dei composti chimici



La **formula chimica** di un composto fornisce informazioni sul numero e sul tipo di atomi che costituiscono il composto.

Nomenclatura IUPAC e tradizionale

La nomenclatura chimica razionale segue le regole di Stock ed è stata stabilita dalla Convenzione IUPAC (COMMISSIONE dell'UNIONE di CHIMICA PURA e APPLICATA).

Ha lo scopo di **attribuire un nome a ogni composto di cui si conosca la formula e, viceversa, di ricavare la formula una volta noto il nome del composto.**



Nomenclatura IUPAC e tradizionale

NOTAZIONE DI STOCK: Secondo questo sistema, quando il metallo, che forma il composto, ha più numeri di ossidazione (più stati di carica) si fa seguire al metallo un numero romano, scritto tra parentesi tonde, che corrisponde al numero di ossidazione. Es. FeO Ossido di Ferro (II) Fe₂O₃ Ossido di Ferro (III)

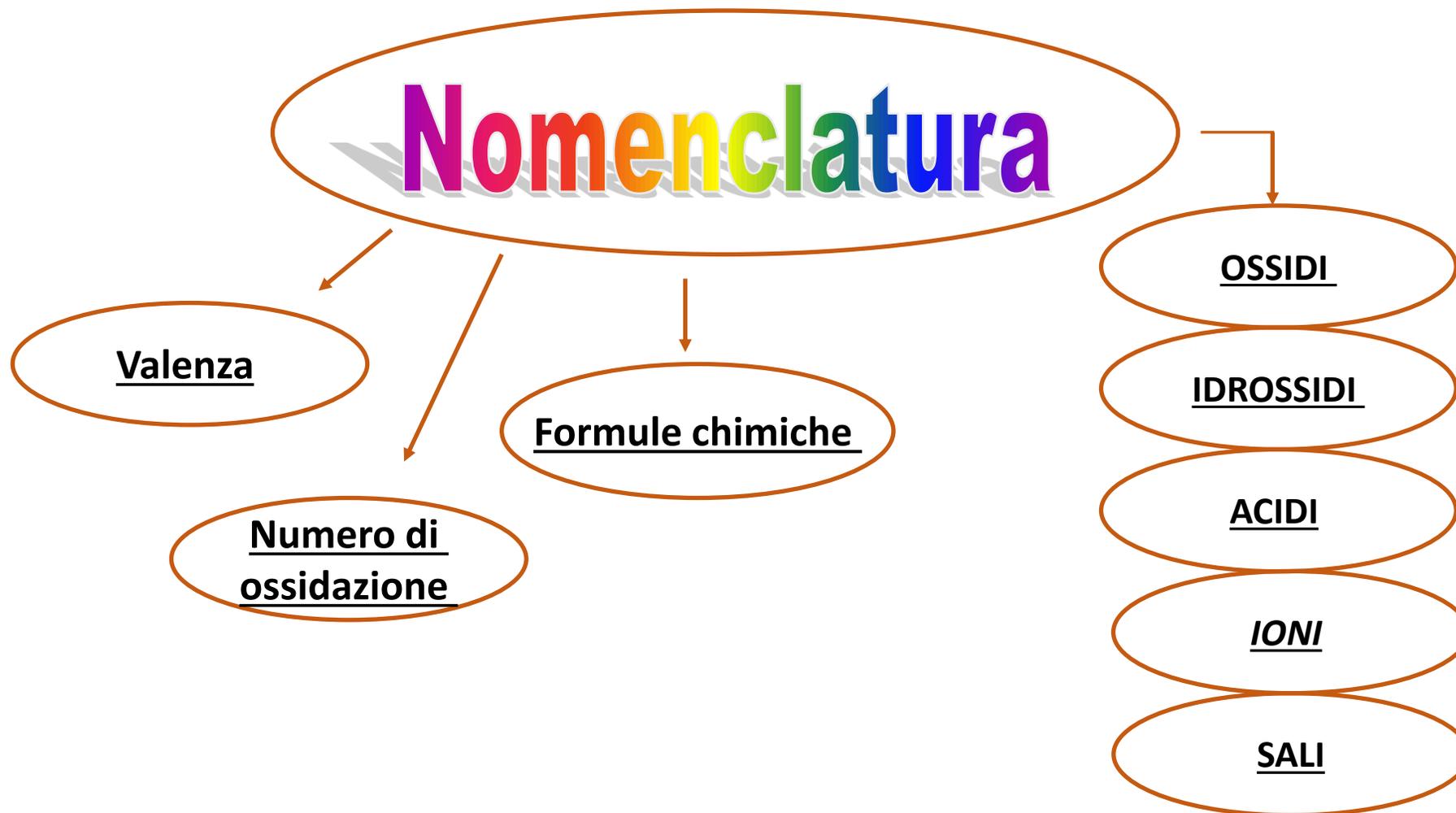
Ogni nome viene univocamente associato ad una particolare formula.

Purtroppo per molti composti risulta ancora in uso la nomenclatura tradizionale.

monossido di diidrogeno **H₂O** → due atomi di idrogeno e uno di ossigeno

cloruro di sodio **NaCl** → un atomo di cloro e uno di sodio

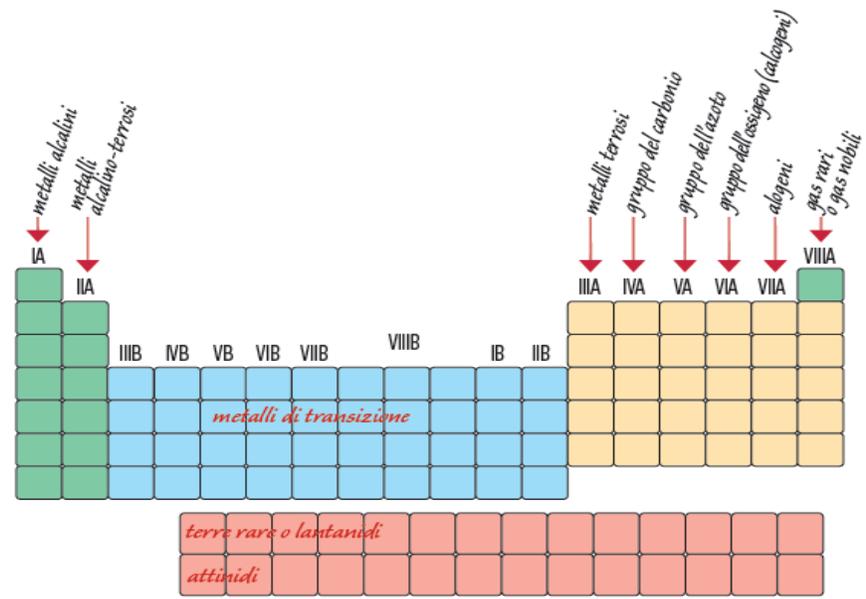
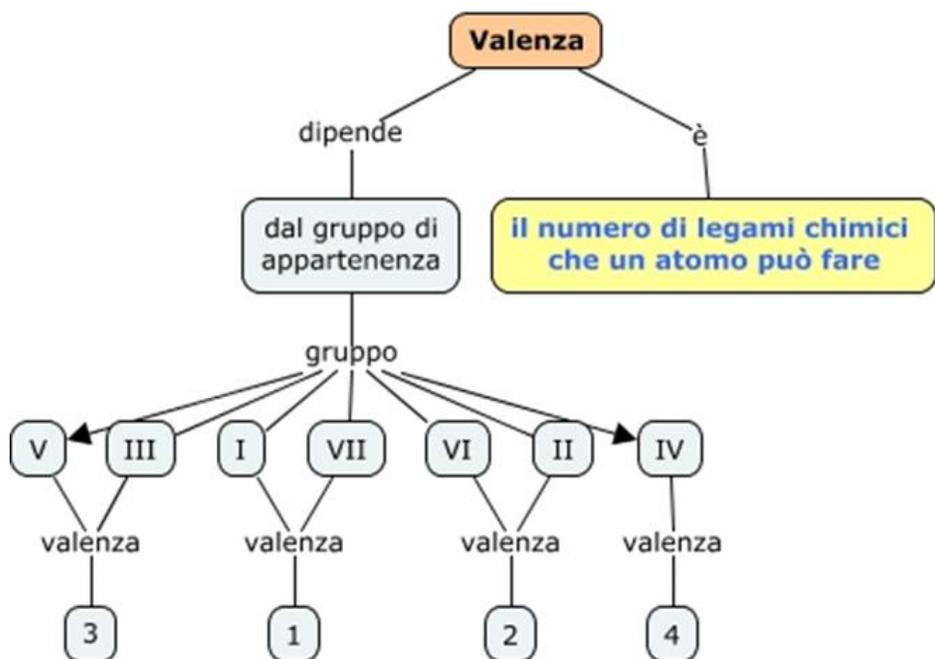
nitrate di ferro (III) **Fe(NO₃)₃** → un atomo di ferro e tre gruppi **NO₃⁻** ovvero tre atomi di azoto e nove atomi di ossigeno



Valenza

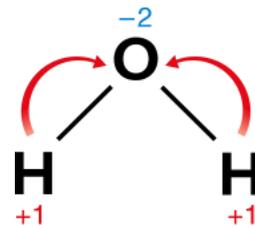
Gli **elettroni di valenza** determinano le proprietà chimiche di un elemento. Sono gli elettroni presenti nel suo ultimo livello di energia e che partecipano alla formazione dei legami chimici.

Gli elettroni di valenza sono indicati nella tavola periodica dal numero romano posto all'apice della colonna su cui è collocato l'elemento (gruppo).



Numero di ossidazione

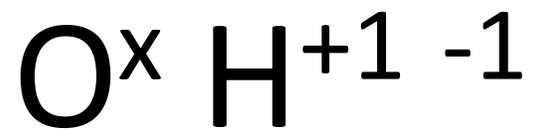
Il numero di ossidazione (n.o.) di un elemento in un composto può essere definito come la carica elettrica formale che l'elemento assumerebbe nel composto, se gli elettroni di ciascun legame venissero attribuiti all'atomo più elettronegativo.



Acqua

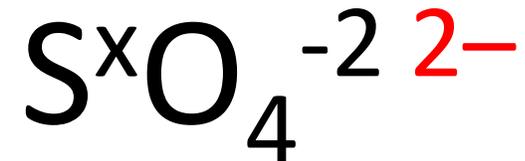
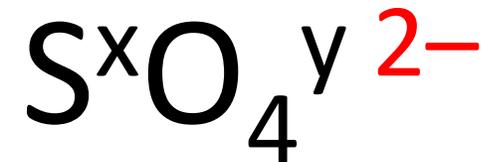
Regole utilizzate per assegnare il numero di ossidazione

Regola	Esempio
1. Gli atomi nelle sostanze elementari hanno sempre numero di ossidazione zero.	In Cl_2 il n.o. del cloro è zero. In S_8 lo zolfo ha n.o. zero.
2. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 , tranne nei perossidi, in cui vale -1 e quando è legato al fluoro, in cui è $+2$.	In Na_2O , H_2O , MgO , Al_2O_3 , l'ossigeno ha n.o. -2 . Nei perossidi di idrogeno e di sodio (per esempio, H_2O_2 e Na_2O_2) ha n.o. -1 . In F_2O , l'ossigeno ha n.o. $+2$.
3. Il numero di ossidazione dell'idrogeno è $+1$, fanno eccezione i casi in cui H è combinato con un metallo, nel qual caso ha n.o. -1 .	In H_2O , HCl , H_2SO_3 , HF , NH_3 , PH_3 , CH_4 , l'idrogeno ha n.o. $+1$. Negli idruri dei metalli, come LiH , CuH , l'idrogeno ha n.o. -1 (notiamo che H è posto a destra nella formula).
4. Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione coincidente con la carica elettrica.	Il ferro in Fe^{3+} ha n.o. $+3$. Il sodio in NaCl (Na^+Cl^-) ha n.o. $+1$. Il magnesio in MgO ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) ha n.o. $+2$.
5. In uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione deve equivalere alla carica dello ione.	In OH^- l'ossigeno ha n.o. -2 e l'idrogeno ha n.o. $+1$. La somma dà -1 . In SO_4^{2-} i 4 atomi di ossigeno danno -8 . Perché avanzi -2 allo ione, lo zolfo deve avere n.o. $+6$. In $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ i 7 atomi di ossigeno danno -14 ; perché restino due cariche negative i due atomi di cromo devono avere $+12$, quindi $+6$ ciascuno.
6. In una molecola o in un composto ionico la somma dei numeri di ossidazione deve essere zero.	In H_2O ogni idrogeno ha n.o. $+1$ e l'ossigeno ha n.o. -2 , quindi $+1 + 1 - 2 = 0$. In PbO_2 i due atomi di ossigeno (con n.o. -2) danno -4 ; perché il totale sia zero, il piombo deve avere n.o. $+4$.
7. In un legame covalente gli elettroni condivisi sono formalmente attribuiti all'atomo più elettronegativo.	In PCl_3 il fosforo forma tre legami con il più elettronegativo cloro. Quindi il fosforo ha n.o. $+3$ e il cloro ha n.o. -1 .



$$X+1 = -1$$

$$X = -1-1=-2$$



$$X+4x(-2) = -2$$

$$X - 8 = -2$$

$$X = 8-2 = +6$$

Assegnazione il numero di ossidazione



Nomenclatura

Gli elementi elencati nella tavola periodica sono rappresentati da un simbolo costituito da una o due lettere.

Nel caso l'elemento sia rappresentato da una sola lettera questa sarà **maiuscola**,
nel caso siano due la prima
sarà maiuscola mentre la seconda minuscola.

• Azoto	Nitrogenum	N
• Sodio	Natrium	Na
• Potassio	Kalium	K
• Mercurio	Hydrargirum	Hg
• Oro	Aurum	Au
• Rame	Cuprum	Cu
• Ossigeno	Oxygenum	O
• Idrogeno	Hydrogenum	H
• Antimonio	Stibium	Sb
• Carbonio	Carbonium	C
• Zolfo	Sulphur	S

Nomenclatura

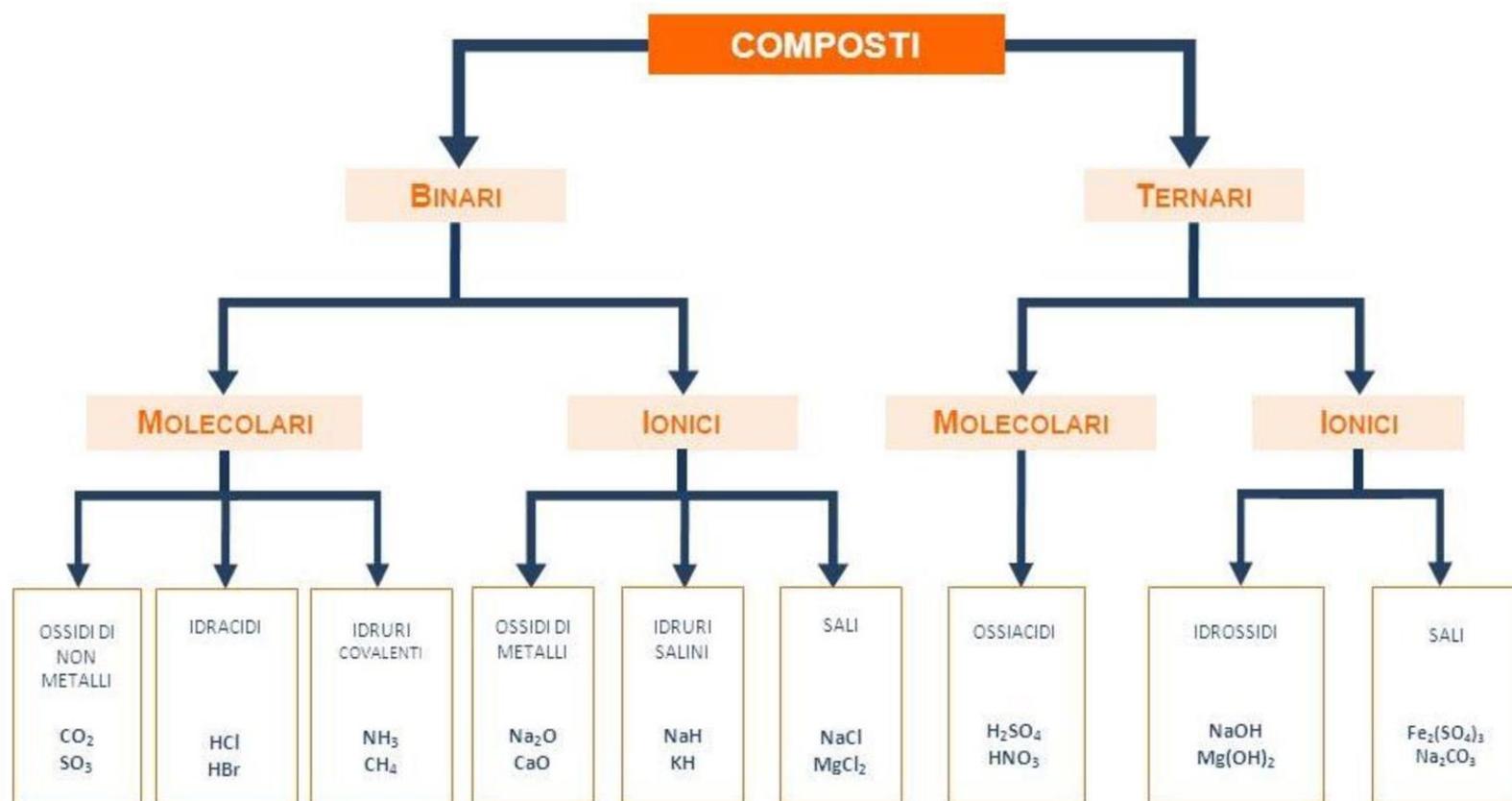
La nomenclatura **IUPAC** classifica i composti in **binari** e **ternari**, in base al numero di elementi presenti, e in classi, a seconda del tipo di elementi presenti. La nomenclatura **tradizionale** classifica i composti in classi.

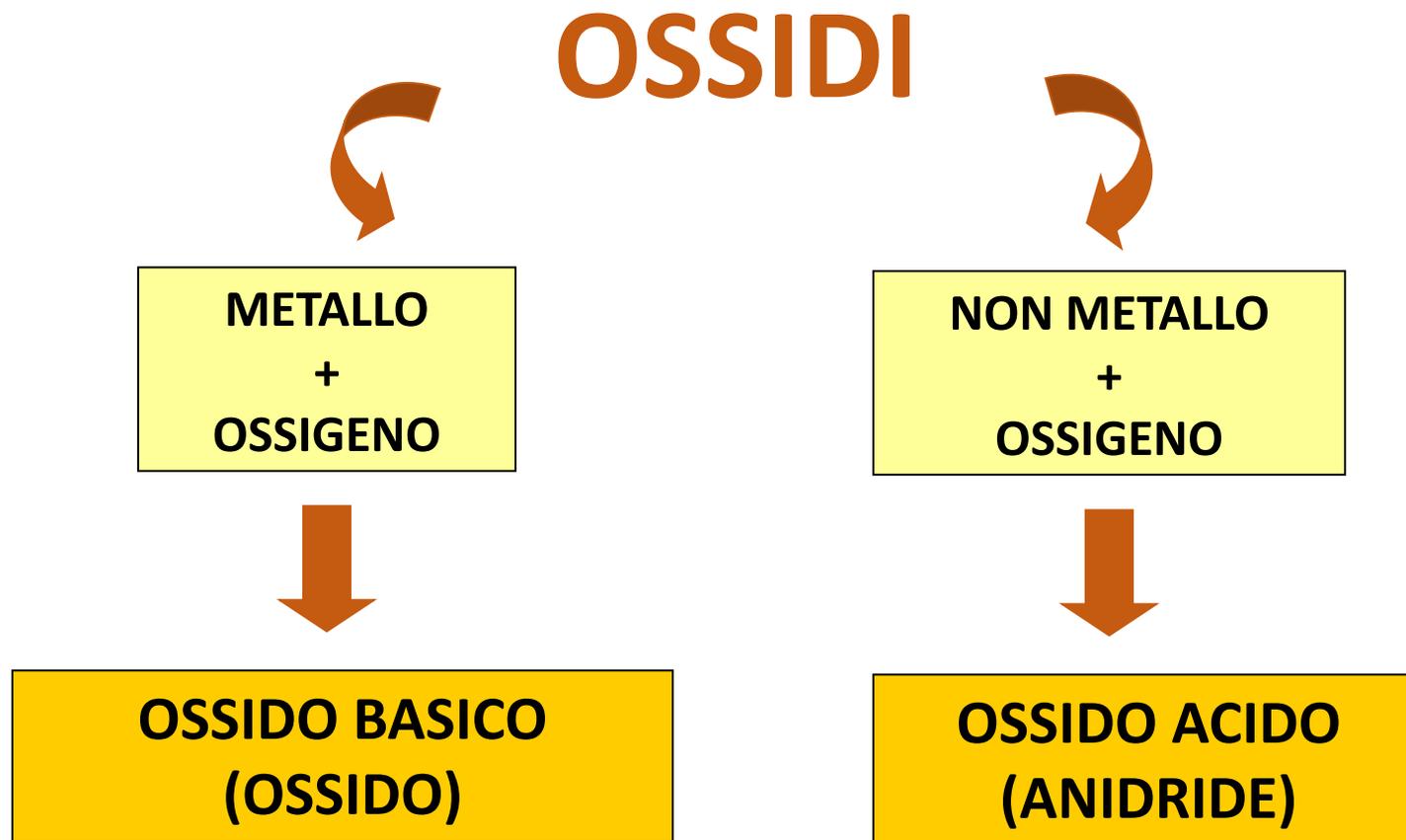
Binari, due elementi

OSSIDI BASICI
OSSIDI ACIDI
IDRACIDI
IDRURI
SALI BINARI

Ternari, tre elementi

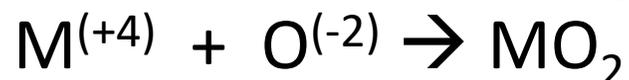
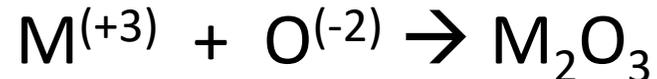
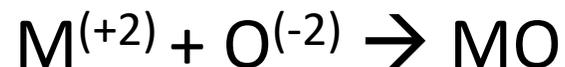
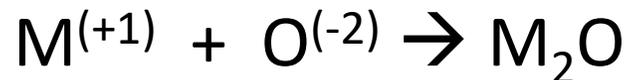
IDROSSIDI o BASI
OSSIACIDI o ACIDI OSSIGENATI
SALI TERNARI





Ossidi

Gli indici x e y dipendono dai rispettivi numeri di ossidazione:



Si semplificano gli indici nel caso siano divisibili per uno stesso numero

Alla parola **OSSIDO** si aggiunge il nome dell'elemento. Entrambi vanno preceduti da prefissi indicanti il numero di atomi di ossigeno e di atomi metallici presenti nella formula (mono, di, tri, tetra, penta, esa...)

ZnO *ossido di zinco = ossido di zinco (II)*

PbO *ossido di piombo = ossido di piombo (II)*

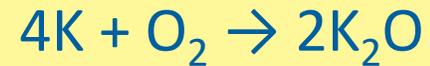
N_2O_3 *triossido di diazoto*

N_2O_5 *pentossido di diazoto*

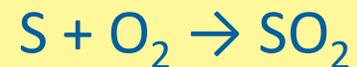
Ossidi

Nomenclatura tradizionale

Gli **ossidi** formati dai metalli vengono definiti **ossidi basici** e si formano per reazione diretta tra il metallo e l'ossigeno.



Gli **ossidi** formati dai non-metalli vengono definiti **ossidi acidi** e si formano per reazione diretta tra il non-metallo e l'ossigeno.



Ossidi

Nomenclatura tradizionale

La nomenclatura **tradizionale** assegna agli ossidi basici (ossigeno + metallo) il nome di **ossidi** e agli ossidi acidi (ossigeno + non metallo) il nome di **anidridi**.

Nel caso in cui un elemento abbia **due** stati di ossidazione si utilizza il suffisso **-oso** oppure **-osa**, nelle specie a n.o. più basso, e **-ico** oppure **-ica**, per le specie a n.o. più alto.

Cu_2O (n.o._{Cu} = +1) *ossido rameoso*

CuO (n.o._{Cu} = +2) *ossido rameico*

SO_2 (n.o._S = +4) *anidride solforosa*

SO_3 (n.o._S = +6) *anidride solforica*

Ossidi

Nomenclatura tradizionale

Nomenclatura tradizionale dei composti dell'azoto con l'ossigeno:

Binari
OSSIDI BASICI
OSSIDI ACIDI
IDRACIDI
IDRURI
SALI BINARI

Formula



Nome tradizionale

Protossido di azoto

Ossido di azoto

Anidride nitrosa

Diossido di azoto

Anidride nitrica

Numero di ossidazione

+1

+2

+3

+4

+5

Ossidi

Nomenclatura tradizionale

Nel caso si abbiano **più di due** stati di ossidazione:
prefisso **-IPO** e suffisso **-OSO** per il **n.o. minore**
suffisso **-OSO** per il **2° n.o.**
suffisso **-ICO** per il **3° n.o.**
prefisso **-PER** e suffisso **-ICO** per il **max n.o.**

Es. **Cl** può avere n.o. 1, 3, 5, 7 quindi:

n.o. +1 → **IPO---OSO** anidride Ipclorosa **Cl₂O**

n.o. +3 → **-----OSO** anidride Clorosa **Cl₂O₃**

n.o. +5 → **-----ICO** anidride Clorica **Cl₂O₅**

n.o. +7 → **PER---ICO** anidride Perclorica **Cl₂O₇**

Ossidi

Ossidi del cromo

Il CROMO può assumere numero di ossidazione +2, +3, +6

Con il numero di ossidazione +2 si comporta come metallo formando un: ossido basico CrO , monossido di cromo (IUPAC) o ossido cromoso (tradiz.)

Con il numero di ossidazione +3 si comporta da metallo, ma anche da non metallo, formando un: ossido anfotero Cr_2O_3 , triossido di dicromo (IUPAC) o ossido cromatico (tradiz.)

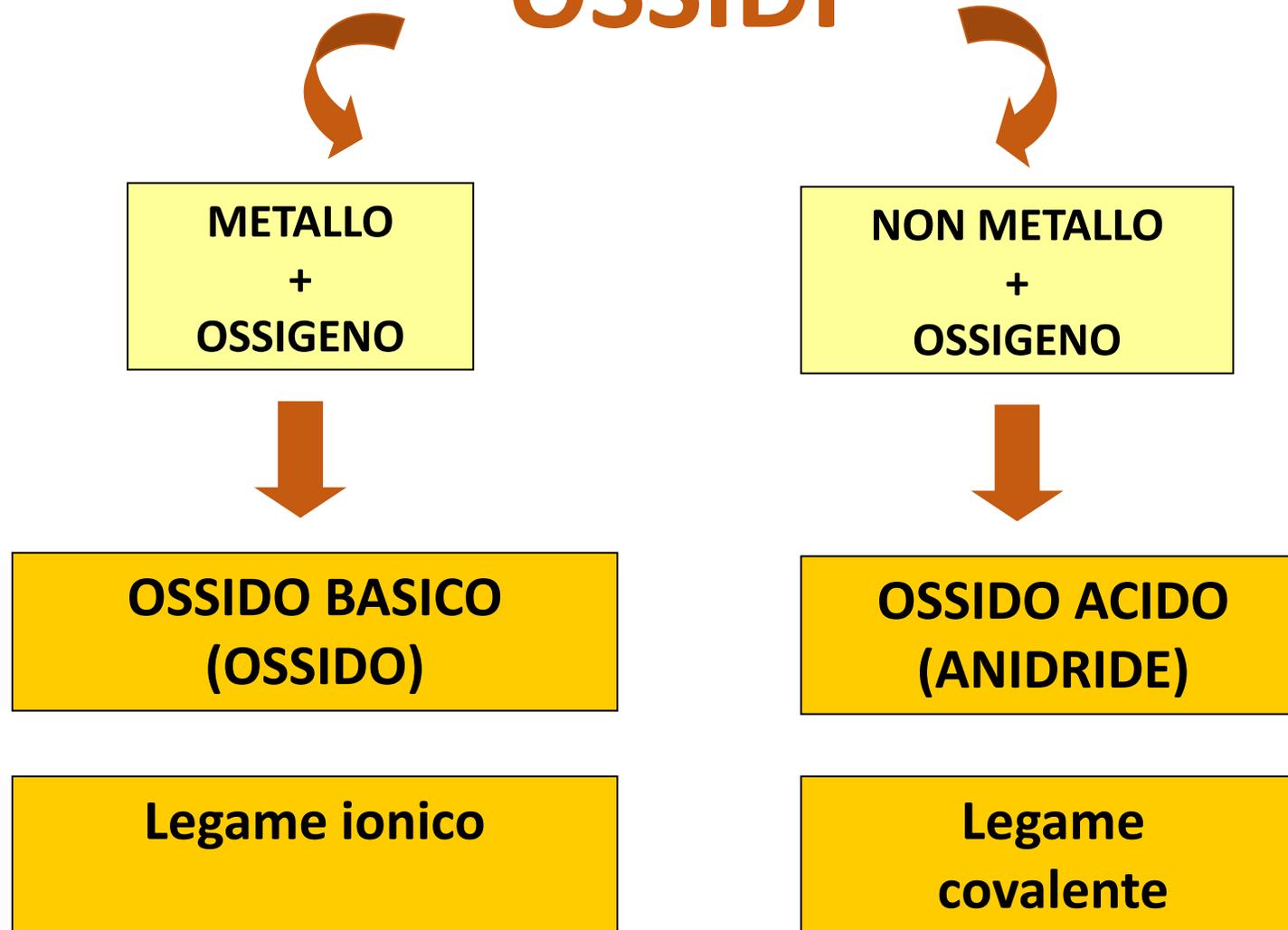
Con il numero di ossidazione +6 si comporta da non metallo e forma di conseguenza un ossido acido (o anidride): ossido acido CrO_3 , triossido di cromo (IUPAC) o anidride cromica (tradiz.)

Il nome degli ossidi

Composti	Nomenclatura tradizionali	Nomenclatura IUPAC
Na_2O	<i>ossido sodico</i>	ossido di <i>disodio</i>
CO_2	<i>anidride carbonica</i>	<i>diossido</i> di carbonio
Cu_2O	<i>ossido rameoso</i>	ossido di <i>dirame</i>
CuO	<i>ossido rameico</i>	ossido di rame
SO_2	<i>anidride solforosa</i>	<i>diossido</i> di zolfo
SO_3	<i>anidride solforica</i>	<i>triossido</i> di zolfo
N_2O_3	<i>anidride nitrosa</i>	<i>triossido</i> di <i>diazoto</i>
N_2O_5	<i>anidride nitrica</i>	<i>pent(a)</i> ossido di <i>diazoto</i>
Cl_2O	<i>anidride ipoclorosa</i>	ossido di <i>dicloro</i>
Cl_2O_3	<i>anidride clorosa</i>	<i>triossido</i> di <i>dicloro</i>
Cl_2O_5	<i>anidride clorica</i>	<i>pent(a)</i> ossido di <i>dicloro</i>
Cl_2O_7	<i>anidride perclorica</i>	<i>ept(a)</i> ossido di <i>dicloro</i>

Binari
OSSIDI BASICI
OSSIDI ACIDI
 IDRACIDI
 IDRURI
 SALI BINARI

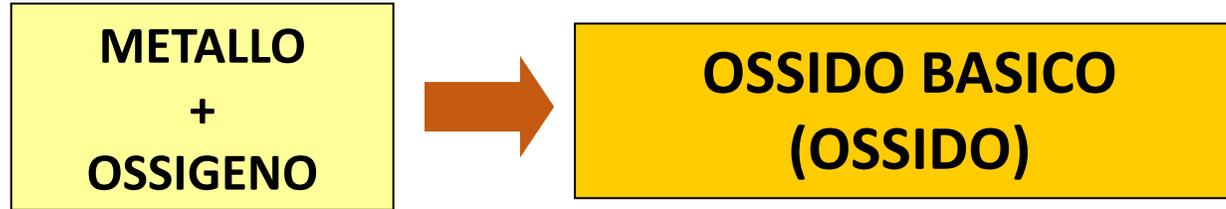
OSSIDI



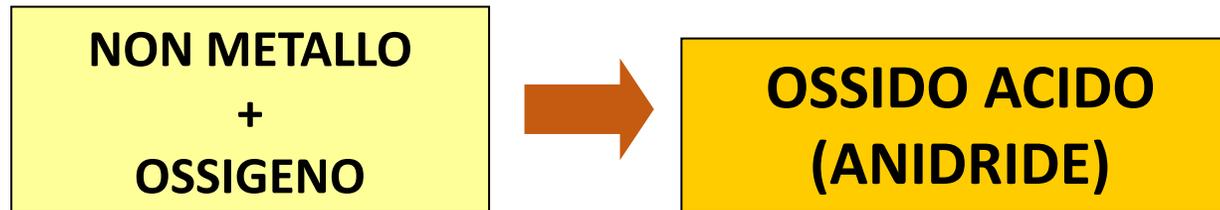
Binari
OSSIDI BASICI
OSSIDI ACIDI
IDRACIDI
IDRURI
SALI BINARI

Proprietà degli ossidi

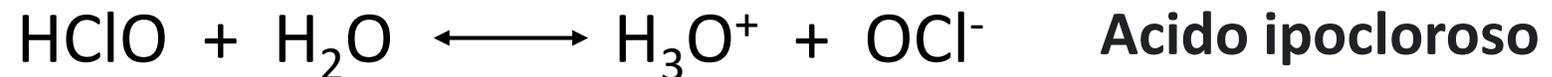
Binari
OSSIDI BASICI
OSSIDI ACIDI
IDRACIDI
IDRURI
SALI BINARI



Carattere basico



Carattere acido



Perossidi e superossidi

Perossidi: composti binari nei quali il numero di ossidazione dell'ossigeno è -1.



H_2O_2 perossido di idrogeno o acqua ossigenata

Na_2O_2 perossido di sodio - CaO_2 perossido di calcio

Superossidi: composti di natura ionica che contengono lo ione superossido O_2^- nei quali il numero di ossidazione dell'ossigeno è -1/2.

Reazione dell'ossigeno con i metalli alcalini del I gruppo: RbO_2 , CsO_2 , KO_2 .

Il superossido di potassio può decomporsi secondo la reazione:



tale reazione viene utilizzata per produrre ossigeno nei sottomarini o nelle navicelle spaziali.

Il nome degli **idracidi** e degli **idruri**

Gli **idracidi** e gli **idruri** sono composti binari dell'idrogeno.

Gli **idracidi** sono formati da idrogeno e da alogeni (cloro, iodio, bromo, fluoro) o zolfo. L'idrogeno ha numero di ossidazione +1 e si trova a sinistra nella formula.



Idracidi

IUPAC

La nomenclatura **IUPAC** nomina gli idracidi facendo seguire alla radice dell'elemento il suffisso **-uro**, la preposizione **di** e la parola **idrogeno**.

HCl *cloruro di idrogeno*

H₂S *solfo di diidrogeno*

Tradizionale

La nomenclatura **tradizionale** fa precedere la radice dell'elemento dalla parola **acido** e la fa seguire dal suffisso **-idrico**.

HCl *acido cloridrico*

H₂S *acido solfidrico*

Idruri

Gli **idruri** sono formati da idrogeno e da un metallo o un non-metallo dei gruppi 14, 15 e 16.

L'idrogeno ha n.o. -1 ($+1$ quando è legato con **N**, **P** e **As**) e il suo simbolo si scrive dopo il simbolo del metallo nella formula.

I nomi sono formati dal termine **idruro** (sia nella **IUPAC** che nella **tradizionale**).

Nella nomenclatura **IUPAC** preceduto dai prefissi **di-**, **tri-** ecc. a seconda del numero di idrogeni presenti, dalla preposizione **di** e dal **nome dell'elemento**.

Formula	IUPAC	tradizionale
NaH	idruro di sodio	idruro di sodio
AlH ₃	triidruro di alluminio	idruro di alluminio
CaH ₂	diidruro di calcio	idruro di calcio
NH ₃	triidruro di azoto	idruro di azoto
AsH ₃	triidruro di arsenico	idruro di arsenico

Il nome degli idracidi e degli idruri

Composti	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
HF	<i>acido fluoridrico</i>	<i>fluoruro di idrogeno</i>
HCl	<i>acido cloridrico</i>	<i>cloruro di idrogeno</i>
HBr	<i>acido bromidrico</i>	<i>bromuro di idrogeno</i>
HI	<i>acido iodidrico</i>	<i>ioduro di idrogeno</i>
H ₂ S	<i>acido solfidrico</i>	<i>solfuro di diidrogeno</i>
NaH	<i>idruro di sodio</i>	<i>idruro di sodio</i>
CaH ₂	<i>idruro di calcio</i>	<i>diidruro di calcio</i>
AlH ₃	<i>idruro di alluminio</i>	<i>triidruro di alluminio</i>
NH ₃	<i>ammoniaca</i>	<i>triidruro di azoto</i>
PH ₃	<i>fosfina</i>	<i>triidruro di fosforo</i>
AsH ₃	<i>arsina</i>	<i>triidruro di arsenico</i>
B ₂ H ₆	<i>diborano</i>	<i>esaidruro di diboro</i>

Binari

OSSIDI BASICI

OSSIDI ACIDI

IDRACIDI

IDRURI

SALI BINARI

Proprietà degli idracidi e degli idruri

Idruri formati con elementi metallici

Comportamento basico



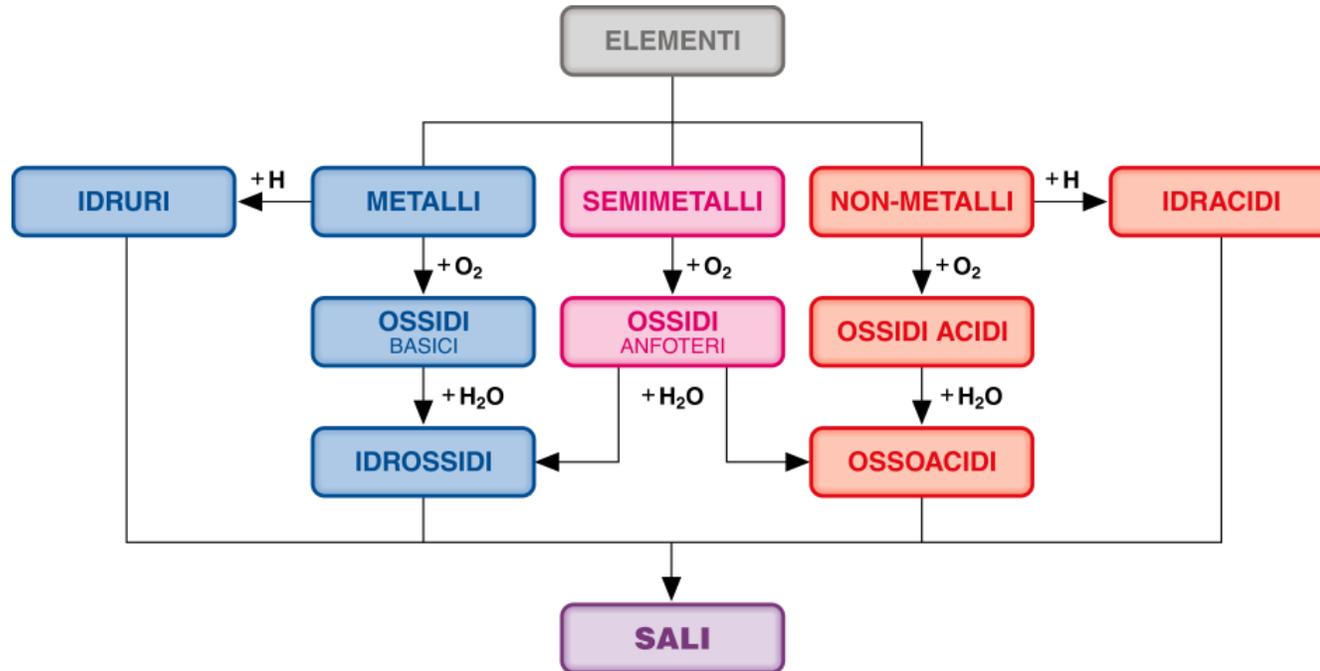
Idruri formati con elementi non-metallici

Comportamento acido



Sali binari

I **sali** sono composti che si originano per reazione tra un **metallo**, o un qualsiasi composto derivato da un metallo, e un **non-metallo**, o un composto derivato da un non-metallo.



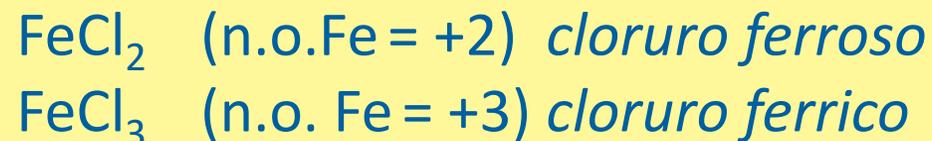
Sali binari

I **sali binari** sono composti ionici formati da un catione metallico e da un anione di un non-metallo.

La nomenclatura **IUPAC** fa seguire alla radice del nome dell'elemento non-metallico il suffisso **-uro**, la preposizione **di** e il nome del metallo, indicando con l'opportuno prefisso il numero di atomi presenti.



La nomenclatura **tradizionale** prevede che la radice del nome dell'elemento metallico sia seguita dal suffisso **-oso** nelle specie a n.o. più basso, e **-ico** nelle specie a n.o. più alto.



Binari

OSSIDI BASICI

OSSIDI ACIDI

IDRACIDI

IDRURI

SALI BINARI

Sali binari

Binari

OSSIDI BASICI

OSSIDI ACIDI

IDRACIDI

IDRURI

SALI BINARI

Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
NaCl	<i>cloruro di sodio</i>	<i>cloruro di sodio</i>
Na ₂ S	<i>solfo di sodio</i>	<i>solfo di disodio</i>
CaI ₂	<i>ioduro di calcio</i>	<i>diioduro di calcio</i>
AlF ₃	<i>fluoruro di alluminio</i>	<i>trifluoruro di alluminio</i>
FeCl ₂	<i>cloruro ferroso</i>	<i>dicloruro di ferro</i>
FeCl ₃	<i>cloruro ferrico</i>	<i>tricloruro di ferro</i>
CsBr	<i>bromuro di cesio</i>	<i>bromuro di cesio</i>

Idrossidi o basi

Gli **idrossidi** sono composti da un metallo, ossigeno e idrogeno (ternari) e si formano dalla reazione tra un ossido basico e acqua.

Preparazione



Gli idrossidi sono costituiti da uno ione metallico positivo e da **ioni idrossido OH^-** .

Na (n.o. = +1): NaOH

Ca (n.o. = +2): $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Al (n.o. = +3): $\text{Al}(\text{OH})_3$

Idrossidi

Per gli idrossidi valgono le stesse regole di nomenclatura, sia **IUPAC** sia **tradizionale**, utilizzate per gli ossidi.

IUPAC con la parola *idrossido* che prende il posto del termine ossido.

Tradizionale

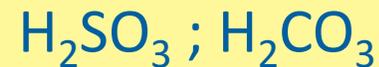
-oso oppure **-osa**, nelle specie a n.o. più basso,
e **-ico** oppure **-ica**, per le specie a n.o. più alto.

Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
NaOH	<i>idrossido sodico</i> (soda caustica)	<i>idrossido di sodio</i>
KOH	<i>idrossido potassico</i> (potassa caustica)	<i>idrossido di potassio</i>
Ca(OH) ₂	<i>idrossido calcico</i> (calce spenta)	<i>diidrossido di calcio</i>
Ba(OH) ₂	<i>idrossido barico</i>	<i>diidrossido di bario</i>
Fe(OH) ₂	<i>idrossido ferroso</i>	<i>diidrossido di ferro</i>
Fe(OH) ₃	<i>idrossido ferrico</i>	<i>triidrossido di ferro</i>

Ossoacidi o acidi ossigenati

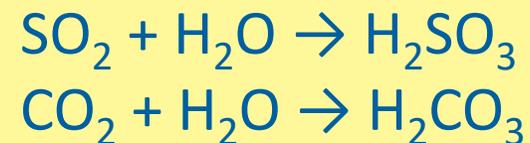
Gli **ossoacidi o acidi ossigenati** sono composti ternari a carattere acido, contenenti atomi di ossigeno, di idrogeno e di un elemento non-metallico.

Nella formula si scrive prima l'idrogeno, poi il simbolo dell'elemento non-metallico e l'ossigeno.



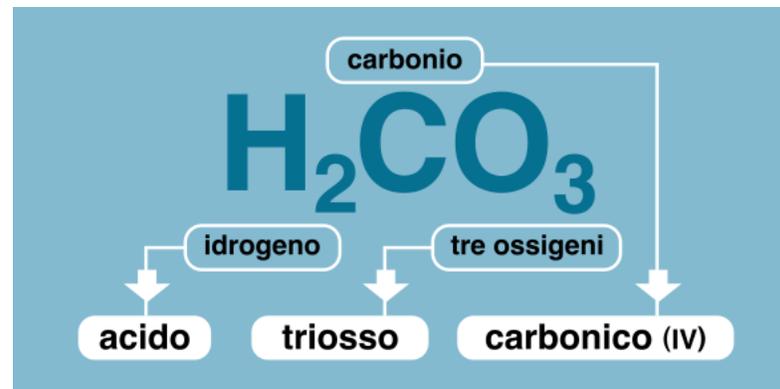
Gli ossoacidi possono essere considerati come derivati dalla reazione con acqua delle anidridi.

Anidride + acqua = acidi ossigenati



Ossoacidi o acidi ossigenati

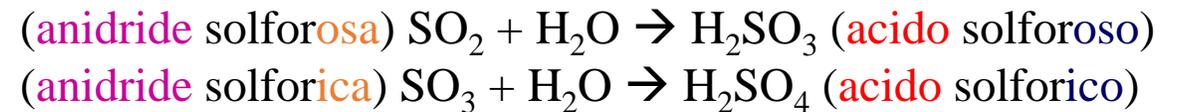
La nomenclatura **IUPAC** prevede l'uso del termine *acido*, seguito dall'indicazione del numero di atomi di ossigeno che precedono il termine **-osso-**, cui fa seguito la radice del non-metallo col suffisso **-ico** e infine il suo numero di ossidazione, scritto tra parentesi in numeri romani.



Ossoacidi o acidi ossigenati

La nomenclatura **tradizionale** prevede le stesse regole già viste per gli ossidi acidi, col termine *acido* che sostituisce la parola anidride.

Nel caso in cui un elemento abbia due stati di ossidazione si utilizza il suffisso **-oso** oppure **-osa**, nelle specie a n.o. più basso, e **-ico** oppure **-ica**, per le specie a n.o. più alto.



Nel caso di quattro stati di ossidazione:

prefisso **-IPO** e suffisso **-OSO** per il **n.o. minore**

suffisso **-OSO** per il **2° n.o.**

suffisso **-ICO** per il **3° n.o.**

prefisso **-PER** e suffisso **-ICO** per il **max n.o.**

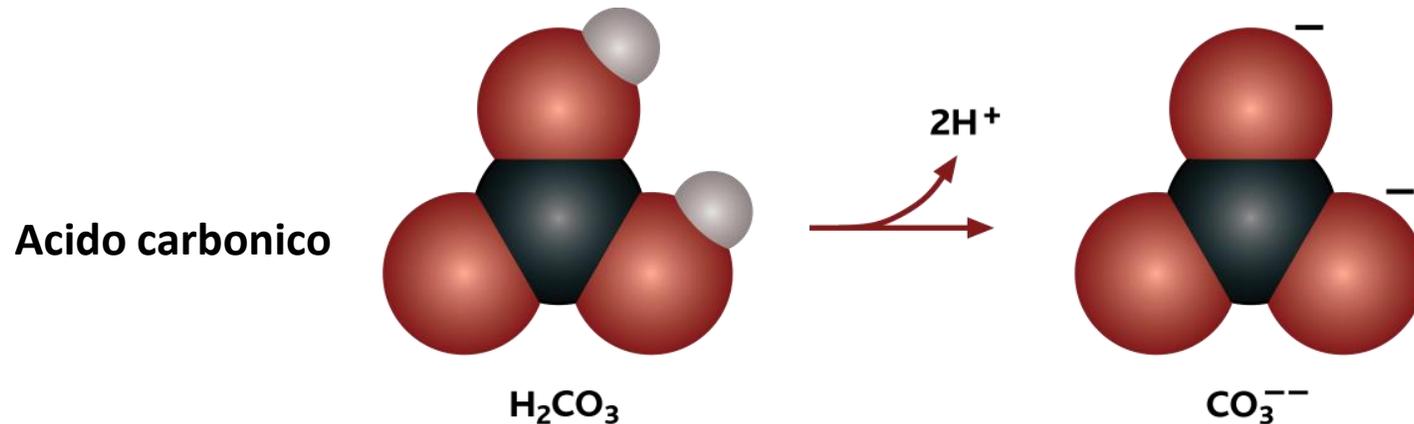
HClO	acido ipocloroso
HClO_2	acido cloroso
HClO_3	acido clorico
HClO_4	acido perclorico

Ossoacidi o acidi ossigenati

Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
H_2CO_3	<i>acido carbonico</i>	<i>acido triossocarbonico (IV)</i>
HNO_2	<i>acido nitroso</i>	<i>acido diossonitrico (III)</i>
HNO_3	<i>acido nitrico</i>	<i>acido triossonitrico (V)</i>
H_2SO_3	<i>acido solforoso</i>	<i>acido triossosolforico (IV)</i>
H_2SO_4	<i>acido solforico (IV)</i>	<i>acido tetraossosolforico (VI)</i>
$HClO$	<i>acido ipocloroso</i>	<i>acido (mono)ossoclorico (I)</i>
$HClO_2$	<i>acido cloroso</i>	<i>acido diossoclorico (III)</i>
$HClO_3$	<i>acido clorico</i>	<i>acido triossoclorico (V)</i>
$HClO_4$	<i>acido perclorico</i>	<i>acido tetraossoclorico (VII)</i>
$HBrO_3$	<i>acido bromico</i>	<i>acido triossobromico (V)</i>
HIO	<i>acido ipoiodoso</i>	<i>acido (mono)ossoiodico (I)</i>

Radicali acidi

Un **radicale acido** è uno ione che deriva da un ossoacido per perdita parziale o totale degli atomi di idrogeno.



Nella rappresentazione della formula di un radicale acido si pongono in alto a destra tante cariche negative quanti sono gli idrogeni perduti.

Radicali acidi

La nomenclatura deriva da quella dell'acido corrispondente, con il termine **ione** che sostituisce la parola acido.

Nella nomenclatura **IUPAC** si usa la desinenza **-ato**, cui si fa seguire il n.o. del non-metallo scritto tra parentesi in numero romano.

Nella nomenclatura **tradizionale**, ai suffissi -oso e -ico si sostituiscono, rispettivamente, i suffissi **-ito** e **-ato**, mentre al suffisso -idrico si sostituisce il suffisso **-uro**.

Radicali acidi

Acido di provenienza	Radicale acido	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC	Valenza
HCl Acido cloridrico	Cl^-	Ione cloruro	Ione cloruro	1
H_2S Acido solfidrico	S^{2-}	Ione solfuro	Ione solfuro	2
H_2SO_4 Acido solforico	SO_4^{2-}	Ione solfato	Ione tetraossosolfato (VI)	2
H_2SO_4 Acido solforico	HSO_4^-	Ione idrogenosolfato	Ione idrogenotetraossosolfato (VI)	1
H_2CO_3 Acido carbonico	CO_3^{2-}	Ione carbonato	Ione triossocarbonato (IV)	2
H_2CO_3 Acido carbonico	HCO_3^-	Ione idrogenocarbonato	Ione idrogenotriossocarbonato (IV)	1
HClO Acido ipocloroso	ClO^-	Ione ipoclorito	Ione ossoclorato (I)	1
HClO_2 Acido cloroso	ClO_2^-	Ione clorito	Ione diossoclorato (III)	1
HClO_3 Acido clorico	ClO_3^-	Ione clorato	Ione triossoclorato (V)	1
HClO_4 Acido perclorico	ClO_4^-	Ione perclorato	Ione tetraossoclorato (VII)	1
H_3PO_4 Acido fosforico	PO_4^{3-}	Ione fosfato	Ione tetraossofosfato (V)	3
H_3PO_4 Acido fosforico	HPO_4^{2-}	Ione idrogenofosfato	Ione idrogenotetraossofosfato (V)	2
H_3PO_4 Acido fosforico	H_2PO_4^-	Ione diidrogenofosfato	Ione diidrogenotetraossofosfato (V)	1
HNO_2 Acido	NO_2^-	Ione nitrito	Ione diossonitrato (III)	1
HNO_3 Acido nitrico	NO_3^-	Ione nitrato	Ione triossonitrato (V)	1

Il nome degli ioni positivi

La nomenclatura tradizionale chiama gli ioni positivi allo stesso modo in cui chiama gli ossidi, sostituendo il termine ossido con ione.

La nomenclatura secondo il **numero di Stock** fa seguire il nome dell'elemento dal numero delle cariche positive espresse in cifre romane tra parentesi.

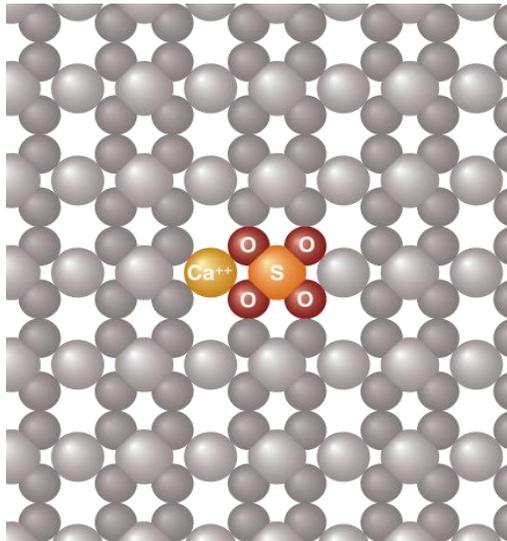
La **IUPAC** raccomanda di far seguire al nome dell'elemento il numero di carica.

Fe^{2+}	(n.o. = +2)	<i>ione ferroso o ione ferro (II) o ione ferro (2+)</i>
Fe^{3+}	(n.o. = +3)	<i>ione ferrico o ione ferro (III) o ione ferro (3+)</i>

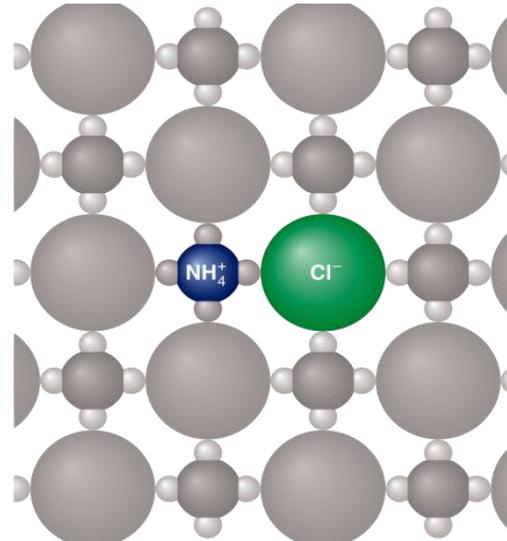
Sali ternari

I **sali ternari** sono composti ionici formati da un catione metallico o un altro ione positivo e da uno **ione poliatomico**.

L'unica nomenclatura dei cationi poliatomici utilizzata è la **IUPAC**.



Solfato di calcio CaSO_4



Cloruro di ammonio NH_4Cl

ione + radice di Non-Me + onio

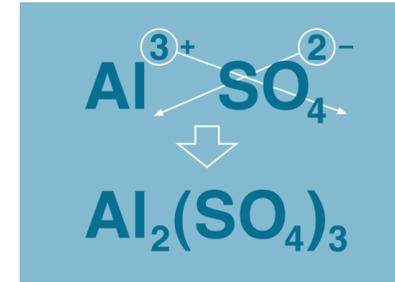
Formula chimica	Nome IUPAC
AsH_4^+	ione ars-onio
H_3S^+	ione solf-onio
H_2F^+	ione fluor-onio
PH_4^+	ione fosf-onio
H_3Se^+	ione selen-onio

NH_4^+ e H_3O^+ non seguono le regole
ammonio - ossonio/idrossonio

Nomenclatura

Sali ternari

Nella formula si indica
prima il simbolo dello ione positivo,
seguito dall'anione poliatomico.



Nella nomenclatura **IUPAC**
al nome del corrispondente radicale acido
si fa seguire il nome del metallo,
eventualmente preceduto da uno dei prefissi
che indicano il numero di atomi metallici presenti.

Nella nomenclatura **tradizionale**
il nome deriva dal corrispondente radicale acido,
completo di suffissi e prefissi, seguito dal nome
dello ione positivo con i suffissi **-oso** e **-ico**
a seconda del numero di ossidazione.



Sali ternari

Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
NaClO	Ipoclorito di sodio	Ossoclorato (I) di sodio
NaClO ₂	Clorito di sodio	Diossoclorato (III) di sodio
NaClO ₃	Clorato di sodio	Triossoclorato (V) di sodio
NaClO ₄	Perclorato di sodio	Tetraossoclorato (VII) di sodio
Fe(ClO ₄) ₃	Perclorato ferrico	Tris(tetraossoclorato) (VII) di ferro (III)
Mg(ClO ₂) ₂	Clorito di magnesio	Bis(diossoclorato) (III) di magnesio
CaSO ₄	Solfato di calcio	Tetraossosolfato (VI) di calcio
CaSO ₃	Solfito di calcio	Triossosolfato (IV) di calcio
Fe(NO ₃) ₂	Nitrato ferroso	Bis(triossonitrato) (V) di ferro (II)
Fe(NO ₃) ₃	Nitrato ferrico	Tris(triossonitrato) (V) di ferro (III)
K ₂ CO ₃	Carbonato di potassio	Triossocarbonato (IV) di dipotassio
Li ₃ PO ₄	Fosfato di litio	Tetraossofosfato (V) di trilitio
KHCO ₃	Idrogenocarbonato di potassio (bicarbonato di potassio)	Idrogenotriossocarbonato (IV) di potassio
NaHSO ₄	Idrogenosolfato di sodio (bissolfato di sodio)	Idrogenotetraossosolfato (VI) di sodio
CH ₃ COONa	Acetato di sodio	Acetato di sodio
NH ₄ NO ₃	Nitrato di ammonio	Triossonitrato (V) di ammonio
KMnO ₄	Permanganato di potassio	Tetraossomanganato (VII) di potassio