

# La tabella periodica degli elementi Le formule chimiche dei composti inorganici e la nomenclatura

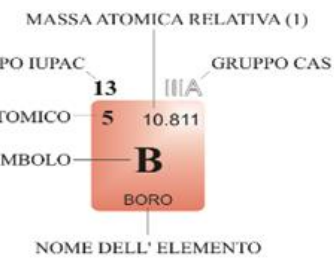
**Dr. Gabriella Giulia Pulcini**

Ph.D. Student, Development of new  
approaches to teaching and learning  
Natural and Environmental Sciences  
University of Camerino, ITALY

# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

<http://www.periodni.com/it/>

GRUPPO	1	2	GRUPPO IUPAC										13	14	15	16	17	18
PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 1.0079 <b>H</b> IDROGENO																	2 4.0026 <b>He</b> ELIO
2	3 6.941 <b>Li</b> LITIO	4 9.0122 <b>Be</b> BERILLIO											5 10.811 <b>B</b> BORO	6 12.011 <b>C</b> CARBONIO	7 14.007 <b>N</b> AZOTO	8 15.999 <b>O</b> OSSIGENO	9 18.998 <b>F</b> FLUORO	10 20.180 <b>Ne</b> NEO
3	11 22.990 <b>Na</b> SODIO	12 24.305 <b>Mg</b> MAGNESIO											13 26.982 <b>Al</b> ALLUMINIO	14 28.086 <b>Si</b> SILICIO	15 30.974 <b>P</b> FOSFORO	16 32.065 <b>S</b> SOLFO	17 35.453 <b>Cl</b> CLORO	18 39.948 <b>Ar</b> ARGO
4	19 39.098 <b>K</b> POTASSIO	20 40.078 <b>Ca</b> CALCIO	21 44.956 <b>Sc</b> SCANDIO	22 47.867 <b>Ti</b> TITANIO	23 50.942 <b>V</b> VANADIO	24 51.996 <b>Cr</b> CROMO	25 54.938 <b>Mn</b> MANGANESE	26 55.845 <b>Fe</b> FERRO	27 58.933 <b>Co</b> COBALTO	28 58.693 <b>Ni</b> NICHEL	29 63.546 <b>Cu</b> RAME	30 65.38 <b>Zn</b> ZINCO	31 69.723 <b>Ga</b> GALLIO	32 72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	33 74.922 <b>As</b> ARSENICO	34 78.96 <b>Se</b> SELENIO	35 79.904 <b>Br</b> BROMO	36 83.798 <b>Kr</b> CRIPTO
5	37 85.468 <b>Rb</b> RUBIDIO	38 87.62 <b>Sr</b> STRONZIO	39 88.906 <b>Y</b> ITTRIO	40 91.224 <b>Zr</b> ZIRCONIO	41 92.906 <b>Nb</b> NIOBIO	42 95.96 <b>Mo</b> MOSSANDEO	43 (98) <b>Tc</b> TECNIZIO	44 101.07 <b>Ru</b> RUTENIO	45 102.91 <b>Rh</b> RHODIO	46 106.42 <b>Pd</b> PALADIO	47 107.87 <b>Ag</b> ARGENTO	48 112.41 <b>Cd</b> CADMIO	49 114.82 <b>In</b> INDIO	50 118.71 <b>Sn</b> STAGNO	51 121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	52 127.60 <b>Te</b> TELLURIO	53 126.90 <b>I</b> IODIO	54 131.29 <b>Xe</b> XENO
6	55 132.91 <b>Cs</b> CESIO	56 137.33 <b>Ba</b> BARIO	57-71 <b>La-Lu</b> Lantanidi	72 178.49 <b>Hf</b> HAFNIO	73 180.95 <b>Ta</b> TANTALIO	74 183.84 <b>W</b> WOLFRAMIO	75 186.21 <b>Re</b> RENEO	76 190.23 <b>Os</b> OSMIO	77 192.22 <b>Ir</b> IRIDIO	78 195.08 <b>Pt</b> PLATINO	79 196.97 <b>Au</b> ORO	80 200.59 <b>Hg</b> MERCURIO	81 204.38 <b>Tl</b> TALLIO	82 207.2 <b>Pb</b> PIOMBO	83 208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	84 (209) <b>Po</b> POLONIO	85 (210) <b>At</b> ASTATO	86 (222) <b>Rn</b> RADON
7	87 (223) <b>Fr</b> FRANCIO	88 (226) <b>Ra</b> RADIO	89-103 <b>Ac-Lr</b> Attinidi	104 (267) <b>Rf</b> RUTHERFORDIO	105 (268) <b>Db</b> DUBNIO	106 (271) <b>Sg</b> SEABORGIO	107 (272) <b>Bh</b> BOHRIO	108 (277) <b>Hs</b> HASSIO	109 (276) <b>Mt</b> MEITNERIO	110 (281) <b>Ds</b> DARMSTADTIO	111 (280) <b>Rg</b> ROENTGENIO	112 (285) <b>Cn</b> COPERNICIO	113 (...) <b>Uut</b> UNUNTRIO	114 (287) <b>Fl</b> FLEROVIO	115 (...) <b>Uup</b> UNUNPENTIO	116 (291) <b>Lv</b> LIVERMORIO	117 (...) <b>Uus</b> UNUNSEPTIO	118 (...) <b>Uuo</b> UNUNOCTIO



■ Metalli  
■ Semimetali  
■ Non metalli  
■ Metalli alcalini  
■ Metalli alcalino terrosi  
■ Metalli di transizione  
■ Lantanidi  
■ Attinidi  
■ Calcogeni  
■ Alogeni  
■ Gas nobili

STATO DI AGGREGAZIONE A 25 °C  
■ Ne - gas  
■ Hg - liquido  
■ Fe - solido  
■ Tc - artificiali

LANTANIDI

57 138.91 <b>La</b> LANTANIO	58 140.12 <b>Ce</b> CERIO	59 140.91 <b>Pr</b> PRASEODIMIO	60 144.24 <b>Nd</b> NEODIMIO	61 (145) <b>Pm</b> PROMETIO	62 150.36 <b>Sm</b> SAMARIO	63 151.96 <b>Eu</b> EUROPIO	64 157.25 <b>Gd</b> GADOLINIO	65 158.93 <b>Tb</b> TERBIO	66 162.50 <b>Dy</b> DISPROSIO	67 164.93 <b>Ho</b> OLMIO	68 167.26 <b>Er</b> ERBIO	69 168.93 <b>Tm</b> TULIO	70 173.05 <b>Yb</b> ITTERBIO	71 174.97 <b>Lu</b> LUTEZIO
------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

ATTINIDI

89 (227) <b>Ac</b> ATTINIO	90 232.04 <b>Th</b> TORIO	91 231.04 <b>Pa</b> PROTOATTINIO	92 238.03 <b>U</b> URANIO	93 (237) <b>Np</b> NETTUNIO	94 (244) <b>Pu</b> PLUTONIO	95 (243) <b>Am</b> AMERICIO	96 (247) <b>Cm</b> CURIO	97 (247) <b>Bk</b> BERKELIO	98 (251) <b>Cf</b> CALIFORNIO	99 (252) <b>Es</b> EINSTEINIO	100 (257) <b>Fm</b> FERMIO	101 (258) <b>Md</b> MENDELEVIO	102 (259) <b>No</b> NOBELIO	103 (262) <b>Lr</b> LAWRENTIO
----------------------------------	---------------------------------	--	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)  
 Le masse atomiche relative sono espresse con cinque cifre significative. L'elemento non ha alcuni nuclidi stabili e un valore tra parentesi, c.g. [209], indica il numero totale dell'isotopo lungo-vivo dell'elemento. Tuttavia, tre elementi (Th, Pa ed U) hanno una composizione isotopica terrestre caratteristica e così loro massa atomica data.

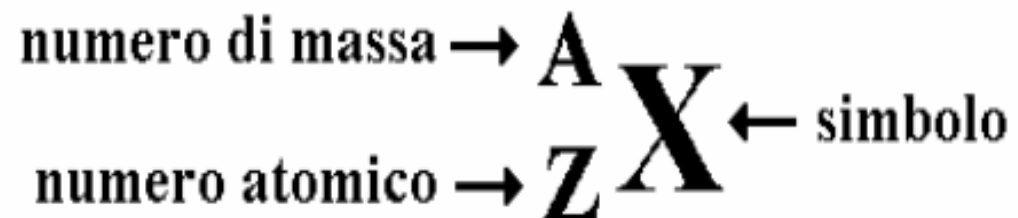
Copyright © 2012 Eni Generali

Gli atomi sono ordinati in ordine crescente di numero di protoni.

Atomi dello stesso **elemento** possiedono lo stesso numero di **protoni**: **numero atomico (Z)**.

Il **numero di protoni e neutroni** è detto **numero di massa (A)**.

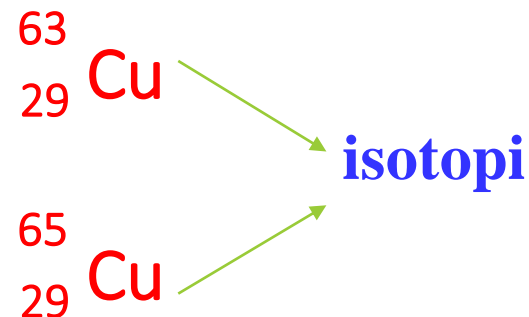
Atomi con lo stesso numero atomico ma con numero di massa diverso sono detti **isotopi**



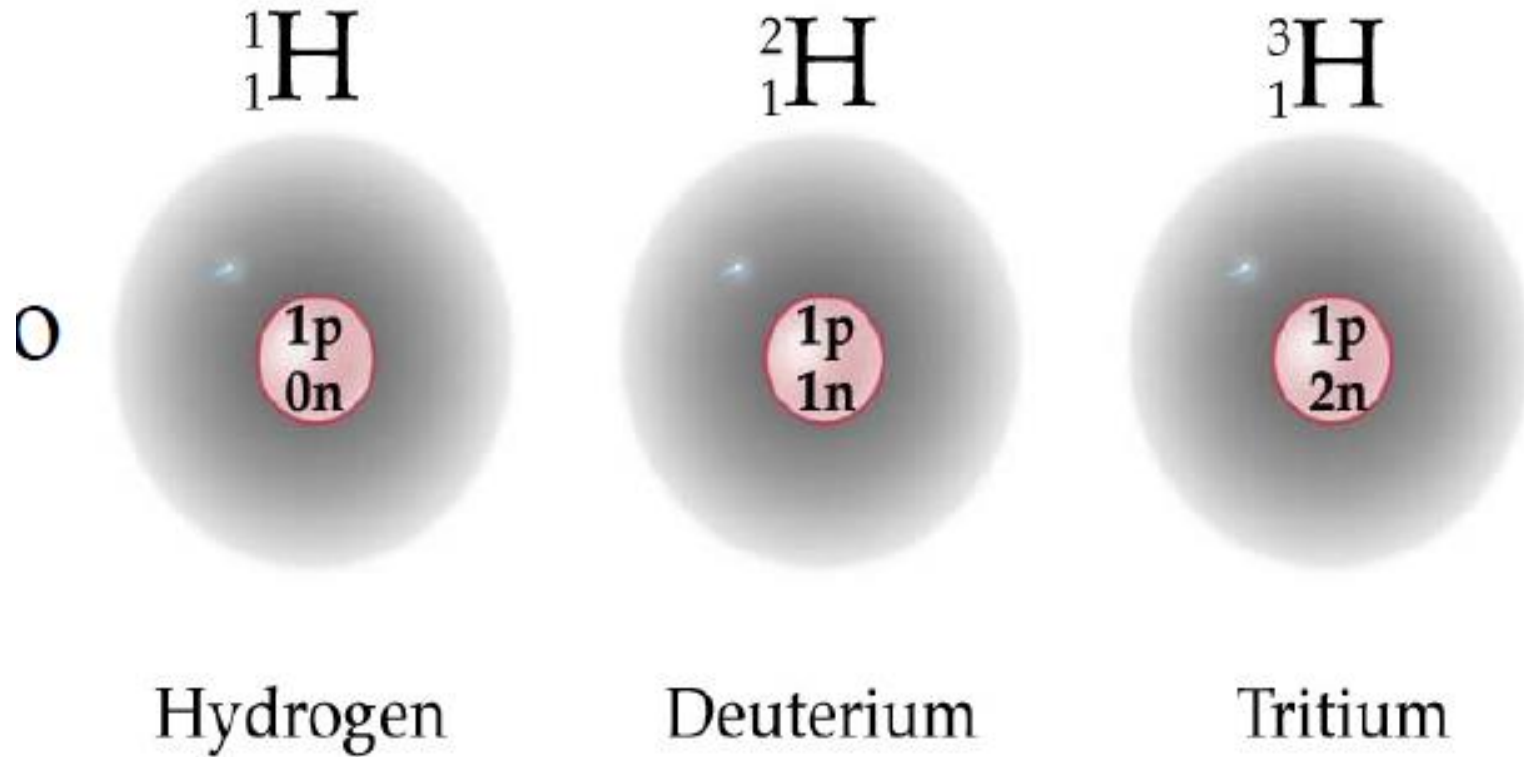
**Esempio:**

**rame-29 protoni (Z), n° di massa 63 (A), neutroni = 63-29 = 34**

**rame-29 protoni (Z), n° di massa 65 (A), neutroni = 65-29 = 36**



# ISOTOPI DELL'IDROGENO



Copyright © 2000 Benjamin Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

In un atomo, gli elettroni del livello più esterno sono detti **elettroni di valenza**.

Gli elementi che appartengono allo stesso periodo presentano gli elettroni di valenza allo stesso livello energetico.

Gli elementi che appartengono allo stesso gruppo presentano lo stesso numero di elettroni di valenza.

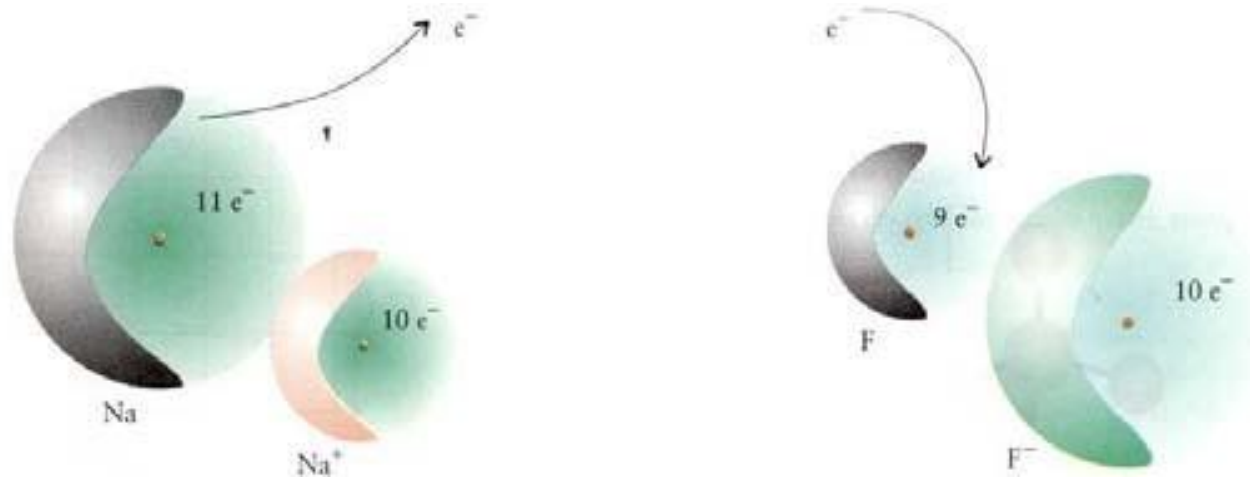
Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
periodo 1	H•							He:
periodo 2	Li•	Be:	$\begin{array}{c} \cdot \\ \text{B} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{C} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{N} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{O} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{F} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{Ne} \cdot \\ \cdot \end{array}$
periodo 3	Na•	Mg:	$\begin{array}{c} \cdot \\ \text{Al} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{Si} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{P} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{S} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{Cl} \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{Ar} \cdot \\ \cdot \end{array}$

La **struttura di Lewis** permette di rappresentare la struttura elettronica dello strato di valenza degli elementi dei gruppi principali (per cui elementi dello stesso gruppo vengono rappresentati alla stessa maniera).

# GLI IONI

Uno ione atomico si forma dal corrispondente atomo per

- perdita di elettroni (ioni positivi = cationi)
- acquisto di elettroni (ioni negativi = anioni).



Solitamente, gli elementi metallici formano ioni positivi, quelli non metallici formano ioni negativi (per raggiungere esternamente la configurazione elettronica del gas nobile più vicino).

# ELETRONEGATIVITA'

È un parametro empirico che misura **la capacità di un elemento di attrarre su di sé gli elettroni di legame.**

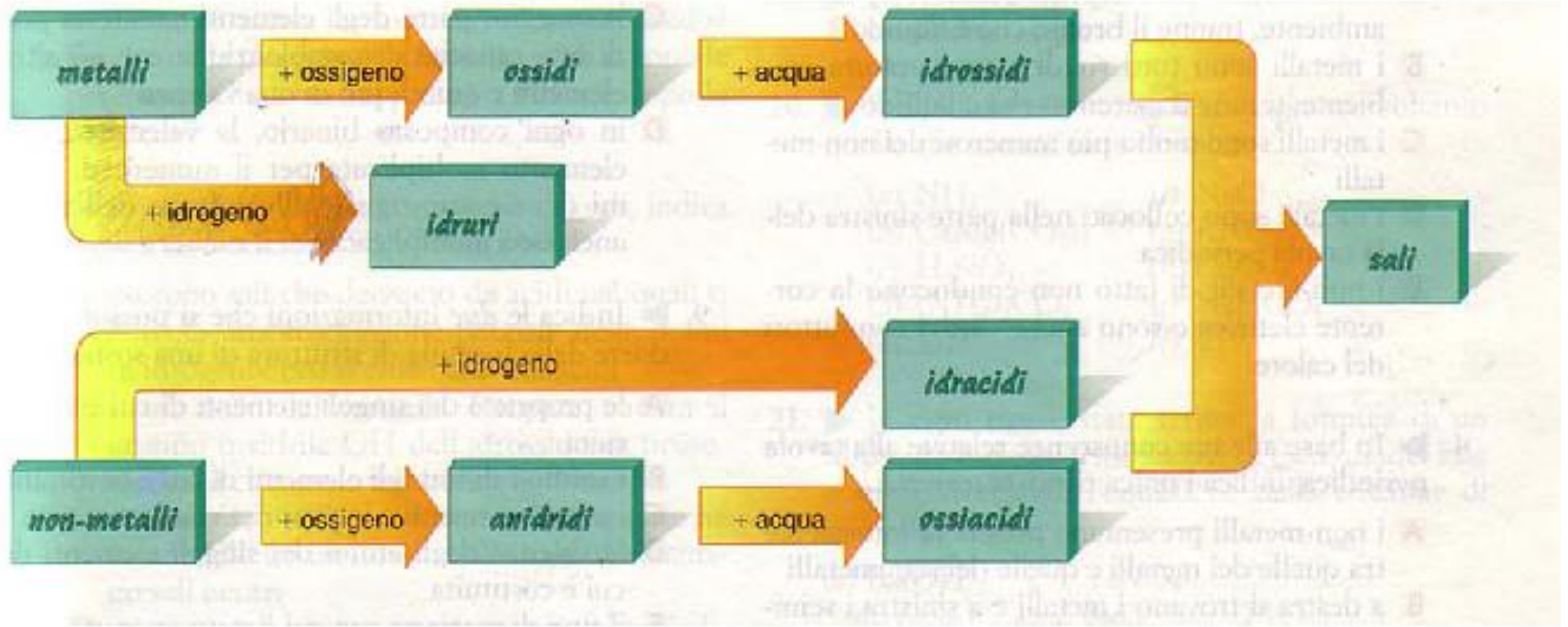
I metalli sono meno elettronegativi dei non-metalli. L'elemento più elettronegativo infatti è il fluoro.

	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,6	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9																

Legend:

- elettronegatività alta
- elettronegatività media
- elettronegatività bassa

# I COMPOSTI





# COME SCRIVERE LE FORMULE

## i numeri d'ossidazione degli elementi

**Numero di ossidazione** : rappresenta la carica che formalmente un atomo acquisterebbe se gli elettroni di legame venissero attribuiti all'atomo più elettronegativo nei composti covalenti.

Nei composti ionici (monoatomici), il numero di ossidazione dell'atomo coincide in valore e in carica con la sua carica ionica.

NUMERI DI OSSIDAZIONE PIÙ COMUNI DEGLI ELEMENTI PRINCIPALI*									
I	II	III	IV	V	VI	VII	Metalli di transizione		
+1, -1 H									
+1 Li	+2 Be	+3 B	+4, +2 C	+5, +4, +3, +2, +1, -3 N	-2, -1 O	-1 F	+4 Ti	+5 V	
+1 Na	+2 Mg	+3 Al	+4 Si	+5, +3 P	+6, +4, -2 S	+7, +5, +3, +1, -1 Cl	+3, +6 Cr	+2, +4, +6, +7 Mn	
+1 K	+2 Ca	+3 Ga	+4 Ge	+5, +3 As		+5, +3, +1, -1 Br	+2, +3 Fe	+2, +3 Co	+2 Ni
+1 Rb	+2 Sr		+4, +2 Sn			+7, +5, +1, -1 I	+1, +2 Cu	+2 Zn	
+1 Cs	+2 Ba		+4, +2 Pb				+1 Ag	+3 Au	+1, +2 Hg

# REGOLE PER STABILIRE IL NUMERO DI OSSIDAZIONE

- il n.o. delle sostanze elementari ( $H_2$ ,  $O_2$ , Na, Cu etc) è sempre zero, poiché ci troviamo di fronte ad atomi di uno stesso elemento, aventi perciò la stessa elettronegatività.

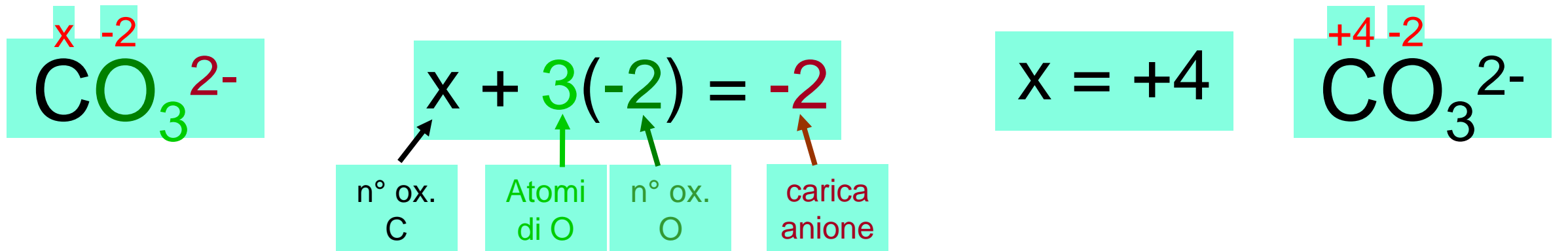
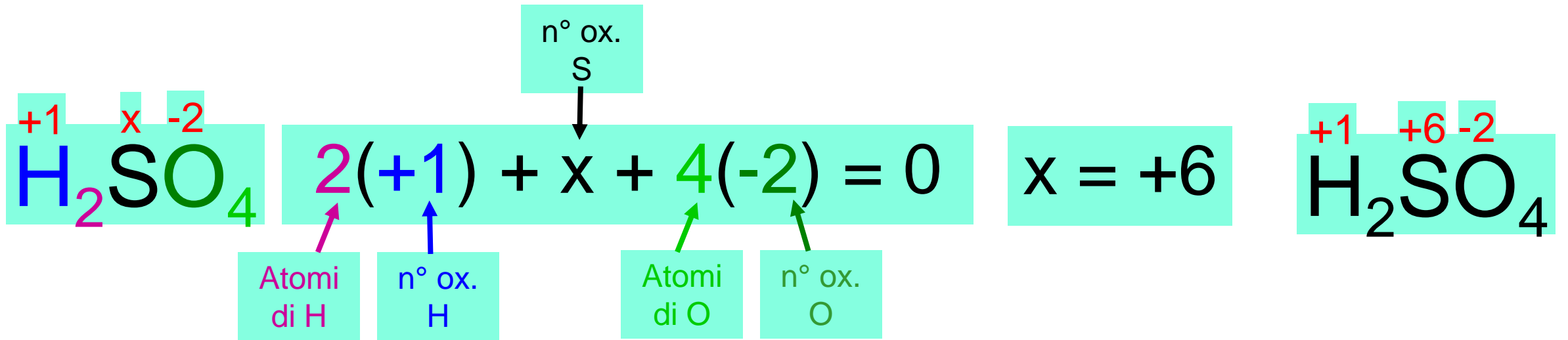
Più in generale, quando in una molecola due atomi di uno stesso elemento si uniscono con legame covalente, gli elettroni di legame non vanno attribuiti a nessuno dei due atomi.

- Il n.o. di uno ione è pari alla sua carica



- L'idrogeno presenta sempre n.o. +1 , tranne quando si lega direttamente con metalli più elettropositivi (idruri), ed in cui ha dunque n.o. -1.
- L'ossigeno ha sempre no -2, tranne quando forma un legame covalente puro con se stesso (perossidi  $-O-O-$ ) dove presenta n.o. -1. (secondo quanto previsto dalla regola numero 1 gli elettroni del legame tra atomi uguali non vanno attribuiti, mentre viene attribuito all'ossigeno l'altro elettrone utilizzato per legarsi ad altri elementi)

- il fluoro, essendo l'elemento più elettronegativo della tabella periodica, ed avendo bisogno di un solo elettrone per raggiungere l'ottetto, ha sempre n.o. -1
- Gli altri elementi del VII gruppo A hanno anch'essi no -1, tranne quando si legano con elementi più elettronegativi, come ad esempio l'ossigeno, in tal caso presentano nox positivi.
- In generale il n.o. più elevato di un elemento corrisponde al numero d'ordine del gruppo cui appartiene. Così gli elementi del primo gruppo presentano n.o. +1, quelli del secondo +2, quelli del terzo +3 e così via fino agli elementi del settimo gruppo che presentano come n.o. più elevato +7.
- sempre in generale, quando un elemento presenta più di un n.o., il valore di quest'ultimo diminuisce di 2 unità alla volta.  
Così gli elementi del VII gruppo oltre al no. +7 possono presentare no +5, +3, +1, -1.  
gli elementi del VI gruppo oltre al no + 6 possono presentare n.o. +4, +2, -2.
- In una specie chimica neutra la somma dei n.o. di tutti gli atomi che la compongono deve sempre essere nulla.
- In uno ione poliatomico la somma dei n.o. dei diversi atomi deve sempre essere pari alla carica totale dello ione.



# GLI IONI



Per ottenere gli ossidi, si incrociano i numeri di ossidazione (ovvero le valenze) del metallo e dell'ossigeno coinvolti



Nomenclatura tradizionale:

Quando il metallo ha un solo numero di ossidazione	OSSIDO di .....	
Quando il metallo ha due numeri di ossidazione	OSSIDO.....OSO OSSIDO.....ICO	n° più basso n° più alto

# Nomenclatura tradizionale e iupac degli ossidi a confronto

## TRADIZIONALE

*esempio:*

---

- $\text{Li}_2\text{O}$  [n.o. +1] prende il nome di ossido di litio
- $\text{FeO}$  [n.o. +2] prende il nome di ossido ferroso
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$  [n.o. +3] prende il nome di ossido ferrico

**IUPAC:** si numerano gli atomi del metallo e dell'ossigeno presenti nel composto, usando gli opportuni prefissi.

*esempio:*

- $\text{Li}_2\text{O}$  prende il nome di ossido di dilitio
- $\text{FeO}$  prende il nome di ossido di ferro
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$  prende il nome di triossido di diferro

gruppo	metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
1A	Li Na K	+1	Li <sub>2</sub> O Na <sub>2</sub> O K <sub>2</sub> O	Ossido di litio Ossido di sodio Ossido di potassio	Ossido di dilitio Ossidi di disodio Ossido di dipotassio
IIA	Be Mg Ca Sr Ba	+2	BeO MgO CaO SrO BaO	Ossido di berillio Ossido di magnesio Ossido di calcio Ossido di stronzio Ossido di bario	Ossido di berillio Ossido di magnesio Ossido di calcio Ossido di stronzio Ossido di bario
IIIA	Al Ga	+3	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido di alluminio Ossido di gallio	triossido di dialluminio triossido di digallio
IVA	Sn  Pb	+2,+4	SnO SnO <sub>2</sub>  PbO PbO <sub>2</sub>	Ossido stannoso Ossido tannico  Ossido piomboso Ossido piombico	monossido di stagno diossido di stagno  monossido di piombo diossido di piombo

gruppo	metallo	n.o.	Formula	Nome tradizionale	Nome iupac
VA	Sb	+3,+5	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Ossido antimonioso Ossido antimonico	T triossido di diantimonio pentossido di diantimonio
	Bi		Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Ossido bismutoso Ossido bismutico	triossido di dibismuto pentossido di dibismuto
M E T A L L I	Cr	+2+3	CrO Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido cromoso Ossido cromico	monossido di cromo triossido di dicromo
	Mn	+2+4	MnO MnO <sub>2</sub>	Ossido manganoso Ossido manganico	monossido di manganese diossido di manganese
	Fe	+2+3	FeO Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido ferroso Ossido ferriico	monossido di ferro diossido di diferro
	Co	+2+3	CoO Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido cobaltoso Ossido cobaltico	monossido di cobalto triossido di dicobalto
D I	Ni	+2+3	NiO Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido nicheloso Ossido nichelico	monossido di nichel triossido di dinichel
	Cu	+1+2	Cu <sub>2</sub> O CuO <sub>2</sub>	Ossido rameoso Ossido rameico	monossido di dirame diossido di rame
T R A N S I Z I O N E	Zn	+2	ZnO	Ossido di zinco	Ossido di zinco
	Hg	+1+2	Hg <sub>2</sub> O HgO	Ossido mercurioso Ossido mercurico	monossido di dimercurio monossido di mercurio
	Ag	+1	Ag <sub>2</sub> O*	Ossido di argento	Ossido di diargento
	Au	+1+3	Au <sub>2</sub> O* Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> *	Ossido auroso Ossido aurico	ossido di dioro triossido di dioro
			*di difficile formazione		

# LE ANIDRIDI



Esempio:



La nomenclatura tradizionale si attiene alle regole adottate per gli ossidi basici salvo che il termine *ossido di*, viene sostituito con *anidride*.

Ad esempio

- N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (n.o.+3) anidride nitrosa
- N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (n.o.+5) anidride nitrica
- Cl<sub>2</sub>O (n.o.+1) anidride ipoclorosa
- Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (n.o.+3) anidride clorosa
- Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (n.o.+5) anidride clorica
- Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (n.o.+7) anidride perclorica

Quando il non metallo ha due numeri di ossidazione

ANIDRIDE.....OSA

ANIDRIDE.....ICA

n° più alto

Quando il non metallo ha più numeri di ossidazione

ANIDRIDE.....OSA

ANIDRIDE.....ICA

ANIDRIDE PER.....ICA

Da n.o. più basso

a più alto



# Eccezioni

Alcuni metalli di transizione, come il cromo il manganese, formano ossidi a carattere acido, mentre il carbonio (non metallo) forma anche un ossido basico

---

- CO ossido di carbonio
- CrO ossido cromoso
- Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ossido cromatico
- CrO<sub>3</sub> *anidride cromica*
- MnO ossido manganoso
- Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ossido manganico
- MnO<sub>2</sub> *biossido di manganese*
- MnO<sub>3</sub> *anidride manganica*
- Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> *anidride permanganica*

gruppo	Non metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac									
IIIA	B	+3	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride borica	triossido di diboro									
IVA	C Si	+4	CO <sub>2</sub> SiO <sub>2</sub>	Anidride carbonica Anidride silicica										
VA	N	+3+5	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride nitrosa	triossido di diazoto									
			N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride nitrico	pentossido di diazoto									
	P	3+5	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride fosforosa Anidride fosforica	triossido di difosforo pentossido di difosforo									
As	3+5	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride arseniosa Anidride arsenica	triossido di diarsenico pentossido di diarsenico										
IIIA	S	+4	SO <sub>2</sub>	Anidride solforosa	diossido di zolfo									
		+6	SO <sub>3</sub>	Anidride solforica	triossido di zolfo									
IVA	Cl	+1	Cl <sub>2</sub> O	Anidride ipocloroso	monossido di dicloro									
		+3	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride ipoclorosa	triossido di dicloro									
		+5	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride clorica	pentossido di dicloro									
		+7	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride perclorica	eptossido di di cloro									
		+1	Br <sub>2</sub> O	Anidride ipobromoso	monossido di dibromo									
		+3	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride bromosa	triossido di dibromo									
		+5	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride bromica	pentossido di dibromo									
		+1	I <sub>2</sub> O	Anidride iodoso	monossido di diiodio									
		+5	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride iodica	pentossido di di iodio									
+7	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride periodico	eptossido di di iodio											
	Cr	+6	CrO <sub>3</sub>	Anidride cromica	Triossido di cromo									
						Mn	+4	MnO <sub>2</sub>	Anidride manganosa	diossido di manganese				
											+6	MnO <sub>3</sub>	Anidride manganica	triossido di manganese

# GLI IDRURI

---

Gli Idruri sono i composti che l'idrogeno forma con elementi meno elettronegativi, pertanto l'idrogeno presenta pertanto no -1 (ione idruro  $H^-$ ) e quindi nella formula va scritto per secondo.

Gli idruri hanno formula generale  $XH_n$   
con X simbolo del metallo o del non metallo n = no dell'elemento X

Per gli idruri i nomi tradizionale e IUPAC coincidono. Il loro nome è formato dal termine "idruro di" seguito dal nome dell'elemento.

La nomenclatura IUPAC prevede naturalmente l'uso di opportuni prefissi moltiplicativi

# Idruri

---

	<i>Nome iupac</i>	<i>Nome tradizionale</i>	
KH	idruro di potassio	idruro di potassio	
Li H	idruro di litio	idruro di litio	
NaH	idruro di sodio	idruro di sodio	
MgH <sub>2</sub>	diidruro di magnesio	idruro di magnesio	
CaH <sub>2</sub>	diidruro di calcio	idruro di calcio	
AlH <sub>3</sub>	triidruro di alluminio	idruro di alluminio	
NH <sub>3</sub>	triidruro di azoto*	idruro di azoto	ammoniaca*
PH <sub>3</sub>	triidruro di fosforo	idruro di fosforo	* fosfina*
CH <sub>4</sub>	tetradruo di carbonio	idruro di carbonio	metano*

# PEROSSIDI

Hanno un atomo di ossigeno in più rispetto a quello dei corrispondenti ossidi.

---

Per scrivere la formula basta aumentare l'indice dell'ossigeno di una unità all'ossido. **In questi composti l'ossigeno ha n.o= -1**

Esempio:

Na<sub>2</sub>O ossido di sodio

Ba<sub>2</sub>O ossido di bario

H<sub>2</sub>O ossido di idrogeno

Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> perossido di sodio

Ba<sub>2</sub>O<sub>2</sub> perossido di bario

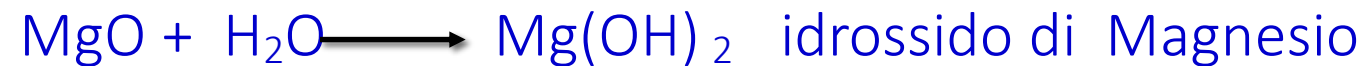
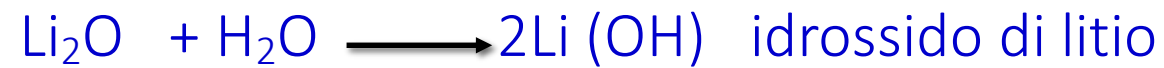
H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> perossido di idrogeno

# GLI IDROSSIDI



La loro formula si scrive mettendo con il metallo tanti gruppi idrossido ossidrili o idrossidi (OH) pari al numero di ossidazione del metallo.

Esempi:



	<i>nome IUPAC</i>	<i>nome tradizionale</i>
$\text{Mg(OH)}_2$	diidrossido di magnesio	idrossido di magnesio
$\text{LiOH}$	idrossido di litio	idrossido di litio
$\text{Al(OH)}_3$	triidrossido di alluminio	idrossido di alluminio
$\text{Pb(OH)}_2$	diidrossido di piombo (II)	idrossido piomboso
$\text{Pb(OH)}_4$	tetraidrossido di piombo (IV)	idrossido piombico

gruppo	metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
1A	Li Na K	+1	LiOH NaOH KOH	Idrossido di litio Idrossido di sodio Idrossido di potassio	Idrossido di dilitio Idrossidi di disodio Idrossido di dipotassio
IIA	Be Mg Ca Sr Ba	+2	Be(OH) <sub>2</sub> Mg(OH) <sub>2</sub> Ca(OH) <sub>2</sub> Sr(OH) <sub>2</sub> Ba(OH) <sub>2</sub>	Idrossido di berillio Idrossido di magnesio Idrossido di calcio Idrossido di stronzio Idrossido di bario	didrossido di berillio diidrossido di magnesio diidrossido di calcio diidrossido di stronzio diidrossido di bario
IIIA	Al Ga	+3	Al(OH) <sub>3</sub> Al(OH) <sub>3</sub>	Idrossido di alluminio Idrossido di gallio	triidrossido di dialluminio triidrossido di digallio
IVA	Sn  Pb	+2,+4	Sn(OH) <sub>2</sub> Sn(OH) <sub>4</sub>  Pb(OH) <sub>2</sub> Pb(OH) <sub>4</sub>	Idrossido stannoso Idrossido stannico  Idrossido piomboso Idrossido piombico	diidrossido di stagno tetraidrossido di stagno  diidrossido di piombo tetraidrossido di piombo
VA	Sb  Bi	+3	Sb(OH) <sub>3</sub>  Bi(OH) <sub>3</sub>		triidrossido di antimonio  triidrossido di di bismuto

M E T A L L I	Cr	+2+3	Cr(OH) <sub>2</sub> Cr(OH) <sub>3</sub>	Idrossido cromoso Idrossido cromico	biidrossido di cromo triidrossido di cromo
	Mn	+2+4	Mn(OH) <sub>2</sub> Mn(OH) <sub>4</sub>	Idrossido manganoso Idrossido manganico	diidrossido di manganese tetraidrossido di manganese
D I	Fe	+2+3	Fe(OH) <sub>2</sub> Fe(OH) <sub>3</sub>	Idrossido ferroso Idrossido ferriico	diidrossido di ferro triidrossido di ferro
	Co	+2+3	Co(OH) <sub>2</sub> Co(OH) <sub>3</sub>	Idrossido cobaltoso Idrossido cobaltico	diidrossido cobalto triidrossido di cobalto
T R A N S I Z I O N E	Ni	+2+3	Ni(OH) <sub>2</sub> Ni(OH) <sub>3</sub>	Idrossido nicheloso Idrossido nichelico	diidrossido di nichel triidrossido di nichel
	Cu	+1+2	Cu(OH) Cu(OH) <sub>2</sub>	Idrossido rameoso Idrossido rameico	monoidrossido di rame diidrossido di rame
	Zn	+2	Zn(OH) <sub>2</sub>	Idrossido di zinco	diidrossido di zinco
	Hg	+1+2	Hg(OH) Hg(OH) <sub>2</sub>	Idrossido mercurioso Idrossido mercurico	monoidrossido di mercurio diidrossido di mercurio
	Ag	+1	Ag(OH)	Idrossido di argento	idrossido di argento



# IDRACIDI

I principali idracidi si formano dall'unione dell'idrogeno con i non metalli del VII gruppo A (alogeni) e con i non metalli del VI gruppo A.

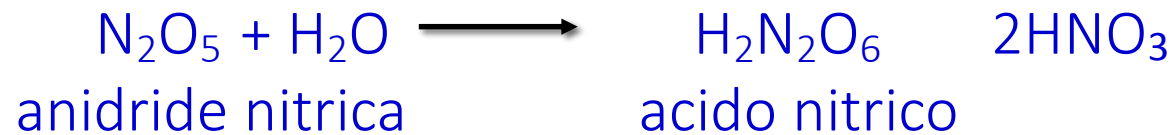
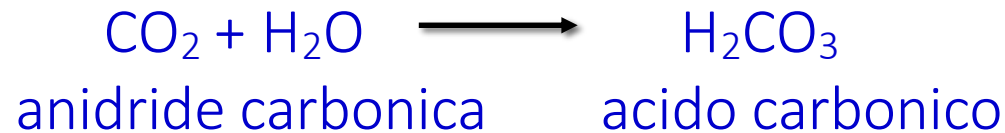
Gli idracidi hanno formula generale:  $H_nX$       Esempio :  $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

	<i>nome IUPAC</i>	<i>nome tradizionale</i>
HF	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
HCl	cloruro di idrogeno	acido cloridrico
HBr	bromuro di idrogeno	acido bromidrico
HI	ioduro di idrogeno	acido iodidrico
H <sub>2</sub> S	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico
H <sub>2</sub> Se	seleniuro di diidrogeno	acido selenidrico
H <sub>2</sub> Te	tellururo di diidrogeno	acido telluridrico

# OSSIACIDI (ACIDI)



Le formule degli acidi si ottengono per semplice somma degli atomi dei reagenti



*Nella nomenclatura tradizionale il nome dell'acido si ottiene da quello dell'anidride corrispondente, sostituendo il termine "acido" al termine "anidride" e mantenendo inalterato il prefisso mentre il suffisso passa dal femminile al maschile*

REAZIONE	FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC
+4 $C O_2 + H_2O \rightarrow$ an. carbonica	+4 $H_2CO_3$	acido carbonico	acido triossocarbonico ((IV))
+4 $S O_2 + H_2O \rightarrow$ an. solforosa	+4 $H_2S O_3$	acido solforoso	acido triossosolfurico (IV)
+6 $S O_3 + H_2O \rightarrow$ an. solforica	+6 $H_2S O_4$	acido solforico	acido tetraossosolfurico (VI)
+3 $N_2 O_3 + H_2O \rightarrow$ An. nitrosa	+3 $2HNO_2$	Acido nitroso	Acido diossonitrico(III)
+5 $N_2 O_5 + H_2O \rightarrow$ An. nitrica	+5 $2HNO_3$	Acido nitrico	Acido triossonitrico(V)
+3 $P_2 O_3 + 3H_2O \rightarrow$ An. fosforosa	+3 $2H_3PO_3$	Acido (orto)fosforoso	Acido triossofosforico(III)
+5 $P_2 O_5 + 3H_2O \rightarrow$ An. fosforica	+5 $2H_3PO_4$	Acido (orto)fosforico	Acido tetraossoifosforico(V)

$Cl_2O + H_2O \rightarrow$ an. ipoclorosa	$2HClO$	acido ipocloroso	acido monossoclorico (I)
+3 $Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow$ an. clorosa	+3 $2HClO_2$	acido cloroso	acido diossoclorico (III)
+5 $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an. clorica	+5 $2HClO_3$	acido clorico	acido triossoclorico (V)
+7 $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow$ an. perclorica	+7 $2HClO_5$	acido perclorico	acido pentaossoclorico (VII)
+1 $Br_2O + H_2O \rightarrow$ An ipobromosa	+1 $2HBrO$	acido ipobromoso	acido monossobromico (I)
+3 $Br_2O_3 + H_2O \rightarrow$ an. bromosa	+3 $2HBrO_2$	acido bromoso	acido diossobromico (III)
+5 $Br_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an. bromica	+5 $2HBrO_3$	acido bromico	acido triossobromico (V)
+1 $I_2O + H_2O \rightarrow$ an. ipoioidosa	+1 $2HIO$	acido ipoioidoso	acido monossoionico (I)
+5 $I_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an. iodica	+5 $2HIO_3$	acido iodico	acido triossoiodico (III)
+7 $I_2O_7 + H_2O \rightarrow$ an. periodica	+7 $2HIO_4$	acido periodico	acido monossoiodico (V)
$CrO_3 + H_2O \rightarrow$ an. cromica	$2H_2CrO_4$	Acido cromatico	acido tetraossocromico
$2CrO_3 + H_2O \rightarrow$	$2H_2Cr_2O_7$	Acido bicromatico	acido eptaossocromico
+7 $Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow$	+7 $2HMnO_4$	Acido permanganico	acido tetraossomanganico

REAZIONE	FORMULA	NOME TRADIZIONALE	
+3 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + An. borica	H <sub>2</sub> O →	+3 2H BO <sub>2</sub>	Acido metaborico
+3 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + An. borica	3H <sub>2</sub> O →	+3 2H BO <sub>3</sub>	Acido ortoborico
+3 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an. fosforosa	H <sub>2</sub> O →	+3 2H P O <sub>3</sub>	acido metafosforoso
+3 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an.fosforosa	2H <sub>2</sub> O→	+3 H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	acido pirofosforoso
+3 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an. fosforosa	3H <sub>2</sub> O→	+3 2H <sub>3</sub> P O <sub>4</sub>	acido ortofosforoso
+5 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an. fosfoica	H <sub>2</sub> O →	+5 2H PO <sub>3</sub>	acido metafosforico
+5 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an. fosforica	2H <sub>2</sub> O →	+5 H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	acido pirofosfoico
+5 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + an. Fosforica	3H <sub>2</sub> O →	+5 2H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acido ortofosforico
+4 2SiO <sub>2</sub> + an. Silicica	4H <sub>2</sub> O →	+4 2H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	acido ortosilicico

# I SALI

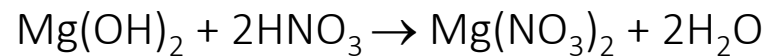
---

Nella nomenclatura tradizionale i nomi dei sali provengono dagli acidi corrispondenti cambiando le desinenze secondo lo schema seguente

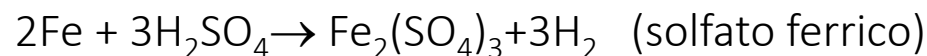
-oso	→	-ito
-ico	→	-ato
-idrico	→	-uro

## METODI DI SALIFICAZIONE (REAZIONI DI FORMAZIONE DEI SALI)

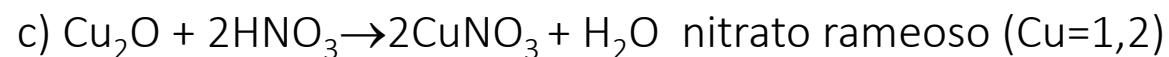
a) idrossido + acido → sale + acqua



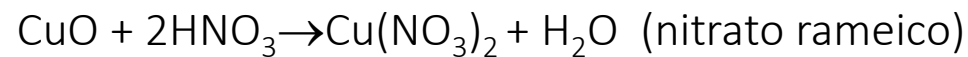
b) metallo + acido → sale + idrogeno



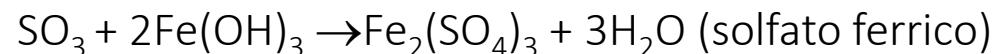
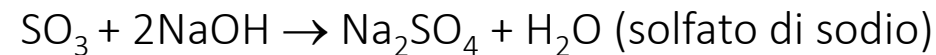
c) ossido+anidride→ sale



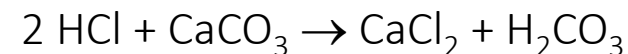
d) ossido + acido → sale + H<sub>2</sub>O



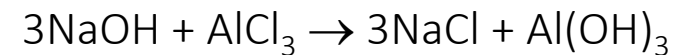
e) anidride + idrossido → sale + H<sub>2</sub>O



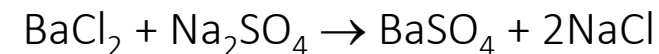
f) acido + sale → sale + acido



g) idrossido + sale → sale + idrossido



h) sale + sale → sale + sale



# DISSOCIAZIONE IN IONI

---

Gli ossidi basici sono tutti composti ionici e quindi esistono tutti allo stato solido.

La maggior parte degli ossidi acidi ha un comportamento acido.

Cioè le loro soluzioni presentano un  $\text{pH} < 7$ . La loro acidità è dovuta alla capacità di generare in soluzione ioni  $\text{H}^+$  che sono responsabili della colorazione rossa del tornasole.

I sali sono dissociati in ioni.

ACIDO	NOME	RESIDUO	NOME DEL RESIDUO
$H_2CO_3$	acido carbonico	$CO_3^{2-}$	Carbonato
$H_2SO_3$	acido solforoso	$SO_3^{2-}$	Solfito
$H_2SO_4$	acido solforico	$SO_4^{2-}$	Solfato
$HNO_2$	Acido nitroso	$NO_2^-$	Nitrito
$HNO_3$	Acido nitrico	$NO_3^-$	Nitrato
$H_3PO_3$	Acido ortofosforoso	$PO_3^{3-}$	(orto) fosfito
$H_3PO_4$	Acido ortofosforico	$PO_4^{3-}$	(orto)fosfato
$HClO$	acido ipocloroso	$ClO^-$	Ipoclorito
$HClO_2$	acido cloroso	$ClO_2^-$	Clorito
$HClO_3$	acido clorico	$ClO_3^-$	Clorato
$HClO_4$	acido perclorico	$ClO_4^-$	perclorato

$HBrO$	acido ipobromoso	$BrO^-$	Ipobromito
$HBrO_2$	acido bromoso	$BrO_2^-$	bromito
$HBrO_3$	acido bromico	$BrO_3^-$	bromato
$HIO$	acido ipiodoso	$IO^-$	Ipiodito
$HIO_3$	acido iodico	$IO_3^-$	iodato
$HIO_4$	acido periodico	$IO_4^-$	periodato
$H_2CrO_4$	Acido cromico	$CrO_4^{2-}$	cromato
$H_2Cr_2O_7$	Acido bicromico	$Cr_2O_7^{2-}$	bicromato
$HMnO_4$	Acido permanganico	$MnO_4^-$	permanganato
$H_4SiO_4$	Acido ortosilicico	$SiO_4^{4-}$	ortosilicato



# SOSTANZE IONICHE

Le formule per le sostanze ioniche devono tenere conto dell'elettroneutralità, che si può ottenere prendendo un numero dei cationi corrispondenti alla carica dell'anione e viceversa.

Ad esempio:



Esempio di cationi e anioni

Cationi



Anioni

