

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

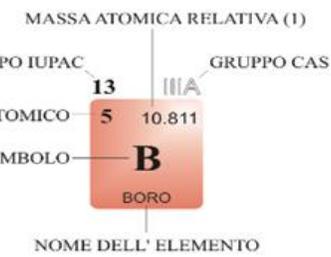
Dr. Gabriella Giulia Pulcini

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

Tab. interattiva <http://www.ptable.com/?lang=it>

(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

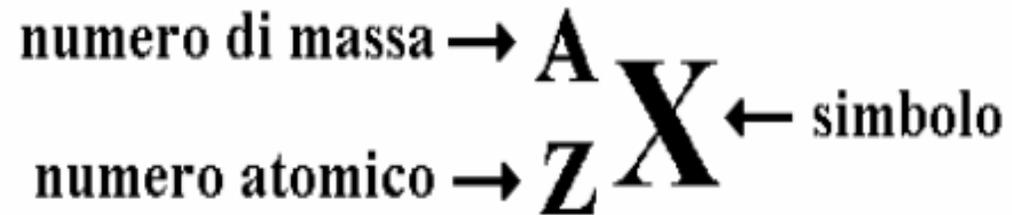
LANTANIDI														
57 138.91 La LANTANIO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho OLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb ITTERBIO	71 174.97 Lu LUTEZIO
ATTINIDI														
89 (227) Ac ATTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTOATTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NETTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENTIO

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)**.

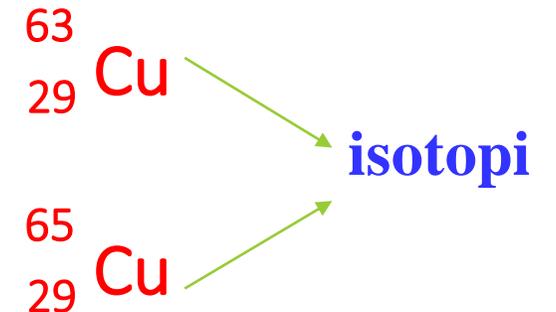
Atomi con lo stesso numero atomico ma con numero di massa diverso sono detti **isotopi**



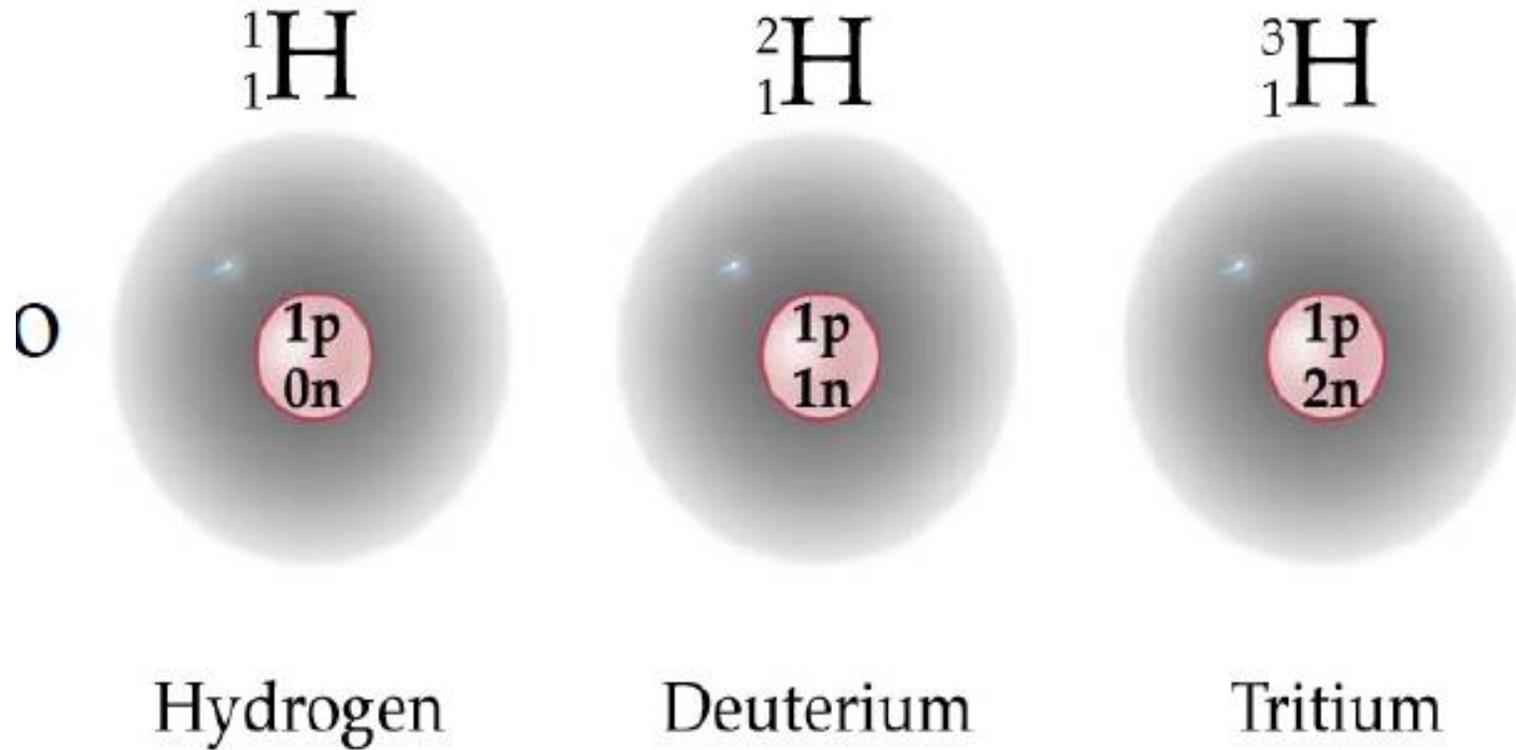
Esempio:

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.

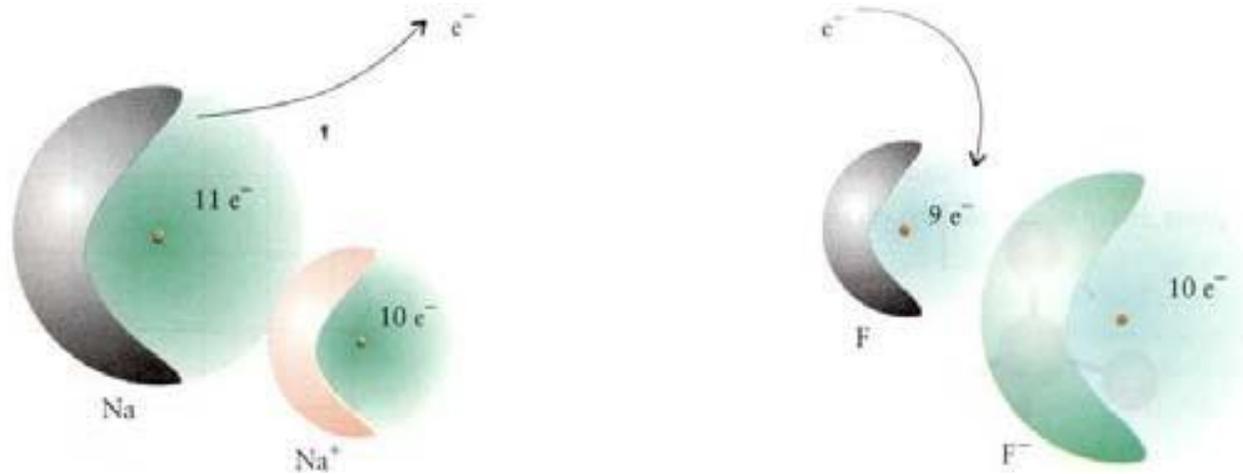
Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
periodo 1	H•							He:
periodo 2	Li•	Be:	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
periodo 3	Na•	Mg:	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

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.**

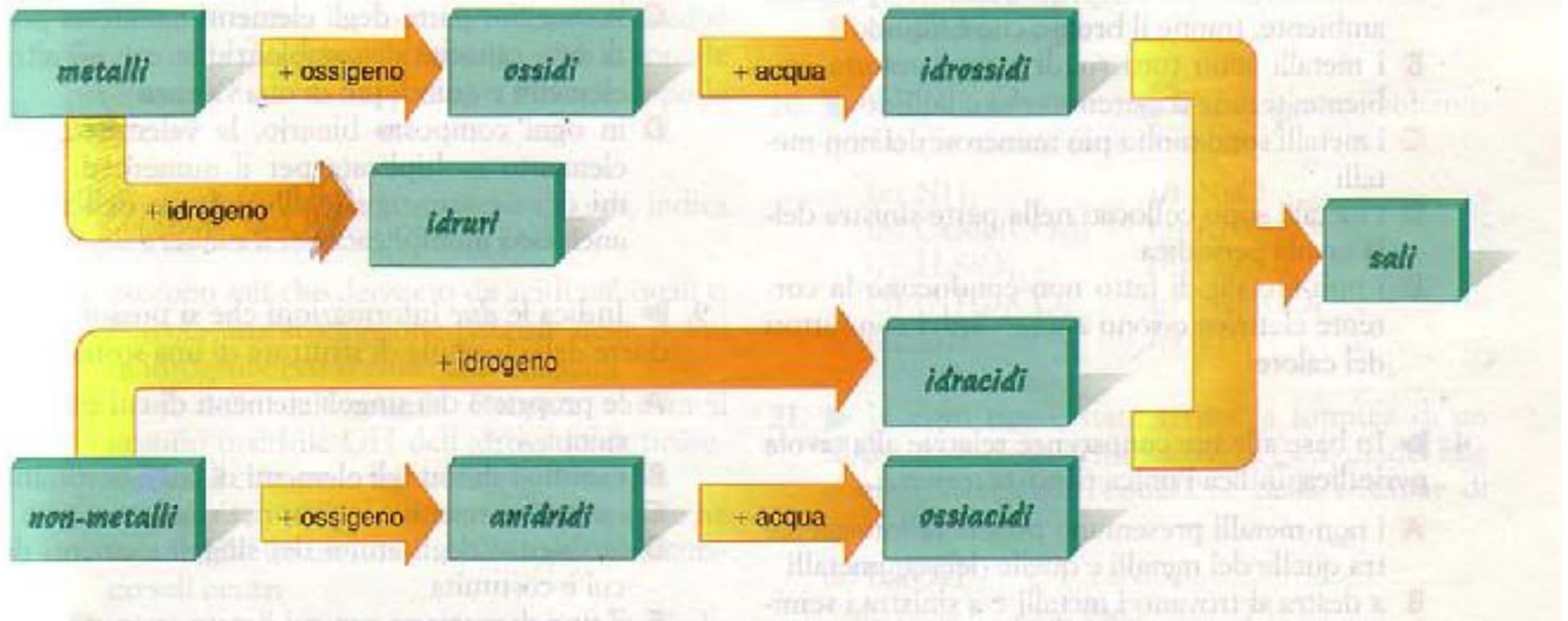
I metalli sono meno elettronegativi dei non-metalli. L'elemento più elettronegativo infatti è il fluoro.

	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.

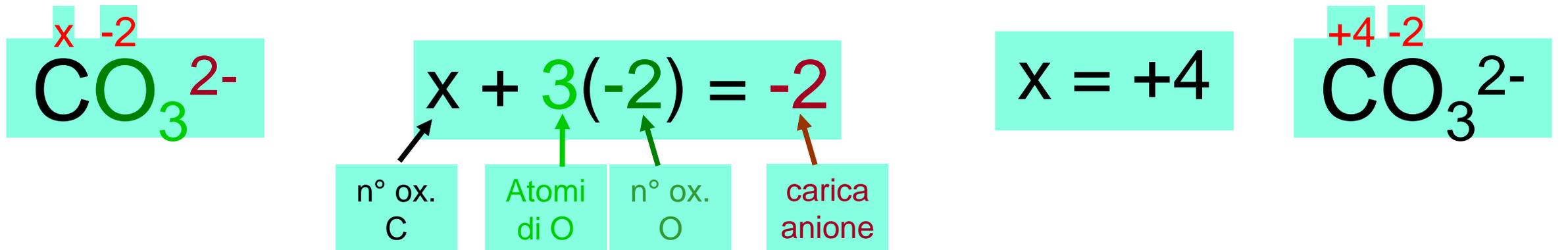
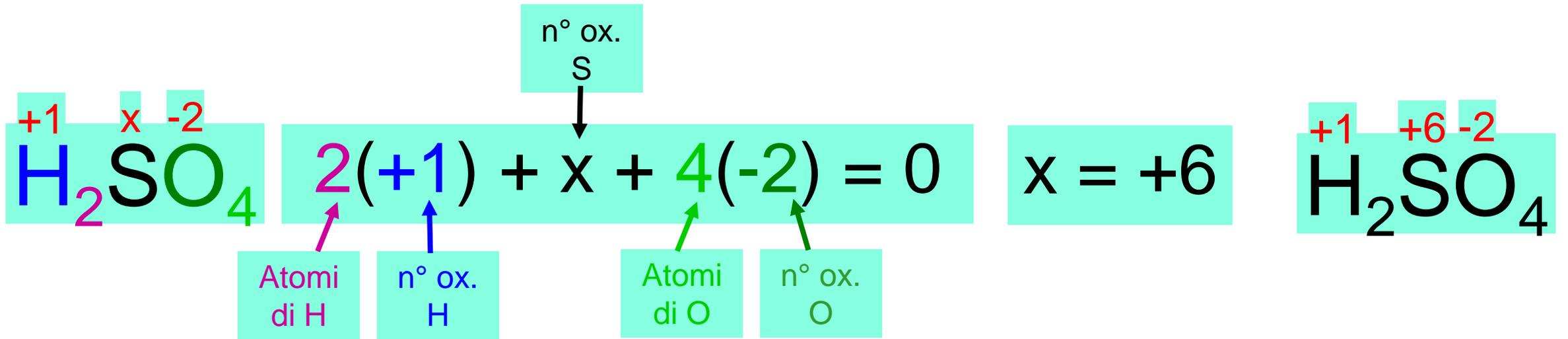
Più in generale, quando in una molecola due atomi di uno stesso elemento si uniscono con legame covalente, gli elettroni di legame non vanno attribuiti a nessuno dei due atomi.

- 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 n.o. -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 gruppi 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

Esempio: $\overset{1}{\text{Li}} + \overset{2}{\text{O}_2} \longrightarrow \overset{1}{\text{Li}_2} \overset{2}{\text{O}}$

ossido di litio *poi si bilancia la reazione* $4 \text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Li}_2\text{O}$

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:

- Li_2O [n.o. +1] prende il nome di ossido di litio
- FeO [n.o. +2] prende il nome di ossido ferroso
- Fe_2O_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:

- Li_2O prende il nome di ossido di dilitio
- FeO prende il nome di ossido di ferro
- Fe_2O_3 prende il nome di triossido di diferro

gruppo	metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
1A	Li Na K	+1	Li ₂ O Na ₂ O K ₂ 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 ₂ O ₃ Al ₂ O ₃	Ossido di alluminio Ossido di gallio	triossido di dialluminio triossido di digallio
IVA	Sn Pb	+2,+4	SnO SnO ₂ PbO PbO ₂	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 ₂ O ₃ Sb ₂ O ₅	Ossido antimonioso Ossido antimonico	T triossido di diantimonio pentossido di diantimonio
	Bi		Bi ₂ O ₃ Bi ₂ O ₅	Ossido bismutoso Ossido bismutico	triossido di dibismuto pentossido di dibismuto
M E T A L L I	Cr	+2+3	CrO Cr ₂ O ₃	Ossido cromoso Ossido cromico	monossido di cromo triossido di dicromo
	Mn	+2+4	MnO MnO ₂	Ossido manganoso Ossido manganico	monossido di manganese diossido di manganese
	Fe	+2+3	FeO Fe ₂ O ₃	Ossido ferroso Ossido ferriico	monossido di ferro diossido di diferro
	Co	+2+3	CoO Co ₂ O ₃	Ossido cobaltoso Ossido cobaltico	monossido di cobalto triossido di dicobalto
D I	Ni	+2+3	NiO Ni ₂ O ₃	Ossido nicheloso Ossido nichelico	monossido di nichel triossido di dinichel
	Cu	+1+2	Cu ₂ O CuO ₂	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 ₂ O HgO	Ossido mercurioso Ossido mercurico	monossido di dimercurio monossido di mercurio
	Ag	+1	Ag ₂ O*	Ossido di argento	Ossido di diargento
	Au	+1+3	Au ₂ O* Au ₂ O ₃ *	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

- N₂O₃ (n.o.+3) anidride nitrosa
- N₂O₅ (n.o.+5) anidride nitrica
- Cl₂O (n.o.+1) anidride ipoclorosa
- Cl₂O₃ (n.o.+3) anidride clorosa
- Cl₂O₅ (n.o.+5) anidride clorica
- Cl₂O₇ (n.o.+7) anidride perclorica

Quando il non metallo ha due numeri di ossidazione	ANIDRIDE.....OSA	n° più alto
	ANIDRIDE.....ICA	
Quando il non metallo ha più numeri di ossidazione	ANIDRIDE IPO.....OSA	Da n.o. più basso a più alto
	ANIDRIDE.....OSA	
	ANIDRIDE.....ICA	
	ANIDRIDE PER.....ICA	

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
- Cr₂O₃ ossido cromatico
- CrO₃ *anidride cromica*
- MnO ossido manganoso
- Mn₂O₃ ossido manganico
- MnO₂ *biossido di manganese*
- MnO₃ *anidride manganica*
- Mn₂O₇ *anidride permanganica*

gruppo	Non metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac									
IIIA	B	+3	B ₂ O ₃	Anidride borica	triossido di diboro									
IVA	C Si	+4	CO ₂ SiO ₂	Anidride carbonica Anidride silicica										
VA	N	+3+5	N ₂ O ₃	Anidride nitrosa	triossido di diazoto									
			N ₂ O ₅	Anidride nitrico	pentossido di diazoto									
	P	3+5	P ₂ O ₃	Anidride fosforosa	triossido di difosforo									
			P ₂ O ₅	Anidride fosforica	pentossido di difosforo									
As	3+5	As ₂ O ₃	Anidride arseniosa	triossido di diarsenico										
		As ₂ O ₅	Anidride arsenica	pentossido di diarsenico										
IIIA	S	+4	SO ₂	Anidride solforosa	diossido di zolfo									
		+6	SO ₃	Anidride solforica	triossido di zolfo									
IVA	Cl	+1	Cl ₂ O	Anidride ipocloroso	monossido di dicloro									
		+3	Cl ₂ O ₃	Anidride ipoclorosa	triossido di dicloro									
		+5	Cl ₂ O ₅	Anidride clorica	pentossido di dicloro									
		+7	Cl ₂ O ₇	Anidride perclorica	eptossido di di cloro									
		+1	Br ₂ O	Anidride ipobromoso	monossido di dibromo									
		+3	Br ₂ O ₃	Anidride bromosa	triossido di dibromo									
		+5	Br ₂ O ₅	Anidride bromica	pentossido di dibromo									
		+1	I ₂ O	Anidride iodoso	monossido di diiodio									
		+5	I ₂ O ₅	Anidride iodica	pentossido di di iodio									
		+7	I ₂ O ₇	Anidride periodico	eptossido di di iodio									
	Cr	+6	CrO ₃	Anidride cromica	Triossido di cromo									
						Mn	+4	MnO ₂	Anidride manganosa	diossido di manganese				
											+6	MnO ₃	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 ₂	diidruro di magnesio	idruro di magnesio	
CaH ₂	diidruro di calcio	idruro di calcio	
AlH ₃	triidruro di alluminio	idruro di alluminio	
NH ₃	triidruro di azoto*	idruro di azoto	ammoniaca*
PH ₃	triidruro di fosforo	idruro di fosforo	* fosfina*
CH ₄	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:

Na₂O ossido di sodio

Ba₂O ossido di bario

H₂O ossido di idrogeno

Na₂O₂ perossido di sodio

Ba₂O₂ perossido di bario

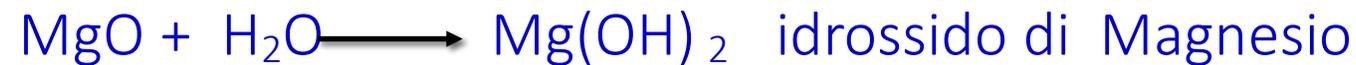
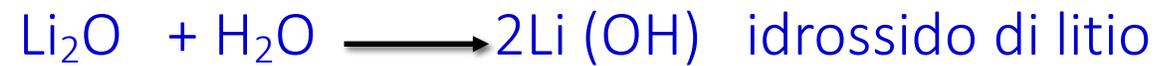
H₂O₂ perossido di idrogeno

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>
Mg(OH)_2	diidrossido di magnesio	idrossido di magnesio
LiOH	idrossido di litio	idrossido di litio
Al(OH)_3	triidrossido di alluminio	idrossido di alluminio
Pb(OH)_2	diidrossido di piombo (II)	idrossido piomboso
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) ₂ Mg(OH) ₂ Ca(OH) ₂ Sr(OH) ₂ Ba(OH) ₂	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) ₃ Al(OH) ₃	Idrossido di alluminio Idrossido di gallio	triidrossido di dialluminio triidrossido di digallio
IVA	Sn Pb	+2,+4	Sn(OH) ₂ Sn(OH) ₄ Pb(OH) ₂ Pb(OH) ₄	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) ₃ Bi(OH) ₃		triidrossido di antimonio triidrossido di di bismuto

M E T A L L I	Cr	+2+3	Cr(OH) ₂ Cr(OH) ₃	Idrossido cromoso Idrossido cromico	biidrossido di cromo triidrossido di cromo
	Mn	+2+4	Mn(OH) ₂ Mn(OH) ₄	Idrossido manganoso Idrossido manganico	diidrossido di manganese tetraidrossido di manganese
D I	Fe	+2+3	Fe(OH) ₂ Fe(OH) ₃	Idrossido ferroso Idrossido ferriico	diidrossido di ferro triidrossido di ferro
	Co	+2+3	Co(OH) ₂ Co(OH) ₃	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) ₂ Ni(OH) ₃	Idrossido nicheloso Idrossido nichelico	diidrossido di nichel triidrossido di nichel
	Cu	+1+2	Cu(OH) Cu(OH) ₂	Idrossido rameoso Idrossido rameico	monoidrossido di rame diidrossido di rame
	Zn	+2	Zn(OH) ₂	Idrossido di zinco	diidrossido di zinco
	Hg	+1+2	Hg(OH) Hg(OH) ₂	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.

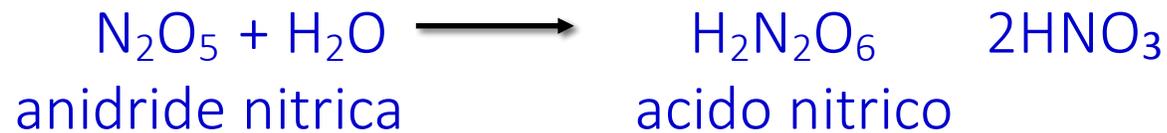
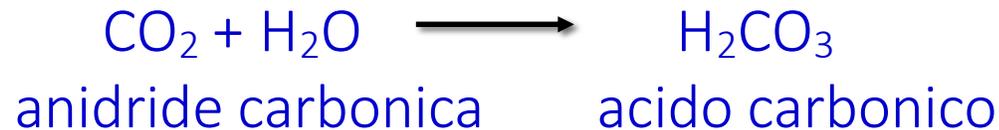
Gli idracidi hanno formula generale: H_nX Esempio : $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

	<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 ₂ S	solfo di diidrogeno	acido solfidrico
H ₂ Se	seleniuro di diidrogeno	acido selenidrico
H ₂ 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 triossosolforico (IV)
+6 $S O_3 + H_2O \rightarrow$ an. solforica	+6 $H_2S O_4$	acido solforico	acido tetraossosolforico (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..ipiodosa	+1 $2HIO$	acido ipiodoso	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 ₂ O ₃ + An. borica	H ₂ O →	+3 2H BO ₂	Acido metaborico
+3 B ₂ O ₃ + An. borica	3H ₂ O →	+3 2H BO ₃	Acido ortoborico
+3 P ₂ O ₅ + an. fosforosa	H ₂ O →	+3 2H P O ₃	acido metafosforoso
+3 P ₂ O ₅ + an.fosforosa	2H ₂ O→	+3 H ₄ P ₂ O ₇	acido pirofosforoso
+3 P ₂ O ₅ + an. fosforosa	3H ₂ O→	+3 2H ₃ P O ₄	acido ortofosforoso
+5 P ₂ O ₅ + an. fosfoica	H ₂ O →	+5 2H PO ₃	acido metafosforico
+5 P ₂ O ₅ + an. fosforica	2H ₂ O →	+5 H ₄ P ₂ O ₇	acido pirofosfoico
+5 P ₂ O ₅ + an. Fosforica	3H ₂ O →	+5 2H ₃ PO ₄	acido ortofosforico
+4 2SiO ₂ + an. Silicica	4H ₂ O →	+4 2H ₄ SiO ₄	acido ortosilicico

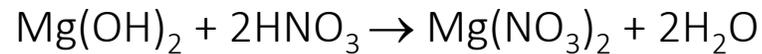
I SALI

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

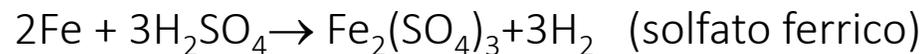
-oso	→	-ito
-ico	→	-ato
-idrico	→	-uro

METODI DI SALIFICAZIONE (REAZIONI DI FORMAZIONE DEI SALI)

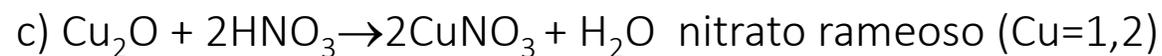
a) idrossido + acido \rightarrow sale + acqua



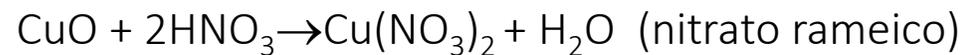
b) metallo + acido \rightarrow sale + idrogeno



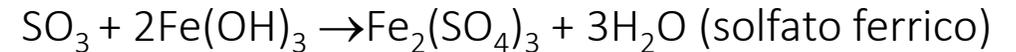
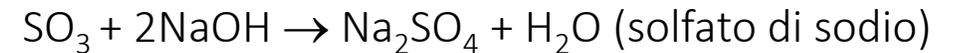
c) ossido+anidride \rightarrow sale



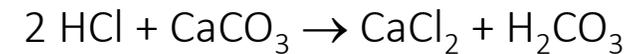
d) ossido + acido \rightarrow sale + H₂O



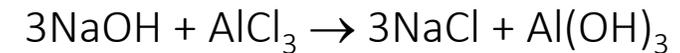
e) anidride + idrossido \rightarrow sale + H₂O



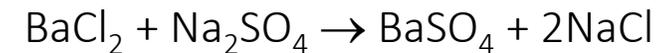
f) acido + sale \rightarrow sale + acido



g) idrossido + sale \rightarrow sale + idrossido



h) sale + sale \rightarrow 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 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

