LA NOMENCLATURA CHIMICA

Per nomenclatura chimica si intende un sistema convenzionale ed universale, fatto di simboli e formule, che permetta una rapida e precisa definizione di tutte le sostanze e di tutti i composti chimici.

L'uso di tali simboli e formule permette, inoltre, di descrivere, in ogni dettaglio qualitativo e quantitativo, tutte le reazioni della chimica inorganica, della chimica organica e della biochimica.

La nomenclatura delle sostanze chimiche e dei composti è stata, negli ultimi anni, completamente riformata rispetto a quella tradizionale.

La nomenclatura moderna, approvata dalla <u>IUPAC</u> (International Union of Pure and Applied Chemistry), ha il pregio di essere molto razionale e pratica; tuttavia la nomenclatura tradizionale è ormai talmente radicata nella pratica chimica e in molti testi italiani, per cui si ritiene di considerarle entrambe.

NOMENCLATURA DELLE SOSTANZE SEMPLICL

La nomenclatura delle sostanze chimiche semplici, gli elementi, coincide con il simbolo ad essi attribuito.

Questi simboli corrispondono, per lo più, alle lettere iniziali dei nomi degli elementi e sono riportati in tutte le "Tavole periodiche". (vedere, ad es. la tavola periodica del libro di testo.)

Es. Cu = rame Fe = ferro Pb = piombo K = potassio

Le <u>sostanze gassose</u> hanno molecole biatomica (H₂, N₂, O₂, Cl₂, F₂) tranne il caso dei <u>gas nobili o zerovalenti</u> (gruppo zero) che hanno <u>sempre</u> struttura monoatomica (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Per alcune sostanze, formate da atomi uguali legati da legami covalenti in macromolecole, è in uso scrivere il simbolo seguito, tra parentesi, dalla specificazione dello stato allotropico.

Es. C(diamante) C(grafite) P(rosso) P(bianco)

METALLI E NONMETALLI

E' possibile dividere gli elementi in due gruppi differenti per le loro proprietà chimicò-fisiche : METALLI e MONHETALLI.

La distinzione non è però netta e possono esistere alcuni elementi con caratteri intermedi detti ANFOTERI .

Hanno carattere sicuramente metallico gli elementi dei gruppi IA (metalli alcalini). IIA (metalli alcalino-terrosi).

Hanno pure carattere metallico gli elementi dei gruppi B (elementi di transizione) pur presentando alcuni anfoteri.

Gli elementi dei gruppi <u>IIIA</u>, <u>IVA</u>, <u>VA</u>, e <u>VIA</u> presentano, per lo più, carattere anfotero.

Ad esempio l'alluminio ha chiari caratteri metallici (lucentezza, conducibilità elettrica, duttilità, etc.), ma presenta alcune proprietà nonmetalliche; infatti il suo idrossido Al(OH)₃ può, in certe condizioni, comportarsi come acido alluminico H₃AlO₃.

Nel gruppo VA azoto e fosforo sono nonmetalli, l'arsenico inizia a presentare caratteri metallici, antimonio e bismuto accentuano questa tendenza.

Gli elementi di confine tra metalli di transizione e normetalli (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio) sono definiti METALLOIDI avendo aspetto metallico ma composti che sono più simili a quelli dei normetalli.

In conclusione si può osservare che nei gruppi <u>IIIA</u>, <u>IVA</u>, <u>VA</u> e <u>VIA</u> il carattere metallico aumenta con l'aumentare del numero atomico e che, in generale, <u>nella tavola periodica il carattere metallico aumenta verso sinistra e verso il basso</u>,

Proprietà fisiche	metalli lucenti conduttori solidi (escl. Hg) duttili e malleabili molec.monoatomica formano leghe	opachi isolanti per lo più gassosi nè duttili,nè malleabili molec.poliatomica non formano leghe
Proprietà chimiche	con O ₂ formano <u>ossidi</u> scarsa affinità con H ₂ sono generalm. elettro- positivi	con O formano anidridi alta affinità con H sono elettronegativi

VALENZA

In queste note sarà di frequente usato il termine <u>VALENZA</u> per indicare i rapporti esistenti tra gli elementi che concorrono a formare un composto chimico.

Per <u>valenza di un elemento</u> si intende, per convenzione, la capacità dello stesso ad unirsi con uno o più atomi di idrogeno, definito monovalente (valenza = 1).

Molti elementi possono esplicare più di una valenza:

Es. Cloro (C1): 1, 3, 5, 7. Cobalto (Co): 2, 3.

Ricapitolando, per <u>valenza stechiometrica</u> si intende la capacità di combinazione di elementi con l'idrogeno; tale valenza assume sempre valori interi compresi tra 1 e 8.

Il valore numerico della valenza si indica, in genere, con numeri romani posti tra parentesi dopo il simbolo dell'elemento: Es. Al(III) = alluminio trivalente.

PRINCIPALI VALENZE DEGLI ELEMENTI PIU! COMUNI

Alluminio: 3

Argento: 1

Arsenico: 3 - 5

Azoto: 2 - 3 - 5

Bario: 2

Bismuto: 3 - 5

Bromo: 1 - 5

Boro; 3

Cadmio: 2

Calcio: 2

Carbonio: 4

Cloro: 1 - 3 -5 - 7

Cobalto: 2 - 3

Cromo: 2 - 3 - 6

Ferro: 2 - 3

Fluoro: 1

Fosforo: 3 - 4 - 5

Idrogeno: 1

Iodio: 1' - 5 - 7

Litio: 1

Magnesio: 2

Manganese: 2 - 3 - 4 - 6 - 7

Mercurio: 1 - 2

Nichelio: 2 - 3

Oro: 1 - 3

Ossigeno: 2

Piombo: 2- 4

Potassio: 1

Rame: 1 - 2

Silicio: 4

Sodio: 1

Stagno: 2 - 4

Stronzio: 2

Zinco: 2

Zolfo: 2 - 4 - 6

Gas nobili: 0

NUMERO DI OSSIDAZIONE

La trattazione del <u>numero di ossidazione</u> non può prescindere dalla conoscenza dei legami chimici. Purtroppo, questo argomento viene trattato nel secondo anno del Corso per Geometri, per cui ritengo di dover fornire, per il momento, unicamente la definizione del <u>numero di ossidazione</u> (<u>n.o.</u>).

Il numero di ossidazione di un atomo, in un composto, indica il numero di elettroni che è necessario fornire oppure sottrarre all'atomo stesso, in quel composto, per portarlo a n.o. = 0, valore convenzionalmente assegnato ad ogni elemento non combinato con altri.

In altre parole il n.o. ha valore (e segno) positivo se l'atomo tende a perdere elettroni o a metterli in compartecipazione ed ha valore (e segno) negativo se tende ad acquistare elettroni o ad accettarli in compartecipazione.

Spesso, pur con le dovute eccezioni, il valore del n.o. coincide con quello della valenza, ma solo come valore assoluto, in quanto, come si è visto, il n.o. può avere valori negativi o positivi.

Il <u>segno + o il segno - non si riferiscono quindi.alla strut-</u>
tura del composto e non indicano, quindi, cariche elettriche.

I COMPOSTI CHIMICI

I composti chimici sono formati da due o più atomi diversi legati tra di loro con vari tipi di legame.

Se gli atomi sono DUE il composto è detto BINARIO

Se gli atomi sono TRE il composto è detto TERNARIO

Se gli atomi sono QUATTRO il composto è detto QUATERNARIO

Se gli atomi sono CINQUE il composto è detto QUINARIO

Nello studio della chimica inorganica si ritrovano, per lo più, composti binari, ternari e quaternari e, raramente, quinari.

LE REAZIONI CHIMICHE

Una reazione chimica è un processo durante il quale alcune sostanze vengono trasformate in altre sostanze.

Una reazione chimica può coinvolgere degli elementi che si combinano per formare un composto, come avviene nel caso della formazione di H₂O a partire da Ossigeno ed Idrogeno; oppure può
comportare una interazione tra composti chimici per formarne di
nuovi, come avviene nel caso della combinazione del metano CH₄
con l'ossigeno per formare biodsido di carbonio ed acqua:

Le sostanze poste a reagire sono dette <u>REAGENTI</u> e le sostanze che si formano con la reazione sono detti <u>PRODOTTI di reazione</u>.

Ogni reazione chimica può essere rappresentata simbolicamente da una equazione chimica. Ad es. la reazione tra carbonio ed ossigeno

Un'equazione chimica deve contenere le formule esatte dei reagenti e dei prodotti di reazione. Le formule dei reagenti sono separate dal segno (+). Anche le formule dei prodotti di reazione, se sono più di una, sono separate dal segno (+).

l'equazione precedente ($C + C_2 \rightarrow CO_2$) stabilisce che il carbonio e l'ossigeno reagiscono per produrre biossido di carbonio; per identificare l'ossigeno si usa la molecola biatomica O_2 .

BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI CHIMICHE

Gli atomi, allo stato di combinazione nelle varie sostanze, non vengono nè creati nè distrutti durante le reazioni, ma le combinazioni iniziali diventano nuove combinazioni. Di conseguenza il numero complessivo di atomi combinati di ogni elemento in gioco resta costante e la massa totale dei reagenti deve essere uguale alla massa dei prodotti di reazione.

Ad esempio, consideriamo la reazione tra <u>magnesio</u> ed <u>ossigeno</u>. Se si prende un nastro di <u>magnesio</u> (Mg) e lo si avvicina ad una fiamma, esso brucia con fiamma abbagliante e si forma una polvere bianca opaca di <u>ossido di magnesio</u> (MgO).

L'equazione che rappresenta la reazione è la seguente:

$$Mg + O_2 \longrightarrow HgO$$

questa equazione chiarisce le cose dal punto di vista qualitativo, ma è inesatta dal punto di vista quantitativo. Infatti l'ossigeno presente nell'aria, responsabile del fenomeno insieme al magnesio, ha una molecola biatomica (0₂), mentre ogni atomo di magnesio (Mg) è in grado di combinarsi con un solo atomo di ossigeno.

L'equazione, "bilanciata", cioè completa dal punto di vista della conservazione della massa, sarà la seguente:

questa indica che ogni molecola di O2 reagisce con due atomi di magnesio e dà origine a due molecole di ossido di magnesio (MgO).

n.b.:il termine di <u>molecola</u> non sarebbe in questo caso appropriato, poichè MgO è una sostanza formata da un collegamento indefinito di atomi, tuttavia, per semplicità, vie
ne correttamente usato.

Il numero "2" posto davanti al Mg nei reagenti e davanti al MgO prende il nome di "coefficiente di reazione". Se il coefficiente è uguale ad uno (=1), questo si omette.

L'equazione può essere anche interpretata nel seguente modo:

2 grammoatomi di Mg + 1 grammomole di O2 formano 2 grammomoli
di ossido di magnesio (MgO).

In qualsiasi equazione che rappresenti una reazione chimica, i coefficienti devono essere sistemati in modo che il numero di atomi di ciascun elemento sia lo stesso nei reagenti e nei prodotti. In tale condizioni l'equazione è detta bilanciata.

SCHEMA GENERALE



Ovvero:

OSSIDI BASICI = Metallo + Ossigeno

OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI) = Nonmetallo + Ossigeno

IDROSSIDI = Ossido basico + H₂O

IDRACIDI ed IDRURI MOLECOLARI = Nonmetallo + Idrogeno

IDRURI IONICI = Metallo (I° e II° gruppo) + Idrogeno

OSSOACIDI = Idrogeno + Nonmetallo + Ossigeno

SALI = Metallo + Radicale acido

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI BINARI

(esclusi i sali binari ionici)

Old identi Segil elementi del Iº gruppo (metalli alcalini) e

at fruit bases albauri parul autabesed affected at

Gli IDRURI sono composti originati dalla combinazione dell'idrogeno con vari elementi.

I composti dell'idrogeno con gli elementi del <u>VII°gruppo</u> (alogeni) e con lo zolfo sono tradizionalmente chiamati <u>IDRACIDI</u>.

La formula bruta di un idruro si scrive tenendo conto della valenza (o, meglio del numero di ossidazione) dell' idrogeno, che ha sempre valore = 1 e della valenza dell'elemento che con esso si combina, invertendone i valori.

Altri esempi:

HCl: idruro di cloro (acido cloridrico)

HBr: idruro di bromo (acido bromidrico)

HI : idruro di iodio (acido iodidrico)

H2S: idruro di zolfo (acido solfidrico)

PHq: idruro di fosforo (fosfina)

AsH,:idruro di arsenico (arsina)

SbH3:idruro di antimonio (idrogeno antimoniato)

In molti testi è contemplata anche una nomenclatura, accettata dalla IUPAC, che prevede l'aggiunta della desinenza —URO al nome dell'alogeno o allo zolfo.

Es. HF: fluoruro di idrogeno HCl: cloruro di idrogeno

HBr: bromuro di idrogeno HI : ioduro di idrogeno

H2S: solfuro di diidrogeno

questi idruri sono definiti IDRURI MOLECOLARI intervenendo in questi composti legami di tipo covalente.

Gli idruri degli elementi del I° gruppo (metalli alcalini) e del II° gruppo (metalli alcalino-terrosi) sono invece <u>IDRURI</u> <u>IONICI</u> a struttura cristallina, intervenendo un tipo di legame detto, appunto, <u>ionico</u>.

la corretta nomenclatura IUPAC prevede per questi idruri la scrittura del simbolo del catione e di quello dell'anione, chiusi tra parentesi:

Es. $(x^+H^-)_n$ idruro di potassio ionico $(Ca^{++}H^-_2)_n$ idruro di calcio ionico

L'indice <u>n</u> posto fuori parentesi indica la struttura cristallina.

Resta, tuttavia, ancora in uso la vecchia nomenclatura che prevede solo la scrittura della formula bruta, senza specificare il carattere ionico del composto:

Es. IH idruro di potassio
SrH₂ idruro di stronzio

REAZIONI DI FORMAZIONE DEGLI IDRURI

Le reazioni di formazione degli <u>IDRURI</u> sono, in genere, semplici reazioni di addizione: ad es.:

1)- OSSIDI NEUTRI (es. NO ossido di azoto, CO queido di carbonio)

olf ossidi divelementi bivelenti (con valenza, quindi uguale,a

quella dell'ossigeno) si denominano semplicemente Ossipo Di. ...

Sion: pasido di silicio non emente di attimo escala di

do precedera 41 termina Ossino dai prefibele Movie, i Biwlos Diet; fixi-,

presenti li 2. le 4. Le 5. le promi di oscigano e ali in precedere il nome dell'elemento dagli stassi presenti a anconde di quanti siano gli atomi dell'elemento stesso presenti mellasformulari il

CI CO - Consideration of the contract of the contract

" possibile classificare que cossibile cia

La loro formula si scrive, come per gli idruri, tenendo conto della valenza (o del numero di ossidazione) dell'ossigeno, che ha sempre valore = 2 e della valenza dell'elemento che con esso si combina, invertendole.

Nella formula degli ossidi l'ossigeno appare sempre al secondo membro.

Es. S (IV)
$$0 \text{ (II)} \longrightarrow S_2O_4 \text{ semplificato } SO_2 \text{ ossido } \text{di zolfo}$$

N (III) $0 \text{ (II)} \longrightarrow N_2O_3 \text{ ossido di azoto}$

C (IV) $0 \text{ (II)} \longrightarrow C_2O_4 \text{ semplificato } CO_2 \text{ ossido di carbonio}$

C1(I) $0 \text{ (II)} \longrightarrow Cl_2O \text{ ossido di cloro}$

E' possibile classificare gli ossidi in:

- 1)- OSSIDI NEUTRI (es. NO ossido di azoto, CO ossido di carbonio)
- 2)- OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI): ossidi di nonmetalli e di alcuni metalli
- 3)- OSSIDI BASICI: ossidi di metalli.

Gli ossidi di elementi bivalenti (con valenza, quindi uguale a quella dell'ossigeno) si denominano semplicemente OSSIDO DI....

Es. SiO2: ossido di silicio CaO : ossido di calcio

www.itchiavari.org/chimica

Gli ossidi di elementi con valenza diversa da 2 si denominano facendo precedere il termine OSSIDO dai prefissi MONO-, BI-(o DI-), TRI-,
TETRA-, PENTA-, ESA-, EPTA-, a seconda che nella formula siano
presenti 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 atomi di ossigeno e si fa precedere
il nome dell'elemento dagli stessi prefissi, a seconda di quanti
siano gli atomi dell'elemento stesso presenti nella formula:
Es. pome TUPAC

s.	nome IUPAC	nome tradizionale
C1 ₂ 0	ossido di <u>di</u> cloro	anidride ipoclorosa
N20	ossido di <u>di</u> azoto	protossido di diazoto
002	biossido di carbonio	anidride carbonica
B203	triossido di diboro	anidride borica
Cu ₂ o	ossido di <u>di</u> rame	ossido di rame I

- Il termine ANIDRIDE non è più accettato dalla nomenclatura IUPAC, tuttavia, essendo il suo uso ancora radicato nei testi e nel linguaggio chimico, si ritiene opportuno ricordarlo:
- 1)- Quando esiste una sola anidride il nome deriva da quello del nonmetallo con la desinenza <u>-ica</u> (es. co₂:anidride carbonica)
- 2)- Quando esistono due anidridi si adottano due desinenze: -osa se l'elemento si trova alla valenza più bassa, -ica se l'elemento è alla valenza più alta (es. N₂O₃:anidride nitrosa N₂O₅:anidride nitrica).
- 3)- Quando esistono quattro anidridi si adottano le desinenze -osa per le due anidridi con valenza più piccola ed -ica per le due con valenza più grande, aggiungendo il prefisso ipo- a quella con valenza minima ed il prefisso per- a quella con valenza massima:

Es. Cl₂0 : anidride <u>ipo</u>clorosa

complete by Cl203 : . . . Clorosa quase be describiand

effeup a to 4 of Cl20518 tota Friediclorica stav at and omsibrosit

Cl207 : " perclorica vo a propriezoffich

Recentemente la IUPAC ha adottato, unitamente alla notazione razionale, la cosiddetta "NOMENCLATURA di STOCK" secondo la quale si fa seguire al nome di un elemento con più valenze, la valenza scritta in numero romano e tra parentesi:

Es. PeO :ossido di ferro (II)(si legge: ossido di ferro due)
Cu_O:ossido di rame (I) (" " : ossido di rame uno)

Alcuni metalli di transizione possono avere comportamento anfotero, cioè metallico e nonmetallico: i loro composti con l'ossigeno sono OSSIDI BASICI quando il metallo si trova alle valenze più basse e sono OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI) quando il metallo di transizione si trova alle valenze più alte:

Es. Cr₂0₃ :triossido di dicromo (basico) CrO₃ :triossido di cromo o anidride cromica (acido)

NOTA: Alla formula P₂O non corrisponde, come potrebbe sembrare, il nome "OSSIDO DI DIFLUORO", ma quello di <u>DIFLUORURO DI OSSIGENO</u>; questo perchè al fluoro, elemento più elettronegativo, compete sempre nei composti binari la desinenza <u>-uro</u>.

tuttavia, essendo il suo uso ancora redicato nel testi e nel REAZIONI DI FORMAZIONE DEGLI OSSIDI

il termine ANIDRIDE non è più accettato dalla domenciatura IUFAC.

Consideriamo, ad esempio, la reazione tra sodio ed ossigeno: si indicano provvisoriamente le valenze degli elementi scrivendole, in numeri romani, sopra i rispettivi simboli. Si scrive, come prodotto della reazione, la formula dell'ossido corrispondente. in questo modo:

Si bilanciano gli atomi di ossigeno ponendo il coefficiente " 2 " davanti alla molecola dell'ossido:

Si bilanciano, infine, gli atomi di sodio, attribuendo il coefficiente " 4 " al sodio:

La reazione è così bilanciata.

Consideriamo, ad esempio, la reazione tra alluminio ed ossigeno: ricordiamo che la valenza attribuita all' alluminio è =3 e quella dell'ossigeno è, ovviamente, =2.

Si scrive correttamente la formula dell'ossido di alluminio, prodotto della reazione, seguendo la regola già esposta:

$$A_{1}^{II} + O_{2}^{II} \longrightarrow Al_{2}O_{3}$$
 triossido di diallumi-

ww.itchiavari.org/chimica Si bilanciano gli atomi di ossigeno attribuendo il coefficiente = 3 alla molecola di 02 e, nei prodotti, il coefficiente = 2 alla molecola dell'ossido di alluminio.

Si ottengono, così, 6 atomi di ossigeno nei reagenti e 6 atomi di ossigeno nei prodotti di reazione (m.c.m. tra 3 e 2):

Si bilanciano, a questo punto, gli atomi di alluminio, attribuendo il coefficiente = 4 all'alluminio reagente:

La reazione è così bilanciata.

Altro esempio, la reazione tra izoto ed ossigeno:

$$N_2$$
 + O_2^{II} \longrightarrow N_2O_5 pentossido di diazoto N_2 + $5O_2$ \longrightarrow $2N_2O_5$ l'ossigeno è bilanciato $2N_2$ + $5O_2$ \longrightarrow $2N_2O_5$ reazione bilanciata

PEROSSIDI

Alcuni ossidi particolari, ad esempio BaO₂, H₂O₂, Na₂O₂ sono definiti PEROSSIDI. Questi composti presentano nella loro struttura uno <u>ione perossido</u> (O₂) in cui si stabilisce un legame covalente tra due atomi di ossigeno. La configurazione stabile (ottetto) si completa sottraendo due elettroni agli altri atomi del composto.

La formula di struttura si indica :

8-

Esempi di formule di struttura di perossidi:

0— н 0— н O-Na 2 Transla (R (O

perossido di

perossido di

diidrogeno

disodio

Si nota che nei perossidi il numero di ossidazione dell'ossigeno è -1 e non -2 come negli altri ossidi.

th per cut un stemo di X si unisca ad un atom di Y

COMPOSTI BINARI COVALENTI MOLECOLARI

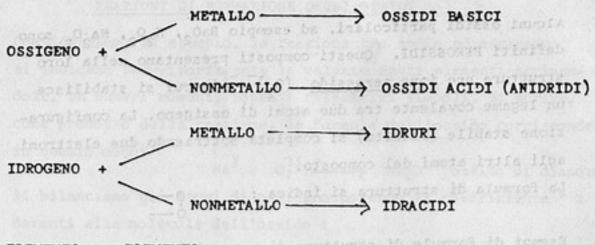
Sono composti molecolari formati da atomi dei vari elementi, esclusi i metalli alcalini (I° gruppo), l'ossigeno e l'idrogeno.

La nomenclatura di tali composti è simile a quella adottata per i sali binari ionici (vedi oltre), aggiungendo la desinenza —uro all'elemento che si trova più a destra nella serie:

Xe, Kr, B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, F. Se nella molecola uno dei due atomi è un metallo e l'altro un nonmetallo si pone per primo nella formula il metallo.

Es. TiB₂ boruro di titanio
SiC carburo di silicio
B₄C carburo di boro
CrB₂ boruro di cromo
CaC₂ carburo di calcio

RICAPITOLAZIONE DEI COMPOSTI BINARI



La formula grezza di un composto binario formato da due ipotetici elementi \underline{X} e \underline{Y} si scrive tendo conto di quanto segue:

- Se la valenza di X e di Y è la stessa, il rapporto è di
 1 : 1, per cui un atomo di X si unisce ad un atomo di Y dando il composto XY.
- 2)- Se la valenza di X e Y è diversa, il rapporto si indica invertendo i valori delle valenze, ovvero si forma un composto del tipo X Y ove m indica la valenza di Y e n, ovviamente, la valenza di X.

solves allow prices o the event le man chample lie out-

Now world Le offsten ou & lectstes to leb one stocking after 62

a Carolin at Carolin at Carolin and Caroli

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI TERNARI

IDROSSIDI

Sono composti ternari, formati cioè da tre tipi di specie chimiche; hanno, per la maggior parte, struttura cristallina ionica. Wella formula degli idrossidi è presente un catione metallico

unito ad uno o più (a seconda di quanto è la valenza del metallo anioni ossidrili OH. La formula degli idrossidi, detti anche BASI o ALCALI, si ricava scrivendo il metallo con, di seguito e tra parentesi, tanti gruppi -OH quanto è la valenza del metallo

La denominazione IUPAC(e tradizionale) è IDROSSIDO DI

Es. NaOH idrossido di sodio

Ca(OH)₂ idrossido di calcio

Fe(OH)₃ idrossido di ferro (III)

In alcuni testi non recenti è ancora possibile ritrovare la denominazione IDRATO DI..... oppureIDRATO Es. NaOH idrato di sodio (oppure, sodio idrato)

REAZIONI DI FORMAZIONE DEGLI IDROSSIDI

La reazione di formazione di un idrossido è:

OSSIDO basico + H2O ---- IDROSSIDO

x20 + H20 ---- 2KOH

la reazione è così bilanciata.

Prendendo ad es. la reazion∈ con l'ossido di ferro III:

 $Fe_2^{0}_3 + H20 \longrightarrow Fe(OH)_3$ idrossido ferrico si bilanciano gli atomi di Fe moltiplicando per 2 l'idrossido:

 $Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3$

Si attribuisce il coefficiente 3 ad H_2O bilanciando gli atomi di ossigeno. $Fe_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3$

OSSOACIDI

Composti ternari a struttura molecolare costituiti da idrogeno, ossigeno e da un nonmetallo (o da qualche metallo di transizione). Agli atomi del nonmetallo, nella formula di struttura, sono legati, con legami covalenti o dativi polari, uno o più gruppi ossi-

HO -N=O acido nitrico (nitrato di diidrogeno) Wells formula devil idrossidi à presente un catione metallice

drili e, spesso, anche uno o più atomi di ossigeno.

La formula bruta degli ossoacidi si scrive, per convenzione, con l'ordine: IDROGENO , NONMETALLO, OSSIGENO.

Misses il obnaviana svenit la . IJANJA o ISAS

La nomenclatura tradizionale prevede che:

- 1)- Se esiste un solo ossoacido il nome deriva da quello del nonmetallo con la desinenza -ico. www.itchiavari H,CO, acido carbonico
 - 2)- Se esistono due ossoacidi si utilizzano le desinenze -oso quando il nonmetallo si trova alla valenza più bassa, ed -ico quando il nonmetallo esplica la valenza più alta.

H, SO, acido solforoso S: valenza 4 H2SO4 acido solforico S: valenza 6

- 3)- Nel caso che il nonmetallo possa assumere quattro valenze, si usano le desinenze -oso per le due minori ed -ico per le due maggiori, aggiungendo il prefisso ipo- quando il non metallo si trova alla valenza minima ed il prefisso perquando esplica la valenza massima.
 - HC10 acido ipocloroso Es. HC10, acido cloroso HC10 acido clorico acido perclorico HC10

La IUPAC prevede per gli ossoacidi una nomenclatura simile a quella proposta per i sali:

formula br	uta nome tradizionale	nome TUPAC widowi
Formula br H ₂ SO ₄ H ₂ SO ₃ HNO ₃ HNO ₂ HC10 HC10 ₄ H ₃ PO ₄ H ₃ PO ₄ H ₂ CO ₃ H ₂ CO ₇ HMnO ₄	acido solforico acido nitrico acido nitroso acido ipocloroso acido perclorico acido ortofosforico acido ortofosforico acido carbonico acido dicromico	solfato di diidrogeno solfito di diidrogeno nitrato di idrogeno nitrito di idrogeno ipoclorito di idrogeno perclorato di idrogeno fosfato di triidrogeno borato di triidrogeno carbonato di diidrogeno dicromato di diidrogeno
HIO3 H ₄ SiO ₄	acido permanganico acido iodico acido ortosilicico	permanganato di idrogeno iodato di idrogeno ortosilicato di tetraidrogen

In realtà la nomenclatura IUPAC prevede l'esplicazione di tutte le specie chimiche presenti nella formula ed il numero di atomi: ad es. H₂SO₄ si dovrebbe definina.

H2Cr2O7 " " tetra-ossisolfato di

epta-ossidicromato di diidrogeno

" : tri-ossinitrato di idrog eno

Per ragioni didattiche, tuttavia, si giudica sufficiente l'uso della nomenclatura IUPAC ridotta.

REAZIONI DI FORMAZIONE DEGLI OSSOACIDI

La reazione di formazione degli ossoacidi è:

OSSIDO Acido + H2O --- OSSOACIDO

Ad es. N₂O₅ + H₂O - H₂N₂O₆ - 2HNO₃ acido nitrico Si attribuiscono gli indici ai singoli atomi della molecola, in modo da rendere eguale il numero di atomi di H, N e O nei reagenti e nei prodotti di reazione. Ovviamente si semplificano gli indici non che siano primi tra loro.

Si attribuisce all'ossoacido semplificato un coefficiente uguale in valore al divisore comune degli indici

In queste reazioni le molecole di H₂O reagenti vengono definite a priori.

formula brutta nome tradicionale

Nella nomenclatura tradizionale di alcuni ossoacidi si usano i prefissi <u>ORTO - META - e PIRO</u> per indicare acidi con stesso atomo centrale del normetallo avente la stessa valenza, ma che differiscono <u>solo</u> per perdita od acquisto di molecole di H₂O.

Il prefisso ORTO, che di norma si omette, si usa per gli acidi nella cui molecola è presente il maggior numero possibile di gruppi -OH. Es. H₃PO₄ acido (orto)fosforico

Il prefisso <u>META</u>— si usa per gli ossoacidi che si ottengono dagli acidi ORTO per eliminazione di una molecola di H₂O da una di acido.

Il prefisso <u>PIRO</u> indica l'acido che si ottiene eliminando una molecola di H₂O da due molecole di acido ORTO. Al prefisso PIRO-la IUPAC preferisce il prefisso <u>DI</u>-.

In altre parole tra i tre tipi di acido esiste un diverso rapporto tra le molecole di acqua e di anidride:

net producti di reacione. Ovviamente si semplificano dii indici

chersiano primi tra loro.

NOMENCLATURA DEI SALI

SALI BINARI

Sono composti ionici, per lo più a struttura cristallina; sono formati da anioni di alogeni (VII° gruppo) e dello zolfo II e da cationi di metalli alcalini (I° gruppo) o di metalli alcalino-terrosi (II° gruppo).

Nella nomenclatura tradizionale la desinenza del sale si ottiene cambiando quella dell'idracido corrispondente:

La formula di un sale binario si ottiene togliendo alla formula dell'idracido corrispondente l'atomo o gli atomi di idrogeno e sostituendoli, tenendo conto delle valenze, con gli atomi del metallo.

 $S(II) + Al(III) \longrightarrow Al_2S_3$ solfuro di alluminio

La IUPAC prevede una nomenclatura uguale a quella tradizionale evidenziando nella formula la scrittura del simbolo del catione e di quello dell'anione, chiusi tra parentesi, con l'indice n fuori parentesi ad indicare la struttura cristallina:

(Fe⁺⁺Cl₂)_n cloruro di potassio ionico

(Fe⁺⁺s⁻)_n solfuro di ferro II ionico

(Na⁺I⁻)_n ioduro di potassio ionico

(Ca⁺⁺P₂)_n fluoruro di calcio ionico

SALI TERNARI

Sono composti costituiti da tre tipi di specie chimiche; hanno struttura ionica cristallina, essendo formati da anioni di nonmetalli o da anioni poliatomici e da cationi di metalli alcalini (I° gruppo), di metalli alcalino-terrosi (II° gruppo) o di altri gruppi.

Per tradizione i sali si denominano cambiando la desinenza dell'acido corrispondente, secondo lo schema:

$$-050$$
 \longrightarrow -170 es. ac. solforoso \longrightarrow solfito
 -100 \longrightarrow $-A70$ es. ac. solforico \longrightarrow solfato

La formula di un sale ternario si ricava togliendo l'atomo o gli atomi di idrogeno alla formula dell'ossoacido corrispondente e sostituendoli con atomi del metallo, tenendo conto della valenza del metallo stesso e di quella del residuo acido.

Es. acido	residuo acido	metallo	os oblo sale 1165
H2SO4	so ₄ (II)	r(1)	12804 solfato di I
H2 SO4	so ₄ (11)	Cu(II)	CuSO4 solfato di Cu(II)
H ₂ SO ₄	so ₄ (II)	Al(III)	Al2(SO4)3 solfato di Al
1 H 3 PO 4	PO ₄ (III)		AlPo fosfato di Al
HC103	C10 ₃ (1)	Na(I)	NaClo 3 clorato di Na

La IUPAC prevede per i sali, ed in generale per gli anioni, l'uso del suffisso -ATO aggiunto alla radice del nome del normetallo, specificando con numero romano il numero di ossidazione (valenza). Un secondo tipo di scrittura, raccomandata dalla IUPAC, prevede la specificazione del numero di atomi di ossigeno presenti nell'anione salino.

- Es. Na₂SO₄ solfato di sodio solfato VI di disodio tetraossisolfato di disodio
 - Na₂SO₃ solfito di sodio solfato IV di disodio triossisolfato di disodio
 - NaClo ipoclorito di sodio clorato I di sodio ossiclorato di sodio
 - NaClO₄ perclorato di sodio clorato VII di sodio tetraossiclorato di sodio

DENOMINAZIONE DEI PRINCIPALI RESIDUI ACIDI ED ANIONI SALINI

Ipocloro so	HC10	C10	Ipoclorito
Cloroso	HC102	C10 ₂	Clorito
Clorico	HC103	C103	Clorato
Perclorico	HC104	C104	Perclorato
Solforoso	H ₂ SO ₃	so3	Solfito
Solforico	H ₂ SO ₄	so	Solfato
Ipofosforoso	H ₃ PO ₂	PO2 -	Ipofosfito
Posforoso	H ₃ PO ₃	PO3-	Posfito
Ortofosforico	H ₃ PO ₄	PO4	Ortofosfato
Metafosforico	нро з	PO_3	Metafosfato
Difosforico	H4P2O7	P207	Difosfato
Ortoborico	H ₃ BO ₃ .	BO 3-	Ortoborato
Metaborico	нво ₂	BO_2	Hetaborato
Diborico	H ₄ B ₂ O ₅	B205	Diborato
Carbonico	H ₂ CO ₃	∞ ₃ -	Carbonato
Ortoarsenioso	H ₃ AsO ₃	A 503	Ortoarsenito
Ortoarsenico	H3A504	A s04	Ortoarseniato
Cromico	H2CrO4	cro_4 -	Cromato
Dicromico	H2Cr207	Cr207	Dicromato
Mangano so	H2MnO3 (ipotetico)	Mn0_3 -	Mangani to
Manganico	H ₂ MnO ₄	Mn0	Manganato
Permanganico	HMnO ₄	Mn04	Permanganato
Ortoperiodico	H ₅ 10 ₆	106	Ortoperiodato
Periodico	HIO ₄	104	Periodato
Ipoiodo so	HIO	10	Ipoiodito
Iodico	HIO ₃	103	Iodato

23

Nitroso	HNO ₂	NO Nitrito
Nitrico	но 3	NO Nitrato
Metasilicico	H2SiO3	Sio Hetasilicato
Ortosilicico	H ₄ SiO ₄	SiO4 Ortosilicato

DENCHINACTORS DET PRINCIPALI RESIDUI ACIDI ED ANIONI SALINI

Nota: nel precedente schema è stata utilizzata la nomenclatura tradizionale. Si ritiene, infatti, che essa si più funzionale, anche se meno razionale, in quanto è adottata nella quasi totalità dei testi di Chimica italiani. Nelle esercitazioni in classe sarà, pertanto adottata la nomenclatura tradizionale, anche se l'alumno sarà, ovviamente, libero di utilizzare quella raziónale della IUPAC.

Nel caso degli acidi <u>difosforico</u> e <u>diborico</u> è stato utilizzato il prefisso <u>di-</u>, raccomandato dalla IUPAC, in luogo dell'ormai desueto prefisso <u>piro-</u>.

Es. acido <u>di</u>borico = acido <u>piro</u>borico acido <u>di</u>fosforico = acido <u>piro</u>fosforico Varie reazioni permettono di preparare dei sali.

1)- ACIDO + HETALLO ------ SALE + H2 +

Molti metalli vengono attaccati da numerosi acidi forti in soluzione acquosa, con formazione del sale corrispondente e sviluppo di H₂; il sale resta, naturalmente, in soluzione:

Se il metallo ha più valenze, si forma sempre il sale in cui il metallo ha la valenza più bassa.

Tutti gli idrossidi reagendo con acidi in soluzione acquosa, formano il corrispondente sale, che resta in soluzione, mentre l'atomo o gli atomi di idrogeno dell'acido si uniscono al gruppo (o ai gruppi) ossidrile -OH dell'idrossido dando H₂O:

Molti ossidi basici reagiscono con acidi, in soluzione acquosa, formando il sale corrispondente che resta in soluzione, mentre l'atomo o gli atomi di idrogeno dell'acido si uniscono all'atomo o agli atomi di ossigeno dell'ossido, dando acqua:

Molti ossidi acidi reagiscono con idrossidi alcalini o alcalino-terrosi,in soluzione acquosa, formando il sale dell'acido corrispondente all'ossido acido:

Per preparare sali di <u>idracidi</u> si possono utilizzare le reazioni: acido + metallo, acido + idrossido, acido + ossido basico.

Per preparare sali di <u>ossoacidi</u> si possono utilizzare le reazioni: acido + metallo, acido + idrossido, acido + ossido basico, ossido basico + ossido acido, ossido + idrossido.

OMATON + OCIDA - (1

REAZIONE DI FORMAZIONE DEI SALI DA ACIDO PIU' IDROSSIDO

La formula di un sale si ottiene attribuendo al metallo un indice uguale alla valenza del radicale acido, ed attribuendo al radicale stesso, raccolto in parentesi, un indice uguale alla valenza
del metallo. Se i predetti valori sono unitari (=1), ovviamente, si
omettono indici e parentesi. Se, invece, non sono primi tra loro
si operano le necessarie semplificazioni.

PREPARAZIONE PEI SALL

NOTA: La valenza del residuo acido è uguale al numero degli atomi di idrogeno sostituiti dal metallo.

ACIDO + IDROSSIDO ---- SALE + H20

Dato che la molecola del Ca(NO₃)₂ contiene due gruppi NO₃, si attribuisce coefficiente =2 all'HNO₃ nei reagenti.

Dall'unione di due gruppi -OH provenienti dall'idrossido e due atomi di H provenienti dall'acido i formano due molecole di H₂O.

Ca(OH)₂ + 2HNO₃ ---> Ca(NO₃)₂ + 2H₂O

Prendendo, ad es., la reazione tra idrossido di alluminio ed acido solforico: Al(OH)3 + $H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$ solfato di alluminio

Si bilanciano il gruppo -SO₄ attribuendo coefficiente 3 all'acido solforico H₂SO₄, e l'alluminio attribuendo coefficiente 2 al' l'idrossido di alluminio Al(OH)₃:

2A1(OH)₃ + 3H₂SO₄ ----> Al₂(SO₄)₃ + 6H₂O

Si completa la reazione attribuendo coefficiente 6 all'H₂O.

Infatti due Al(OH₃) contengono 6 gruppi -OH e tre H₂SO₄ contengono 6 atomi di H che unendosi formano sei molecole di H₂O.

Anche nel caso di reazioni di IDRACIDI co idrossidi, si procede nello stesso modo:

H2S + 2NaOH ---- Na2S + 2H2O solfuro di sodio

SALI QUATERNARI

Sono sali costituiti da quattro tipi di specie atomiche.

A seconda del loro comportamento, e della loro struttura, sono divisi in:

IDROGENOSALI O SALI ACIDI IDROSSOSALI O SALI BASICI

IDROGENOSALI O SALI ACIDI

Sono sali derivanti da acidi, con due o più atomi di idrogeno sostituibili da metalli, sostituendo non tutti gli atomi di idrogeno con atomi di un metallo. Per questo motivo, ovviamente, non esistono idrogenosali di acidi con un solo atomo di idrogeno sostituibile da metallo (es. HNO3, HClO)

In altre parole è avvenuta una incompleta reazione di neutra lizzazione di un acido da parte di un idrossido:

Es. NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO₄ + H_2O

Esempi di idrogenosali:

acido	residuo	sali di Na	sali di Mg	sali di Al
H2SO4	HSO4(I)	Wall SO 4	Mg(HSO ₄) ₂	A1(HSO ₄) ₃
		idrogenosolfato di sodio	idrogenosolfato di magnesio	idrogenosolfato di alluminio
H ₃ PO ₄	HPO4 -(11)	Na2HPO4	MgHPO ₄	A1 2 (HPO4) 3
		idrogenofosfato di sodio		idrogenofosfato di alluminio
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ (I)	NaH ₂ PO ₄	Mg(H ₂ PO ₄) ₂	Al (H ₂ PO ₄) ₃ - diidrogenofos-
		diidrogenofosfa- to di sodio	 diidrogenofosfa- to di magnesio 	fato di allumin

Gli idrogenosali si denominano anteponendo i prefissi <u>IDROGENO</u>,

<u>DIIDROGENO</u>, <u>TRIDROGENO</u>— al nome del sale, a seconda di quanti
atomi di idrogeno non sostituiti dal metallo restano nella formula.

La nomenclatura tradizionale corrispondente prevede l'inserimento
del termine <u>MONCACIDO</u>, <u>BIACIDO</u>, <u>TRIACIDO</u> nel nome del sale:

Es. diidrogenofosfato di calcio — fosfato biacido di calcio

IDROSSOSALI O SALI BASICI

In altre parole è avvenuta una incompleta reazione di neutralizzazione di un idrossido da parte di un acido, per cui restano dei gruppi -OH uniti al radicale dell'acido:

Es.
$$Bi(OH)_3 + HMO_3 \longrightarrow Bi(OH)_2 MO_3$$

Gli idrossosali si denominano anteponendo i prefissi <u>IDROSSO</u>

o <u>DIIDROSSO</u> a seconda di quanti ossidrili restano nella formula.

Es.	idrossido	radicale	sale di H ₂ SO ₄
15	Cu(OH)2	CwOH (I)	(Cu OH) 250, idrossosolfato di Cu II
2010	Ca(OH) ₂	CaOH (I)	(Ca OH) 2504 idrossosolfato di Ca

SALI DOPPI

La neutralizzazione di un acido polibasico con idrossidi od ossidi diversi, può dare origine a sali doppi: in questo caso gli atomi di idrogeno dell'acido vengono sostituiti da atomi di metalli diversi:

SALI D'AMMONIO

Sono sali del catione NH₄ che si forma quando l'idruro di azoto (NH₃), che possiede sull'atomo di N un doppietto di elettroni disponibile, lo pone in compartecipazione con un protone H⁺.

H H
$$+ H^+ \longrightarrow$$
 H M H Cioè NH_4^+

- Il catione ammonio ha lo stesso comportamento dei metalli del I° gruppo, ed è da considerarsi, quindi, monovalente,
- Es. WH₄Cl cloruro di ammonio (NH₄)₂SO₄ solfato di ammonio NH₄HSO₄ idrogeno solfato di ammonio

FORMULE DI STRUTTURA

Per formula di struttura si intende una formula che visualizzi i legami intercorrenti tra gli atomi del composto in oggetto.

Per rappresentare le formule di struttura dei diversi composti chimici occorre sempre tener presente la valenza degli elementi presenti.

Per <u>OSSIDI</u> ed <u>IDROSSIDI</u> è sufficiente legare all'atomo o agli atomi dell'elemento tanti atomi di ossigeno o tanti gruppi ossidrile quanti ve ne sono nella formula bruta.

Esempio:

Ct=0
Cl=0
Cl=0
Cl=0
Cl=0
Ca(OH)

Allo stesso modo per gli <u>IDRURI</u> è sufficiente legare all'elemento tanti atomi di idrogeno quanti ne risultano dalla formula bruta.

Esempio:

H-F HF: idruro di fluoro (acido fluoridrico)
H-Cl HCl: idruro di cloro (acido cloridrico)

H-C-H CH₄: idruro di carbonio (metano)

N-H N-H NH₃: idruro di azoto (ammoniaca)

H₂O: idruro di ossigeno (acqua)

Per quanto riguarda gli <u>OSSOACIDI</u> conviene partire dalla valenza del nonmetallo e legare ad esso gli atomi di ossigeno e i gruppi ossidrile presenti.

Esempi:

Per rappresentare le formule di struttura di <u>SALI</u> bisogna sostituire agli atomi di idrogeno nella formula dell'ossoacido gli atomi del metallo, prendendo in considerazione la sua valenza:

Al₂(
$$CO_3$$
)₃

Al₂(CO_3)₃

Al₂(CO_3)₃

Al₂(CO_3)₃
 $C=0$
 $Carbonato di alluminio$

Al₂(CO_3)₃
 $C=0$
 $Carbonato di alluminio$

Al₂(CO_3)₃
 $C=0$
 $Carbonato di stagno IV$
 $Carbonato di sodio$
 $Carbonato di potassio$
 $Carbonato di carbonato di carbonato$

Nel caso degli IDROGENOSALI (sali acidi) non tutti gli atomi di idrogeno devono essere sostituiti dal metallo:

Esempi:

Nel caso degli IDROSSOSALI (sali basici) non tutti gli ossidrili sono sostituiti con residui acidi. E' ovvio che non possono esistere idrossosali originati da idrossidi di metalli monovalenti.

Appendice nº 1

FORMULE DI STRUTTURA DEI PRINCIPALI OSSOACIDI

$$HO - N = O \qquad HO - N = O$$

$$HNO_2 \qquad HNO_3$$

NOTA

Nel rappresentare le formule di struttura non esiste un modo univoco di posizionare gli atomi o i gruppi atomici nello spazio.

zialmente equivalenti.

Si consiglia tuttavia di disporre le varie parti della formula in modo chiaro, visualizzando con un trattino (-) le singole valenze e con un doppio trattino (=) le doppie valenze, e di controllare, alla fine, che ogni valore sia rispettato.

INDICE

La nomenclatura chimicapag. 1
Metalli e nonmetallipag. 2
Valenzapag. 3
Numero di ossidazionepag. 4
Reazioni chimichepag. 5
Idruripag. 7
Ossidipag. 1
Composti binari covalenti molecolaripag. 1
Idrossidipag. 1
Ossoacidipag. 10
Ossoacidi orto-, meta-, piropag. 1
Sali binaripag. 1
Sali ternaripag. 20
Preparazione dei salipag. 2
Sali quaternaripag. 2
Formule di strutturapag. 26
Formmele di struttura dei principali ossoacidipag. 31

BIBLIOGRAFIA

<u>Silvestroni</u>: Fondamenti di chimica, ed. Veschi <u>IUPAC</u>: Nomenclature of inorganic chemistry, ed. Butterworths <u>Sienko-Plane</u>: Chimica, ed. Piccin

Tuffnell-Luke: Pondamenti di chimica generale, ed.Zanichelli Camilli-Valeri-Mackenzie: Chimica: scienza della materia, ed Paravia Pimentel-Spratley: Chimica generale, ed.Zanichelli