

## FORMULE CHIMICHE

Notazioni che danno informazioni di tipo qualitativo (elementi che costituiscono il composto) e di tipo quantitativo (attraverso i coefficienti stechiometrici)

Formula minima: fornisce soltanto il rapporto di combinazione tra gli elementi ex  $\text{CH}_2\text{O}$

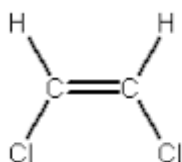
Formula molecolare: numero esatto di atomi che compongono una molecola ex  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

## ISOMERIA

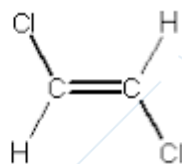
Due o più composti con la stessa composizione o formula molecolare ma gli atomi sono legati diversamente quindi hanno proprietà diverse

Isomeria strutturale funzionale o di posizione

Isomeria geometrica: si deve alla presenza di un doppio legame



cis-1,2-dicloroetene



trans-1,2-dicloroetene

Per passare da uno all'altra bisogna rompere il doppio legame rigido, si può fare fondendo la luce e si chiama isomeria cis trans

Conformeri hanno energie di legame simili e non comportano la rottura di legame

Isomeria ottica ha a che fare con enantiomeri (coppia di entità molecolari che sono immagini speculari ciascuna dell'altra e non sono sovrapponibili) esempio sono i composti tetraedrici con 4 sostituenti diversi (come tutti gli amminoacidi tranne la glicina) per passare da uno all'altro bisogna scambiare due legami, fra di loro hanno le stesse proprietà chimiche e fisiche tranne quando interagiscono con qualcosa che è a sua volta chirale (presenta il fenomeno dell'enantiomeria) hanno anche un modo diverso di interagire con la luce polarizzata circolarmente che può girare in senso orario o antiorario ruotando il loro asse a seconda del senso della luce

Conformazioni: eclissata massimo di energia, sfalsata minimo di energia

## Allotropia

Si ha quando una specie elementare può trovarsi in una o più forme

Per il carbonio le abbiamo già viste, altre importanti sono quelle dell'ossigeno (diossigeno  $\text{O}_2$ , ozono  $\text{O}_3$ )

## Polimorfismo

Quando un composto solidifica in forme diverse (es carbonato di calcio che può solidificarsi in calcite o aragonite) è fondamentale in campo farmaceutico

**Peso atomico:** massa media di un atomo dell'elemento

**Peso molecolare:** massa media di una molecola della sostanza data dalla somma dei pesi atomici

**Peso formula:** somma dei pesi atomici della formula minima

**Massa molare (g/mol):** massa di una mole espressa in grammi numericamente pari a PA PM PF

**Determinazione formule minime** (talvolta vanno usate per le molecole quando non si conosce la formula molecolare)

Analisi elementare (percentuale di quantità degli elementi) si divide ogni percentuale per la massa molare dell'elemento si ottengono le moli in 100 grammi di composto dopodiché si divide per il più piccolo e si arrotonda e corrispondono ai coefficienti della formula minima, se i numeri non sono approssimabili ovvero l'errore è troppo grande si moltiplica per 2 e poi si arrotonda

## VALENZA

Gruppi	Valenza ionica	covalenza
H	-1	1
1	+1	-
2	+2	2 (Be)
13	+1 +3	3
14	-4 +2 +4	2 4
15	-3 +3	3 5
16	-2 +2 +4	2 4 6
17	-1	1 3 5 7
18	-	2 4 6 8

Ionica--> carica che l'elemento assume nei composti ionici

Covalente (covalenza)--> numero di legami covalenti che l'elemento riesce a fare

## NUMERO (grado o stato) DI OSSIDAZIONE

La carica positiva o negativa attribuita formalmente ad ogni atomo di un composto assegnando gli elettroni di ogni suo legame all'atomo più elettronegativo. È arbitraria senza significato fisico diretto ovvero non corrisponde alla vera carica che quell'atomo possiede

La sommatoria degli elettroni dell'atomo è uguale alla carica della specie:

Negli atomi liberi e nelle specie elementari è 0

Negli ioni monoatomici corrisponde con la carica degli ioni

Nei composti:

-I metalli alcalini sempre +1

-I metalli alcalino terrosi sempre +2

-Il fluoro [F] sempre -1

-L'idrogeno [H] prevalentemente +1

-L'ossigeno [O] prevalentemente -2

Nei composti binari con i metalli:

-Gli alogeni sempre -1

I non metalli del gruppo 16 prevalentemente -2

I non metalli del gruppo 15 prevalentemente -3

**La sommatoria dei numeri di ossidazione di ogni elemento moltiplicati per i numeri stechiometrici deve fare 0**

Come determinare il numero di ossidazione: dalla tavola periodica guardiamo i possibili numeri di ossidazione (di solito non ci sono tutti) sono riportati solo i numeri dei composti inorganici si fa la somma di tutti e si moltiplicano per i loro coefficienti stechiometrici si sommano e la somma deve fare zero, negli ioni deve corrispondere alla carica non a zero.

I metalli di transizione hanno molti possibili numeri di ossidazione, hanno vari comportamenti

## COMPOSTI BINARI CON L'OSSIGENO

-L'ossigeno con numero di ossidazione -1 forma lo ione perossido  $O_2$

Lo ione superossido  $OF_2$  è l'unico composto dove l'ossigeno ha numero di ossidazione +2 perché il Fluoro è l'unico elemento più elettronegativo dell'ossigeno

Gli ossidi sono i composti dove l'ossigeno ha numero di ossidazione  $-2$  possono essere ionici quando l'ossigeno è carico negativamente, possono essere anche covalenti: molecolari ( $\text{CO}_2$ ) o a struttura infinita ( $\text{SiO}_2$ )

La prima distinzione tra ossidi ionici e covalenti corrisponde alla distinzione tra metalli e non metalli

Gli elementi con più numeri di ossidazione quando aumenta il numero aumenta il comportamento covalente dell'atomo (esempio del cloro)

### **Dissociazione elettrolitica**

In acqua si rompe il reticolo ionico separando cationi e anioni entrambi circondati da molecole di  $\text{H}_2\text{O}$

Quasi tutti gli ossidi reagiscono con l'acqua e reagendo con l'acqua formano composti ternari

**Gli ossidi ionici** in acqua fanno una reazione acido base ottenendo anioni idrossido  $2\text{OH}^-$  poi combinato con il catione dell'ossido creando **un idrossido** con formula  $\text{X}(\text{OH})_n$  con tanti  $n$  quanti ne servono per bilanciare la carica di  $\text{X}$ , sono quindi eletticamente neutri, queste specie hanno le caratteristiche dei sali ionici

**Gli ossidi covalenti** l'elemento  $\text{X}$  si pone tra i due ossigeni  $\text{H-O-X-O-H}$

Poi in acqua formano composti ternari che possono dissociarsi in ioni a seconda della elettronegatività di  $\text{X}$

Se  $\text{X}$  è meno elettronegativo dell'idrogeno (di solito un metallo) il composto è un idrossido e formano ioni idrossidi

Se invece  $\text{X}$  è più elettronegativo (di solitamente un non metallo) nei composti ossiacidi si formano un ossoanione e uno ione idrogeno e il composto è un ossiacido, si ha quindi una dissociazione eterolitica

Gli ossidi con proprietà basiche in soluzione cedono sempre ioni  $\text{OH}^-$

Gli ossidi con proprietà anfotere (es  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3$ ) in acqua formano idrossidi che hanno un comportamento che varia a seconda dell'acidità o basicità della soluzione in cui si trovano, se sono in ambiente acido si comportano da basi accettando ioni  $\text{H}^+$  dando molecole di acqua, se l'ambiente è debolmente basico acquistano lo ione  $\text{OH}^-$

Gli ossidi con proprietà reagiscono con l'acqua formando gli ossoacidi che in acqua cedono ioni  $\text{H}^+$  formando ossoanioni, in questo caso nella nomenclatura tradizionale sono chiamati anidridi

Il comportamento dell'elemento varia a seconda del suo numero di ossidazione, più il n.o. cresce più aumenta la sua elettronegatività, quindi, darà composti di tipo basico viceversa se il n.o. diminuisce (???)

(nella tavola periodica I primi due gruppi hanno prevalentemente caratteristiche basiche, I metalli di transizione variano a seconda del numero di ossidazione, nel blocco di destra I non metalli hanno proprietà acide e i metalli prevalentemente anfotere)

Nel caso di proprietà anfotere (ab) a seconda dell'ambiente acido o basico decidono di comportarsi da base o acido:

-in ambiente acido tendono a liberare OH—che si legano agli H+ formando un catione e delle molecole di acqua lucidi

Gli acidi tendono a cedere ioni H+ I monoprotici perdono un protone diprotici ne possono perdere 2, i triprotici 3 o poliprotici

Le caratteristiche diverse dell'elemento in relazione al numero di ossidazione o al composto con cui si lega genera dei comportamenti abbastanza differenziati SPECIAZIONE

### **NOMENCLATURA** della chimica inorganica

Specie elementari poliatomiche 1 mono; 2 di; 3 tri; 4 tetra etc.

Composti almeno due atomi diversi (uno più elettronegativo) prima si scrive il costituente elettropositivo, il nome in italiano si legge dall'elettronegativo all'elettropositivo (NaCl cloruro di sodio)

Due metodi che si utilizzano a seconda della regola

**Metodo A** per composti non riconducibili a ioni:

Si leggono I componenti esplicitando I prefissi stechiometrici con i prefissi greci CCl<sub>4</sub>—tetra cloruro di carbonio

**Metodo B** per composti riconducibili a ioni:

FeCl<sub>2</sub>—cloruro di ferro (II)

**Composti non riconducibili a ioni:**

Binari tra non metalli (no H) perché un non metallo non può formare cationi monoatomici

Composti tra un non metallo ed un metallo con numero di ossidazione alto

Altri composti molecolari con formula molecolare multiplo della formula minima

**Composti riconducibili a ioni:**

Composti ionici e covalenti che si possono dissociare in ioni: Sali, idrossidi ionici (NaOH), ossoacidi, idrossidi ossidi dei metalli con carattere basico o anfotero

Non è necessario dare indicazioni stechiometriche

Gli ioni inorganici possono essere Monoatomici ( $Fe^{3+}$ ) Omopoliatomici ( $Hg_2^{2+}$ ) ed Eteropoliatomici ( $PH_4^{2+}$ )

**Cationi monoatomici** assumono il nome dell'elemento quando l'elemento assume un numero di ossidazione unico, se l'elemento ha più numeri di ossidazione vanno esplicitati  $Fe^{3+}$  si chiama ione ferro (III)

Per la vecchia nomenclatura iconica indicavano il n.o. maggiore con -oso mentre con -ico quello minore, nella nuova nomenclatura è utilizzato solo per elementi che formano solo due cationi es. ione ferrico (2+) e ione ferroso (3+)

Anche lo ione idrogeno è un catione monoatomico, è il costituente positivo degli acidi e si chiama "protone"

**Anioni monoatomici** radice del nome dell'elemento con il suffisso -uro, eccezione  $O^{2-}$  chiamato ione ossido

**Cationi eteropoliatomici** specie  $H_{(n+1)}X^+$  (a volte  $XH_{(n+1)}^+$ ) con X non metallo dei gruppi 15, 16 o 17 e n è il numero di ossidazione negativo "canonico" questi ioni acquistano il suffisso -onio  $NH_3 \rightarrow NH_4^+$  ione ammonio

**Anioni eteropoliatomici** del tipo  $XY_n^{z-}$  con X atomo centrale metallo o non metallo con n.o. positivo e Y rappresenta singoli atomi o gruppi di atomi aventi n.o. negativi

Il nome è costituito da tre termini :

-nome del gruppo di atomi o dei singoli atomi Y (prefissi greci più radice del nome dell'elemento )

-la natura di Y

-la natura e il n.o. di X (radice del nome più suffisso ato)

$Be(OH)_4^{2-}$  ione tetra idrosso berillato (II)

TUTTI I NOMI CHE TERMINANO IN -ATO SI RIFERISCONO AD ANIONI ETROPOLIATOMICI QUELLI CHE TERMINANO IN -URO AD ANIONI MONOATOMICI

**Anioni acidi** anioni che dissociati mantengono ancora uno o più atomi di H sono detti ANIONI IDROGENATI dal nome degli anioni eteropoliatomici si antepone "idrogeno"

Es:  $HS^-$  è lo ione idrogenosolfuro

## DAL NOME ALLA FORMULA E VICERSA

Composti non riconducibili a ioni: il nome è la trascrizione della formula in ordine inverso

Composti riconducibili a ioni: dai nomi ricavo le formula degli ioni con le cariche ioniche e imposto la formula del composto e definisco i coefficienti in base alle cariche ioniche

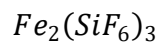
## TRIOSSOSOLFATO(IV) DI FOSFONIO



Diventa  $(PH_4)_x(SO_3)_y$  che diventa  $(PH_4)_2(SO_3)$

Partendo invece dalla formula

Si separano le formule dei due ioni con cariche ioniche indefinite, poi in base alle cariche ioniche ottenute scrivo il nome degli ioni e costruisco il nome del composto



ferro(III)      esafluorosilicato(IV)

esafluorosilicato(IV) di ferro(III)

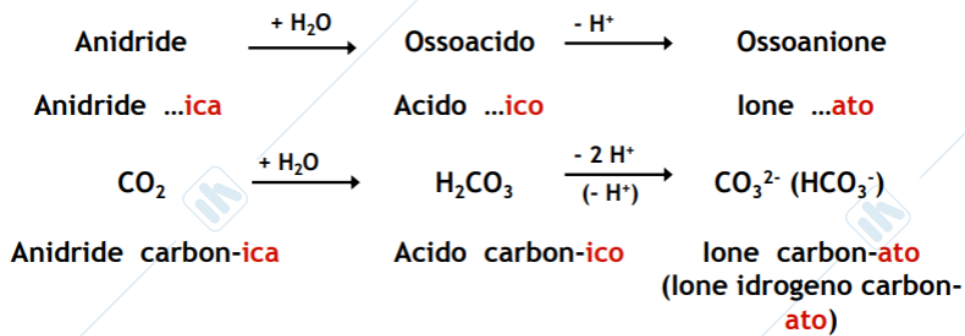
## NOMI TRADIZIONALI DI OSSIDI, OSSOACIDI ED OSSOANIONI

Se l'ossido ha proprietà acide reagendo con l'acqua forma un ossoacido che tende a cedere ioni  $H^+$  formando un ossoanione nella nomenclatura tradizionale prende il nome di ANIDRIDE

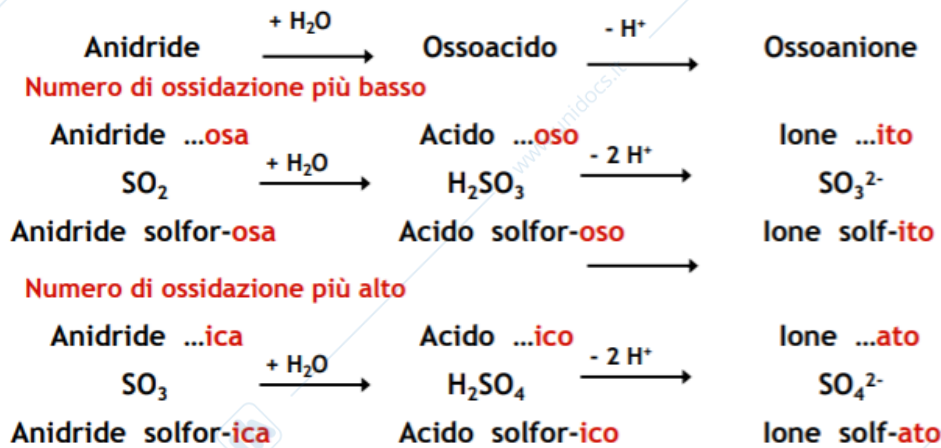
I nomi tradizionali sono costituiti rispettivamente dalla parola acido o ione seguita dal nome dell'atomo centrale con prefissi e suffissi che ne indentificano il numero di ossidazione

gruppo 13			gruppo 14			gruppo 15*		
n.o.	acido	ione	n.o.	acido	ione	n.o.	acido	ione
+3	...ico	...ato	+4	...ico	...ato	+5	...ico	...ato
						+3	...oso	...ito
gruppo 16			gruppo 17			*) esclusi i composti del zolfo per i quali si rinvia alla tabella		
n.o.	acido	ione	n.o.	acido	ione			
+6	...ico	...ato	+7	per...ico	per...ato			
+4	...oso	...ito	+5	...ico	...ato			
			+3	...oso	...ito			
			+1	ipo...oso	ipo...ito			

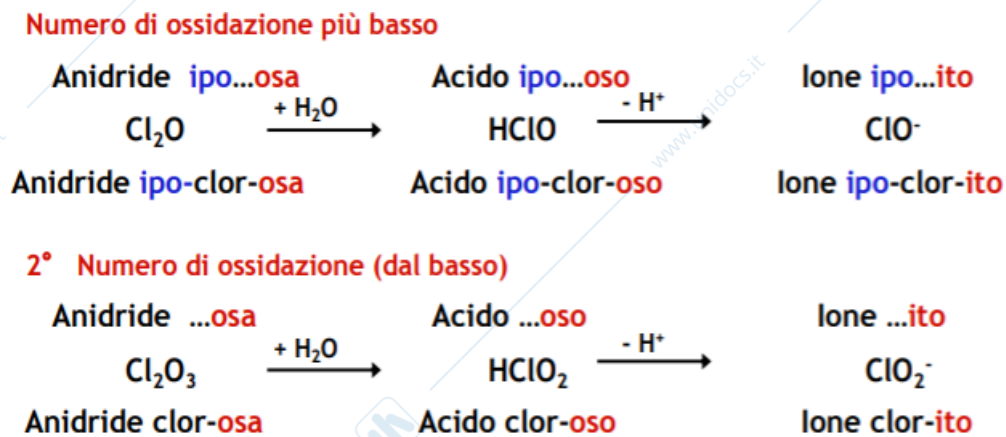
Se l'elemento ha un solo numero di ossidazione positivo con caratteristiche acide



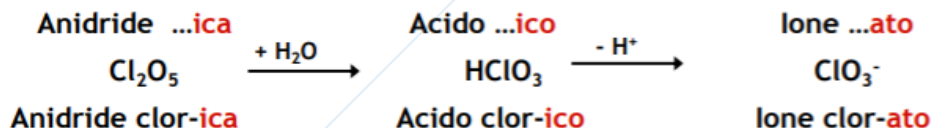
Se l'elemento ha due numeri di ossidazione positivi con caratteristiche acide



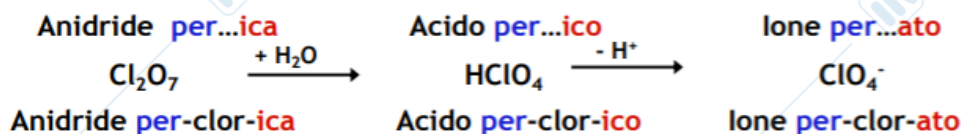
Se l'elemento ha 4 numeri di ossidazione positivi con caratteristiche acide



**3° Numero di ossidazione (dal basso)**



**Numero di ossidazione più alto**



Ossoacidi			Ossoanioni		
	Nomeclatura sistemica	tradizionale		Nomeclatura sistemica	tradizionale
HClO	Ossoclorato (I) di idrogeno	Acido ipocloroso	ClO <sup>-</sup>	ossoclorato(I)	ipoclorito
HClO <sub>2</sub>	diossoclorato(III) Di idrogeno	Acido cloroso	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	diossoclorato(III)	clorito
HClO <sub>3</sub>	triossoclorato(V) di idrogeno	Acido clorico	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	triossoclorato(V)	clorato
HClO <sub>4</sub>	tetraossoclorato(VII) diidrogeno	Acido perclorico	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	tetraossoclorato(VII)	perclorato

**I PRINCIPALI OSSOACIDI ED I LORO ANIONI**

Acido		Anione	
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	(orto)borico	B(OH) <sub>3</sub> <sup>-</sup>	borato
(HBO <sub>2</sub> ) <sub>n</sub>	metaborico	(BO <sub>2</sub> ) <sub>n</sub> <sup>-</sup>	metaborato
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	carbonico	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonato
H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	(orto)silicico	SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup>	(orto)silicato
(H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	metasilicico	(SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ) <sub>n</sub>	metasilicato
HNO <sub>3</sub>	nitrico	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	nitrate
HNO <sub>2</sub>	nitroso	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	nitrite
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	(orto)fosforico	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	fosfato
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	difosforico	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	difosfato
(HPO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	metafosforico	(PO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub> <sup>-</sup>	metafosfato
H <sub>2</sub> P(H)O <sub>3</sub>	fosfonico*	P(H)O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	fosfonato*
HP(H) <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	fosfinico**	P(H) <sub>2</sub> O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	fosfinato**
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	arsenico	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	arsenate
H <sub>3</sub> SbO <sub>5</sub>	antimonico	Sb(OH) <sub>6</sub> <sup>-</sup>	antimonato
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	solforico	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	solfato
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	disolforico	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	disolfato
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	solforoso	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	solfito
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	tiosolforico	S <sub>2</sub> O <sub>5</sub> <sup>2-</sup>	tiosolfato
HClO <sub>4</sub>	perclorico	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perclorato
HClO <sub>3</sub>	clorico	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	clorato
HClO <sub>2</sub>	cloroso	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	clorito
HClO	ipocloroso	ClO <sup>-</sup>	ipoclorito
HBrO <sub>4</sub>	perbromico	BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perbromato
HBrO <sub>3</sub>	bromico	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	bromato
HBrO	ipobromoso	BrO <sup>-</sup>	ipobromito
H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	ortoperiodico	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	ortoperiodato
HIO <sub>4</sub>	periodico	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	periodato
HIO <sub>3</sub>	iodico	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	iodato
HIO	ipiodoso	IO <sup>-</sup>	ipiodito

\*) I nomi tradizionali sono acido "fosforoso" e ione "fosfito"; l'atomo di idrogeno tra parentesi è legato direttamente a P e non è ionizzabile.  
 \*\*) I nomi tradizionali sono acido "ipofosforoso" e ione "ipofosfito"; gli atomi di idrogeno tra parentesi sono legati direttamente a P e non sono ionizzabili.

La struttura degli ossoacidi è  $H_mXO_n$  ( $O ==$ )<sub>n-m</sub>X(-O - H)<sub>m</sub>  $m \leq n$  se  $n-m \geq 2$  l'acido è forte, altrimenti è debole (si differenziano dagli idrossidi perché questi ultimi solo legati a gruppi OH)

2° periodo  $n=3$   $m=6$ - grado di ossidazione

3° e 4° periodo  $n=4$   $m=8$ - g.o

5° periodo  $n=6$   $m=12$ - g.o

ai gradi di ossidazione inferiori:

2°, 3° e 4° periodo: diminuire n di 1 per ogni diminuzione di 2 unità del g.o.

5° periodo:  $H_2TeO_3, HIO_3, HIO$

Elementi di transizione in genere:  $n = 4$

### COMPOSTI BINARI DELL' IDROGENO

composti di H con i metalli dei gruppi 1, 2 e 13 hanno  $H^{-1}$  come costituente negativo ed i loro nomi seguono le regole del metodo B:

$LiH$  « idruro di litio

$GaH_3$  « idruro di gallio

All'altro estremo della Tavola periodica, anche i composti tra  $H^{+1}$  e gli elementi dei gruppi 16 (escluso  $H_2O$ ) e 17, cioè gli "idracidi", seguono le regole del metodo B:

$H_2Se$  « selenuro di idrogeno

$HBr$  « bromuro di idrogeno

I nomi tradizionali di questi composti, "acido selenidrico", "acido bromidrico" ecc., caratterizzati dal suffisso idrico, possono essere usati solo per indicare le loro soluzioni acquose.

Per i composti con i non-metalli dei gruppi 14 e 15 e per  $H_2O$  si usano invece ancora i nomi tradizionali:

$CH_4$  « metano

$NH_3$  « ammoniaca

$H_2O$  « acqua

$SiH_4$  « silano

$PH_3$  « fosfina

$GeH_4$  « germano

$AsH_3$  « arsina

$SbH_3$  « stibina

Per analogia, assumono nomi simili anche i numerosi composti tra B e H,  $SnH_4$ ,  $PbH_4$  e  $BiH_3$ :

$B_2H_6$  « diborano

$SnH_4$  « stannano

$PbH_4$  « plumbano

$BiH_3$  « bismutina

Hanno nomi tradizionali anche gli anioni ottenuti per parziale dissociazione di  $H^+$  da  $NH_3$  e da  $H_2O$ :

$NH_2^-$  « ione ammido

$NH^{-2}$  « ione imido

$OH^-$  « ione idrossido

Attenzione: anche l'ordine dei costituenti nelle formule di alcuni composti non è quello regolare (es:  $NH_3$ )

L'idrogeno forma composti binari con moltissimi elementi ma, essendo meno elettronegativo dell'ossigeno, non induce promozione dunque forma composti con l'elemento in un solo grado di ossidazione.

**Gruppi 1 e 2 (esclusi Be ed Mg):** composti ionici che contengono il catione dell'elemento e lo ione  $H^-$  (idruro)

**Be, Mg e gruppo 13:** legami complessi che portano a composti polimerici Gruppi 14, 15, 16 e 17: tutti covalenti molecolari e possono avere proprietà:

-Acide: si scinde formando ioni  $H^+$

-Basiche: è in grado di formare un legame dativo per accettare uno ione  $H^+$

### COMPOSTI BINARI CON L'IDROGENO

1	2	13	14	15	16	17
LiH	BeH <sub>2</sub>	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF
NaH	MgH <sub>2</sub>	(AlH <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl
KH	CaH <sub>2</sub>	(GaH <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	GeH <sub>4</sub>	AsH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Se	HBr
RbH	SrH <sub>2</sub>		SnH <sub>4</sub>	SbH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Te	HI
CsH	BaH <sub>2</sub>					
idruri di X			Xuri di idrogeno			
ionici		intermedi	covalenti			

metalli di transizione: idruri interstiziali

## Reazioni di salificazione o neutralizzazione

Acidi e basi (intesi come termini di nomenclatura, cioè acidi e basi neutri come gli ossoacidi e gli idrossidi) reagiscono tra loro per dare sali ed eventualmente H<sub>2</sub>O. Questo tipo di reazioni viene chiamato salificazione o neutralizzazione (anche se il pH alla fine della reazione può non essere neutro!!!!). Analoghe reazioni possono avvenire tra ossidi e anidridi.



### Ossidoacido + idrossido



### Anidride + idrossido



### Ossidoacido + Ossido



### Anidride + Ossido

