

# Dagli atomi alle molecole

## Obiettivi del modulo

### Conoscere...

- la regola dell'ottetto
- il concetto di valenza
- il concetto di numero di ossidazione
- il concetto di legame chimico
- la teoria VSEPR
- le strutture molecolari

### Essere in grado di...

- applicare la regola dell'ottetto per la formazione dei legami chimici
- applicare la teoria VSEPR per determinare la geometria molecolare
- determinare il numero di ossidazione di un elemento in un composto
- classificare i vari tipi di composti



## unità d<sup>1</sup> Gli atomi si legano

- 1 La regola dell'ottetto
- 2 Il legame covalente
- 3 Il legame ionico
- 4 La forma delle molecole
- 5 Il legame chimico secondo la meccanica ondulatoria



## unità d<sup>2</sup> Nomi e formule dei composti

- 1 Dai simboli alla formula
- 2 Il numero di ossidazione
- 3 La determinazione del numero di ossidazione
- 4 Classificazione e nomenclatura dei composti inorganici
- 5 I composti binari
- 6 I composti ternari



NEL LIBRO DIGITALE

Approfondimenti

- I nomi dei farmaci

Sintesi, test e verifiche interattive

Password to chemistry

**Prima di affrontare lo studio di questo modulo, verifica di...**



**Saper prevedere le proprietà chimiche di un elemento dalla sua posizione nella tavola periodica**

**1. Indica quali proprietà sono caratteristiche di un metallo (M) e quali di un non metallo (NM).**

- a. bassa elettronegatività  M  NM
- b. elevata affinità elettronica  M  NM
- c. spiccata tendenza ad acquistare elettroni  M  NM
- d. alto potenziale di ionizzazione  M  NM
- e. bassa energia di ionizzazione  M  NM
- f. tendenza a diventare cationi  M  NM

**2. Spiega perché il sodio possiede proprietà metalliche e il cloro proprietà di un non metallo.**

.....

**3. Quale elemento del quarto periodo possiede proprietà non metalliche più spiccate?**

.....

**4. Gli elementi con caratteristiche non metalliche più spiccate sono collocati nella tavola periodica...**

- a in alto a destra  c in alto a sinistra
- b in basso a destra  d in basso a sinistra

**Saper scrivere le configurazioni elettroniche degli elementi**

**5. Scrivi la configurazione elettronica del calcio, Ca, e stabilisci quanti elettroni vi sono nel suo strato di valenza.**

.....

**6. Scrivi la configurazione elettronica dello ione potassio, K<sup>+</sup>, e indica alla configurazione elettronica di quale gas nobile corrisponde.**

.....

**Conoscere il concetto di elettronegatività**

**7. Completa le frasi inserendo le parole mancanti.**

- a. L'elemento più elettronegativo è il ..... Il valore della sua elettronegatività è .....
- b. L'elettronegatività è una proprietà periodica: lungo un gruppo ..... procedendo dall'alto verso il basso, mentre lungo un periodo ....., da sinistra verso destra.

**Conoscere il concetto di energia di ionizzazione**

**8. Schematizza i processi di prima e di seconda ionizzazione del magnesio.**

.....

**9. Completa la frase inserendo le parole mancanti.**

L'energia di ionizzazione è una proprietà periodica: è ..... lungo un gruppo procedendo dall'alto verso il basso, mentre è ..... lungo un periodo, procedendo da sinistra verso destra.

# unità d1 | Gli atomi si legano



## 1 La regola dell'ottetto

### obiettivo

Sapere che gli atomi assumono una particolare stabilità quando raggiungono la configurazione di gas nobile

In natura sono rari gli elementi che esistono allo stato di atomi isolati. Gli atomi della maggior parte degli elementi, infatti, si combinano con atomi della stessa specie per dar luogo a **molecole di elementi**, oppure con atomi di altri elementi per dar luogo a **molecole di composti**.

In tal modo possiamo spiegarci come mai da un numero relativamente ristretto di elementi sia stato possibile ottenere un numero enorme di composti.

Alcuni elementi, comunque, esistono in natura soltanto sotto forma di atomi isolati. Tali elementi, abbastanza rari, sono quelli appartenenti all'ottavo gruppo della tavola periodica, che per la loro scarsa reattività chimica sono chiamati **gas nobili** o **gas inerti**.

Essi sono stati oggetto di studio fin dalla fine dell'Ottocento quando W. Ramsay e M. Travers per primi li scoprirono e cercarono, senza riuscirci, di spiegare il motivo della loro bassissima reattività: a quel tempo, infatti, non era noto alcun composto che contenesse tali elementi. Una spiegazione della loro particolare inerzia chimica, cioè della scarsa tendenza a reagire, è certamente da ricercare nella struttura dei loro atomi.

La configurazione elettronica esterna di ciascuno di essi è del tipo  $s^2p^6$ , perché otto sono gli elettroni presenti nel loro ultimo livello. Tale configurazione, detta comunemente **ottetto**, conferisce agli atomi che la possiedono una **particolare stabilità** e, quindi, una spiccata inerzia chimica. Come è già stato accennato nell'unità c3, l'unica eccezione è rappresentata dall'elio, in quanto per questo elemento il primo

livello è completo con solo due elettroni. Per la sua configurazione elettronica l'elio dovrebbe appartenere al secondo gruppo, ma per la sua inerzia chimica viene inserito tra i gas nobili.

Fig. 1 Alcuni esempi di impiego dei gas nobili: lampada allo xenon e luci al neon.



Tab. 1 Configurazione elettronica esterna dei gas nobili

elio	He	1° periodo	$1s^2$
neon	Ne	2° periodo	$2s^2 2p^6$
argon	Ar	3° periodo	$3s^2 3p^6$
kripton	Kr	4° periodo	$4s^2 4p^6$
xenon	Xe	5° periodo	$5s^2 5p^6$
radon	Rn	6° periodo	$6s^2 6p^6$

Sulla base di queste considerazioni, Lewis mise in evidenza una certa correlazione tra la configurazione elettronica esterna degli elementi e la loro reattività, osservando che gli elementi che non possiedono la configurazione esterna di otetto non sono stabili come i gas nobili. Da queste considerazioni, nel 1916 Lewis enunciò la **regola dell'ottetto**:

**un atomo è particolarmente stabile quando possiede 8 elettroni nel livello esterno.**

Gli elementi che non sono gas nobili tendono a raggiungere la configurazione dell'ottetto mettendo in compartecipazione elettroni, e in questo caso si parla di **legame covalente**, oppure cedendo o acquistando elettroni (a seconda della posizione dell'elemento nella tavola periodica) e in questo caso si parla di **legame ionico**.

A questa operazione partecipano gli elettroni dello strato più esterno o di **valenza**, che per tale motivo vengono anche chiamati **elettroni di legame** o **elettroni di valenza**.

I rimanenti elettroni e il nucleo non sono coinvolti.

La regola dell'ottetto è valida, però, per tutti gli elementi appartenenti ai blocchi *s* e *p* della tavola periodica, mentre ne sono esclusi gli elementi di transizione che, come si sa, appartengono ai blocchi *d* e *f* della tavola e, pertanto, hanno una configurazione esterna più complessa. In altre parole:

**ogni elemento tende ad assumere la configurazione elettronica del gas nobile a esso più vicino nella tavola periodica.**

$s^1$		$s^2$																				$s^2p^1$						$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$	$s^2p^6$																																																																														
1	2																			5	6	7	8	9	10																																																																																					
H	He																			B	C	N	O	F	Ne																																																																																					
3	4																			13	14	15	16	17	18																																																																																					
Li	Be																			Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																																																					
11	12																																																																																																													
Na	Mg																																																																																																													
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																																																																																													
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																																																													
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																																																																																													
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																																																													
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																																																																																													
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																													
67	68	69																																																																																																												
Fr	Ra	Ac																																																																																																												

Fig. 2 Configurazione elettronica esterna dei blocchi *s* e *p*.

## STOP test di controllo

### Completa inserendo le parole mancanti.

- Un atomo è particolarmente stabile quando possiede ..... elettroni nel livello .....
- I gas nobili presentano una scarsa ..... chimica.
- Ogni elemento tende ad assumere la configurazione elettronica del gas nobile ad esso più ..... nella tavola periodica.

### Scegli il completamento corretto tra quelli proposti.

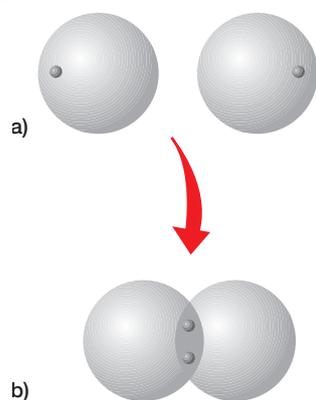
- Gli elementi denominati gas nobili...
  - sono piuttosto rari
  - appartengono tutti all'ottavo gruppo della tavola periodica
  - formano molecole solo con atomi identici tra loro
- La configurazione elettronica esterna dei gas nobili è del tipo  $s^2p^6$ , ad eccezione di quella dell'elio che è del tipo...
  - $2s$
  - $2s^2$
  - $1s^2$

## 2 Il legame covalente

### obiettivo

Saper descrivere la formazione di un legame covalente

■ Fig. 3 Due atomi separati (a), avvicinandosi, permettono a due elettroni di essere condivisi dai due nuclei dando luogo al legame covalente (b).



Il **legame covalente** porta alla formazione delle molecole.

Vediamo per esempio, come si forma la molecola  $H_2$ . I due atomi di idrogeno mettono in compartecipazione i due elettroni che ora appartengono a entrambi i nuclei, che li attraggono contemporaneamente (Fig. 3). In tal modo ciascun atomo ha raggiunto la configurazione elettronica dell'elio, che è il gas nobile più vicino all'idrogeno.

Con il simbolismo di Lewis, la formazione di tale legame può essere così schematizzata:

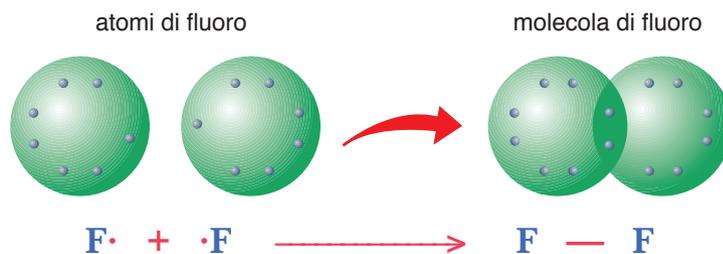


dove la coppia di elettroni impegnata nel legame è rappresentata da due punti o da una lineetta. I due atomi sono legati tra loro da un legame covalente.

**Il legame covalente è il legame che si instaura quando due atomi condividono una coppia di elettroni dando luogo a una molecola.**

Analogamente possiamo descrivere la molecola di  $F_2$ .

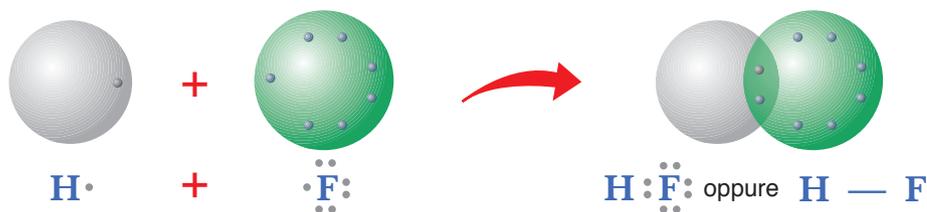
Ciascun atomo di fluoro possiede 7 elettroni nel livello di valenza, quindi necessita di un altro elettrone per raggiungere la configurazione di otte; ciò può essere realizzato mettendo in comune un elettrone con un altro atomo di fluoro.



■ Fig. 4 Formazione della molecola di fluoro.

In tal modo la formazione del legame fa sì che ciascun atomo di fluoro disponga di 8 elettroni esterni, dal momento che i 2 elettroni di legame appartengono a entrambi gli atomi.

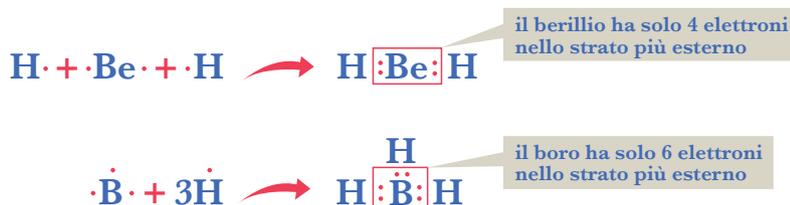
Il legame covalente può anche instaurarsi tra atomi di elementi diversi, seguendo sempre il criterio dell'ottetto. L'atomo di fluoro, per esempio, oltre che con un altro atomo di fluoro, può mettere in compartecipazione un elettrone esterno con l'elettrone dell'idrogeno.



■ Fig. 5 Formazione della molecola di HF.

In tal modo entrambi gli atomi raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile più vicino a ciascuno di essi: l'idrogeno, con 2 elettroni, quella dell'elio; il fluoro, con 8 elettroni, quella del neon.

La regola dell'ottetto, però, in qualche caso può non essere rispettata. Se consideriamo, per esempio, il composto  $\text{BeH}_2$  e il composto  $\text{BH}_3$  notiamo che né il Be né il B hanno raggiunto l'ottetto.



Questi composti perciò avranno delle proprietà chimiche particolari che dipendono proprio dal mancato raggiungimento dell'ottetto.

## L'energia di legame

Ogni volta che due atomi si combinano per formare una molecola, viene liberata una certa quantità di energia come conseguenza della formazione di un legame, il che significa che l'energia posseduta dalle molecole è più bassa di quella degli atomi isolati. Il processo di formazione del legame covalente tra due atomi A e B, che viene rappresentato con un trattino —, può essere così schematizzato:



Tale energia, detta **energia di legame**, è tanto più elevata quanto più forte è il legame che tiene uniti A e B.

Viceversa, se dalla molecola  $\text{A} - \text{B}$  si vogliono riottenere gli atomi liberi A e B, è necessario somministrare una quantità di energia uguale a quella liberatasi durante la formazione del legame, così come si vede dallo schema:



Pertanto, generalizzando per ogni tipo di legame, si può affermare che:

**l'energia di legame è l'energia liberata al momento della formazione di un legame, ovvero l'energia che bisogna somministrare per romperlo.**

L'energia di legame si può determinare sperimentalmente. Essa è normalmente riferita a una mole di composto e viene espressa in kJ/mol (Tab. 2).

Quando due atomi si legano per formare una molecola, la distanza che intercorre tra i nuclei dei due atomi legati sarà sempre minore della somma dei raggi dei due atomi isolati. Tale distanza può essere misurata sperimentalmente e viene definita **lunghezza di legame** (Tab. 3).

**Si definisce lunghezza di legame la distanza che intercorre tra i nuclei di due atomi legati. Il suo valore è espresso in ångstrom (Å) e viene determinato sperimentalmente.**

**Tab. 2** Energia di legame di alcune molecole

Legame	Energia (kJ/mol)
H—H	435
O=O	497
N≡N	949
F—F	155
Cl—Cl	242
H—F	568
H—Cl	430

**Tab. 3** Alcune lunghezze di legame

Legame	Lunghezza in Å
H—H	0,75
H—O	0,96
C—H	1,09
C—C	1,54
H—F	0,92
N—H	1,01
B—Cl	1,74

## Il legame multiplo

Tutti i legami covalenti che abbiamo finora descritto sono legami covalenti singoli, in quanto ciascun legame è costituito da una sola coppia di elettroni. Nel caso in cui, invece, due atomi per raggiungere l'ottetto impegnino 2 o 3 coppie di elettroni, il legame che li unisce viene denominato rispettivamente **legame doppio** e **legame triplo**.

La molecola di ossigeno,  $O_2$ , è un esempio di molecola contenente un doppio legame. Ciascun atomo di ossigeno, infatti, con la sua configurazione esterna  $s^2p^4$  contenente 6 elettroni, necessita di altri 2 elettroni per raggiungere la configurazione stabile del neon, che è il gas nobile a esso più vicino:



Analogamente l'azoto,  $N_2$ , con la sua configurazione esterna  $s^2p^3$  contenente 5 elettroni, deve impegnare 3 coppie di elettroni per raggiungere la configurazione stabile del neon formando un triplo legame.



Il numero di coppie di elettroni condivisi tra i due atomi viene anche detto **ordine di legame**. Diremo pertanto che la molecola di ossigeno ha un ordine di legame 2, mentre quello della molecola dell'azoto è 3.

**La valenza rappresenta il numero di legami che l'atomo di un elemento può formare con altri atomi.**

Diremo pertanto che l'idrogeno è **monovalente**, l'ossigeno è **bivalente** e l'azoto è **trivalente**, in quanto, per assumere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino, hanno condiviso rispettivamente 1, 2 o 3 elettroni, dando luogo ad altrettanti legami.

## Il legame covalente dativo

I legami covalenti finora studiati sono stati ottenuti mediante la compartecipazione di due elettroni spaiati provenienti ciascuno da un atomo diverso, sia dello stesso elemento sia di elementi diversi.

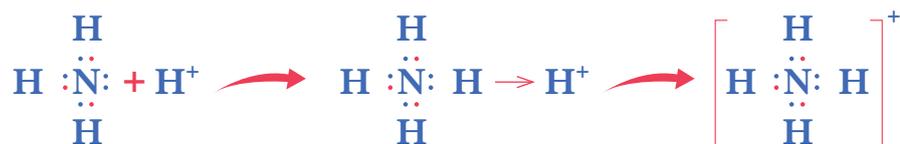
Quando, invece, i due elettroni che formano il legame provengono da uno soltanto dei due atomi, il legame viene denominato **legame covalente dativo**.

Tale legame viene simboleggiato con una freccia che parte dall'atomo "donatore" e si dirige verso l'atomo "accettore".

**Si ha un legame covalente dativo quando il doppietto di elettroni condivisi proviene da uno solo degli atomi coinvolti.**

Ciò si realizza quando un atomo di una molecola (atomo donatore), pur avendo completato l'ottetto, possiede ancora una o più coppie di elettroni "non condivisi" che può "donare" a un altro atomo (atomo accettore) per completare il suo guscio di valenza.

Questo è il caso dell'azoto dell'ammoniaca  $:NH_3$  che, legandosi con tre idrogeni, ha completato l'ottetto, ma porta ancora un doppietto non condiviso, cioè due elettroni nel livello di valenza che non fanno parte di alcun legame. Tale doppietto può essere donato a uno ione  $H^+$  che, avendo l'orbitale  $1s$  vuoto, può accogliere la coppia di elettroni:

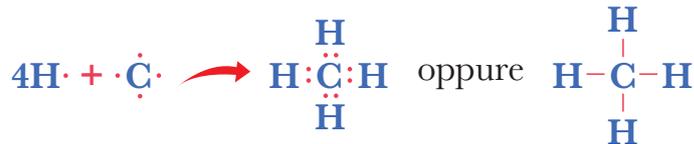


In questo modo tutti gli atomi hanno completato il loro guscio di valenza e ciò che si ottiene è uno "ione complesso" ( $NH_4^+$ ) che, come vedremo, si chiama ione ammonio. Occorre sottolineare però che non vi è alcuna differenza tra i quattro legami covalenti N:H, anche se uno di essi si è formato in maniera diversa.

## Polarità dei legami

Quando il legame covalente unisce due atomi dello **stesso elemento**, come nel caso di  $H_2$  ed  $F_2$ , i nuclei di questi ultimi esercitano la stessa forza di attrazione sugli elettroni di legame. In questo caso il legame viene anche denominato **legame covalente puro** o **omopolare**.

Un legame covalente omopolare può instaurarsi anche tra atomi di **elementi diversi**, purché abbiano **elettronegatività pressoché uguale**. È il caso, per esempio, della molecola del metano,  $CH_4$ , in cui il carbonio e l'idrogeno hanno elettronegatività simili.



Nel caso in cui, invece, il legame unisca atomi caratterizzati da una **elettronegatività molto diversa**, i loro nuclei eserciteranno una diversa forza di attrazione sugli elettroni di legame; in particolare il doppietto di legame sarà attratto maggiormente dall'atomo più elettronegativo. In questo caso il legame viene denominato **legame covalente polare**.

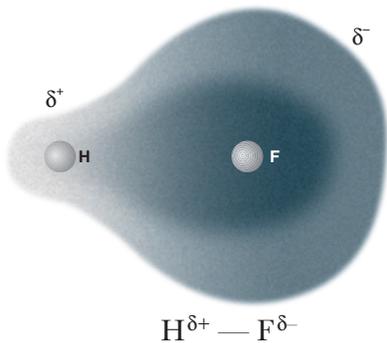


Fig. 6 Polarità del legame H—F.

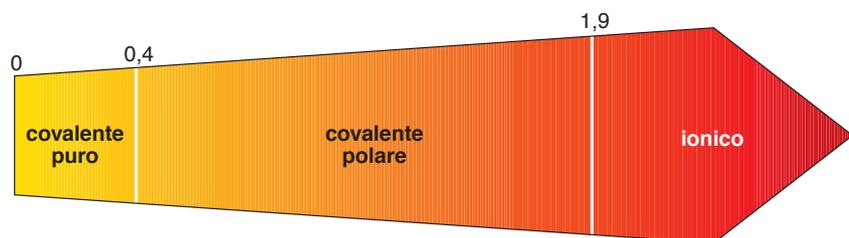
Nella molecola dell'HF, per esempio, il doppietto che unisce i nuclei dell'idrogeno e del fluoro è molto più spostato verso l'atomo di fluoro che, per la sua posizione nel VII gruppo della tavola periodica, è molto più elettronegativo. Nella molecola HF si creano allora due zone ben distinte (Fig. 6): quella in prossimità dell'idrogeno, parzialmente positiva ( $\delta^+$ ), e quella in prossimità del fluoro, parzialmente negativa ( $\delta^-$ ). Si dice allora che la molecola presenta un **dipolo**.

Ovviamente la polarità del legame risulterà tanto maggiore quanto maggiore sarà la differenza di elettronegatività tra i due atomi coinvolti nel legame.

Sulla base di questo principio, L. Pauling mise a punto la scala di elettronegatività di tutti gli elementi. Al fluoro è stato attribuito il valore più alto, 4; segue l'ossigeno con 3,5; infine l'azoto e il cloro con 3.

Gli elementi meno elettronegativi sono il cesio e il francio, in quanto si trovano nella zona più bassa della parte sinistra della tavola periodica.

Se la differenza di elettronegatività ( $\Delta E$ ) tra due atomi è compresa **tra 0 e 0,4** si ha un legame **covalente puro** mentre, per valori compresi **tra 0,4 e 1,9** si ha un legame **covalente polare**. Infine, per valori di differenze di elettronegatività **maggiori di 1,9** non si ha alcun legame covalente, bensì il legame **ionico**.



### STOP test di controllo

#### Completa inserendo le parole mancanti.

1. L'energia di legame è l'energia ..... al momento della formazione di un legame ovvero l'energia che bisogna ..... per romperlo.
2. Nel legame dativo il ..... di elettroni condiviso proviene da ..... dei due atomi coinvolti.

### 3 Il legame ionico

#### obiettivo

Saper descrivere la formazione di un legame ionico

Quando, come si è detto, la **differenza di elettronegatività** tra i due atomi legati è **maggiore di 1,9**, l'atomo dell'elemento meno elettronegativo, il metallo, perde gli elettroni di valenza trasformandosi in **catione** per raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che lo precede nella tavola periodica; l'atomo più elettronegativo, il non metallo, acquista elettroni trasformandosi in **anione** per assumere la configurazione elettronica esterna del gas nobile che lo segue nella tavola periodica. In questo caso non si può parlare di legame chimico vero e proprio, perché tra i due atomi non esiste alcuna coppia di elettroni condivisa, ma solo una **forza di attrazione elettrostatica** tra i due ioni con carica di segno opposto che si sono formati. Per tale motivo questo legame viene chiamato **legame ionico**.

Consideriamo, per esempio, il legame che si instaura tra il litio e il fluoro. Dalla tavola periodica si può dedurre che la differenza di elettronegatività  $\Delta E$  tra i due atomi è  $4 - 1 = 3$ , essendo 4 il valore di elettronegatività del fluoro e 1 quello del litio. Poiché tale differenza è maggiore di 1,9 non si tratta più di un legame covalente, ma di un legame ionico. In questo caso, infatti, non c'è una compartecipazione, ma un trasferimento di un elettrone dall'atomo di litio all'atomo di fluoro.



Fig. 7 Cristallo di fluoruro di litio.

Il trasferimento dell'elettrone dal litio al fluoro ha come conseguenza la formazione dello ione  $\text{Li}^+$  e dello ione  $\text{F}^-$ , i quali hanno raggiunto la configurazione elettronica del gas nobile a loro più vicino: l'elio per il litio e il neon per il fluoro. Tra i due ioni si instaura così una forza di attrazione di tipo elettrostatico, cioè un legame ionico.

**Il legame ionico è dovuto alla forza elettrostatica che si instaura tra ioni di carica opposta.**

È interessante osservare che in questo caso non si può parlare di formazione di una molecola di fluoruro di litio ( $\text{LiF}$ ), in quanto allo stato solido ogni ione  $\text{Li}^+$  risente dell'attrazione elettrostatica non solo dello ione  $\text{F}^-$  al quale ha donato il suo elettrone, ma anche di qualunque altro ione  $\text{F}^-$  che si trova nel suo intorno.

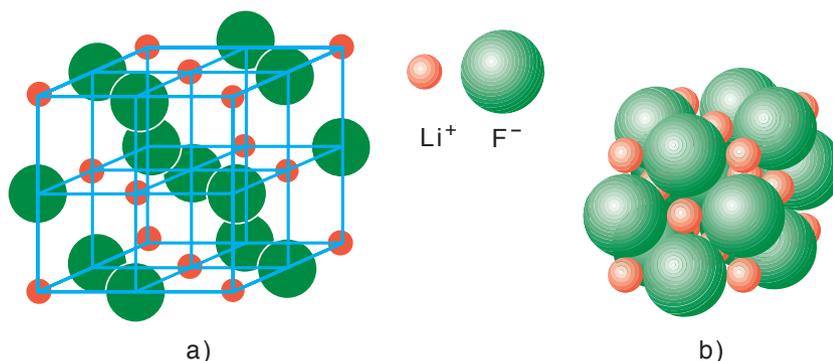
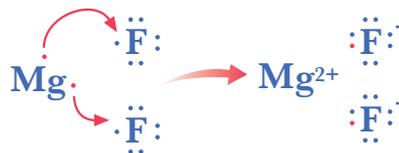


Fig. 8 Struttura di un cristallo di fluoruro di litio rappresentata in due modi diversi.

Tali ioni si aggregano, infatti, in solidi cristallini detti **solidi ionici**, nei quali ogni ione negativo è circondato da ioni positivi e viceversa ma, essendo il loro rapporto 1:1, la formula minima sarà  $\text{LiF}$ .

Un ulteriore esempio di legame ionico è quello relativo al composto  $\text{MgF}_2$ . In questo caso però l'atomo di magnesio, appartenendo al II gruppo e avendo due elettroni nel livello di valenza, tenderà a cedere due elettroni trasformandosi in ione  $\text{Mg}^{2+}$ . Pertanto a ogni ione  $\text{Mg}^{2+}$  devono essere associati due ioni  $\text{F}^-$  in maniera che il rapporto 1 : 2 tra i due ioni assicuri la neutralità elettrica. La sua formula minima quindi sarà  $\text{MgF}_2$ .


**STOP test di controllo**
**Completa inserendo le parole mancanti.**

1. Si ha un legame ionico quando la ..... di elettronegatività tra i due atomi è ..... di 1,9.
2. In un legame ionico l'atomo dell'elemento ..... elettronegativo ..... gli elettroni di valenza, mentre l'atomo dell'elemento ..... elettronegativo li acquista.

**Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).**

3. Il legame ionico è dovuto alla forza di attrazione di tipo elettrostatico. **V F**
4. Il legame ionico si instaura tra gli atomi di due metalli. **V F**
5. Con il legame ionico non si formano molecole **V F**
6. Nel legame ionico c'è un trasferimento di elettroni all'elemento più elettronegativo. **V F**

## 4 La forma delle molecole

**obiettivo**

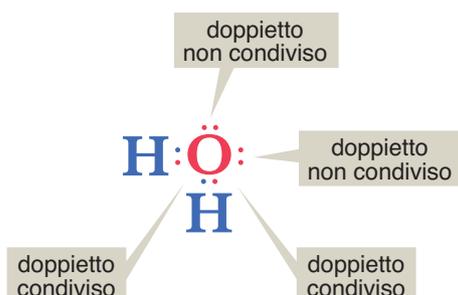
Saper determinare la forma geometrica delle molecole applicando la teoria VSEPR

Alcune proprietà caratteristiche della materia dipendono dalla forma e dalla disposizione spaziale delle molecole delle sostanze che la costituiscono. Così, per esempio, la polarità, il punto di fusione e di ebollizione sono proprietà imputabili anche alla geometria molecolare.

Nel 1957 R. Nyholm e R. Gillespie, per descrivere correttamente la forma geometrica delle molecole, misero a punto il modello **VSEPR**, acronimo della denominazione inglese **Valence Shell Electron Pair Repulsion**, cioè **repulsione delle coppie di elettroni del livello di valenza**.

Tale teoria permette di rappresentare le strutture molecolari delle sostanze a partire dalle formule di Lewis e stabilisce che:

**le coppie di elettroni che circondano un atomo tendono a respingersi l'un l'altra e la forma della molecola è il risultato di questa repulsione.**



Bisogna tenere conto, però, di tutte le coppie di elettroni di valenza che gravitano attorno all'atomo, sia quelle coinvolte nella formazione di legami (**doppietti condivisi**), sia quelle che, pur appartenendo al livello di valenza, non fanno parte di alcun legame (**doppietti non condivisi**). Così, per esempio, per l'acqua, i doppietti da considerare sono quattro: due condivisi e due non condivisi.

Tutti i doppietti elettronici sono dotati di carica negativa e, pertanto, tenderanno a respingersi per raggiungere la massima distanza possibile, alla quale corrisponde la massima stabilità. La **forma** e la **geometria molecolare** che ne derivano dipendono proprio dal modo in cui tutti i doppietti, condivisi e non condivisi, si dispongono nello spazio attorno all'atomo centrale.

L'angolo compreso tra ciascuna coppia di atomi legati all'atomo centrale è detto **angolo di legame**, e questo, ovviamente, tenderà sempre a essere il più grande possibile per minimizzare la repulsione.

Esaminiamo nei dettagli le principali geometrie molecolari.

## Molecole tetraedriche

Prendiamo in esame la molecola del metano,  $\text{CH}_4$ , che presenta quattro coppie di elettroni impegnate in altrettanti legami con l'idrogeno.

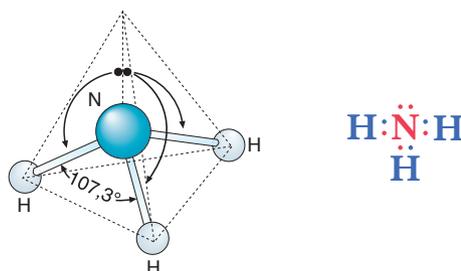
Si tratta di un atomo di carbonio centrale circondato da 4 coppie di elettroni condivisi con altrettanti atomi di idrogeno, così come mostrato dalla formula di Lewis:



Per sistemarsi il più lontano possibile, le 4 coppie di elettroni andranno ad occupare i 4 vertici di un tetraedro regolare. La molecola del metano è quindi da classificare come una **molecola tetraedrica** del tipo  $\text{AX}_4$  con **angoli di legame di  $109,5^\circ$** , avendo indicato con A l'atomo centrale e con X ogni coppia elettronica condivisa.

## Molecole piramidali trigonali

Esaminiamo ora la molecola dell'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ . Anche qui l'atomo centrale, l'azoto, presenta 4 coppie di elettroni, ma 3 di esse sono impegnate nel legame con l'idrogeno, mentre una rimane non condivisa:

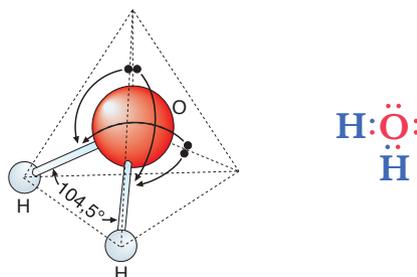


La struttura che ne deriva è ancora quella tetraedrica, ma l'angolo di legame previsto di  $109,5^\circ$  è stato sperimentalmente misurato di  **$107,3^\circ$** .

Secondo la teoria VSEPR tale restringimento dell'angolo di legame può essere giustificato dal fatto che la coppia non condivisa esercita una repulsione maggiore sulle coppie condivise, per cui i legami N—H si avvicinano tra loro riducendo l'angolo da  $109,5^\circ$  a  $107,3^\circ$ . La forma molecolare che ne deriva presenta una geometria di **piramide trigonale** ed è valida per tutte le molecole del tipo  $\text{AX}_3\text{Y}$ , dove a ogni X corrisponde un doppietto condiviso, mentre alla Y corrisponde un doppietto non condiviso.

## Molecole a "V"

Se prendiamo in esame la molecola dell'acqua, notiamo che l'atomo centrale dell'ossigeno è sempre circondato da 4 coppie di elettroni, ma in questo caso 2 coppie sono condivise e 2 coppie sono non condivise:



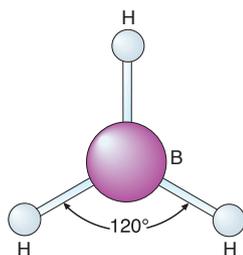
L'angolo di legame misurato risulta di **104,5°**.

Anche in questo caso la teoria VSEPR ci suggerisce che l'aumentato restringimento angolare è giustificato dalla presenza di 2 coppie non condivise che esercitano una maggiore repulsione su quelle condivise.

La forma molecolare che ne deriva sarà pertanto una forma geometrica a "V", o **forma piegata**, ed è valida per tutte le molecole del tipo **AX<sub>2</sub>Y<sub>2</sub>**.

## Molecole trigonali planari

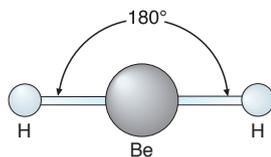
Prendiamo come esempio la molecola BH<sub>3</sub>. Attorno all'atomo centrale del boro, B, gravitano soltanto tre coppie di elettroni, tutte e tre condivise. Poiché non sono presenti altre coppie di elettroni non condivise, come nei due casi precedenti, i tre legami B—H potranno disporsi a 120° nel piano, raggiungendo così la massima distanza possibile tra le tre direzioni convergenti.



La forma molecolare che ne deriva sarà ovviamente una forma geometrica **trigonale planare**, con angoli di legame di **120°**. La stessa geometria molecolare sarà ottenuta per tutte le molecole del tipo **AX<sub>3</sub>**, costituite da un atomo centrale circondato soltanto da tre coppie di elettroni condivise.

## Molecole lineari

Prendiamo infine in considerazione la molecola BeH<sub>2</sub> e tutte quelle del tipo **AX<sub>2</sub>** che attorno all'atomo centrale presentano soltanto due coppie di elettroni condivise. I due legami questa volta possono respingersi fino a raggiungere l'angolo di legame di **180°**, il che significa che potranno disporsi lungo una linea retta ottenendo così la massima distanza. La forma molecolare che ne deriva sarà **lineare**.



### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- |  |     |   |     |
|--|-----|---|-----|
| 1. Gli angoli di legame nel metano, CH <sub>4</sub> , sono di 90°.   | V F | 3. La molecola dell'idruro di berillio, BeH <sub>2</sub> , presenta una forma geometrica a V.         | V F |
| 2. La struttura della molecola dell'ammoniaca, NH <sub>3</sub> , è tetraedrica con angoli di legame di 107,3°. | V F | 4. Nella molecola dell'acqua le coppie non condivise esercitano un'attrazione sulle coppie condivise. | V F |

## 5 Il legame chimico secondo la meccanica ondulatoria

### obiettivo

Descrivere il legame chimico secondo la teoria del legame di valenza

Lo studio del legame chimico secondo la teoria di Lewis, basata sulla regola dell'ottetto, se da un lato ben si presta per una trattazione semplice e quindi facilmente accessibile, dall'altro presenta numerose carenze e non si adatta a tutte le molecole, come, per esempio, la molecola di  $\text{BF}_3$  e la molecola di  $\text{PF}_5$ . Nessuna di queste in realtà soddisfa la regola dell'ottetto: nella prima infatti il boro, B, è circondato soltanto da 6 elettroni, mentre nella seconda il fosforo, P, ne accoglie addirittura 10.

La teoria di Lewis, infine, non giustifica in maniera soddisfacente l'aumentata stabilità di una molecola rispetto agli atomi isolati, ma soprattutto non spiega né la simmetria dei legami, né la geometria delle molecole, per la quale si è dovuto far ricorso a un modello empirico, il modello VSEPR.

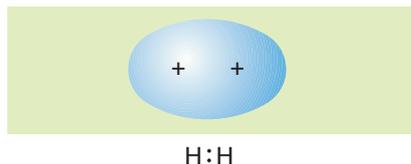
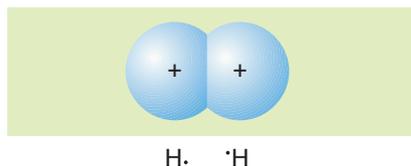
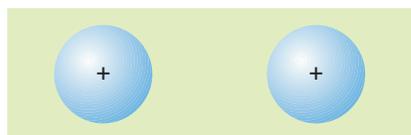
Proveremo, pertanto, a ripercorrere la teoria del legame chimico precedentemente descritta, utilizzando come base di partenza l'atomo secondo la teoria ondulatoria. Due sono le teorie basate sulla meccanica ondulatoria che servono a spiegare il legame chimico: la **teoria del legame di valenza** o semplicemente **VB**, dall'inglese *Valence Bond*, e la **teoria dell'orbitale molecolare**, **MO**, dall'inglese *Molecular Orbital*. Daremo soltanto una semplice descrizione della prima teoria in quanto ha il vantaggio di essere semplice e facilmente applicabile a un buon numero di molecole, pur rimanendo una semplificazione di una realtà più complessa.

### La teoria del legame di valenza

La teoria del legame di valenza prevede che un legame chimico si possa formare spontaneamente quando due atomi presentino orbitali esterni incompleti, in modo da consentirne la saturazione. Pertanto, non è più la stabilità dell'ottetto elettronico che spinge gli atomi a unirsi, ma la **saturazione di orbitali incompleti** che di per sé sono poco stabili.

In altre parole, perché si formi un legame covalente bisogna avvicinare i due atomi in modo che l'orbitale esterno di uno si sovrapponga all'orbitale esterno dell'altro, il che avviene quando ciascuno di essi possiede un elettrone spaiato. Quando ciò avviene, i due orbitali si fondono insieme per formare un solo **orbitale molecolare**, occupato da ambedue gli elettroni con *spin* opposti, che risulta così **più stabile** degli orbitali atomici di partenza.

Come primo esempio consideriamo la formazione della molecola di idrogeno  $\text{H}_2$  a partire da due atomi di idrogeno; ognuno di essi ha un elettrone che occupa un orbitale  $1s$  avente la forma di una sfera con al centro il nucleo atomico.



Perché si formi il legame è necessario avvicinare i due nuclei fino a permettere la sovrapposizione degli orbitali atomici, a condizione che gli *spin* dei due elettroni siano opposti.

Dopo la sovrapposizione, i due orbitali atomici  $s$  perdono la loro originale identità fondendosi insieme per formare l'**orbitale di legame** o **orbitale molecolare**.

Tale orbitale è occupato da entrambi gli elettroni e avviluppa i due nuclei conferendo al sistema una maggiore stabilità.

La molecola  $H_2$ , infatti, pur provenendo dall'unione di due atomi di idrogeno, è diventata una struttura del tutto nuova, con un assetto elettronico molto simile a quello del gas nobile elio e quindi più stabile.

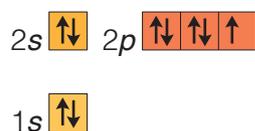
La forma di questo orbitale è, come ci si può aspettare, ovoidale, con l'asse maggiore giacente sulla linea che unisce i due nuclei, e il legame corrispondente prende il nome di **legame sigma** ( $\sigma$ ).

**Nel legame  $\sigma$  la sovrapposizione degli orbitali atomici avviene lungo l'asse che unisce i due nuclei.**

La molecola d'idrogeno  $H_2$  è composta di due nuclei immersi in una nuvola elettronica avente la massima densità nella zona tra i due nuclei stessi. In tale zona, infatti, la carica negativa è attratta più fortemente dalle due cariche positive.

Esaminiamo ora la formazione della molecola di fluoro,  $F_2$ .

Ciascuno degli atomi di fluoro, avendo una configurazione elettronica esterna  $s^2p^5$ ,



porta un orbitale  $p$  con un elettrone spaiato in grado di accoppiarsi con il corrispondente orbitale  $p$  di un altro atomo di fluoro, per dar luogo a un legame  $\sigma$  del tutto simile a quello che abbiamo precedentemente riscontrato nella molecola  $H_2$ .

Ricordiamo, tuttavia, che un orbitale  $p$  ha una forma diversa rispetto a un orbitale  $s$ ; esso infatti è costituito da due lobi simmetrici rispetto al nucleo (Fig. 9).

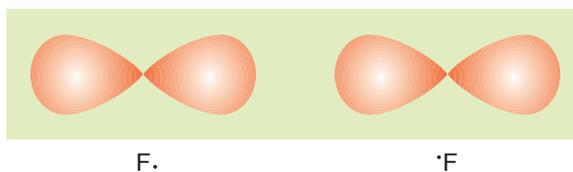


Fig. 9 Ciascun atomo di fluoro presenta un orbitale  $p$  con un elettrone spaiato.

Per sovrapposizione la carica elettrica si concentra tra i due nuclei, cosicché il lobo esterno di ognuno degli orbitali sovrapposti si riduce a piccole dimensioni.

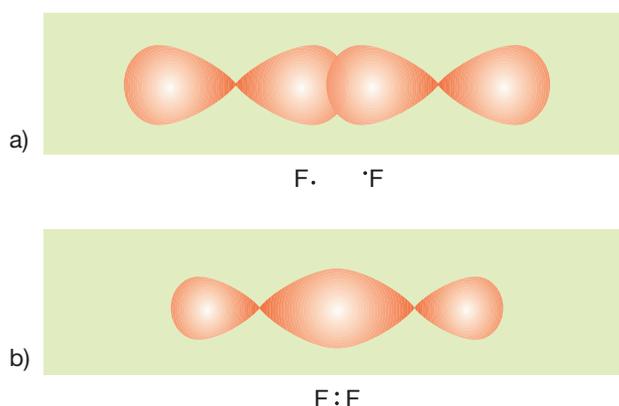
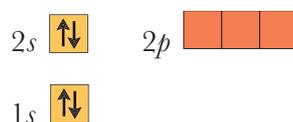


Fig. 10 Nella formazione del legame tra i due atomi di fluoro, la sovrapposizione (a) degli orbitali  $p$  dà origine alla formazione di un orbitale molecolare compreso tra i due nuclei (b).

Nonostante sia formato da orbitali atomici di tipo diverso, il legame sigma  $F-F$  ha la stessa forma del legame sigma  $H-H$ , con una simmetria cilindrica attorno alla linea di congiunzione dei due nuclei, ed è caratterizzato da una sua lunghezza e da una sua forza.

## Gli orbitali ibridi

La teoria VB, pur essendo più soddisfacente rispetto alla teoria di Lewis, presenta ancora alcune carenze. Essa infatti, così come è stata formulata, non potrebbe giustificare la formazione del legame chimico per quegli elementi che non presentano elettroni spaiati, come per esempio il berillio, Be, la cui configurazione è la seguente:



Essa, inoltre, non è in grado di giustificare la geometria di diverse molecole, i cui angoli di legame misurati sperimentalmente o dedotti attraverso il modello VSEPR non sono in accordo con gli angoli degli orbitali atomici che partecipano al legame.

A tal fine, L. Pauling ha proposto l'idea che gli orbitali  $s$  e  $p$ , ma per alcune molecole anche i  $d$ , possano, all'atto della formazione del legame, mescolarsi tra loro per dar luogo a nuovi orbitali uguali tra loro, ma di diversa forma e geometria rispetto agli orbitali di partenza.

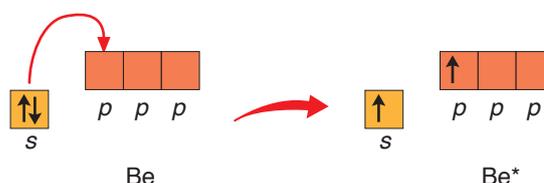
Tali orbitali vengono conseguentemente denominati **orbitali ibridi** e il processo di formazione è detto ibridizzazione.

**Nel processo di ibridizzazione due o più orbitali diversi si mescolano tra loro per dar luogo a nuovi orbitali ibridi uguali tra loro e in numero pari agli orbitali coinvolti nel processo.**

Esamineremo nei dettagli la formazione degli orbitali ibridi e la modalità di formazione di legami covalenti per gli atomi Be, B e C.

Il berillio, in base alla configurazione elettronica esterna  $2s^2$ , non potrebbe formare alcun legame covalente perché sprovvisto di elettroni spaiati. È noto, invece, che esso forma composti del tipo  $\text{BeH}_2$ , cioè con due legami covalenti.

Ciò è possibile se ammettiamo il "salto" di uno dei suoi due elettroni dall'orbitale  $s$  all'orbitale  $p$ , cioè il passaggio dallo stato fondamentale a quello eccitato:



Secondo questa nuova configurazione il  $\text{Be}^*$ , con i suoi due elettroni spaiati, può formare due legami. Attraverso tecniche particolari, che utilizzano i raggi X, si è visto inoltre che tali legami hanno la stessa lunghezza e formano un angolo di  $180^\circ$ .

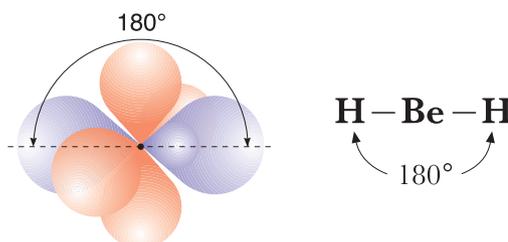
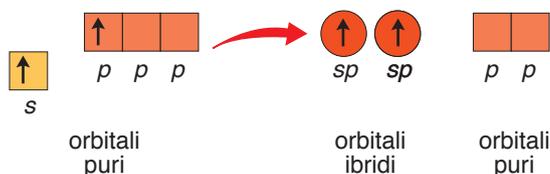


Fig. 11 Forma e direzione degli orbitali ibridi  $sp$ .

Ciò è dovuto al fatto che i due orbitali  $s$  e  $p$  si sono "fusi" insieme formando due nuovi orbitali con un elettrone spaiato ciascuno, che non hanno più le caratteristiche degli orbitali di partenza.

La “fusione” è un’operazione matematica fatta sulle equazioni degli orbitali puri di partenza in modo da ottenere le equazioni degli orbitali ibridi. Inoltre il numero di questi ultimi deve risultare identico a quello degli orbitali atomici originari. Tali orbitali, chiamati **orbitali ibridi  $sp$**  dagli orbitali atomici da cui derivano, si dispongono in maniera da raggiungere la massima distanza relativa (angolo di  $180^\circ$ ) per minimizzare la loro repulsione elettrostatica.



Il boro, nonostante la sua configurazione esterna  $2s^2 2p$ , forma composti del tipo  $BH_3$  la cui forma geometrica è trigonale planare, con angoli di legame di  $120^\circ$ .

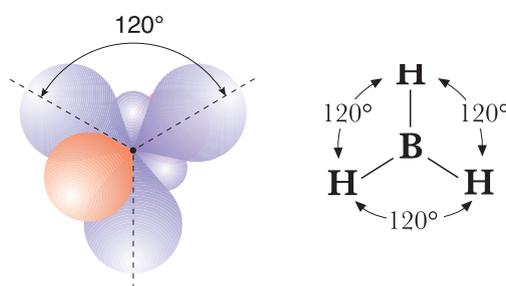
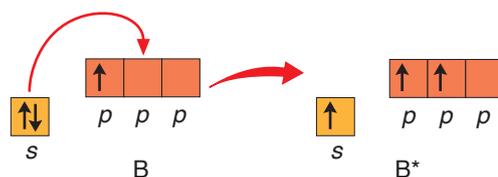
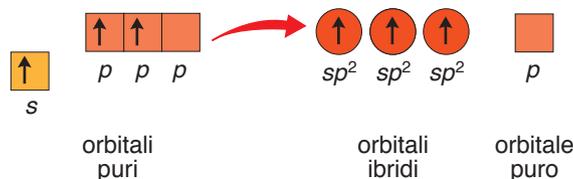


Fig. 12 Forma e direzione degli orbitali ibridi  $sp^2$ .

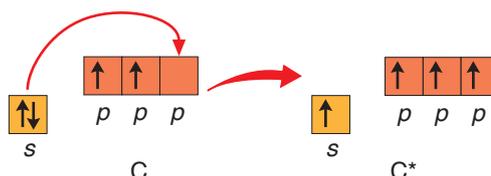
Anche in questo caso, uno dei suoi due elettroni  $s$  si disaccoppia, passando dall’orbitale  $s$  a un orbitale  $p$ :



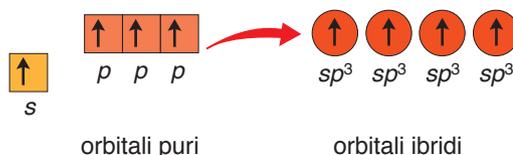
Dalla fusione dell’orbitale  $s$  con due orbitali  $p$  si ottengono tre nuovi **orbitali ibridi  $sp^2$**  contenenti ognuno un elettrone spaiato, che si disporranno a  $120^\circ$  l’uno dagli altri per raggiungere la massima distanza possibile.



Il carbonio, infine, può formare composti del tipo  $CCl_4$  (anziché  $CCl_2$ ) solo quando uno dei suoi elettroni  $2s$  passa nell’orbitale  $2p$  vuoto, come schematizzato nella figura riportata qui sotto:



La “fusione” dell’orbitale  $s$  con i tre orbitali  $p$  dà luogo a quattro nuovi **orbitali ibridi  $sp^3$**  con un elettrone spaiato ciascuno.



La molecola del  $\text{CH}_4$ , pertanto, risulta tetraedrica in quanto gli orbitali  $sp^3$  si dispongono a  $109,5^\circ$ , cioè verso i vertici di un tetraedro regolare, essendo questa la figura geometrica che permette la massima distanza tra i quattro orbitali e quindi la massima stabilità.

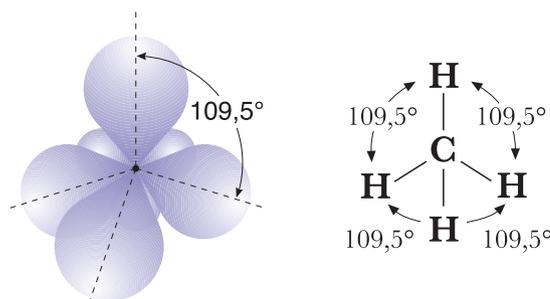
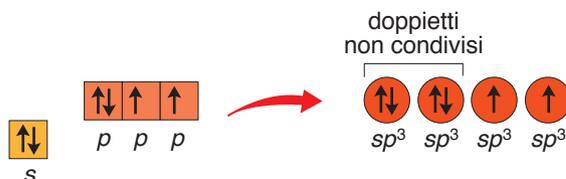


Fig. 13 Forma e direzione degli orbitali ibridi  $sp^3$ .

Il carbonio, però, può dar luogo anche alle ibridazioni  $sp^2$  e  $sp$  prima descritte, formando classi di composti diversi, importanti soprattutto in chimica organica, che avremo modo di approfondire più avanti.

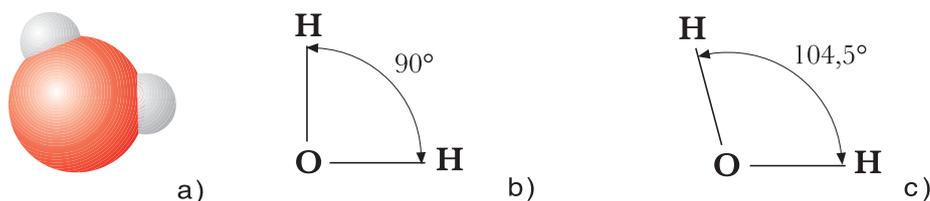
L’ibridazione degli orbitali spiega anche un’altra apparente anomalia riguardante la geometria molecolare di alcune importanti molecole come  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{NH}_3$ .

Si è visto, infatti, ai raggi X che i legami  $\text{H—O}$  della molecola dell’acqua formano un angolo di  $104,5^\circ$  circa, anziché di  $90^\circ$  come era prevedibile nel caso in cui fossero stati utilizzati gli orbitali  $p$  puri, i quali, come è noto, si trovano a  $90^\circ$ . Anche per l’ossigeno, allora, bisogna supporre che avvenga un’ibridazione dell’orbitale  $s$  con i tre orbitali  $p$ , con formazione di quattro orbitali  $sp^3$ . Due di questi ospitano un doppietto di elettroni non condiviso, cioè non impegnato in alcun legame, mentre gli altri ospitano ciascuno un elettrone spaiato:



Gli elettroni spaiati, accoppiandosi con i due elettroni dei due idrogeni, dovrebbero formare due legami con un angolo di  $109^\circ$ , come previsto per una disposizione tetraedrica.

Fig. 14 a) Modello molecolare dell’acqua. b) Geometria della molecola se l’ossigeno utilizzasse gli orbitali  $p$  puri. c) Reale geometria della molecola: l’ossigeno utilizza orbitali ibridi  $sp^3$ .



L'angolo di  $104,5^\circ$  osservato corrisponde, invece, a una disposizione tetraedrica distorta, giustificata dal fatto che i due orbitali ibridi  $sp^3$ , che contengono due elettroni non condivisi ciascuno, esercitano una repulsione maggiore sugli elettroni impegnati nei legami H—O. L'effetto globale è, pertanto, una contrazione dell'angolo HÔH, che da  $109^\circ$  passa a  $104,5^\circ$ .

Anche per l'azoto dell'ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ) bisogna supporre che utilizzi orbitali ibridi  $sp^3$  a struttura tetraedrica, con angoli però di  $107,3^\circ$  tra i legami N—H, per effetto della compressione, questa volta inferiore, esercitata da un solo doppietto non condiviso.

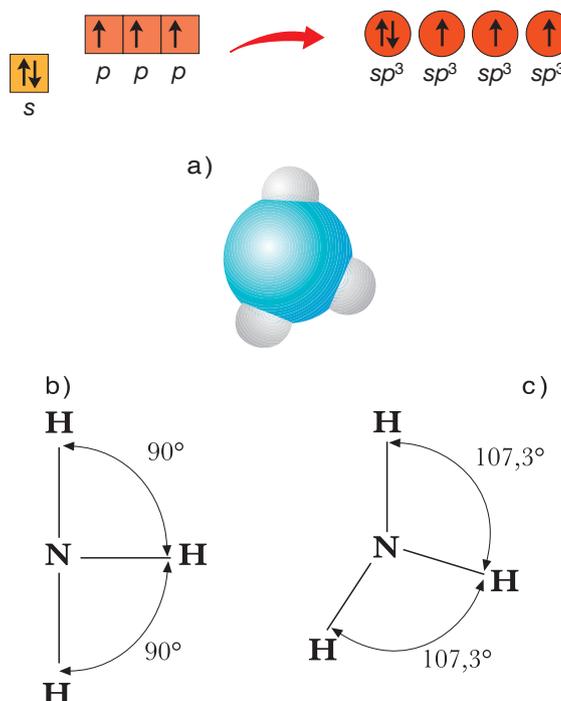


Fig. 15 a) Modello molecolare dell'ammoniaca.  
b) Geometria della molecola se l'azoto utilizzasse orbitali  $p$  puri.  
c) Reale geometria della molecola: l'azoto utilizza orbitali ibridi  $sp^3$ .

## STOP test di controllo

### Completa inserendo le parole mancanti.

- Secondo la teoria di valenza, il legame covalente  $\sigma$  si forma per ..... di due orbitali lungo la linea che unisce i due .....
- Due o più ..... diversi possono mescolarsi tra loro per formare nuovi orbitali, detti ....., di diversa ..... e geometria rispetto agli orbitali puri.
- Il numero di orbitali ibridi è ..... al numero di quelli che sono coinvolti nel processo di .....

### Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Il legame che si instaura tra due atomi di idrogeno è di tipo sigma. V F
- Gli orbitali  $sp^2$  sono trigonali planari. V F

### Scegli il completamento corretto tra quelli proposti.

- Gli orbitali ibridi  $sp^3$  sono in numero di...  
 a) due                      b) tre                      c) quattro
- Gli orbitali ibridi  $sp^2$  si ottengono combinando insieme...  
 a) 1 orbitale  $s$  e un orbitale  $2p$   
 b) 1 orbitale  $s$  e due orbitali  $p$   
 c) 1 orbitale  $s$  e un orbitale  $p^2$

## unità d1 Gli atomi si legano

### 1 La regola dell'ottetto

#### ... le conoscenze

- 1 Qual è la configurazione elettronica esterna di un gas nobile?
- 2 Spiega perché gli atomi tendono a legarsi tra loro per formare le molecole.
- 3 In che modo le molecole possono essere rappresentate con le formule di Lewis?
- 4 Che cosa stabilisce la regola dell'ottetto?
- 5 Qual è il numero di elettroni di valenza dell'elio?
- 6 Stabilisci quale gas nobile ha la stessa configurazione dello ione  $Mg^{2+}$  e quale, invece, ha la stessa configurazione dello ione  $Br^-$ .

#### ... le abilità

- 7 Utilizzando il simbolismo di Lewis, stabilisci il numero di elettroni di valenza per l'atomo di calcio e per l'atomo di cloro.
- 8 Rappresenta con il simbolismo di Lewis i seguenti atomi: C, N, O, F.
- 9 Utilizzando il simbolismo di Lewis, stabilisci il numero di elettroni di valenza per l'atomo di alluminio e per l'atomo di iodio.
- 10 Qual è il numero degli elettroni di valenza posseduti dallo ione calcio,  $Ca^{2+}$ , e dallo ione cloro,  $Cl^-$ ?
- 11 Per ciascuno dei seguenti atomi, stabilisci il numero di elettroni che tende a perdere o ad acquistare per raggiungere la configurazione stabile di ottetto: Li, Mg, N, S, Br.
- 12 Scrivi la configurazione elettronica dei gas nobili che hanno la stessa configurazione elettronica dei seguenti ioni:  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $B^{3+}$ ,  $O^{2-}$ ,  $I^-$ .

### 2 Il legame covalente

#### ... le conoscenze

- 13 Quando un legame chimico può essere definito covalente?
- 14 Che tipo di legame si instaura tra due atomi di cloro?
- 15 Da che cosa dipende la polarità dei legami covalenti?

16 Spiega che cosa s'intende per legame dativo e riporta alcuni esempi.

17 In quale caso il legame covalente è definito puro?

18 Che cosa s'intende per energia di legame?

19 Che cosa s'intende per lunghezza di legame?

20 Inserisci in ciascun quadratino la lettera della parola chiave corrispondente alla definizione.

1.  un legame formato dalla condivisione tra due atomi di due coppie di elettroni
2.  un tipo di legame nel quale una coppia di elettroni non è ugualmente condivisa
3.  tipo di legame chimico caratterizzato dalla condivisione di una o più coppie di elettroni di valenza
4.  tipo di legame in cui una coppia di elettroni è condivisa da due atomi, ma entrambi gli elettroni sono stati "donati" da un solo atomo
  - a. legame dativo
  - b. legame covalente
  - c. doppio legame
  - d. legame covalente polare

#### ... le abilità

21 Scrivi, per ciascuna delle seguenti molecole, la corrispondente formula di Lewis:  $H_2$ , HBr,  $F_2$ ,  $NH_3$ .

22 Scrivi, per ciascuna delle seguenti molecole, la corrispondente formula di Lewis:  $Cl_2$ ,  $PH_3$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ .

23 Uno ione idrogeno  $H^+$  può legarsi a una molecola di acqua. Stabilisci di che tipo di legame si tratta e scrivi la corrispondente formula di Lewis dello ione  $H_3O^+$ .

24 Uno ione idrogeno  $H^+$  può legarsi a una molecola di  $PH_3$ . Stabilisci il tipo di legame e scrivi la corrispondente formula di Lewis dello ione  $PH_4^+$ .

25 Indica quali dei seguenti legami covalenti è apolare

- a.  $Cl-Cl$
- b.  $N-H$
- c.  $Cl-N$
- d.  $H-P$

26 Indica quale dei seguenti legami covalenti è polare

- a.  $N-N$
- b.  $C-H$
- c.  $O-O$
- d.  $H-Br$

**27** Dalla tavola periodica ricava la differenza di elettronegatività per le seguenti coppie di atomi legati tra loro ed indica il tipo di legame che si instaura:

- a. Br—Cl .....  
 b. Br—F .....  
 c. I—Br .....  
 d. I—Cl .....

### 3 Il legame ionico

#### ... le conoscenze

- 28** Come puoi dalla tavola periodica stabilire se un legame tra due atomi è ionico oppure covalente?  
**29** Consultando la tavola periodica stabilisci se il composto  $K_2O$  presenta legami ionici o covalenti.  
**30** In che cosa consiste la differenza tra un legame ionico e un legame covalente?  
**31** Perché non si può parlare di formazione di molecola di LiF?

#### ... le abilità

- 32** Usa la tavola periodica per stabilire la carica ionica degli ioni provenienti dai seguenti metalli
- |             |             |
|-------------|-------------|
| a. Na ..... | e. K .....  |
| b. Be ..... | f. Ba ..... |
| c. Al ..... | g. Cs ..... |
| d. Sn ..... | h. B .....  |
- 33** Usa la tavola periodica per stabilire la carica ionica degli ioni provenienti dai seguenti non metalli
- |             |             |
|-------------|-------------|
| a. F .....  | d. I .....  |
| b. Br ..... | e. O .....  |
| c. S .....  | f. Cl ..... |
- 34** Rappresenta con la simbologia di Lewis la formazione del legame ionico tra il calcio e il cloro nel composto  $CaCl_2$ .  
**35** Rappresenta con la simbologia di Lewis la formazione del legame ionico tra il magnesio e l'ossigeno nel composto  $MgO$ .

### 4 La forma delle molecole

#### ... le conoscenze

- 36** Su quale principio si basa la teoria VSEPR?  
**37** Secondo quale principio si dispongono le coppie di elettroni appartenenti allo strato di valenza nel composto  $AlCl_3$ ?  
**38** Che tipo di geometria hanno i composti del tipo  $AX_3Y$ ?

**39** Perché il composto  $BH_3$  ha una geometria completamente diversa dall' $NH_3$ ?

#### ... le abilità

- 40** In accordo con la teoria VSEPR, suggerisci la forma geometrica della molecola  $SiCl_4$  e stabilisci il valore dell'angolo di legame.  
**41** In accordo con la teoria VSEPR, suggerisci la forma geometrica della molecola  $PH_3$  e della specie ionica  $NH_4^+$  e stabilisci il valore degli angoli di legame.  
**42** In accordo con la teoria VSEPR, suggerisci la forma geometrica della molecola  $H_2S$  e stabilisci il valore dell'angolo di legame.  
**43** In accordo con la teoria VSEPR, suggerisci la forma geometrica della molecola  $BF_3$  e stabilisci il valore dell'angolo di legame.  
**44** In accordo con la teoria VSEPR, suggerisci la forma geometrica della molecola  $BeI_2$  e stabilisci il valore dell'angolo di legame.

### 5 Il legame chimico secondo la meccanica ondulatoria

#### ... le conoscenze

- 45** In che cosa consiste la teoria del legame di valenza?  
**46** Che cosa si intende per legame sigma?  
**47** Descrivi la formazione degli orbitali ibridi  $sp^3$  per l'atomo di carbonio.  
**48** Descrivi la formazione degli orbitali ibridi  $sp^3$  per l'atomo di ossigeno.  
**49** Descrivi la formazione degli orbitali ibridi  $sp$  per l'atomo di berillio.  
**50** Che tipo di orbitali ibridi utilizza il boro nel composto  $BF_3$ ?  
**51** Come puoi spiegare la tetravalenza dell'atomo di carbonio?  
**52** Come puoi spiegare che l'angolo di legame nella molecola dell'ammoniaca è  $107,3^\circ$ ?

#### ... le abilità

- 53** Stabilisci quale tipo di orbitali ibridi utilizza il Be per formare il composto  $BeCl_2$ .  
**54** Stabilisci quale tipo di orbitali ibridi utilizza il C per formare il composto  $CCl_4$ .  
**55** Stabilisci quale tipo di orbitali ibridi utilizza l'Al per formare il composto  $AlCl_3$ .

**verifica le competenze**
**Esempio guidato**

- Descrivi il tipo di composto che si può ottenere dagli elementi calcio, Ca, e fluoro, F, e indica il tipo di legame che vi è coinvolto.

**Soluzione**

- Dalla tavola periodica ricaviamo che:
  - il calcio, Ca, ha numero atomico  $Z = 20$ , appartiene al secondo gruppo e possiede un valore di elettronegatività pari a 1;
  - il fluoro, F, ha numero atomico  $Z = 9$ , appartiene al settimo gruppo e possiede un valore di elettronegatività pari a 4;
- Dalla differenza  $\Delta E = 4 - 1 = 3$  che è maggiore di 1,9, si deduce che il legame che si può instaurare tra i due atomi è di tipo ionico.
- Scriviamo le configurazioni elettroniche relative ai due elementi:  
 Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$       F:  $1s^2 2s^2 2p^5$
- Esaminando le due configurazioni elettroniche scopriamo che il calcio possiede 2 elettroni di valenza, mentre il fluoro ne possiede 7. Pertanto, il calcio tenderà a perdere i 2 elettroni esterni trasformandosi nello ione  $\text{Ca}^{2+}$ , isoelettronico al gas nobile argon; il fluoro invece tenderà ad acquistare 1 elettrone trasformandosi nello ione  $\text{F}^-$ , isoelettronico al gas nobile neon.
- I due ioni così ottenuti, daranno luogo a un composto ionico.
- Poiché lo ione calcio possiede due cariche positive, mentre lo ione fluoro possiede una sola carica negativa, il rapporto tra i due ioni sarà di 1 : 2, cioè  $\text{CaF}_2$ .

**56** Descrivi quale composto si può ottenere dai due elementi potassio, K, e cloro, Cl, e indica il tipo di legame coinvolto.

**57** A quale tipo di composto possono dar luogo gli elementi litio, Li, e ossigeno, O? Descrivi il suo processo di formazione.

**Esempio guidato**

- Esamina la posizione nella tavola periodica degli elementi Si ed H e descrivi il tipo di composto a cui possono dar luogo.

**Soluzione**

- Dalla tavola periodica si desume che il Si ha numero atomico  $Z = 14$ , appartiene al quarto gruppo e al terzo periodo e ha un valore di elettronegatività pari a 1,8.

**b.** L'idrogeno, come sappiamo, ha numero atomico  $Z = 1$  e un valore di elettronegatività pari a 2,1.

**c.** Scriviamo le configurazioni elettroniche dei due elementi:  
 Si:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$       H:  $1s^1$

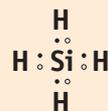
**d.** Dai valori di elettronegatività dei due elementi si deduce che la differenza  $\Delta E = 2,1 - 1,8 = 0,3$  è indicativa per un tipo di legame covalente pressoché apolare.

**e.** Dalla configurazione elettronica scopriamo che il silicio possiede 4 elettroni di valenza e l'idrogeno ne possiede soltanto 1. Pertanto, le corrispondenti formule di Lewis saranno:

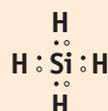


**f.** Per raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino, l'Ar, al silicio occorrono 4 elettroni, mentre all'idrogeno per raggiungere quella dell'elio ne basta 1.

**g.** Il silicio pertanto formerà 4 legami covalenti con altrettanti idrogeni dando luogo al composto  $\text{SiH}_4$ , la cui formula di Lewis è:



**h.** In accordo con la teoria VSEPR, i 4 legami Si-H saranno diretti verso i vertici di un tetraedro regolare e l'angolo di legame H-Si-H sarà di  $109,5^\circ$ .



**58** Indica il tipo di composto che si forma dagli elementi carbonio, C, e cloro, Cl, e descrivi il processo di formazione secondo la teoria del legame di valenza e la sua geometria molecolare secondo la teoria VSEPR.

**59** Indica il tipo di composto che si forma dagli elementi boro, B, e bromo, Br, e descrivi il processo di formazione secondo la teoria del legame di valenza e la sua geometria molecolare secondo la teoria VSEPR.

**60** Indica il tipo di composto che si forma dagli elementi berillio, Be, e cloro, Cl, e descrivi il processo di formazione secondo la teoria del legame di valenza e la sua geometria molecolare secondo la teoria VSEPR.

**61** Indica il tipo di composto che si forma dagli elementi fosforo, P, e idrogeno, H, e descrivi il processo di formazione secondo la teoria del legame di valenza e la sua geometria molecolare secondo la teoria VSEPR.



# unità d2 Nomi e formule dei composti

## 1 Dai simboli alla formula

### obiettivo

Saper determinare la valenza degli elementi dai rapporti di combinazione

Studiando il legame chimico nell'unità precedente, abbiamo potuto osservare in che modo gli atomi degli elementi formano legami per costruire le molecole. A tale proposito abbiamo definito la **valenza** come il numero di legami che l'atomo di un elemento è in grado di formare con altri atomi.

Già prima che si conoscesse la natura elettronica del legame chimico, la valenza era lo strumento utilizzato dai chimici per ricavare le formule dei composti. Essa non scaturiva da considerazioni teoriche, ma da un criterio empirico basato sui **rapporti di combinazione** degli elementi. Tale criterio partiva dalla scelta dell'idrogeno come elemento di riferimento, in quanto è il più semplice, e dell'ossigeno, per la sua capacità di combinarsi con la maggior parte degli elementi.

Esaminiamo un insieme di composti binari dell'idrogeno e osserviamo le loro formule molecolari, ricavate dai loro rapporti ponderali di combinazione.



Fig. 1 Nel metano,  $\text{CH}_4$ , il carbonio ha valenza 4.

$\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$  sono quattro esempi di composti binari di elementi che hanno un diverso modo di combinarsi con l'idrogeno. In particolare, nell'acido fluoridrico,  $\text{HF}$ , un atomo di F si combina con un atomo di H, mentre nell'acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ , un atomo di ossigeno richiede due atomi di idrogeno; nell'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ , e nel metano,  $\text{CH}_4$ , i rapporti di combinazione sono rispettivamente 1 : 3 e 1 : 4 (Tab. 1).

Tab. 1 Valenza rispetto all'idrogeno

Sostanza	Formula	Valenza dell'elemento
acido fluoridrico	$\text{HF}$	1
acqua	$\text{H}_2\text{O}$	2
ammoniaca	$\text{NH}_3$	3
metano	$\text{CH}_4$	4

Su questa capacità di combinazione è stata definita la valenza:

**la valenza rappresenta il numero di atomi di idrogeno che un atomo di un certo elemento è capace di legare.**

Sulla base della definizione di valenza, diciamo che il fluoro F, l'ossigeno O, l'azoto N e il carbonio C sono rispettivamente **monovalente**, **bivalente**, **trivalente** e **tetravalente**.

Per quegli elementi che non sono in grado di combinarsi con l'idrogeno bisogna scegliere un altro elemento, di cui si conosca la valenza, in grado di formare composti binari con questi elementi.

L'ossigeno è l'elemento che meglio si presta a tale scopo in quanto, come si è detto, si combina con quasi tutti gli elementi. Esso ha valenza 2, dal momento che, come sappiamo, nella molecola dell'acqua,  $H_2O$ , il rapporto di combinazione con l'idrogeno è 1 : 2.

L'ossigeno si comporta da elemento bivalente anche con la maggior parte degli altri elementi e per questo motivo può essere utilizzato per ricavare la loro valenza. Pertanto dai composti  $Na_2O$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$  e  $CO_2$  possiamo stabilire che il sodio è monovalente, il calcio è bivalente, l'alluminio è trivalente e il carbonio è tetravalente.

**Tab. 2 Valenza rispetto all'ossigeno**

Sostanza	Formula	Valenza dell'elemento
ossido di sodio	$Na_2O$	1
monossido di carbonio	$CO$	2
ossido di alluminio	$Al_2O_3$	3
anidride carbonica	$CO_2$	4
anidride fosforica	$P_2O_5$	5
anidride solforica	$SO_3$	6

## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- La valenza di un elemento può essere rappresentata da un numero frazionario. **V F**
- La valenza di un elemento può essere ricavata soltanto dai suoi composti binari con l'idrogeno. **V F**
- L'ossigeno può essere utilizzato per ricavare la valenza di numerosi elementi. **V F**
- Nell'acqua la valenza dell'idrogeno è doppia rispetto a quella dell'ossigeno. **V F**

Scegli il completamento corretto tra quelli proposti.

- La valenza di un elemento è un numero intero...
  - senza segno
  - con segno positivo
  - con segno negativo
- Nel composto  $SnO_2$  lo stagno è...
  - monovalente
  - bivalente
  - tetravalente

### obiettivo

Capire perché è necessario utilizzare il numero di ossidazione piuttosto che la valenza

## 2 Il numero di ossidazione

Il concetto di valenza, così come è stato ricavato, non tiene conto dei tipi di legami coinvolti nelle molecole e non lascia vedere in che modo gli atomi hanno utilizzato gli elettroni di valenza.

Prendiamo in considerazione, per esempio, due composti binari dell'idrogeno:



In entrambi i casi si tratta di legami covalenti polari.

Nel caso del composto HCl, essendo l'idrogeno l'elemento meno elettronegativo, quindi più elettropositivo, la polarità del legame sarà del tipo:



mentre nel caso di LiH lo stesso legame avrà polarità inversa, in quanto il litio è un elemento più elettropositivo dell'idrogeno:



Da quanto detto non è più sufficiente affermare che un elemento è mono-, bi-, o trivalente, ma bisogna anche mettere in evidenza il tipo di legame in cui è coinvolto. Per entrambi i casi esaminati si può dire infatti che l'idrogeno è monovalente, ma nell'HCl è monovalente positivo, mentre in LiH è monovalente negativo. Se alla valenza si associa anche il segno + o - si ottiene il **numero di ossidazione**.

**Il numero di ossidazione di un atomo in un composto rappresenta la carica che l'atomo assumerebbe se gli elettroni di legame fossero attribuiti all'atomo più elettronegativo.**

Pertanto diremo che l'idrogeno ha numero di ossidazione **+1** nel composto HCl e numero di ossidazione **-1** nel composto LiH.

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

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
3, 4	3, 4	3	3	2, 3	2, 3	3	3, 4	3	3	3	2, 3	2, 3	3
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
4	4, 5	3, 4, 5, 6	3, 4, 5, 6	3, 4, 5, 6	3, 4, 5, 6		3, 4	3	-	-	-	-	-

Fig. 2 Principali numeri di ossidazione degli elementi della tavola periodica.

## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Il numero di ossidazione può essere positivo o negativo. **V F**
- Il numero di ossidazione è sempre la carica elettrica reale di un atomo in una molecola. **V F**
- Nel composto HCl l'idrogeno è l'elemento più elettropositivo. **V F**
- Nel composto LiH l'idrogeno è monovalente positivo. **V F**

Completa la frase inserendo le parole mancanti.

- Associando il segno + o il segno - alla ..... si ottiene il numero di ..... di un elemento che tiene conto non solo del numero di ....., ma anche del ..... di legami in cui l'elemento è coinvolto.

**obiettivo**

Saper attribuire il numero di ossidazione a qualunque elemento

### 3 La determinazione del numero di ossidazione

Per attribuire correttamente il numero di ossidazione (n.o.) ai vari elementi occorre seguire regole ben precise che tengono conto della loro elettronegatività.

**1** Gli atomi di una sostanza allo stato elementare hanno sempre numero di ossidazione 0.

Pertanto:

- l'azoto, **N**, nella molecola  $N_2$ , l'ossigeno, **O**, nella molecola  $O_2$  e lo zolfo, **S**, nell' $S_8$  hanno numero di ossidazione 0, in quanto nella formazione delle rispettive molecole tali elementi non hanno né ceduto né acquistato elettroni. Il numero di ossidazione 0 va attribuito anche agli elementi monoatomici come Al, Fe, Zn ecc.

**2** In un legame covalente gli elettroni condivisi vengono formalmente attribuiti all'atomo dell'elemento più elettronegativo.

Pertanto:

- l'ossigeno, **O**, nell' $H_2O$  ha numero di ossidazione -2 in quanto è più elettronegativo dell'idrogeno;
- l'ossigeno, **O**, nel composto  $OF_2$  ha numero di ossidazione +2 essendo il fluoro, **F**, l'unico elemento più elettronegativo dell'ossigeno;
- nei perossidi che, come vedrai, sono composti in cui due ossigeni sono legati tra loro, l'ossigeno, **O**, ha numero di ossidazione -1;
- l'idrogeno, **H**, nel composto  $H_2O$  ha numero di ossidazione +1 essendo più elettropositivo dell'ossigeno, mentre nel composto NaH ha numero di ossidazione -1 in quanto è il sodio l'elemento più elettropositivo.

**3** Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione corrispondente alla loro carica elettrica.

Pertanto:

- il sodio **Na** in  $Na^+$ , il magnesio **Mg** in  $Mg^{2+}$  e l'alluminio **Al** in  $Al^{3+}$  hanno rispettivamente numero di ossidazione +1, +2 e +3.

**4** In uno ione poliatomico, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi che lo compongono deve corrispondere alla carica dello ione stesso.

Pertanto:

- in  $OH^-$  l'ossigeno, **O**, ha numero di ossidazione -2, l'idrogeno, **H**, ha numero di ossidazione +1 cosicché la somma algebrica risulta -1;
- in  $SO_4^{2-}$  i quattro ossigeni, **O**, hanno numero di ossidazione -2 per cui risulta una carica formale uguale a  $-2 \cdot 4 = -8$ . Lo zolfo quindi dovrà avere n.o. +6 affinché la somma  $-8 + 6 = -2$  corrisponda alla carica dello ione.

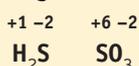


■ Fig. 3 Cristalli di zolfo.

## Segui l'esempio

● **Determiniamo il numero di ossidazione dello zolfo in due suoi composti binari:  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{SO}_3$ .**

- Lo zolfo nel primo composto avrà numero di ossidazione  $-2$ , essendo più elettronegativo dell'idrogeno; nel secondo composto, invece, il suo numero di ossidazione sarà  $+6$ , essendo lo zolfo meno elettronegativo dell'ossigeno:



### Applica

**Determina il numero di ossidazione del cloro nei composti:  $\text{HCl}$  e  $\text{Cl}_2\text{O}$ .**

● **Determiniamo il numero di ossidazione dello zolfo in due suoi composti ternari:  $\text{H}_2\text{SO}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .**

- $\text{H}_2\text{SO}_3$
- Ricordiamo che n.o di H =  $+1$  e n.o di O =  $-2$
- La somma dei numeri di ossidazione di questi elementi moltiplicato il proprio indice darà:

$$\begin{array}{r} +1 \cdot 2 = +2 \\ -2 \cdot 3 = -6 \\ \hline -4 \end{array}$$

- Poiché si tratta di una molecola neutra, per ottenere il n.o. dello zolfo, che indicheremo con  $x$ , basterà uguagliare a 0 il risultato della somma precedentemente ottenuta:

$$-4 + x = 0 \quad \text{da cui} \quad x = +4$$

–  $\text{H}_2\text{SO}_4$

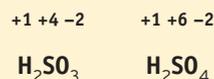
- Con lo stesso procedimento di prima otteniamo la somma:

$$\begin{array}{r} +1 \cdot 2 = +2 \\ -2 \cdot 4 = -8 \\ \hline -6 \end{array}$$

- uguagliando a 0 si ha:

$$-6 + x = 0 \quad \text{da cui} \quad x = +6$$

Riepilogando possiamo scrivere:



### Applica

**Determina il numero di ossidazione del fosforo, P, in  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e dell'azoto, N, in  $\text{NH}_3$ .**

● **Determiniamo il numero di ossidazione dell'azoto in due ioni che lo contengono:  $\text{NH}_4^+$  ed  $\text{NO}_3^-$**

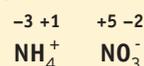
- $\text{NH}_4^+$
- Ricordiamo che per uno ione la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi che ne fanno parte, ciascuno moltiplicato per il proprio indice, corrisponde alla carica dello ione stesso;
- Ricordiamo che il n.o. di H =  $+1$ , da cui:
 
$$+1 \cdot 4 = +4$$
- In questo caso il risultato ottenuto va uguagliato a  $+1$ , essendo  $+1$  la carica dello ione:
 
$$+4 + x = +1 \quad \text{da cui} \quad x = +1 - 4 = -3$$

–  $\text{NO}_3^-$

- seguendo lo stesso procedimento si ha: n.o. di O =  $-2$  da cui:  $-2 \cdot 3 = -6$
- il risultato ottenuto in questo caso va uguagliato a  $-1$ , essendo  $-1$  la carica dello ione:

$$-6 + x = -1 \quad \text{da cui} \quad x = -1 + 6 = +5$$

Riepilogando possiamo scrivere:



### Applica

**Calcola il numero di ossidazione del manganese, Mn, in  $\text{MnO}_4^-$  e del fosforo, P, in  $\text{PO}_4^{3-}$ .**

## STOP test di controllo

**Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).**

1. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è sempre  $-2$ . V F
2. Nell' $\text{OF}_2$  il numero di ossidazione dell'ossigeno è  $-2$ . V F
3. Allo stato elementare gli atomi hanno sempre numero di ossidazione zero. V F
4. Nel composto LiH l'idrogeno ha numero di ossidazione  $-1$ . V F

## 4 Classificazione e nomenclatura dei composti inorganici

### obiettivo

Conoscere i diversi sistemi di nomenclatura dei composti inorganici



Fig. 4 Secondo la nomenclatura ufficiale, il nome dell'acqua è ossido di idrogeno.

Visto il crescente numero di sostanze di giorno in giorno scoperte, si è sentita l'esigenza di elaborare un sistema convenzionale di nomi che, adottato dalla Comunità scientifica, servisse ad attribuire un nome specifico alla formula di ciascun composto. Per alcune sostanze però, anziché usare la nomenclatura ufficiale, si ricorre ancora ai nomi di uso comune. È il caso di  $\text{H}_2\text{O}$  e di  $\text{NH}_3$ , per esempio, che continuiamo a chiamare “acqua” e “ammoniaca” e non “ossido di idrogeno” e “idruro di azoto”.

Prima di passare in rassegna le varie nomenclature dei composti inorganici, occorre richiamare alcuni principi generali sul modo di rappresentare le formule:

- la molecola di ciascun composto è rappresentata da una formula costituita dai simboli degli elementi che la compongono, ciascuno dei quali porta un indice a pedice che indica quanti atomi di quell'elemento sono presenti nella molecola;
- nella maggior parte dei casi la molecola di ciascun composto consta di due parti: la **parte sinistra, a carattere positivo**, il più delle volte costituita da elementi metallici, da cationi o da idrogeni, e la **parte destra, a carattere negativo**, costituita di norma da non metalli o da anioni;
- le formule dei composti binari, quelli cioè formati da due elementi, per convenzione portano a sinistra l'elemento più elettropositivo e a destra quello più elettronegativo. Per l'acqua, per esempio, la formula sarà  $\text{H}_2\text{O}$  e non  $\text{OH}_2$ ;
- per ciascuna formula vale sempre la regola, più volte citata, secondo la quale la somma dei numeri di ossidazione degli atomi degli elementi “positivi” (e quindi posti a sinistra), ciascuno moltiplicato per il rispettivo indice posto a pedice, deve essere uguale, ma di segno opposto, alla somma dei numeri di ossidazione degli atomi degli elementi “negativi” (posti a destra), ciascuno moltiplicato per il rispettivo indice posto a pedice.

Esistono tre diversi sistemi di nomenclatura:

- la **nomenclatura tradizionale**: si basa sulla distinzione degli elementi in metalli e non metalli e sul loro numero di ossidazione quando formano le molecole. Utilizza suffissi latini da aggiungere come -oso, -ico, -ato, -ito o i prefissi ipo-, per- da anteporre alla radice dell'elemento base del composto;
- la **nomenclatura di Stock**: non tiene conto della distinzione tra metalli e non metalli, ma si basa sul numero di ossidazione degli elementi che viene indicato con cifre romane tra parentesi, ma letto come numero arabo;
- la **nomenclatura IUPAC**: si basa su alcune regole convenzionali stabilite da una Commissione Internazionale di Chimici (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), redatte nel 1959 e continuamente aggiornate.

In questa nomenclatura si privilegia l'aspetto sistematico dei nomi dei composti, tralasciando di evidenziarne le caratteristiche e si limita alla distinzione tra composti binari e composti ternari.

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Nella formula dei composti binari l'elemento più elettropositivo è posto a destra. **V F**
2. La nomenclatura di Stock si basa sul numero di ossidazione degli elementi. **V F**

Completa la frase inserendo le parole mancanti.

3. Nella nomenclatura di Stock il numero di ..... degli elementi viene indicato con numeri ..... tra parentesi.

## 5 I composti binari

### obiettivo

Sapere assegnare i nomi ai composti binari in base alle diverse nomenclature

I composti binari sono composti costituiti da due soli elementi. Essi vengono suddivisi in due gruppi distinti:

- gli **ossidi**, composti binari dell'ossigeno;
- gli **idruri** e gli **idracidi**, composti binari dell'idrogeno.

### Ossidi

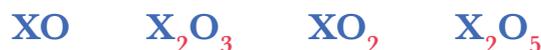
I composti binari di tutti gli elementi che si combinano **con l'ossigeno** sono chiamati **ossidi**. In essi l'ossigeno ha sempre numero di ossidazione  $-2$  e segue nella formula l'elemento con cui è combinato.

La formula di un ossido, pertanto, si scrive facendo precedere il simbolo dell'ossigeno dal simbolo dell'altro elemento e attribuendo gli indici a seconda del numero di ossidazione.

Per un generico elemento X avente numero di ossidazione  $+1$ , l'ossido assume la formula:



mentre per gli elementi aventi numero di ossidazione  $+2$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+5$ , gli ossidi assumono rispettivamente le formule:



### Nomenclatura tradizionale

Secondo la nomenclatura tradizionale, gli ossidi vengono a loro volta suddivisi in **ossidi basici** e **ossidi acidi**.

### Ossidi basici

Gli **ossidi basici** sono composti binari di **metalli con l'ossigeno**.

Il loro nome è ottenuto facendo seguire alla dicitura **ossido di...** il nome del metallo, nel caso in cui quest'ultimo presenti un solo numero di ossidazione.

Quando, invece, il metallo presenta due numeri di ossidazione, la parola **ossido** è seguita dalla radice del nome del metallo portante la desinenza **-oso** o **-ico** per indicare i due diversi possibili numeri di ossidazione (**-oso** per il minore e **-ico** per il maggiore).

Fig. 5 La wustite (sopra) e l'ematite (sotto): minerali ad alto contenuto di ossido ferroso.



Tab. 3 Nomenclatura tradizionale degli ossidi basici

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
sodio	Na	+1	Na <sub>2</sub> O	ossido di sodio
ferro	Fe	+2	FeO	ossido ferroso
		+3	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido ferrico
rame	Cu	+1	Cu <sub>2</sub> O	ossido rameoso
		+2	CuO	ossido rameico
piombo	Pb	+2	PbO	ossido piomboso
		+4	PbO <sub>2</sub>	ossido piombico

### Ossidi acidi

Gli **ossidi acidi** o **anidridi** sono composti binari di **non metalli con l'ossigeno**. Per la loro nomenclatura valgono le stesse regole viste per gli ossidi basici. I non metalli, però, hanno spesso più di due numeri di ossidazione. Usando la nomenclatura tradizionale, si sostituisce al termine ossido il termine **anidride** e

si usano le desinenze **-osa** e **-ica** per i numeri di ossidazione intermedi e i prefissi **ipo-** e **per-** rispettivamente per i numeri di ossidazione più piccolo e più grande.

**Tab. 4** Nomenclatura tradizionale degli ossidi acidi

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
fosforo	P	+3	$P_2O_3$	anidride fosforosa
		+5	$P_2O_5$	anidride fosforica
cloro	Cl	+1	$Cl_2O$	anidride ipoclorosa
		+3	$Cl_2O_3$	anidride clorosa
		+5	$Cl_2O_5$	anidride clorica
		+7	$Cl_2O_7$	anidride perclorica

## Perossidi

I **perossidi** sono particolari ossidi di elementi contenenti **due atomi di ossigeno** legati tra di loro:  $\text{— O — O —}$ . Il raggruppamento che ne deriva pertanto avrà numero di ossidazione globale  $-2$  dal momento che nel legame con se stesso l'ossigeno assume numero di ossidazione zero.

I perossidi contengono quindi un atomo di ossigeno in più rispetto ai corrispondenti ossidi. Così, per esempio, all'ossido  $Na_2O$  corrisponderà il perossido  $Na_2O_2$ , mentre all'acqua,  $H_2O$  (ossido di idrogeno), corrisponderà il perossido di idrogeno,  $H_2O_2$  (acqua ossigenata), e così via.

Fig. 6 Perossido di idrogeno,  $H_2O_2$ .



**Tab. 5** Nomenclatura tradizionale dei perossidi

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
idrogeno	H	+1	$H_2O_2$	perossido di idrogeno
sodio	Na	+1	$Na_2O_2$	perossido di sodio
bario	Ba	+2	$BaO_2$	perossido di bario

## Nomenclatura di Stock

Questa nomenclatura, come si è detto, non tiene conto della distinzione tra metalli e non metalli e, di conseguenza, non distingue gli ossidi basici dagli ossidi acidi. Essa si basa soltanto sul numero di ossidazione dell'elemento legato all'ossigeno. Il nome si ottiene quindi utilizzando il termine **ossido di...** seguito da un numero romano tra parentesi, per indicare il numero di ossidazione dell'elemento, quando ne presenta più di uno.

**Tab. 6** Nomenclatura degli ossidi secondo la notazione di Stock

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
sodio	Na	+1	$Na_2O$	ossido di sodio
calcio	Ca	+2	$CaO$	ossido di calcio
ferro	Fe	+2	$FeO$	ossido di ferro (II)
		+3	$Fe_2O_3$	ossido di ferro (III)
stagno	Sn	+2	$SnO$	ossido di stagno (II)
		+4	$SnO_2$	ossido di stagno (IV)
arsenico	As	+3	$As_2O_3$	ossido di arsenico (III)
		+5	$As_2O_5$	ossido di arsenico (V)
zolfo	S	+4	$SO_2$	ossido di zolfo (IV)
		+6	$SO_3$	ossido di zolfo (VI)
cloro	Cl	+1	$Cl_2O$	ossido di cloro (I)
		+3	$Cl_2O_3$	ossido di cloro (III)
		+5	$Cl_2O_5$	ossido di cloro (V)
		+7	$Cl_2O_7$	ossido di cloro (VII)

## Nomenclatura IUPAC

Questa nomenclatura, come quella di Stock, non tiene conto della distinzione tra i due tipi di ossidi, ma si limita a “leggere” la formula in maniera sistematica e razionale tralasciando di evidenziare le proprietà dei composti.

Il nome si ottiene sempre utilizzando il termine **ossido di...** che viene però preceduto dai prefissi **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-** ecc. in base al numero di atomi di ossigeno presenti nella formula. Tale nome viene seguito dal nome dell'elemento preceduto a sua volta dal prefisso **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-** ecc. per indicare il numero di atomi con cui l'elemento compare nel composto. Normalmente il prefisso **mono-** viene tralasciato.

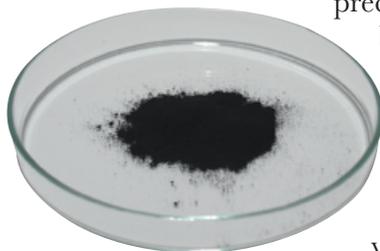


Fig. 7 Ossido di rame,  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

Tab. 7 I nomi degli ossidi secondo le 3 nomenclature

Formula	Nome tradizionale	Notazione di Stock	Nome (IUPAC)
$\text{K}_2\text{O}$	ossido di potassio	ossido di potassio	(mon)ossido di dipotassio
$\text{FeO}$	ossido ferroso	ossido di ferro (II)	(mon)ossido di ferro
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	ossido ferrico	ossido di ferro (III)	triossido di diferro
$\text{CO}_2$	anidride carbonica	ossido di carbonio (IV)	diossido di carbonio
$\text{Cl}_2\text{O}$	anidride ipoclorosa	ossido di cloro (I)	(mon)ossido di dicloro
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	anidride clorosa	ossido di cloro (III)	triossido di dicloro
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	anidride clorica	ossido di cloro (V)	pentaossido di dicloro
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	anidride perclorica	ossido di cloro (VII)	eptaossido di dicloro

## Idruri e idracidi

Gli idruri e gli idracidi sono composti binari degli elementi **con l'idrogeno**.

Nel caso in cui l'elemento è un **metallo fortemente elettropositivo**, si hanno gli **idruri**. Essi sono composti di natura ionica nei quali l'idrogeno è presente col numero di ossidazione  $-1$ . Pertanto nella formula il suo simbolo viene posto a destra del simbolo del metallo:  $\text{LiH}$ ,  $\text{KH}$  ecc.

Nel caso in cui invece l'elemento è un **non metallo**, si hanno gli **idracidi**. In questo caso l'idrogeno ha numero di ossidazione  $+1$  e, pertanto, nella formula il suo simbolo precederà quello del non metallo:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  ecc.

### Nomenclatura tradizionale

Secondo questa nomenclatura il nome degli idruri si ottiene semplicemente utilizzando il termine **idruro di...** seguito dal nome del metallo, con l'eventuale aggiunta della desinenza **-oso** oppure **-ico** quando il metallo presenta due diversi stati di ossidazione: idruro di litio, idruro rameoso, idruro rameico ecc.

Per gli idracidi, invece, il nome viene ottenuto aggiungendo la desinenza **-idrico** alla radice del nome del non metallo preceduta dal termine **acido**: acido cloridrico, acido solfidrico ecc.



Fig. 8 Acido cloridrico.

Tab. 8 Nomenclatura tradizionale degli idruri

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
litio	Li	+1	$\text{LiH}$	idruro di litio
calcio	Ca	+2	$\text{CaH}_2$	idruro di calcio
alluminio	Al	+3	$\text{AlH}_3$	idruro di alluminio

Tab. 9 Nomenclatura tradizionale degli idracidi

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
fluoro	F	$-1$	$\text{HF}$	acido fluoridrico
cloro	Cl	$-1$	$\text{HCl}$	acido cloridrico
bromo	Br	$-1$	$\text{HBr}$	acido bromidrico
iodio	I	$-1$	$\text{HI}$	acido iodidrico
zolfo	S	$-2$	$\text{H}_2\text{S}$	acido solfidrico

## Nomenclatura di Stock

Come per gli ossidi, anche per gli **idruri**, secondo la nomenclatura di Stock, il nome si ottiene aggiungendo al nome della nomenclatura tradizionale il numero romano tra parentesi corrispondente al numero di ossidazione (Tab. 10).

**Tab. 10** Nomenclatura di Stock degli idruri

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
litio	Li	+1	LiH	idruro di litio
calcio	Ca	+2	CaH <sub>2</sub>	idruro di calcio (II)
alluminio	Al	+3	AlH <sub>3</sub>	idruro di alluminio (III)

Per gli **idracidi**, che costituiscono un piccolo gruppo di solo sei composti binari dell'idrogeno, la nomenclatura di Stock non prevede alcuna variazione rispetto alla nomenclatura tradizionale.

## Nomenclatura IUPAC

La nomenclatura IUPAC è unica per tutti i composti binari dell'idrogeno. Il nome di questi composti viene formato aggiungendo la desinenza **-uro al nome dell'elemento più elettronegativo**, seguito da **di** e dal nome dell'elemento più elettropositivo. I prefissi mono-, di- e tri- vengono utilizzati per indicare il numero degli atomi presenti nel composto.

Di conseguenza, per gli **idruri**, la desinenza **-uro** va aggiunta **all'idrogeno**, che è l'elemento più elettronegativo: idruro di litio, diidruro di bario.

Per gli **idracidi**, invece, la desinenza **-uro** va aggiunta **al non metallo**, che è l'elemento più elettronegativo, e il prefisso **mono-**, **di-** ecc. precederà l'idrogeno: cloruro di idrogeno, solfuro di diidrogeno.

**Tab. 11** I nomi dei composti binari dell'idrogeno secondo le tre nomenclature

Formula	Nome tradizionale	Notazione di Stock	Nome (IUPAC)
LiH	idruro di litio	idruro di litio	idruro di litio
CaH <sub>2</sub>	idruro di calcio	idruro di calcio (II)	diidruro di calcio
AlH <sub>3</sub>	idruro di alluminio	idruro di alluminio (III)	triidruro di alluminio
HF	acido fluoridrico	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
HCl	acido cloridrico	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
H <sub>2</sub> S	acido solfidrico	acido solfidrico	solfuro di diidrogeno

## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Gli ossidi basici sono i composti ossigenati dei non metalli. V F
2. La desinenza -idrico è utilizzata per i composti binari dei metalli con l'idrogeno. V F
3. Nella formula degli idruri, l'idrogeno viene posto a sinistra del simbolo del metallo. V F
4. Secondo la nomenclatura IUPAC, il composto HCl viene denominato cloruro di idrogeno. V F

## 6 I composti ternari

### obiettivo

Sapere assegnare i nomi ai composti ternari in base alle diverse nomenclature

I composti ternari, che sono costituiti dalla combinazione di tre diversi elementi, si suddividono in tre classi: gli **idrossidi**, gli **ossiacidi** e i **sal**i degli ossiacidi.

### Idrossidi

Gli idrossidi sono composti ternari costituiti da **idrogeno**, **ossigeno** e un **metallo**. La loro formula è caratterizzata dalla presenza del gruppo monovalente  $-\text{OH}$ , chiamato **ione ossidrile**, avente un numero di ossidazione complessivo  $-1$ .

La formula degli idrossidi è data dal simbolo del **metallo seguito dall'ossidrile**, posto tra parentesi, con un indice a pedice corrispondente al numero di ossidazione del metallo:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Anche in questo caso l'indice 1 viene omesso, e così anche la parentesi.



Fig. 9 Soda caustica,  $\text{NaOH}$ .

### Nomenclatura tradizionale

Il nome degli idrossidi si ricava da quello degli ossidi da cui derivano, sostituendo il termine ossido con il termine **idrossido**: idrossido di sodio, idrossido di calcio, ecc. Anche per questi composti, la nomenclatura tradizionale prevede l'aggiunta della desinenza **-oso**, **-ico** quando occorre distinguere tra due diversi stati di ossidazione: idrossido ferroso,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ; idrossido ferrico,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Tab. 12 Nomenclatura tradizionale degli idrossidi

Elemento	Simbolo	n.o.	Formula	Nome
sodio	Na	+1	$\text{NaOH}$	idrossido di sodio
magnesio	Mg	+2	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	idrossido di magnesio
mercurio	Hg	+1	$\text{HgOH}$	idrossido mercurioso
		+2	$\text{Hg}(\text{OH})_2$	idrossido mercurico
cromo	Cr	+2	$\text{Cr}(\text{OH})_2$	idrossido cromoso
		+3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	idrossido cromatico

### Nomenclatura di Stock

Secondo la nomenclatura di Stock il nome degli idrossidi si ottiene semplicemente usando il termine **idrossido di...** seguito dal nome del metallo al quale viene aggiunto, tra parentesi, il numero romano corrispondente alla valenza: idrossido di ferro (II), idrossido di ferro (III) ecc.

### Nomenclatura IUPAC

Anche questo tipo di nomenclatura assegna a questa classe di composti il nome **idrossido di...** preceduto però dal prefisso **mono-**, **di-** e **tri-** in corrispondenza del numero di ossidrili presenti nella molecola e seguito dal nome del metallo: diidrossido di ferro, triidrossido di ferro ecc.

Tab. 13 I nomi degli idrossidi secondo le tre nomenclature

Formula	Nome tradizionale	Notazione di Stock	Nome (IUPAC)
$\text{CuOH}$	idrossido rameoso	idrossido di rame (I)	idrossido di rame
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	idrossido rameico	idrossido di rame (II)	diidrossido di rame
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	idrossido piomboso	idrossido di piombo (II)	diidrossido di piombo
$\text{Pb}(\text{OH})_4$	idrossido piombico	idrossido di piombo (IV)	tetraidrossido di piombo

## Ossiacidi

Gli ossiacidi sono composti ternari che “formalmente”, cioè dal punto di vista della formula, si ottengono facendo reagire con acqua gli ossidi acidi o anidridi. La formula degli ossiacidi si scrive nell’ordine: **idrogeno**, **non metallo** e **ossigeno**.



Fig. 10 Acido nitrico.



### Nomenclatura tradizionale

Il nome degli ossiacidi secondo questo tipo di nomenclatura, ancora oggi la più usata per questo tipo di composti, si ricava direttamente dal nome dell’anidride da cui deriva, sostituendo al termine anidride il termine **acido** (Tab. 14).

Anche per questi composti, come per le anidridi, vengono utilizzati le desinenze **-oso** e **-ico** quando il non metallo presenta soltanto due diversi stati di ossidazione (acido solforoso, acido solforico), e i prefissi **ipo-** e **per-** quando i numeri di ossidazione del non metallo sono più di due: acido ipocloroso, acido perclorico.

**Tab. 14** Nomenclatura tradizionale degli ossiacidi

Formula anidride	Nome	Formula acido	Nome
$\text{N}_2\text{O}_3$	anidride nitrosa	$\text{HNO}_2$	acido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5$	anidride nitrica	$\text{HNO}_3$	acido nitrico
$\text{SO}_2$	anidride solforosa	$\text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso
$\text{SO}_3$	anidride solforica	$\text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico
$\text{Cl}_2\text{O}$	anidride ipoclorosa	$\text{HClO}$	acido ipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	anidride clorosa	$\text{HClO}_2$	acido cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	anidride clorica	$\text{HClO}_3$	acido clorico
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	anidride perclorica	$\text{HClO}_4$	acido perclorico

Alcune anidridi possono combinarsi con l’acqua in rapporti diversi dando luogo a diversi tipi di ossiacidi, i cui nomi dipendono dal rapporto di combinazione con l’acqua:



**Tab. 15** Alcuni esempi di acidi meta-, piro-, orto-

Formula acido	Derivazione	Nome
$\text{HPO}_3$	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	acido metafosforico
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O}$	acido pirofosforico
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$	acido ortofosforico
$\text{HBO}_2$	$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	acido metaborico
$\text{H}_3\text{BO}_3$	$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	acido ortoborico

### Nomenclatura IUPAC e di Stock

Per gli ossiacidi, la nomenclatura IUPAC, che tiene conto anche della notazione di Stock, costituisce un sistema complesso e farraginoso che dà luogo a nomi eccessivamente sistematici e razionali di difficile lettura.

Il nome degli ossiacidi, infatti, viene ricavato dalla radice del nome del non metallo seguita sempre dalla desinenza **-ico**, indipendentemente dalla valenza, e preceduta dal prefisso **monosso-**, **diosso-**, **triosso-**, **tetraosso-**, a seconda del numero di atomi di ossigeno presenti nella formula.

Il nome così ottenuto sarà preceduto dal termine **acido** e seguito dalla notazione di Stock, la quale ci permetterà anche di conoscere il numero di atomi di idrogeno presenti nella formula. Per esempio, il comune acido solforico,  $H_2SO_4$ , si leggerà acido tetraosso-solfor-ico (VI). Numerosi altri esempi sono riportati in Tabella 16.

**Tab. 16** I nomi degli ossiacidi secondo le tre nomenclature

Formula	Nome tradizionale	Nome (IUPAC) / Stock
$HNO_2$	acido nitroso	acido diossonitrico (III)
$HNO_3$	acido nitrico	acido triossonitrico (V)
$H_2CO_3$	acido carbonico	acido triossocarbonico (IV)
$H_2SO_3$	acido solforoso	acido triossosolforico (IV)
$H_2SO_4$	acido solforico	acido tetraossosolforico (VI)
$HClO$	acido ipocloroso	acido monossoclorico (I)
$HClO_2$	acido cloroso	acido diossoclorico (III)
$HClO_3$	acido clorico	acido triossoclorico (V)
$HClO_4$	acido perclorico	acido tetraossoclorico (VII)



Fig. 11 Acido solforico.

### Radicali degli acidi

Togliendo “formalmente” uno o più ioni idrogeno da una molecola di idracido o di ossiacido, si ottiene uno ione la cui carica formale negativa dipende dal numero di ioni idrogeno sottratti.

**Tab. 17** Nomenclatura dei radicali degli acidi (sottrazione totale)

Formula acido	Nome	Formula radicale	Nome
$HCl$	acido cloridrico	$Cl^-$	ione cloruro
$H_2S$	acido solfidrico	$S^{2-}$	ione solfuro
$HClO$	acido ipocloroso	$ClO^-$	ione ipoclorito
$H_2SO_3$	acido solforoso	$SO_3^{2-}$	ione solfito
$H_2SO_4$	acido solforico	$SO_4^{2-}$	ione solfato
$HNO_2$	acido nitroso	$NO_2^-$	ione nitrito
$HNO_3$	acido nitrico	$NO_3^-$	ione nitrato

Tali raggruppamenti, detti impropriamente **radicali degli acidi**, vengono denominati sostituendo alla desinenza **-oso** del corrispondente acido la desinenza **-ito**, alla desinenza **-ico** la desinenza **-ato** e alla desinenza **-idrico** la desinenza **-uro**.

Se la sottrazione degli ioni idrogeno è parziale, si usa far precedere il nome del radicale dalla dizione **mono-**, **di-... idrogeno**.

**Tab. 18** Nomenclatura dei radicali degli acidi (sottrazione parziale)

Formula acido	Nome	Formula radicale	Nome
$H_2S$	acido solfidrico	$HS^-$	monoidrogeno solfuro
$H_2SO_4$	acido solforico	$HSO_4^-$	monoidrogeno solfato
$H_3PO_4$	acido fosforico	$H_2PO_4^-$	diidrogeno fosfato
$H_3PO_4$	acido fosforico	$HPO_4^{2-}$	monoidrogeno fosfato

## Sali

I sali sono composti che si ottengono formalmente per sostituzione parziale o totale degli ioni idrogeno della molecola di acido con uno o più ioni di metalli. Così, per esempio, dall'acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e dagli ioni  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Al}^{3+}$  si otterranno i corrispondenti sali:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Fig. 12 Cristalli di permanganato di potassio,  $\text{KMnO}_4$ , un sale neutro.

In generale, quindi, la formula di un sale è costituita da un **metallo**, che viene scritto per primo, e da un **radicale acido** che viene scritto dopo.

Se il sale non contiene né idrogeni né ossidrili viene denominato **sale neutro**.

Se invece contiene idrogeni, viene denominato **sale acido**; se contiene ossidrili, viene denominato **sale basico**.

### Nomenclatura tradizionale

Il nome di un **sale neutro** è deducibile dal nome del radicale dell'acido da cui deriva, seguito dal nome del metallo.

Tab. 19 Nomenclatura dei sali neutri

Ione metallico	Radicale dell'acido	Formula	Nome
$\text{Na}^+$ sodio	$\text{SO}_3^{2-}$ solfito	$\text{Na}_2\text{SO}_3$	solfito di sodio
$\text{Cu}^{2+}$ rame (II) o rameico	$\text{SO}_4^{2-}$ solfato	$\text{CuSO}_4$	solfato di rame (II) o rameico
$\text{Ca}^{2+}$ calcio	$\text{ClO}_3^-$ clorato	$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$	clorato di calcio
$\text{Fe}^{3+}$ ferro (III) o ferrico	$\text{ClO}_4^-$ perclorato	$\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$	perclorato di ferro (III) o ferrico
$\text{Ba}^{2+}$ bario	$\text{CO}_3^{2-}$ carbonato	$\text{BaCO}_3$	carbonato di bario
$\text{K}^+$ potassio	$\text{MnO}_4^-$ permanganato	$\text{KMnO}_4$	permanganato di potassio

Il nome di un **sale acido** è deducibile dal nome del radicale dell'acido da cui deriva per sottrazione parziale degli ioni idrogeno (Tab. 18) seguito dal nome del metallo.

In alternativa, si può far seguire al nome del radicale neutro il termine **mono-**, **bi-**, **tri-... acido** a seconda del numero di idrogeni presenti nel radicale (Tab. 20).

Tab. 20 Nomenclatura tradizionale dei sali acidi

Formula	Nomi	
$\text{NaHCO}_3$	monoidrogeno carbonato di sodio	carbonato monoacido di sodio
$\text{KH}_2\text{PO}_4$	didrogeno fosfato di potassio	fosfato biacido di potassio
$\text{NaH}_2\text{AsO}_4$	didrogeno arseniato di sodio	arseniato biacido di sodio

Il nome di un **sale basico** si ottiene facendo seguire al nome del radicale neutro il termine **mono-**, **bi-**, **tri-... basico** a seconda del numero di ioni ossidrili presenti.

Tab. 21 Nomenclatura tradizionale dei sali basici

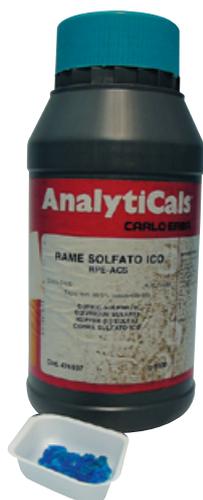
Formula	Nome
$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$	nitrato monobasico di calcio
$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	nitrato bibasico di alluminio
$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$	cloruro bibasico di bismuto

Le formule dei sali che contengono acqua di cristallizzazione dovranno indicare il numero di molecole d'acqua presenti per ogni molecola di sale. Essi vengono denominati sali **mono-**, **bi-**, **tri-**, **tetra-**, .....**idrati** a seconda del numero di molecole d'acqua presenti. Pertanto, per esempio, la formula  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  indica la presenza di cinque molecole d'acqua di cristallizzazione e si legge: solfato rameico (II) pentaidrato



Fig. 13 Carbonato monoacido di sodio.

Fig. 14 Solfato rameico pentaidrato.



## Nomenclatura IUPAC e di Stock

Per la nomenclatura dei **sali derivati dagli ossiacidi** si fa ricorso a quella utilizzata per gli stessi ossiacidi. Ricordando che qualunque sale è costituito da un radicale e da un metallo, il loro nome si ottiene da quello del **radicale** seguito da **di** e il nome del **metallo**.

Nella nomenclatura IUPAC/Stock, il nome del radicale viene ottenuto sostituendo alle desinenze **-ico** e **-oso** del nome tradizionale dell'acido la desinenza **-ato** indipendentemente dalla valenza del non metallo, che comunque viene indicata con la notazione di Stock.

Pertanto il sale  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , comunemente solfato di sodio, prenderà il nome di tetraosso-solfato (VI) di disodio, mentre il sale  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , solfito di sodio, diventa triosso-solfato (IV) di disodio.



Fig. 15 Solfato acido di sodio.

Per i **sali acidi**, nella cui formula sono ancora presenti atomi di idrogeno, la nomenclatura segue le stesse regole, ma vengono premessi i nomi **(mono)idrogeno**, **diidrogeno** ecc., a seconda del numero di atomi di idrogeno presenti nella formula.

Pertanto il sale  $\text{NaHSO}_4$ , comunemente denominato bisolfato di sodio, si leggerà (mono) idrogeno-solfato (VI) di sodio.

Per i **sali basici**, nella cui formula sono presenti uno o più ossidrili, occorrerà interporre fra il nome del radicale e quello del metallo il termine **(mono) basico di...**, **dibasico di...** ecc.

Pertanto il sale  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  si chiamerà nitrato dibasico di alluminio.

**Tab. 22** I nomi dei sali degli ossiacidi secondo le diverse nomenclature

Formula	Nome tradizionale	Nome (IUPAC) / Stock
$\text{CaCO}_3$	carbonato di calcio	triossocarbonato (IV) di calcio
$\text{NaNO}_2$	nitrito di sodio	diossonitrato (III) di sodio
$\text{NaNO}_3$	nitrato di sodio	triossonitrato (V) di sodio
$\text{KClO}$	ipoclorito di potassio	(mono)ossoclorato (I) di potassio
$\text{KClO}_2$	clorito di potassio	diossoclorato (III) di potassio
$\text{KClO}_3$	clorato di potassio	triossoclorato (V) di potassio
$\text{KClO}_4$	perclorato di potassio	tetraossoclorato (VII) di potassio
$\text{BaSO}_4$	solfato di bario	tetraossosolfato (VI) di bario
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	fosfato monosodico	diidrogeno fosfato (V) di sodio
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	fosfato bisodico	(mono)idrogeno fosfato (V) di disodio
$\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$	solfato basico di alluminio	tetraossosolfato (VI) basico di alluminio
$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	nitrato dibasico di bismuto	triossonitrato (V) bibasico di bismuto

## STOP test di controllo

### Scegli il completamento corretto tra quelli proposti.

- Gli idrossidi sono composti ternari costituiti da...
  - un metallo, idrogeno e ossigeno
  - un non metallo, idrogeno e ossigeno
  - un metallo, un non metallo e ossigeno
- Gli ossiacidi sono composti ternari costituiti da...
  - un metallo, idrogeno e ossigeno
  - un non metallo, idrogeno e ossigeno
  - un metallo, un non metallo e ossigeno
- Secondo la nomenclatura tradizionale, il composto  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  si chiama...
  - idrossido di mercurio (II)
  - idrossido mercurico
  - diidrossido di mercurio
- Secondo la nomenclatura di Stock,  $\text{HClO}_3$ , si chiama...
  - acido clorico
  - acido triossoclorico (V)
  - acido cloroso

unità d2 **Nomi e formule dei composti**

**1 Dai simboli alla formula**

... le conoscenze

- 1 Perché si è scelto l'idrogeno come elemento di riferimento per assegnare la valenza agli elementi?
- 2 Quale altro elemento di riferimento è stato scelto per assegnare la valenza agli elementi che non si combinano con l'idrogeno?
- 3 Qual è la valenza dell'alluminio nel composto  $Al_2O_3$ ?

... le abilità

- 4 Indica la valenza di ciascun elemento presente nei seguenti composti:
 

a. $H_2S$ .....	c. $Cu_2O$ .....
b. $NH_3$ .....	d. $Al_2O_3$ .....
- 5 Indica la valenza di ciascun elemento presente nei seguenti composti:
 

a. $SO_3$ .....	e. $Cl_2O$ .....
b. $SO_2$ .....	f. $Cl_2O_3$ .....
c. $SnO_2$ .....	g. $Cl_2O_5$ .....
d. $SnO$ .....	
- 6 Indica la valenza dell'azoto nei composti:
 

a. $N_2O_3$ .....	b. $N_2O_5$ .....
-------------------	-------------------

**2 Il numero di ossidazione**

**3 La determinazione del numero di ossidazione**

... le conoscenze

- 7 Qual è la differenza tra la valenza e il numero di ossidazione?
- 8 A che cosa corrisponde il numero di ossidazione di un catione monoatomico?
- 9 Qual è il numero di ossidazione dell'ossigeno atmosferico?
- 10 Qual è il numero di ossidazione dell'ossigeno nel composto  $OF_2$ ?
- 11 Qual è il numero di ossidazione dell'ossigeno nel composto  $Na_2O_2$ ?

... le abilità

- 12 Determina il numero di ossidazione dell'azoto nei seguenti composti:
 

a. $NH_3$ .....	c. $N_2O_5$ .....
b. $N_2O_3$ .....	d. $HNO_3$ .....
- 13 Determina il numero di ossidazione del cloro nei seguenti composti:
 

a. $HClO$ .....	c. $HClO_3$ .....
b. $HClO_2$ .....	d. $HClO_4$ .....
- 14 Determina il numero di ossidazione dell'azoto nei seguenti ioni:
 

a. $NH_4^+$ .....	b. $NO_3^-$ .....	c. $NO_2^-$ .....
-------------------	-------------------	-------------------
- 15 Determina il numero di ossidazione dello zolfo nei seguenti composti:
 

a. $CaS$ .....	c. $KHSO_3$ .....
b. $Na_2S$ .....	d. $Na_2SO_4$ .....
- 16 Determina il numero di ossidazione del non metallo nei seguenti composti:
 

a. $KNO_3$ .....	c. $CaSO_4$ .....
b. $BaCO_3$ .....	d. $H_3PO_4$ .....
- 17 In ciascuno dei seguenti composti, assegna al bromo il numero di ossidazione:
 

a. $Br_2$ .....	c. $HBr$ .....
b. $CaBr_2$ .....	d. $HBrO_2$ .....
- 18 In ciascuno dei seguenti composti, assegna all'ossigeno il numero di ossidazione:
 

a. $O_2$ .....	c. $H_2O_2$ .....
b. $H_2O$ .....	d. $OF_2$ .....
- 19 In ciascuno dei seguenti composti, assegna all'idrogeno il numero di ossidazione:
 

a. $H_2$ .....	c. $NaH$ .....
b. $H_2O$ .....	d. $HCl$ .....

**4 Classificazione e nomenclatura dei composti inorganici**

**5 I composti binari**

... le conoscenze

- 20 Indica la differenza tra ossidi basici e ossidi acidi.
- 21 Indica la differenza tra idracidi e idruri.

**22** Scrivi le formule dei seguenti composti:

- a. anidride nitrosa .....  
 b. triossido di dicromo .....  
 c. eptaossido di dimanganese .....  
 d. ossido di carbonio (IV) .....

**23** Come chiameresti, utilizzando la nomenclatura di Stock, l'ossido rameico,  $\text{CuO}$ ?

.....

**24** Come chiameresti, utilizzando la nomenclatura IUPAC, l'ossido di alluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

.....

**25** Utilizzando tutte e tre le nomenclature, assegna il nome al composto  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

.....

**26** Inserisci in ciascun quadratino la lettera della parola chiave corrispondente alla definizione.

1.  sistema di nomenclatura che si basa sulla distinzione degli elementi in metalli e non metalli e utilizza suffissi latini
  2.  sistema di nomenclatura che si basa sul numero di ossidazione degli elementi indicato con cifre romane tra parentesi
  3.  sistema di regole convenzionali per nominare i composti, stabilito da una commissione internazionale di chimici
  4.  composti costituiti da due soli elementi
  5.  composti binari degli elementi che si combinano con l'ossigeno
  6.  composti binari dei metalli con l'ossigeno
  7.  composti binari dei non metalli con l'ossigeno, chiamati anche anidridi
  8.  ossidi di elementi contenenti due atomi di ossigeno legati tra loro
  9.  composti binari dei metalli con l'idrogeno
  10.  composti binari di un ristretto numero di non metalli (alogeni, zolfo) con l'idrogeno
- a. ossidi  
 b. ossidi acidi  
 c. nomenclatura di Stock  
 d. composti binari  
 e. ossidi basici  
 f. nomenclatura tradizionale  
 g. idracidi  
 h. perossidi  
 i. idruri  
 j. nomenclatura IUPAC

... le abilità**27** Distingui, tra i seguenti, quali sono ossidi basici e quali ossidi acidi:

- a.  $\text{Na}_2\text{O}$  ..... d.  $\text{SO}_3$  .....  
 b.  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  ..... e.  $\text{SnO}_2$  .....  
 c.  $\text{ZnO}$  ..... f.  $\text{P}_2\text{O}_5$  .....

**28** Distingui, tra i seguenti composti, quali sono idruri metallici e quali idracidi:

- a.  $\text{LiH}$  ..... d.  $\text{KH}$  .....  
 b.  $\text{HBr}$  ..... e.  $\text{HI}$  .....  
 c.  $\text{H}_2\text{S}$  ..... f.  $\text{AlH}_3$  .....

**29** Per ciascuno dei seguenti elementi scrivi la formula del corrispondente ossido:

- a.  $\text{Na}$  ..... c.  $\text{Ca}$  .....  
 b.  $\text{Al}$  ..... d.  $\text{Mg}$  .....

**30** Scrivi il nome dei seguenti composti binari secondo la nomenclatura tradizionale, quella di Stock e quella IUPAC:

- a.  $\text{SO}_2$  ..... d.  $\text{Al}_2\text{O}_3$  .....  
 b.  $\text{SO}_3$  ..... e.  $\text{P}_2\text{O}_5$  .....  
 c.  $\text{SnO}$  ..... f.  $\text{PbO}_2$  .....

**31** Scrivi le formule dei seguenti composti:

- a. ossido di cromo (VI) d. ossido di nichel (III)  
 b. ossido di cromo (III) e. ossido di zolfo (VI)  
 c. idruro di rame (II)

**32** Scrivi i nomi dei composti dell'esercizio precedente secondo la nomenclatura IUPAC.**33** Scrivi le formule dei seguenti composti:

- a. ossido di dirame c. ossido di ferro (III)  
 b. ossido di rame d. diossido di stagno

**34** Scrivi le formule dei seguenti composti:

- a. triidruro di alluminio c. solfuro di diidrogeno  
 b. cloruro di idrogeno d. diidruro di bario

**35** Scrivi le formule dei seguenti composti:

- a. ossido ferroso d. ossido rameico  
 b. ossido di zinco (II) e. triossido di dicloro  
 c. triossido di diferro f. anidride clorosa

**6** I composti ternari... le conoscenze**36** Qual è la differenza tra ossiacidi e idracidi?**37** Come si ottengono formalmente i sali?

- 38** In quali casi i sali degli ossiacidi utilizzano la desinenza *-ato* e in quali la desinenza *-ito*?
- 39** Come si ottiene formalmente il radicale di un acido?
- 40** Quanti radicali puoi ottenere formalmente da  $H_3PO_4$ ?
- 41** Quando un sale viene classificato come sale acido?
- 42** Che cosa si intende per sale basico?
- ... le abilità**
- 43** Distingui, tra i seguenti composti, quali sono idrossidi e quali ossiacidi:
- a.  $Ba(OH)_2$                       c.  $H_3PO_4$   
 b.  $H_2CO_3$                         d.  $Al(OH)_3$
- 44** Assegna il nome tradizionale a ciascuno dei seguenti composti:
- a.  $HClO_2$  .....                      d.  $H_2SO_3$  .....  
 b.  $HBrO_3$  .....                      e.  $HNO_3$  .....  
 c.  $HIO_4$  .....                        f.  $H_3PO_4$  .....
- 45** Assegna il nome secondo le tre nomenclature ai seguenti idrossidi:
- a.  $Ca(OH)_2$                       c.  $Sn(OH)_4$   
 b.  $Fe(OH)_2$                         d.  $Al(OH)_3$
- 46** Assegna ai seguenti ossiacidi il nome tradizionale e il nome IUPAC con la notazione di Stock:
- a.  $H_2SO_4$                               c.  $HClO_3$   
 b.  $H_2CO_3$                               d.  $HNO_2$
- 47** Per ognuno dei seguenti acidi scrivi la formula e il nome del corrispondente radicale:
- a. acido ipocloroso                      c. acido perclorico  
 b. acido solforoso                        d. bromico
- 48** Assegna il nome tradizionale ai seguenti composti:
- a.  $Cu(NO_3)_2$  .....  
 b.  $FeSO_4$  .....  
 c.  $KBrO_2$  .....  
 d.  $NaNO_2$  .....  
 e.  $AlPO_4$  .....
- 49** Scrivi le formule dei seguenti composti:
- a. clorito di potassio                      d. ipoclorito di potassio  
 b. solfito di calcio                        e. perclorato rameico  
 c. solfato di alluminio
- 50** Scrivi le formule dei seguenti composti :
- a. idrogeno solfato di calcio  
 b. bromuro basico di ferro (II)  
 c. tetraossosolfato (VI) basico di alluminio  
 d. idrogeno carbonato di potassio  
 e. diidrogeno fosfato di potassio
- 51** Attribuisce a ciascuno dei seguenti composti il nome secondo la nomenclatura di Stock:
- a.  $Cu(NO_2)_2$                       b.  $Sn(ClO_4)_4$                       c.  $Sn(OH)_2$
- 52** Attribuisce a ciascuno dei seguenti composti il nome secondo la nomenclatura IUPAC:
- a.  $Fe(OH)_3$                               b.  $KClO_2$                               c.  $HClO_2$

## verifica le competenze

- 53** Completa la seguente tabella, relativa agli ossidi e agli ossiacidi del cloro.

Composto	Cl (I)	Cl (III)	Cl (V)	Cl (VII)
ossido	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
ossiacido	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....

- 54** Completa la seguente tabella, scrivendo le formule e i nomi secondo la nomenclatura tradizionale dei composti richiesti per i metalli sodio, magnesio e alluminio.

Elemento	Ossido	Idruro	Idrossido	Sale neutro di ac. solforico
Na	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
Mg	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
Al	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....

**55** Completa la seguente tabella scrivendo le formule e i nomi secondo la nomenclatura tradizionale dei composti richiesti, per i non metalli cloro (III), azoto (V) e zolfo (VI).

Elemento	Ossido	Ossiacido	Sale di sodio	Sale di alluminio
Cl (III)	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
N (V)	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
S (VI)	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....

**56** Scrivi le formule e i nomi secondo la nomenclatura tradizionale dei sali derivati formalmente dalla combinazione degli ioni metallici e dei residui acidi riportati nella tabella.

Ione metallico	$SO_4^{2-}$	$HSO_4^-$	$PO_4^{3-}$	$Cl^-$
$K^+$	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
$Ca^{2+}$	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....
$Al^{3+}$	formula .....	formula .....	formula .....	formula .....
	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....	nome trad. ....

**57** Completa la seguente tabella scrivendo le formule e i nomi mancanti.

Formula	Nome tradizionale	Notazione di Stock	Nome IUPAC
	nitrate di sodio		
		ossido di bromo (V)	
			tetraossoclorato (VII) di potassio
$CaCO_3$			
		periodato di sodio	
$H_3PO_3$			(mono) idrogenofosfato (V) di disodio

**58** Completa la tabella inserendo le formule e i nomi mancanti.

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
	idrossido antimonioso	
		acido tetraossomanganico (VI)
$Ba(HSO_3)_2$		
	perclorato d'alluminio	
		idrogenosolfuro di ferro (II)
$P_2O_5$		
$H_3PO_4$		