

2

La Tabella Periodica degli Elementi

Composti ionici e covalenti

Il numero di ossidazione

Le reazioni redox

Nomenclatura dei composti inorganici

La Moderna Tabella Periodica

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Th	Pa	U													
					Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- Metalli Alcaline/a.t.
- Metalli di Transizione
- Metalli Post-trans.
- Anfoteri (metalloidi)
- Non metalli
- Gas inerti
- Metalli Trans. interna Lantanidi e Attinidi

Disposizione degli Elementi

La moderna tabella periodica si basa sulla tabella originale di Dimitri Mendeleev's e organizza gli elementi in base alle masse crescenti e secondo gruppi con proprietà chimiche simili.

La tabella consiste di riquadri per ogni elemento, in cui compare numero atomico, il simbolo atomico, e la massa atomica dell'elemento (ed altre proprietà fisiche).

I riquadri sono disposti in ordine di numeri atomici crescenti in una griglia di colonne verticali (gruppi) e righe orizzontali (periodi).

Ogni periodo è numerato da 1 a 7.

Ogni gruppo è numerato da 1 a 8 seguito dalle lettere A o B.

In una nuova notazione, i gruppi si indicano da 1 a 18 senza lettere.

PERIODI E GRUPPI

Righe Orizzontali e Verticali

4

GRUPPI – PROPRIETA' CHIMICHE SIMILI

PERIODI – PROPRIETA' VARIABILI
PROGRESSIVAMENTE

G
R
U
P
P
I

PERIODI



	III B	IV B	VB	VIB	VII B	VIII		IB	IIB	
	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
	89 Ac									



Numerazione nella Tabella Periodica

3

	IA																			VIIIA	
1	H	IIA																			He
2	Li	Be																			
3	Na	Mg	IIIB		VB		VIIB		VIIIB			IB		IIIB	III A	IVA	VA	VIA	VIIA		Ne
4	K	Ca		IVB	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
7	Fr	Ra	Ac																		

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

- Metalli Alcaline/a.t.
- Metalli di Transizione
- Metalli Post-trans.
- Anfoteri (metalloidi)
- Non metalli
- Gas inerti
- Metalli Trans. interna
Lantanidi e Attinidi

Metalli	La maggior parte degli elementi del gruppo principale, di transizione e di transizione interna. I metalli sono lucenti, conducono il calore e l'elettricità, sono malleabili
Non-metalli	Si trovano all'estremità in alto a destra. I non-metalli sono solidi opachi fragili o gas che conducono male il calore e l'elettricità.
Semimetalli	Si trovano sulla linea diagonale a zig-zag. Hanno proprietà intermedie tra i metalli e gli isolanti e sono importanti nella moderna elettronica.

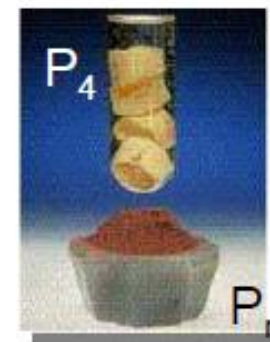
Relativamente pochi elementi esistono in natura allo stato elementare.

I gas nobili (gruppo 8A), esistono come atomi separati.

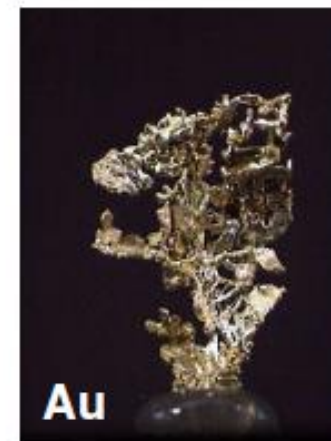
He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Gli elementi C, O, N, S, P formano molecole o polimeri.

Per es. O_2 , N_2 e P_4



I metalli come Cu, Ag e Au si possono trovare come elementi non combinati. 20 elementi, tutti poco abbondanti.



La maggior parte degli elementi si trovano in composti associati ad altri elementi.

I Composti si formano quando si instaurano legami chimici tra gli atomi.

Sono gli elettroni degli atomi che interagiscono per formare i legami chimici in un composto.

Esistono due modi generali in cui gli elettroni interagiscono:

1. Nei composti ionici, gli **elettroni** vengono *trasferiti* dagli atomi di un elemento agli atomi di un altro elemento.
2. Nei composti covalenti, gli **elettroni** sono *condivisi tra* gli atomi di elementi uguali o differenti.

Composti Ionici

I Composti ionici sono formati da ioni, *particelle cariche che si formano quando un atomo acquista o perde uno o più elettroni.*

I Composti ionici si formano tipicamente quando un *metallo reagisce con un non-metallo.*

Il metallo perde uno o più elettroni, diventando uno ione carico positivamente, mentre simultaneamente il non-metallo acquista gli elettroni persi dal metallo, trasformandosi in uno ione carico negativamente.

Uno **ione carico positivamente** è detto un catione.
Uno **ione carico negativamente** è detto un anione.

| Formazione di Composti Ionici

Come si fa a stabilire quanti elettroni perde il metallo (e acquista il non-metallo) in una reazione ionica.

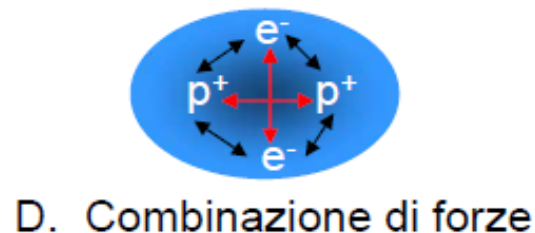
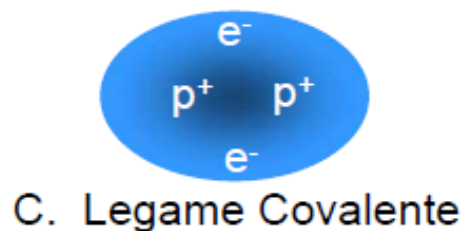
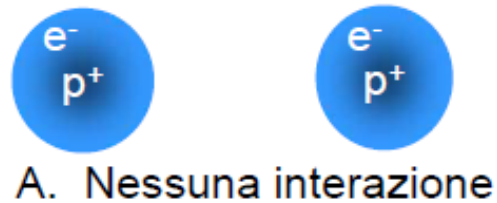
Generalmente, il metallo perderà elettroni e il non-metallo acquisterà elettroni per formare ioni con lo stesso numero di elettroni dell'elemento gas nobile più vicino.

Gli elementi gas nobili hanno una speciale stabilità (bassa reattività) che è associata al loro particolare numero di elettroni.

Così, Na, con 11 e⁻, perde un elettrone per avere lo stesso numero di elettroni del neon (Ne, 10 e⁻).

Il Cl (17 e⁻) acquista 1 elettrone per raggiungere lo stesso numero di e⁻ dell'Argon (Ar, 18 e⁻).

Composti Covalenti



I composti covalenti si formano quando gli elementi condividono degli elettroni.

Questo tipo di legame di norma avviene tra non-metalli.

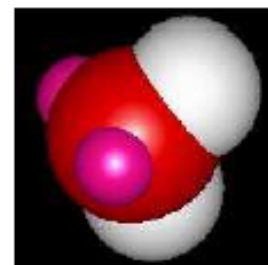
Lo schema di sinistra mostra lo sviluppo del legame covalente nel diidrogeno (H_2) quando due atomi di idrogeno si avvicinano.

La molecola è tenuta assieme dall'attrazione Coulombiana tra gli elettroni e i protoni. L'attrazione complessivamente supera la repulsione.

Sostanze Ioniche vs. Molecolari

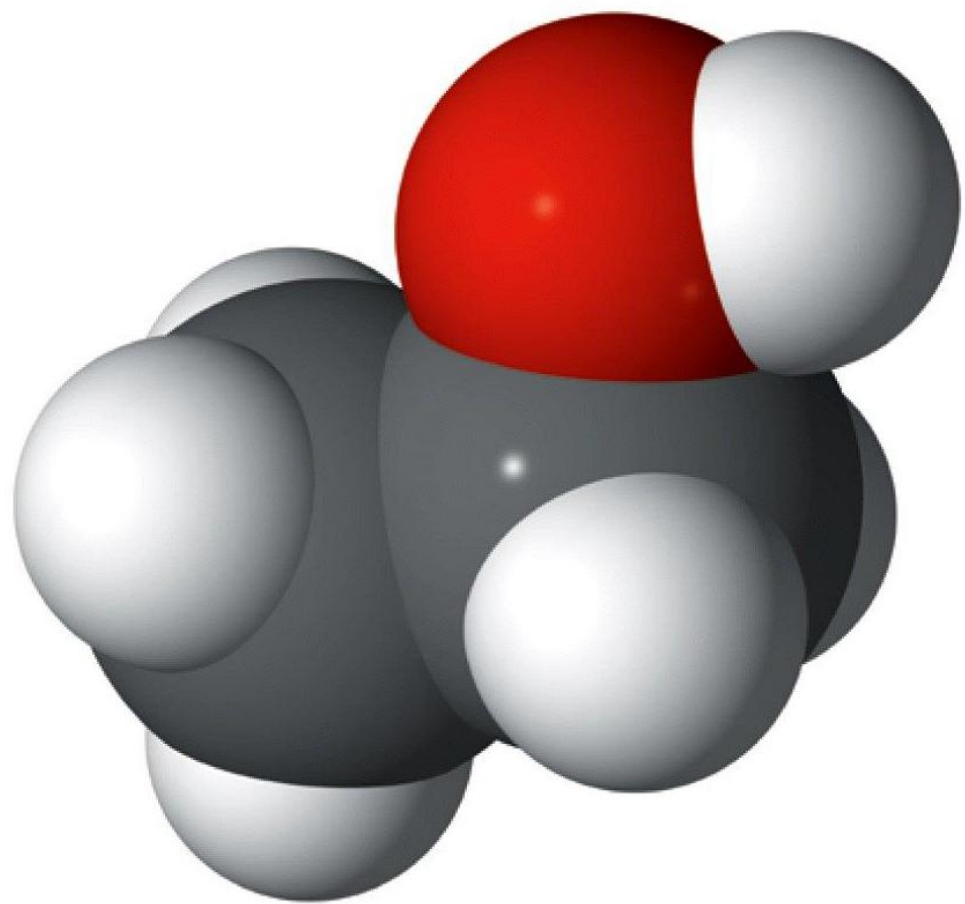
La maggior parte di sostanze covalenti esistono come molecole. Per esempio, una tazza d'acqua (H_2O) contiene singole molecole di H_2O .

La molecola di H_2O è formata da un atomo O legato con legame covalente a due atomi di H.

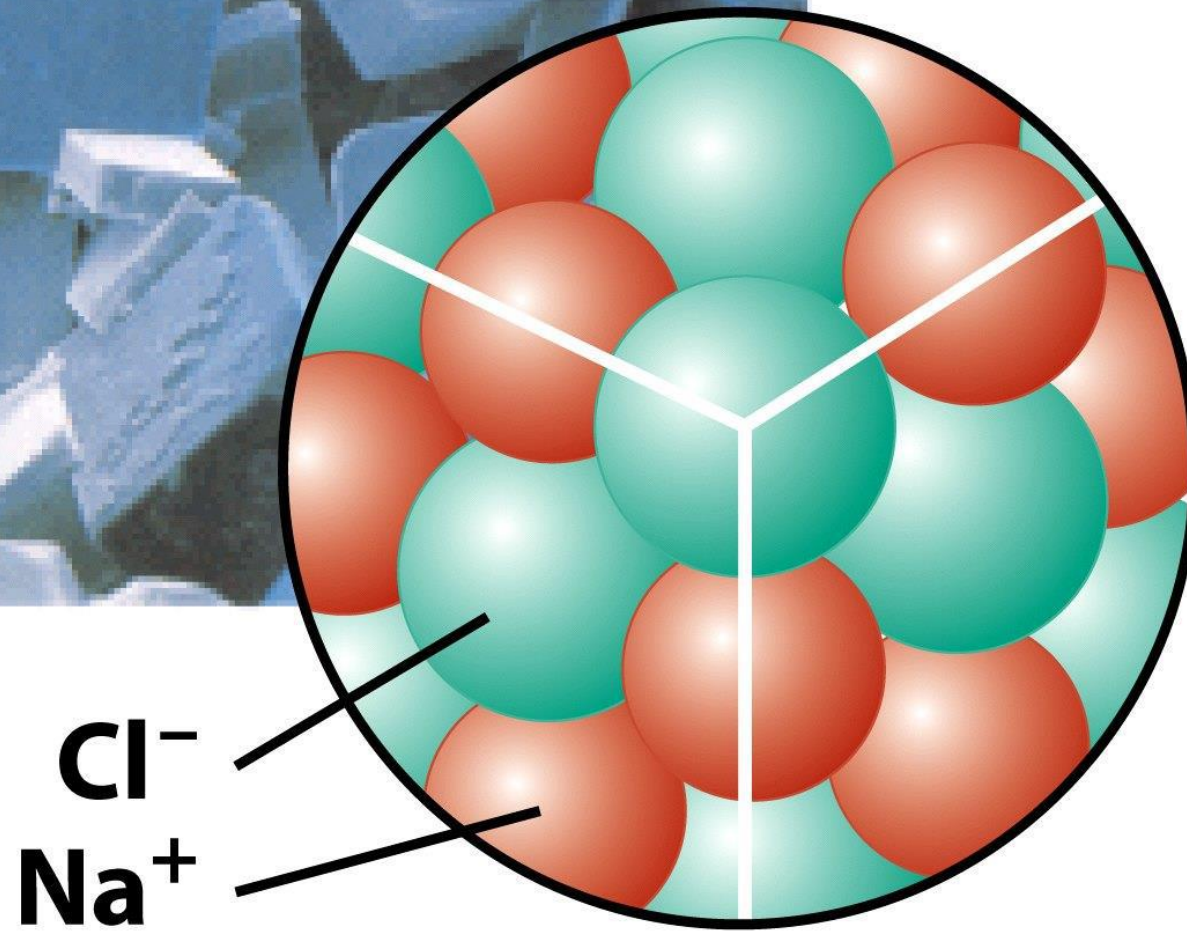
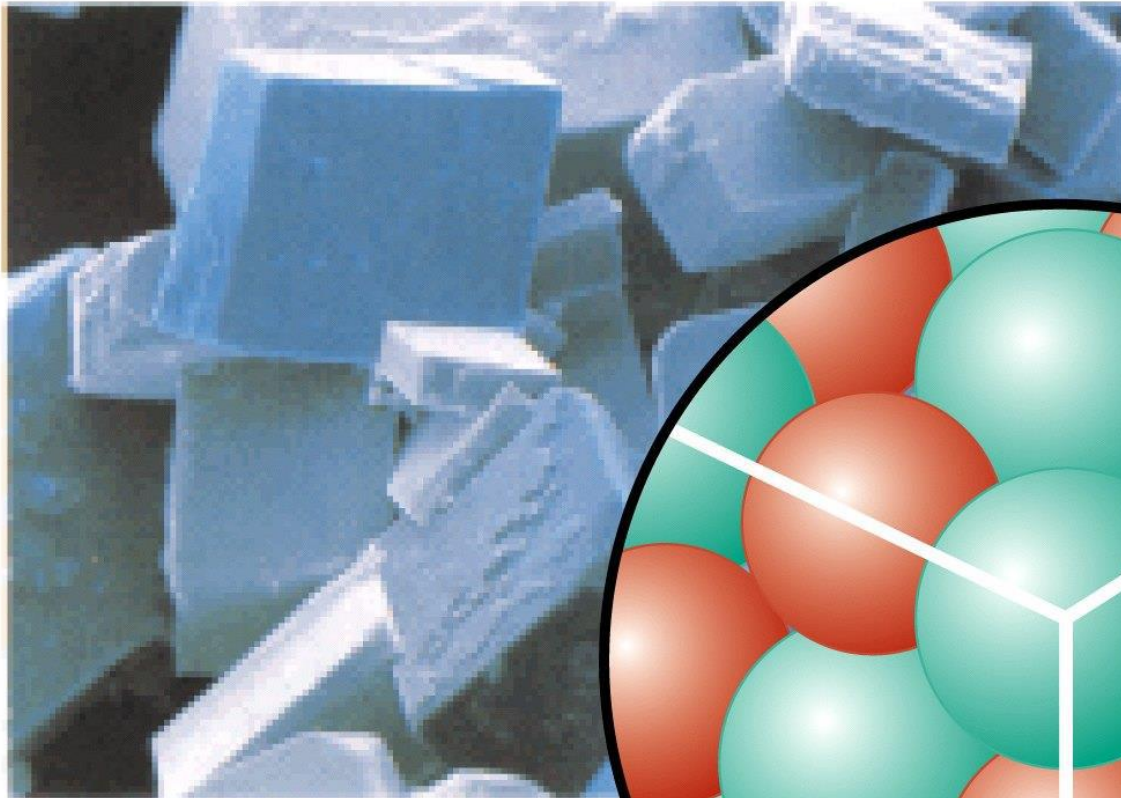


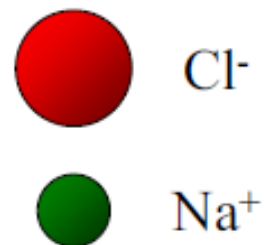
Generalmente, un composto ionico non è costituito da singole molecole.

Per esempio, un pezzo di cloruro di sodio è una sequenza continua di ioni di carica opposta sodio e cloro, non un insieme di singole molecole di $NaCl$.



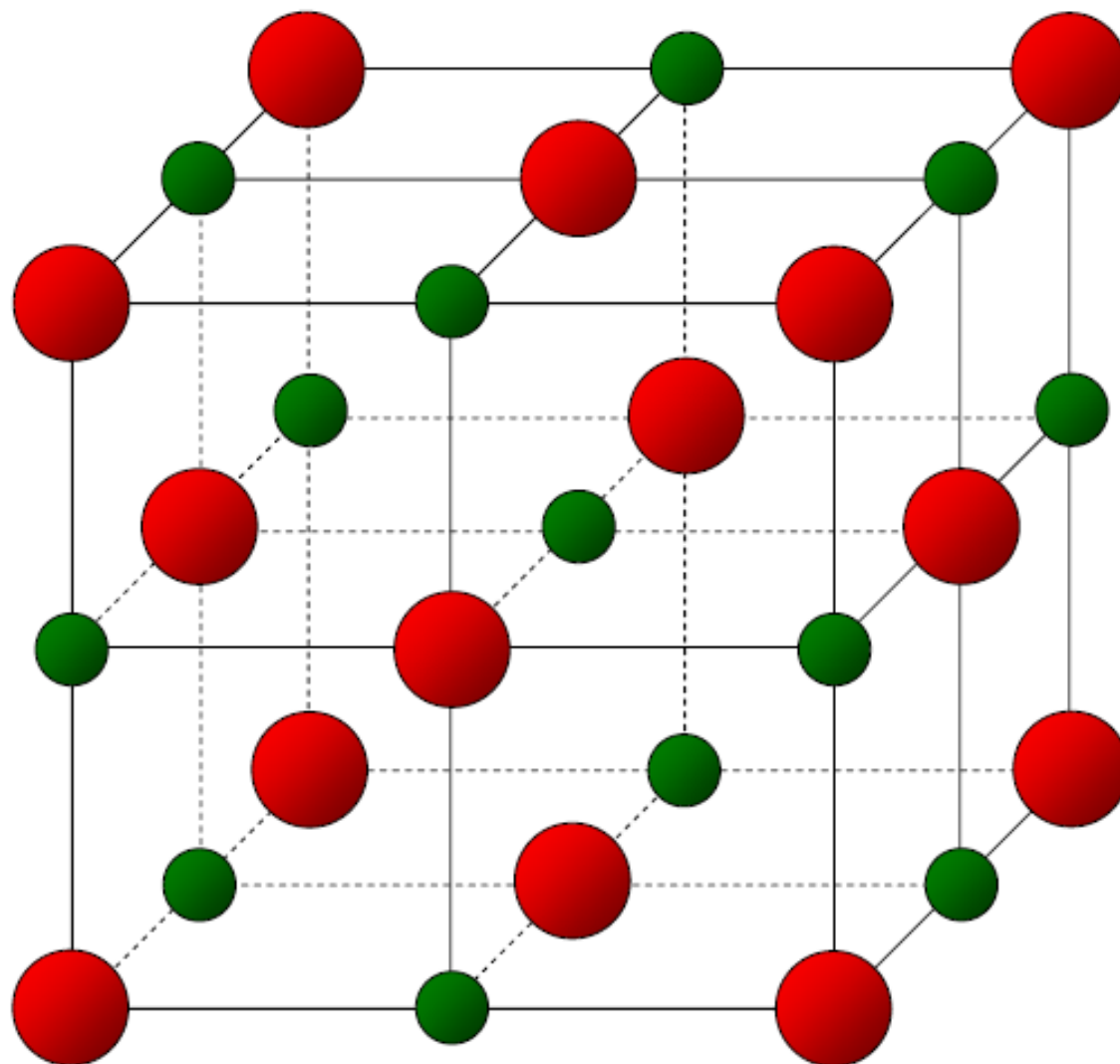
Ethanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$





Reticolo cristallino
di NaCl

Numero di
coordinazione = 6



legame ionico

7

Ioni Poliatomici

Molti composti ionici contengono ioni poliatomici.

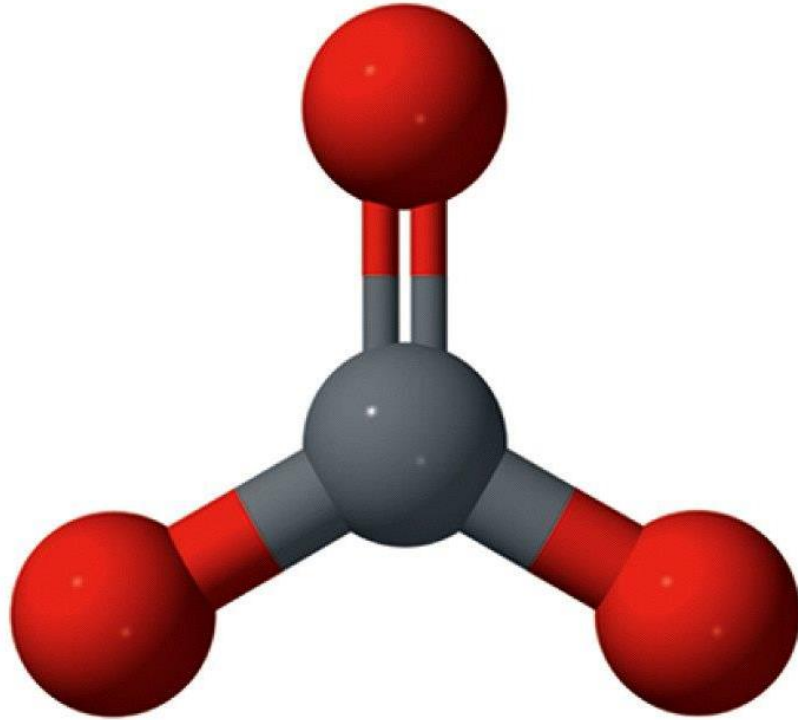
Uno ione poliatomico consiste di due o più atomi legati covalentemente con una carica totale positiva o negativa.

Per esempio, il composto solfato di calcio è un insieme di ioni Ca^{2+} e SO_4^{2-} che si alternano in un reticolo.

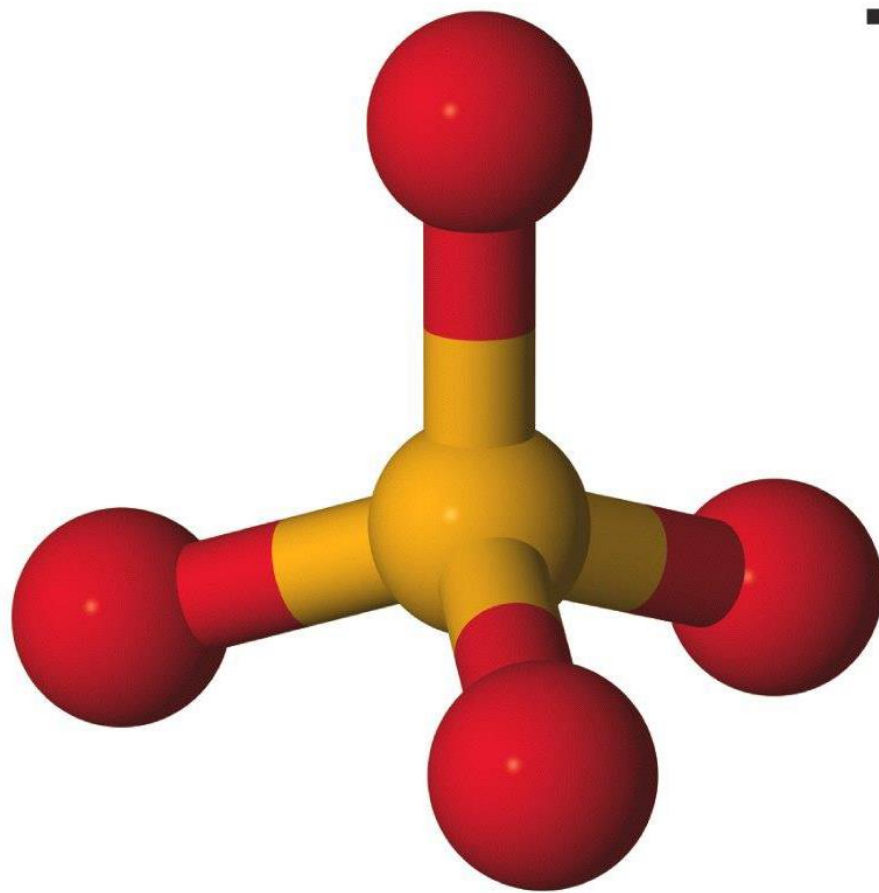
Lo ione solfato è costituito da un atomo di zolfo legato covalentemente a quattro atomi di ossigeno.

Due ulteriori e^- forniscono la carica 2^- dello ione.





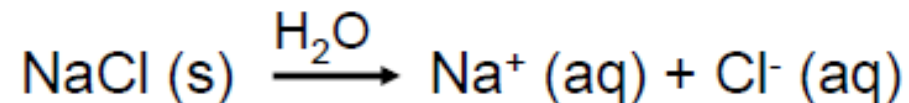
Carbonate ion, CO_3^{2-}



Phosphate ion, PO_4^{3-}

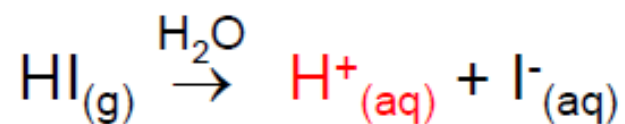
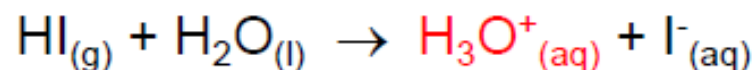
Conducibilità Elettrica - Il passaggio di una corrente elettrica in una soluzione è una misura della solubilità di composti ionici o della presenza di ioni in soluzione.

Elettrolita - Una sostanza che conduce corrente quando sciolta in acqua. Un composto ionico solubile che si dissocia totalmente e può condurre corrente, è detto un **elettrolita forte**.

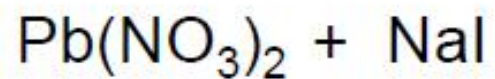


Quando NaCl si scioglie in acqua gli ioni vengono circondati da molecole d'acqua, o **solvatati**. Questi ioni sono nella fase “**acquosa**” e si muovono liberamente nella soluzione. Conducono l'elettricità trasportando la carica attraverso la soluzione.

Quando l'acido iodidrico gassoso si scioglie in acqua, l'attrazione degli atomi di ossigeno delle molecole d'acqua per l'atomo di idrogeno in HI è superiore all'attrazione dello ione ioduro per l'atomo di idrogeno, ed è ceduto alla molecola d'acqua per formare lo *ione idronio* e uno ione ioduro in soluzione. Si può scrivere lo ione idrogeno in soluzione sia come $H^+_{(aq)}$ o come $H_3O^+_{(aq)}$. La presenza di un atomo di H che viene perso facilmente in soluzione caratterizza un **acido** e la soluzione è detta una **soluzione acida**. L'acqua H_2O può anche essere scritta sopra la freccia indicando che il solvente è l'acqua in cui l'HI viene disciolto



La Reazione di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e NaI



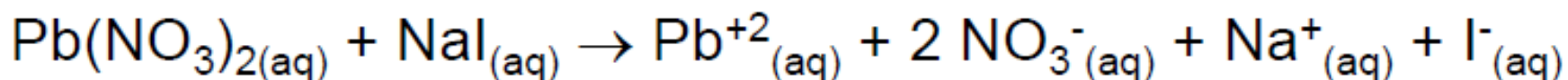
Mescolando soluzioni acquose di nitrato di piombo e ioduro di sodio si forma un precipitato giallo di ioduro di piombo



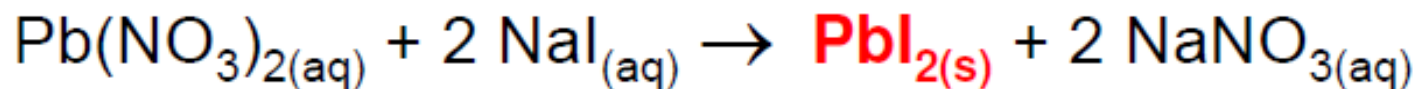
Reazioni di Precipitazioni : Formazione di un Prodotto Solido

18

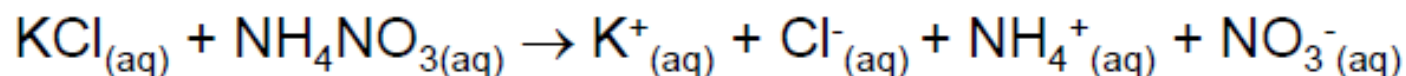
Si realizzano quando due soluzioni acquose vengono mescolate con formazione di un composto insolubile. Ecco alcuni esempi di come si prevede il risultato del mescolamento di due diverse soluzioni.



Quando si mescolano le soluzioni, gli ioni si possono ricombinare nel modo in cui sono entrati in soluzione, oppure possono scambiarsi tra loro. In questo caso si può formare nitrato di piombo e ioduro di sodio, o ioduro di piombo e nitrato di sodio. Per determinare cosa succede si valutano le regole di solubilità. Lo ioduro di Piombo è tra questi l'unico sale ad essere poco solubile, e si formerà perciò un precipitato.

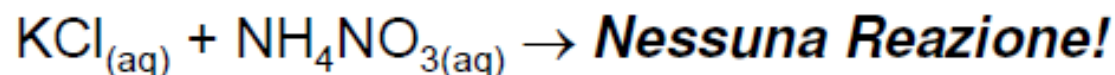


Se una soluzione di cloruro di potassio viene aggiunta ad una soluzione di nitrato di ammonio, si formerà un precipitato?

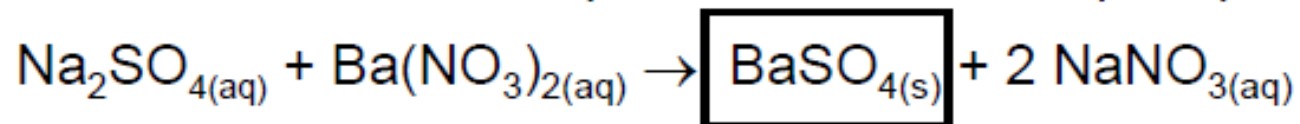


Dallo scambio di cationi e anioni si formerebbe KNO_3 e NH_4Cl .

Le regole di solubilità indicano che tutti i possibili prodotti come solubili, per cui non c'è reazione!

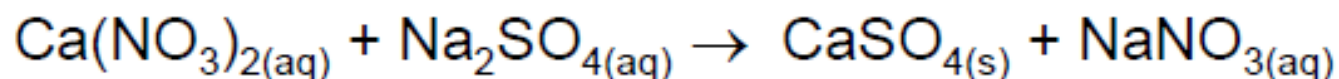


Se si mescola una soluzione di solfato di sodio con una di nitrato di bario, si formerà del precipitato? Dalle regole di solubilità si vede che il *solfato di bario è insolubile*, perciò si formerà un precipitato!

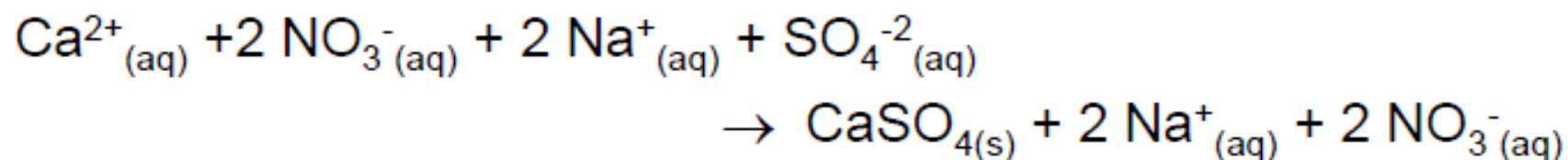


Si mescolano soluzioni di Nitrato di Calcio e Solfato di Sodio.

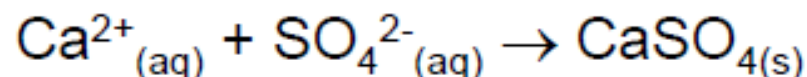
Equazione Molecolare



Equazione Ionica Totale



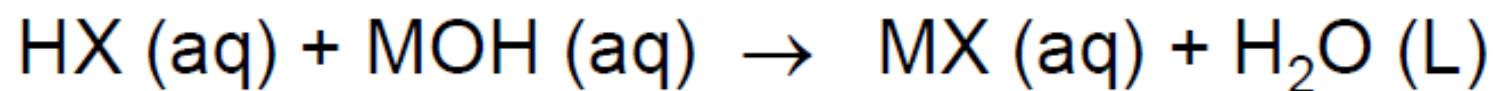
Equazione Ionica Netta



Si comportano da ioni Spettatori gli ioni **Na⁺** e **NO₃⁻**

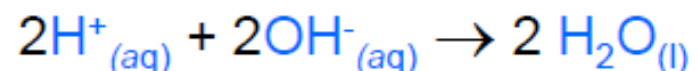
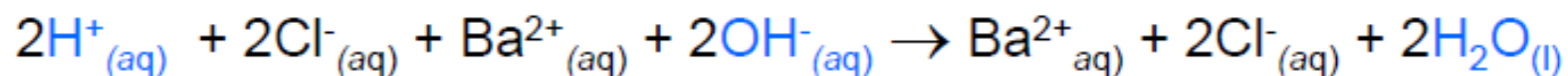
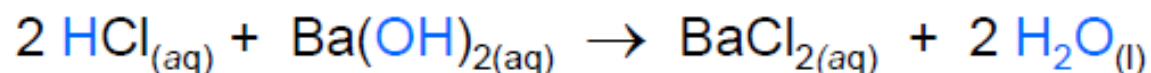
Reazione Generalizzata tra un Acido e una Base

25



Acido + Base

Sale + Acqua



Reazioni Acido - Base

Reazioni di Neutralizzazione

24

Un **acido** è una sostanza che produce ioni H^+ (H_3O^+) quando si scioglie in acqua.

Una **base** è una sostanza che produce ioni OH^- quando si scioglie in acqua.

Acidi e basi sono elettroliti, e la loro forza è valutata in termini di grado di dissociazione in acqua per dare ioni idronio o idrossido. Gli acidi e basi forti si dissociano completamente, e sono ***elettroliti forti***. Acidi e basi deboli si dissociano parzialmente e sono ***elettroliti deboli***.

Acidi e Basi Comuni

Acidi

Forti

Acido cloridrico, HCl

Acido bromidrico, HBr

Acido iodidrico, HI

Acido Nitrico, HNO₃

Acido Solforico, H₂SO₄

Acido Perclorico, HClO₄

Deboli

Acido fluoridrico, HF

Acido Fosforico, H₃PO₄

Acido Acetico, CH₃COOH

(o HC₂H₃O₂)

Basi

Forti

Idrossido di Sodio, NaOH

Idrossido di Potassio, KOH

Idrossido di Calcio, Ca(OH)₂

Idrossido di Stronzio, Sr(OH)₂

Idrossido di Bario, Ba(OH)₂

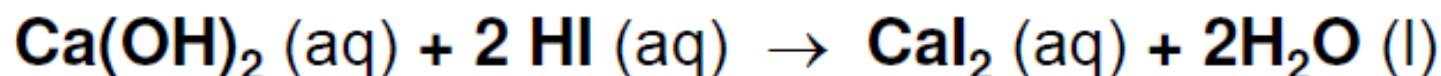
Deboli

Ammoniaca, NH₃

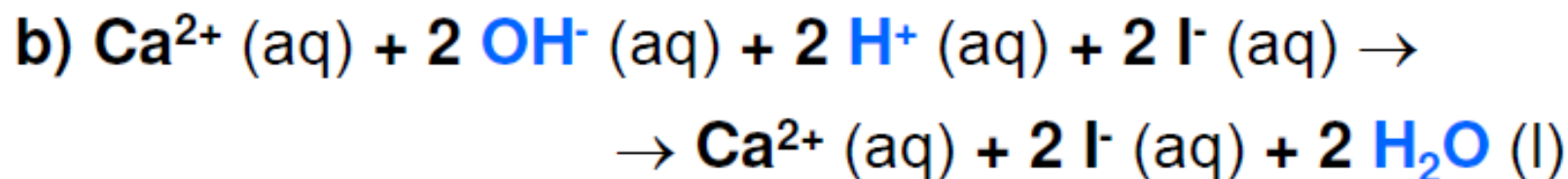
Scrittura delle Equazioni Bilanciate per le Reazioni di Neutralizzazione - I

29

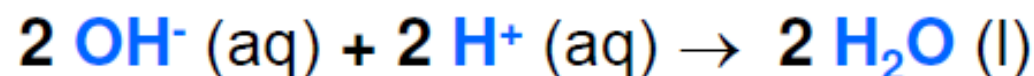
Molecolare



Ionica



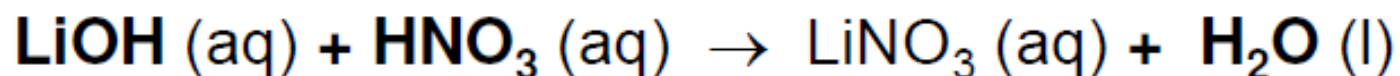
Ionica Netta



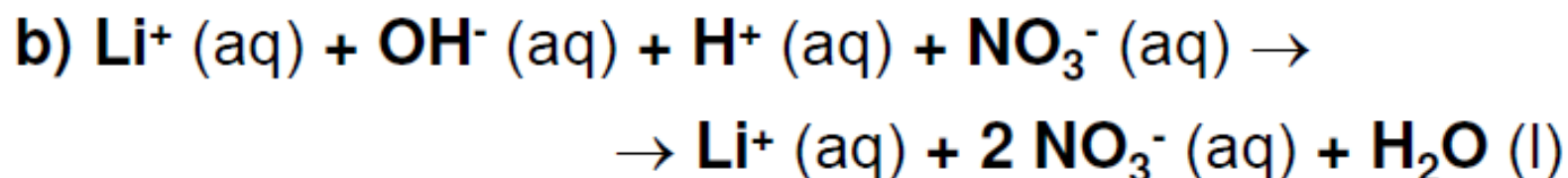
Scrittura delle Equazioni Bilanciate per le Reazioni di Neutralizzazione - II

30

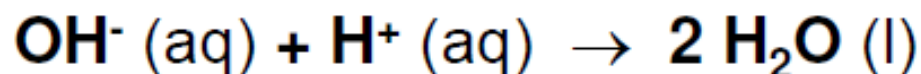
Molecolare



Ionica



Ionica Netta

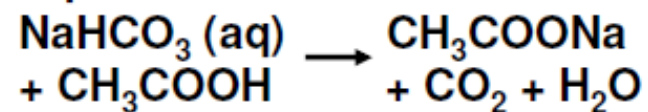


Reazioni di Decomposizione: Si Forma un Prodotto Gassoso

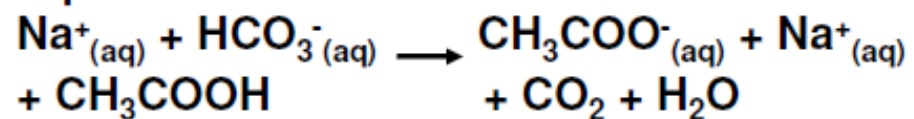
37



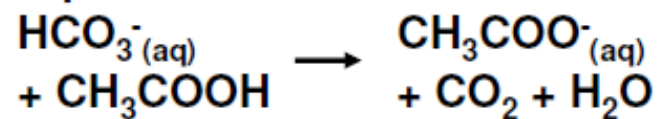
Equazione Molecolare



Equazione ionica totale



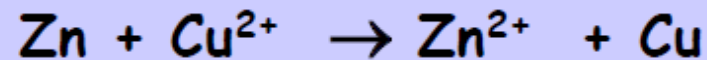
Equazione ionica netta



La reazione tra acidi e carbonati o bicarbonati produce biossido di carbonio gassoso che viene rilasciato dalla soluzione come gas in forma di bolle che si sviluppano dalla soluzione.

Con reazioni di ossido-riduzione si intende una vasta classe di reazioni che implicano un trasferimento elettronico più o meno evidente.

Ad esempio il trasferimento elettronico è evidente nella reazione:



Ma non lo è in: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

Per caratterizzare questo tipo di reazioni è stato definito il **numero di ossidazione** di un atomo in un composto.

Questo numero corrisponde ad una **carica fittizia dell'atomo in questione nella molecola considerata**, carica assegnata secondo certe regole.

Nel caso particolare di una specie monoatomica, atomo neutro o ione, lo stato di ossidazione è uguale alla carica:

Specie	Na^+	Cl^-	S^{2-}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
n. ox.	+1	-1	-2	+2	+3

Nel caso di una molecola o di uno ione poliatomico l'assegnazione del numero di ossidazione agli atomi costituenti è basata sulla seguente assunzione:

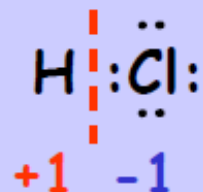
Entrambi gli elettroni di legame vengono assegnati all'atomo più elettronegativo.

In un composto formato ioni monoatomici questa è la carica ionica effettiva che ha lo ione:

Es: NaCl

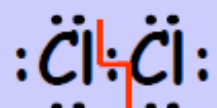
Na ha numero di ossidazione +1 e Cl ha num. di ossidazione -1

Per una molecola legata da un legame covalente, es. HCl:



I due elettroni di legame sono assegnati entrambi al cloro.

Se gli atomi di un legame sono dello stesso elemento, i due elettroni di legame sono assegnati uno ad ogni atomo:

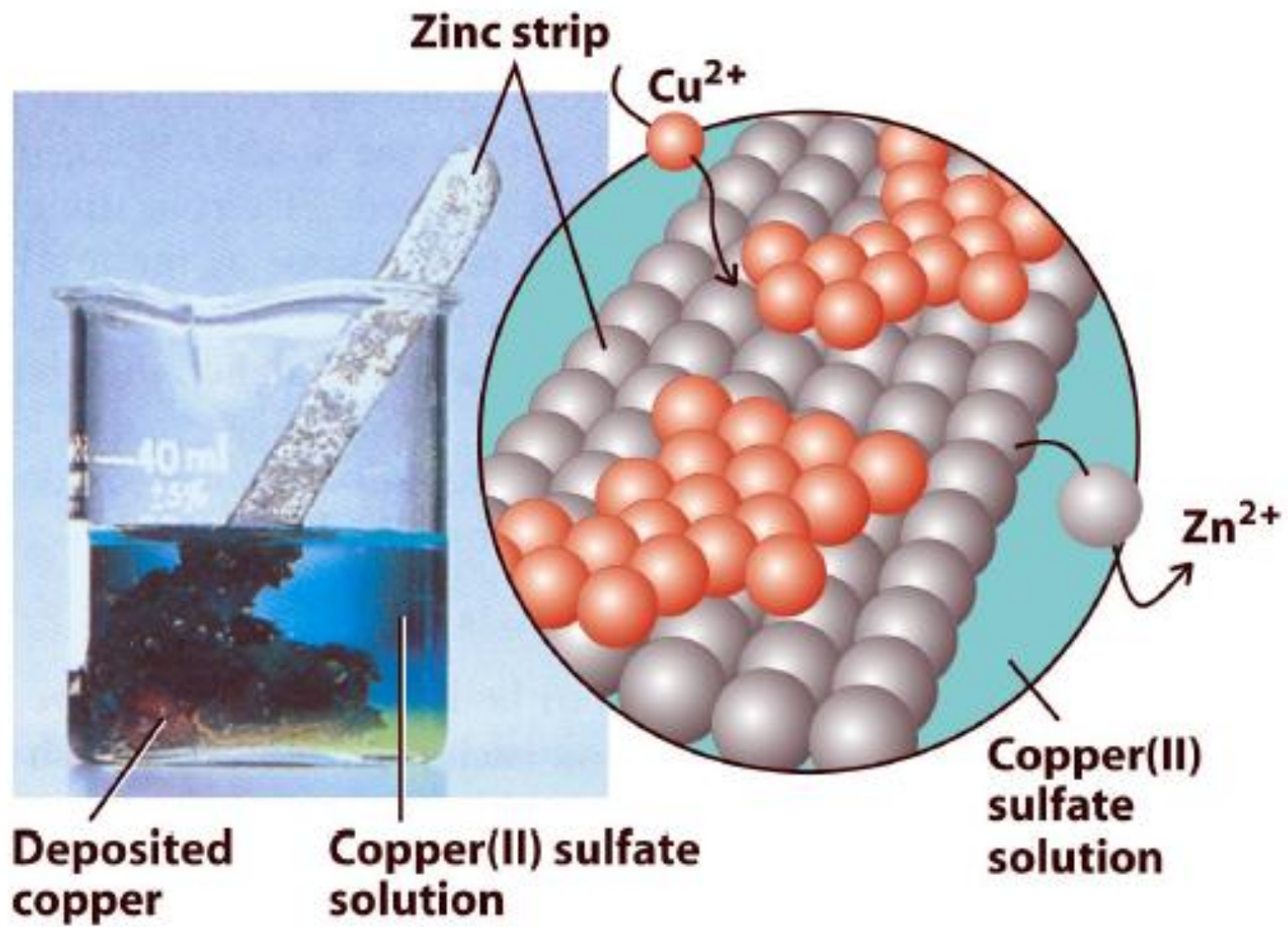


Non è però necessario conoscere la formula di Lewis di una data molecola per assegnare i numeri di ossidazione ai vari atomi che la compongono.

È in genere sufficiente applicare le seguenti regole:

- 1- Il numero di ossidazione di un atomo in una **sostanza elementare**, in qualsiasi forma allotropica è **zero**.
Ad esempio, il n.o. del Cl in Cl_2 , o del O in O_2 o O_3 , o del C in grafite e diamante è zero.
- 2- Il numero di ossidazione di un atomo del **gruppo IA** (metalli alcalini) in tutti i composti è **+1**; quello di un atomo del **gruppo IIA** (metalli alcalino-terrosi) in tutti i composti è **+2**.

- 3- Il numero di ossidazione del **fluoro** è sempre **-1**.
- 4- Il numero di ossidazione degli **alogeni** è **-1** eccetto che nei composti con ossigeno o con altri alogeni.
Es: BrCl (Il cloro ha n. ox.= -1, il bromo = +1)
- 5- Il numero di ossidazione dell'**ossigeno** è generalmente **-2** eccetto i perossidi, come H_2O_2 e Na_2O_2 in cui è **-1**.
- 6- Il numero di ossidazione **idrogeno** è generalmente **+1** eccetto che negli idruri metallici, come LiH, NaH in cui è **-1**.
- 7- La somma dei numeri di ossidazione degli atomi di una molecola neutra è zero, di uno ione poliatomico è uguale alla carica dello ione.



Esempi:



$$x_{\text{H}} + x_{\text{Cl}} + 4x_{\text{O}} = 0$$

$$1 + x_{\text{Cl}} + 4(-2) = 0$$

$$x_{\text{H}} = +1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 8 - 1 = +7$$



$$x_{\text{Cl}} + 4x_{\text{O}} = -1$$

$$x_{\text{Cl}} + 4(-2) = -1$$

$$x_{\text{H}} = +1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 8 - 1 = +7$$



$$x_{\text{Cl}} + x_{\text{O}} = -1$$

$$x_{\text{Cl}} + (-2) = -1$$

$$x_{\text{H}} = +1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 2 - 1 = +1$$



$$x_{\text{N}} + 3x_{\text{O}} = -1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{N}} + 3(-2) = -1 \quad x_{\text{N}} = 6 - 1 = +5$$



$$x_{\text{S}} + 4x_{\text{O}} = -2 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{S}} + 4(-2) = -2 \quad x_{\text{S}} = 8 - 2 = +6$$



$$x_{\text{Mn}} + 4x_{\text{O}} = -1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Mn}} + 4(-2) = -1 \quad x_{\text{Mn}} = 8 - 1 = +7$$



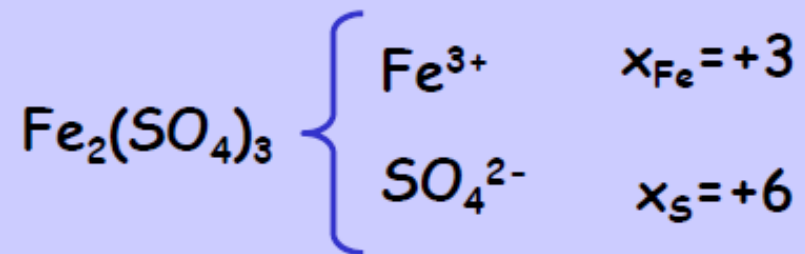
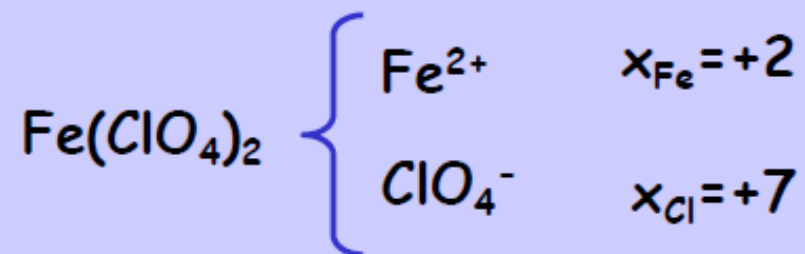
$$2x_{\text{Cr}} + 7x_{\text{O}} = -2 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$2x_{\text{Cr}} + 7(-2) = -2 \quad 2x_{\text{Cr}} = 14 - 2 = +12 \quad x_{\text{Cr}} = +12/2 = +6$$

Nel caso di composti ionici è conveniente considerare separatamente gli ioni: ciò richiede però la conoscenza degli anioni poliatomici più comuni.

Consideriamo ad esempio $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$

Riconoscendo l'anione ClO_4^- si deduce che il catione sarà Fe^{2+}



Reazioni di ossido-riduzione

Si consideri la seguente reazione:



Poiché la carica degli ioni implicati non varia con la reazione, non è affatto evidente che questa sia una reazione di ossido-riduzione, cioè che vi sia un trasferimento di elettroni.

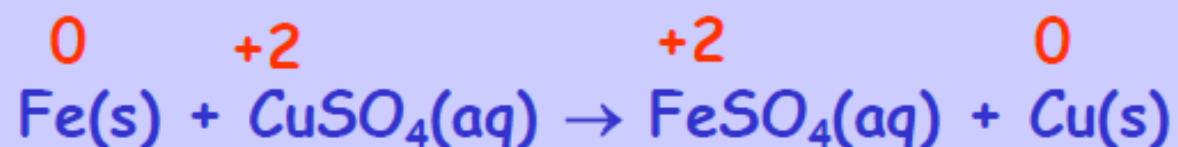
La maniera migliore per identificare una reazione di ossido-riduzione è di osservare se si ha variazione dei numeri di ossidazione. Questo si può fare scrivendo i numeri di ossidazione per i principali elementi (in genere né O né H) sopra le formule delle sostanze implicate.



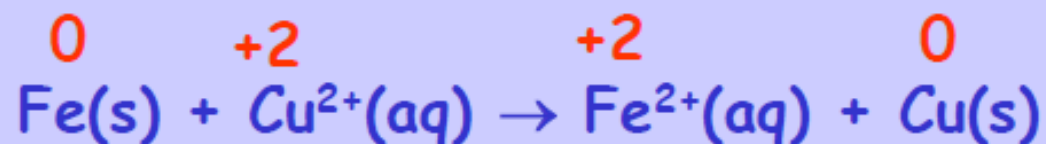
Si vede così che il cloro passa dallo stato di ossidazione +1 a -1 mentre l'azoto passa da +3 a +5: si ha quindi un trasferimento formale di due elettroni dall'azoto al cloro.

In generale una reazione di ossido-riduzione è definita come una reazione in cui si ha trasferimento di elettroni fra le specie reagenti o in cui gli atomi variano il loro numero di ossidazione.

In alcuni casi il trasferimento elettronico è evidente solo quando la reazione è scritta in forma ionica netta. Ad esempio la reazione:

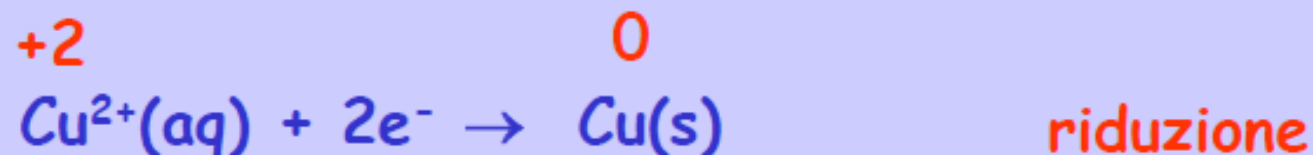


in forma ionica diventa:



Una reazione di ossido-riduzione può essere separata in due semireazioni una delle quali implica una perdita di elettroni (**ossidazione**) mentre l'altra implica un acquisto di elettroni (**riduzione**).

Ad esempio per la reazione precedente:



In generale nell'ossidazione si ha un aumento del numero di ossidazione, mentre nella riduzione si ha una diminuzione del numero di ossidazione.

Si definisce **ossidante** una specie che ossida altre specie e che perciò nella reazione si riduce (Cu^{2+}).

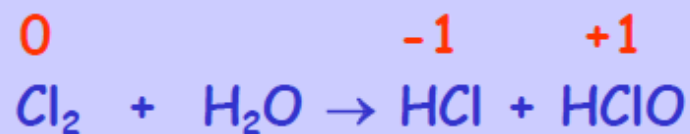
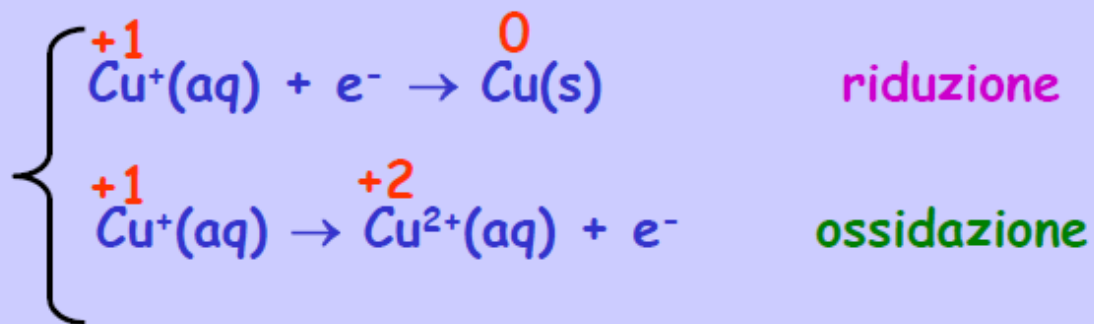
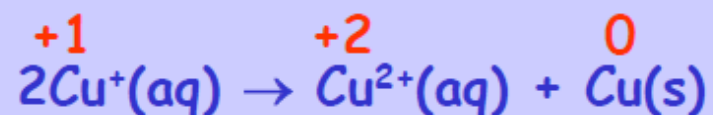
Si definisce **riducente** una specie che riduce altre specie e che perciò nella reazione si ossida (Fe).



Reazioni di disproporzionamento o dismutazione

Sono una classe particolare di reazioni di ossido-riduzione in cui una stessa specie si ossida e si riduce.

Ad esempio:



Bilanciamento delle Equazioni di ossido-riduzione

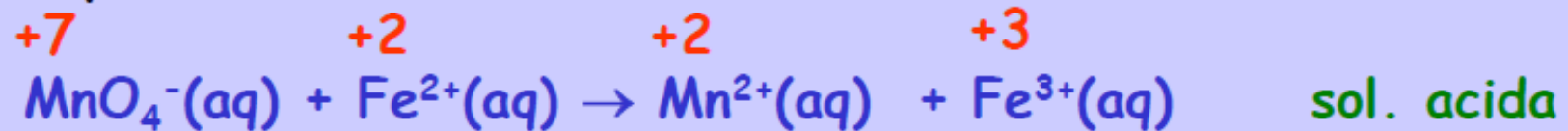
Le equazioni di ossido-riduzione sono spesso troppo difficili da bilanciare per tentativi e per il loro bilanciamento si fa uso di metodi sistematici.

Noi vedremo in dettaglio il **metodo delle semireazioni** che è particolarmente utile per le equazioni in forma ionica.

Tale metodo è basato su quattro stadi:

- 1- Identificare le specie che si sono ossidate e ridotte
- 2- Scrivere le due semireazioni di ossidazione e riduzione in forma incompleta. Qui si bilanciano le specie di cui varia il numero di ossidazione e si scrivono esplicitamente gli elettroni
- 3- Bilanciare le semireazioni rispetto alla carica elettrica e poi rispetto alla massa (agli atomi) usando H^+/H_2O in soluzione acida o OH^-/H_2O in soluzione basica
- 4- Combinare le semireazioni bilanciate in modo da eliminare gli elettroni

Esempio:



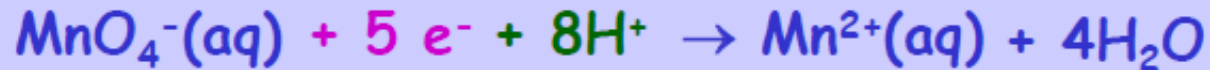
Le due semireazioni incomplete sono:



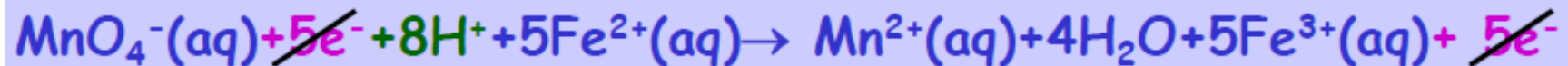
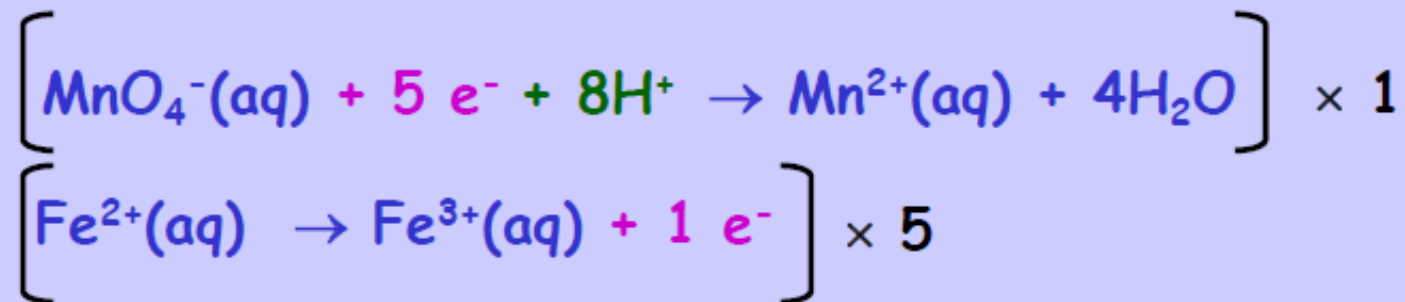
Controlliamo il bilancio di carica. La seconda semireazione è già bilanciata sia per la carica che per la massa. Il bilancio di carica per la prima, poiché siamo in ambiente acido, va effettuato con ioni H^+ (x ioni)



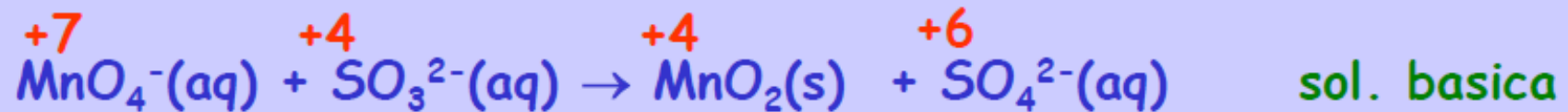
Il bilancio di massa va effettuato con H_2O



A questo punto le due semireazioni vanno moltiplicate per dei fattori tali che quando esse vengono sommate gli elettroni si eliminino:



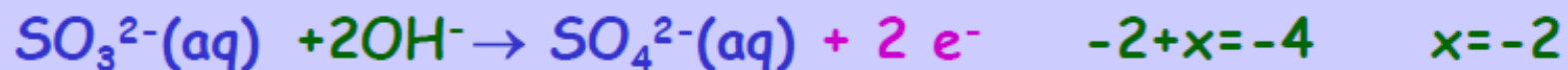
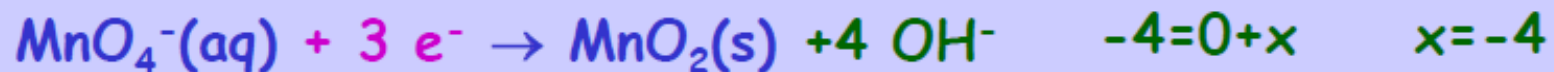
Esempio:



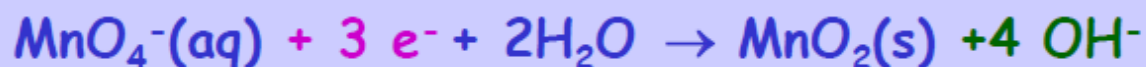
Le due semireazioni incomplete sono:



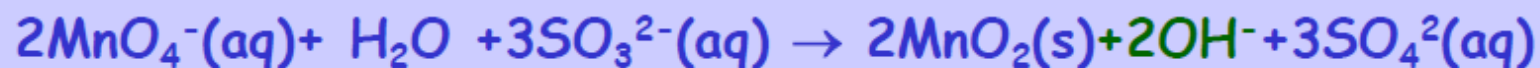
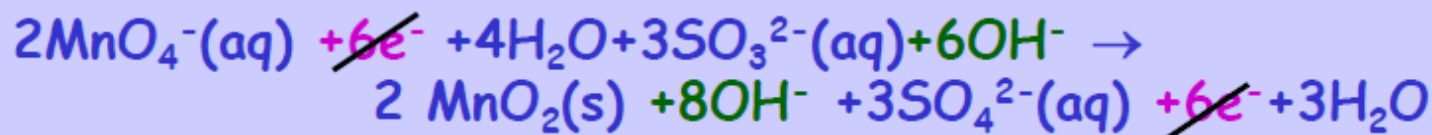
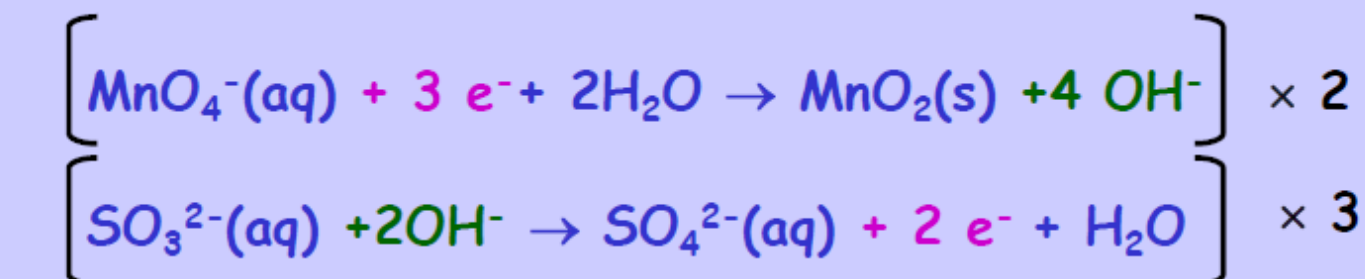
Il bilancio di carica, poiché siamo in ambiente basico, va effettuato con ioni OH^-



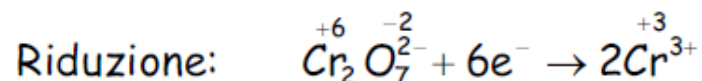
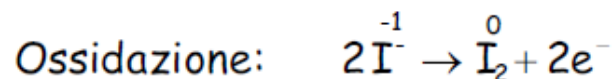
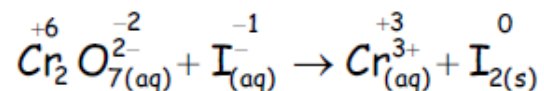
Il bilancio di massa va effettuato con H_2O



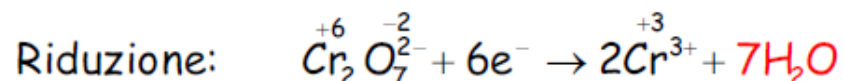
A questo punto le due semireazioni vanno moltiplicate per dei fattori tali che quando esse vengono sommate gli elettroni si eliminino:



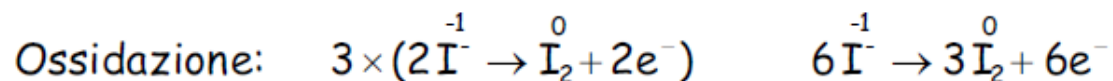
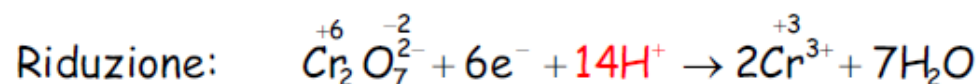
Esempio: Bilanciamento di una reazione redox in soluzione acida



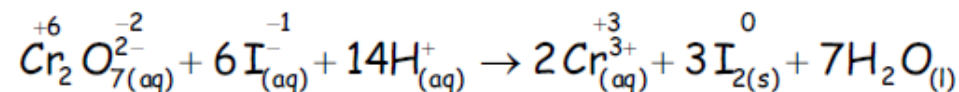
In questo caso però la semireazione di riduzione non è bilanciata per l'ossigeno...

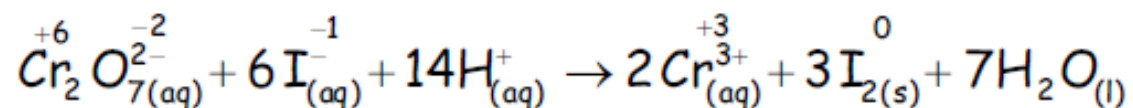


E ora bisogna bilanciare l'idrogeno senza modificare l'ossigeno...

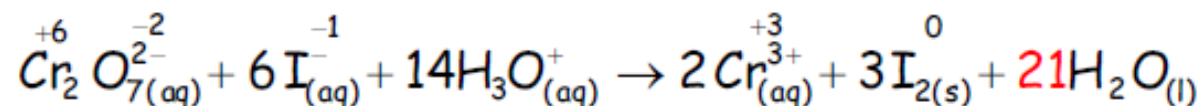


Somma delle semireazioni



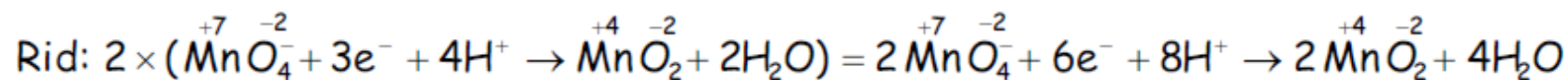
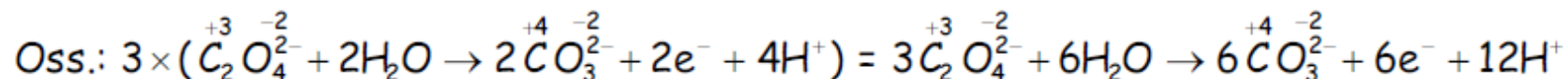
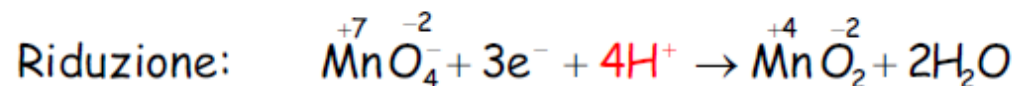
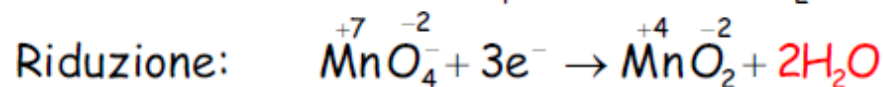
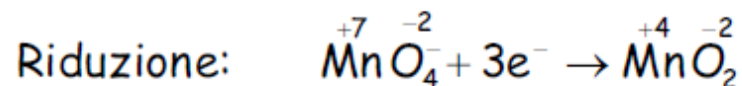
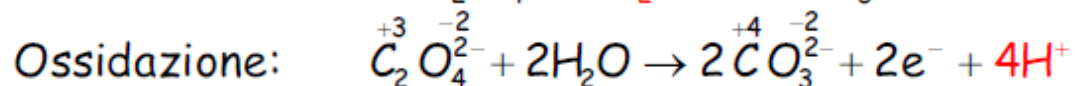
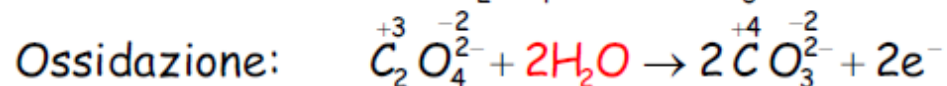
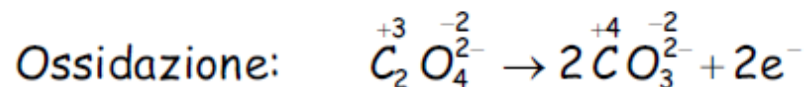
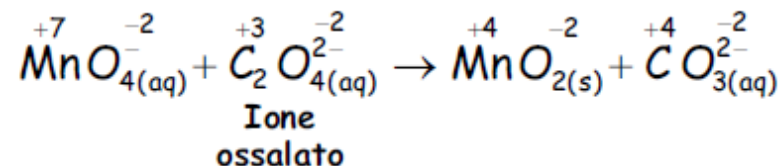


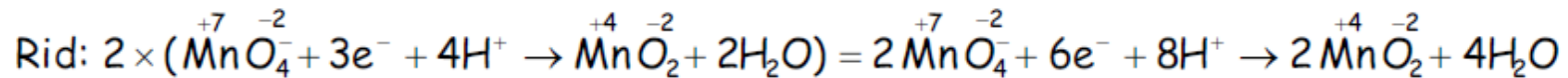
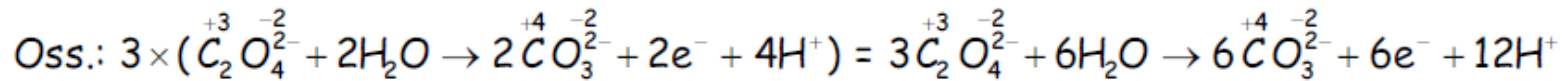
Se si vuole bilanciare la reazione utilizzando la specie H_3O^+ è sufficiente aggiungere un numero di molecole di H_2O pari al numero di H^+ :



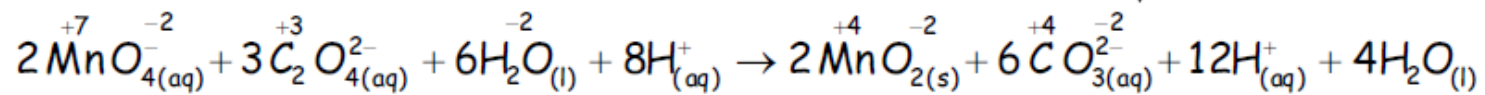
In ogni caso, anche se il bilanciamento con H_3O^+ è più corretto chimicamente, spesso le reazioni redox sono bilanciate con il semplice H^+ . Questo non determina nessun errore nello studio quantitativo del processo redox.

Esempio: Bilanciamento di una reazione redox in soluzione basica

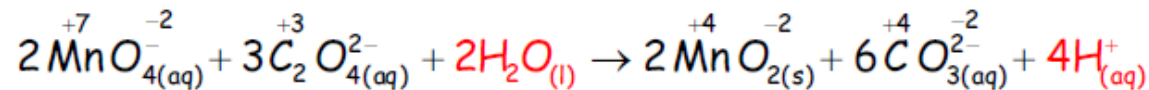




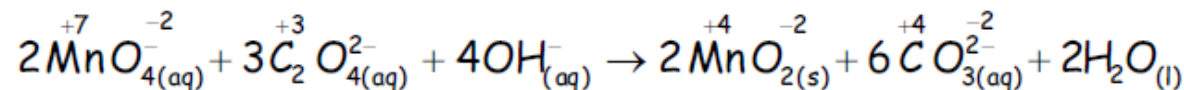
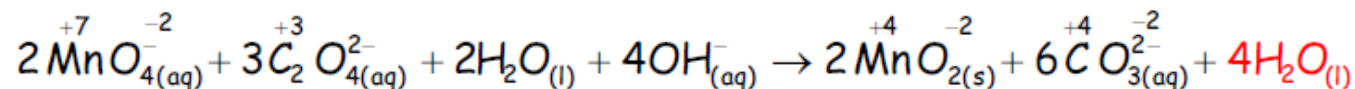
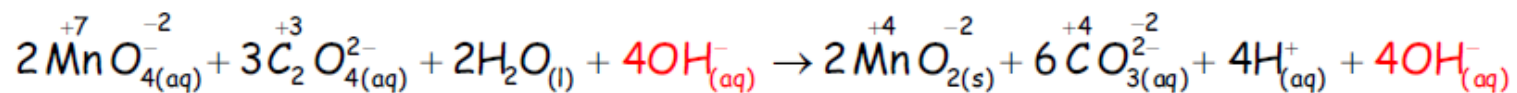
Somma delle semireazioni



Si semplificano le specie uguali

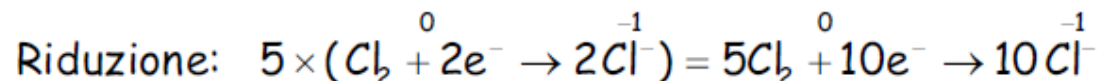
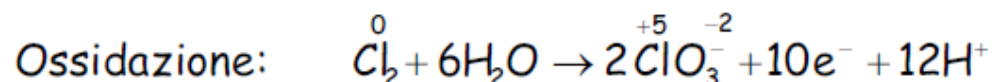
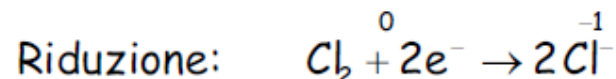
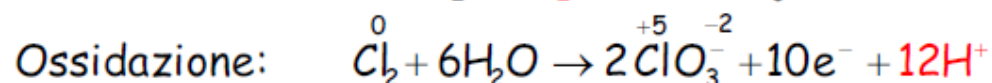
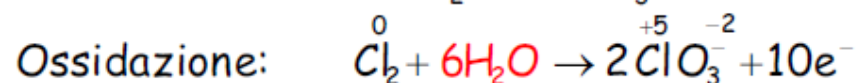
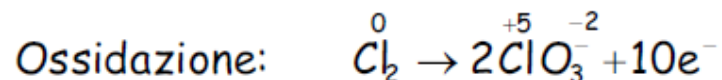
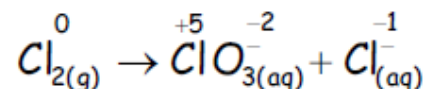


Si neutralizzano gli H⁺ nei prodotti per ottenere l'ambiente basico

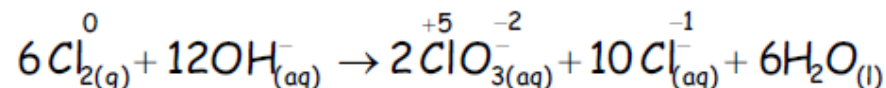
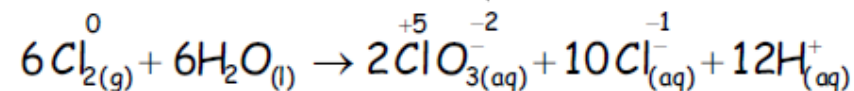


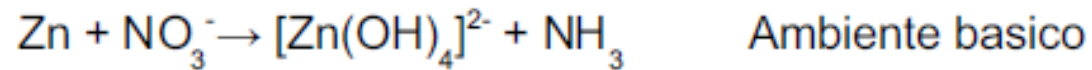
Esempio: Reazioni redox di **disproporzionamento** o **dismutazione**

Sono processi redox in cui la stessa specie chimica agisce da riducente e ossidante.

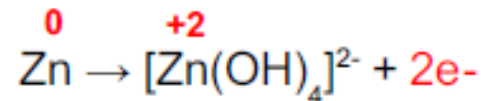


Somma delle semireazioni

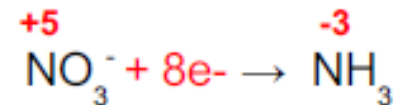




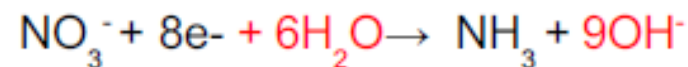
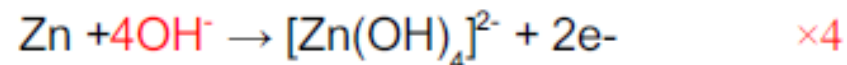
Semireazione di ossidazione:



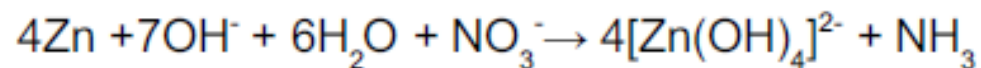
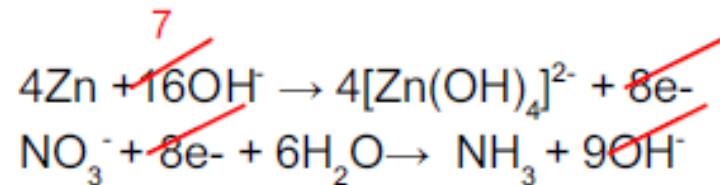
Semireazione di riduzione:

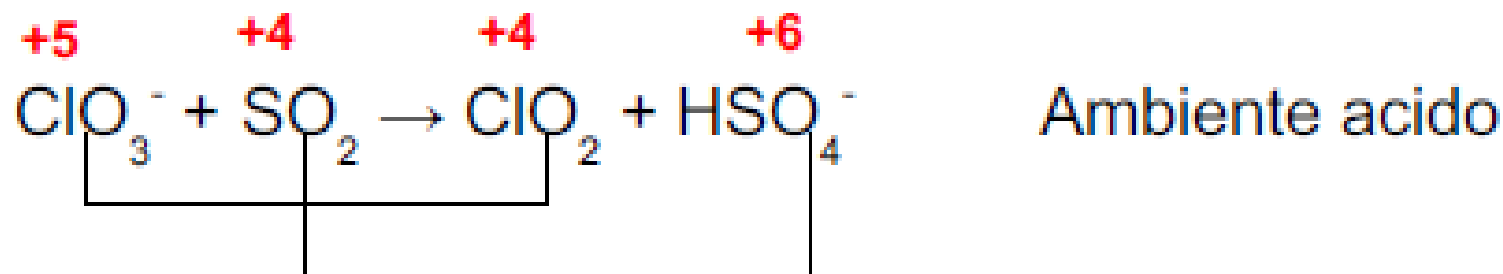


Bilanciamento delle due semireazioni:



Si moltiplica la prima semireazione per 4:





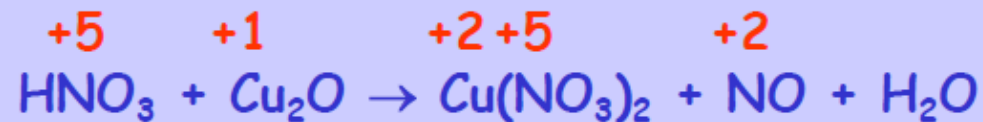
1



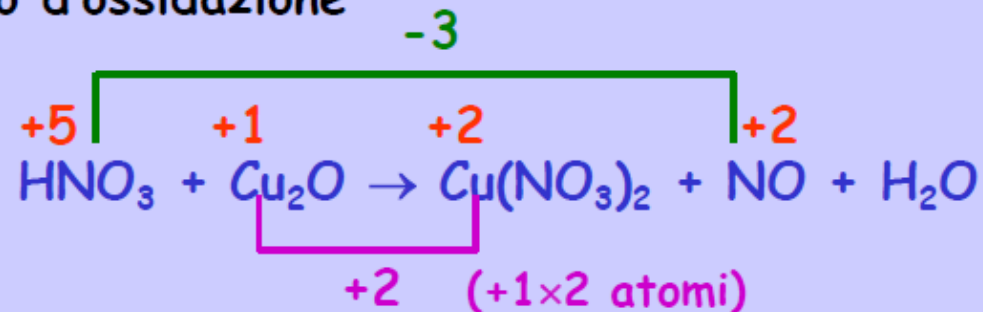
Per il bilanciamento delle reazioni molecolari a volte può essere utile usare un metodo semplificato noto come **metodo del numero di ossidazione**.

Questo metodo si basa sul fatto che la variazione del numero di ossidazione della specie che si ossida deve essere uguale in valore assoluto alla variazione della specie che si riduce.

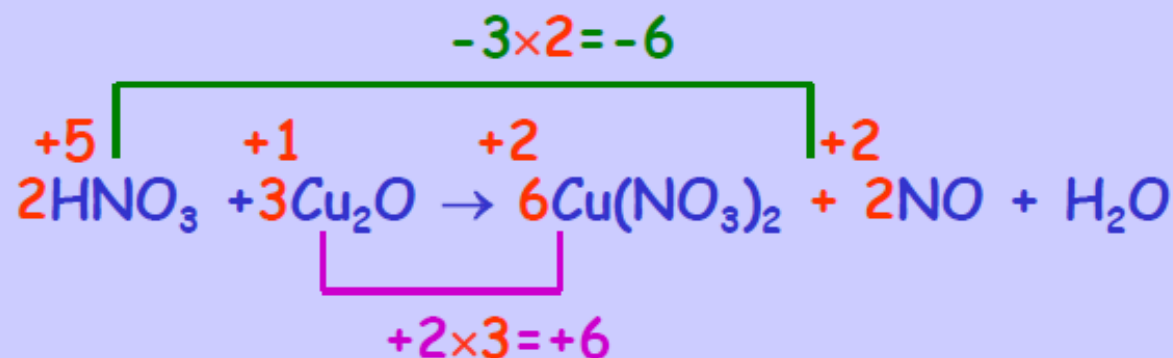
Esempio:



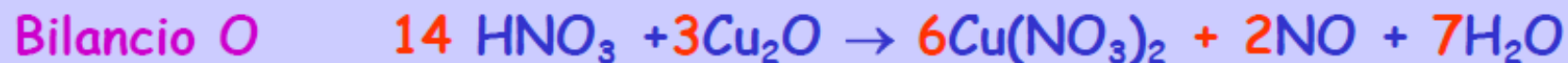
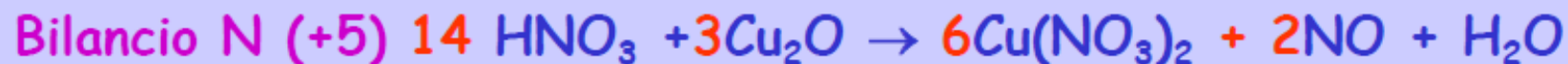
Prima si identificano le semireazioni indicandole con delle frecce esterne fra gli atomi che cambiano numero d'ossidazione, si bilanciano tali atomi e sulle frecce si scrive la variazione totale del numero d'ossidazione



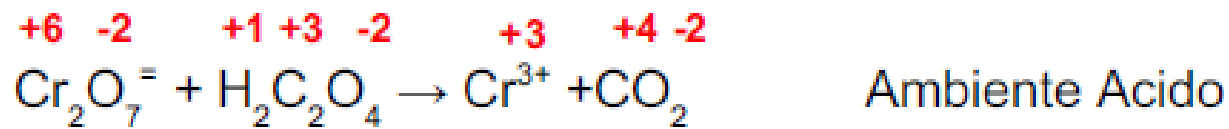
Si rendono uguali i valori assoluti delle variazioni moltiplicando per opportuni fattori le specie implicate (3 e 2)



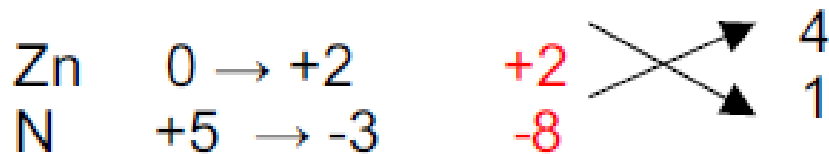
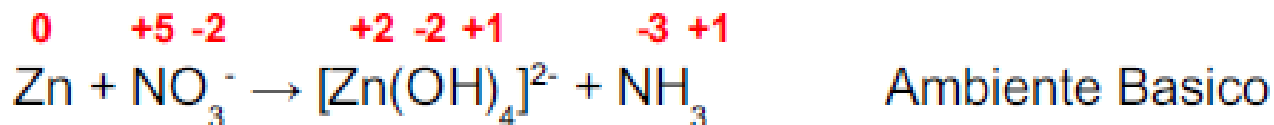
Gli atomi rimanenti vanno bilanciati mediante verifica:

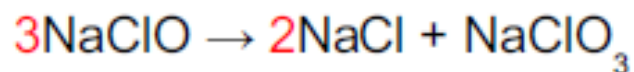
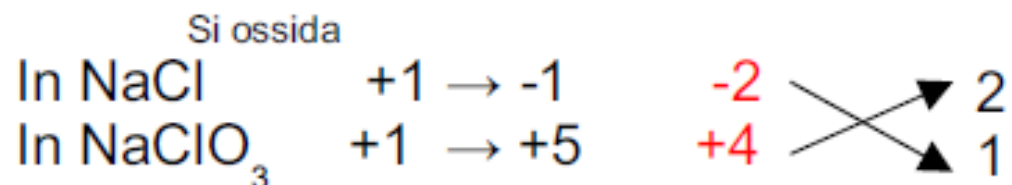
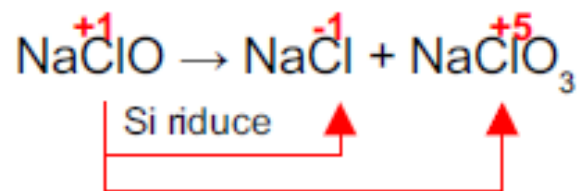


Nel bilanciamento degli atomi di N si aggiungono a sinistra 12 HNO_3 con l'azoto nello stesso stato di ossidazione dei 12 ioni NO_3^- a destra.

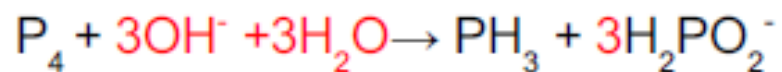
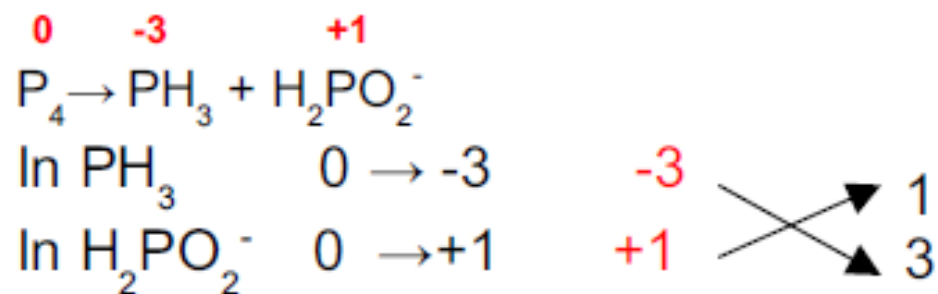


Es. 7





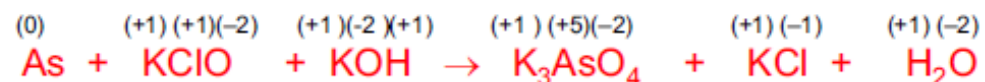
Es. 2





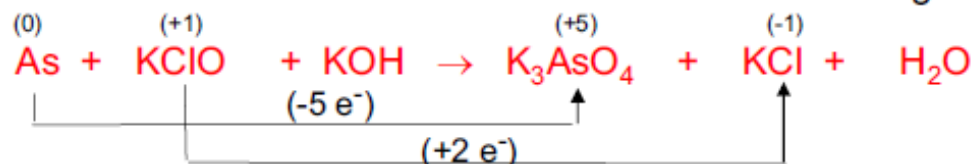
BILANCIAMENTO ELETTRONICO:

- vengono determinati i numeri di ossidazione:

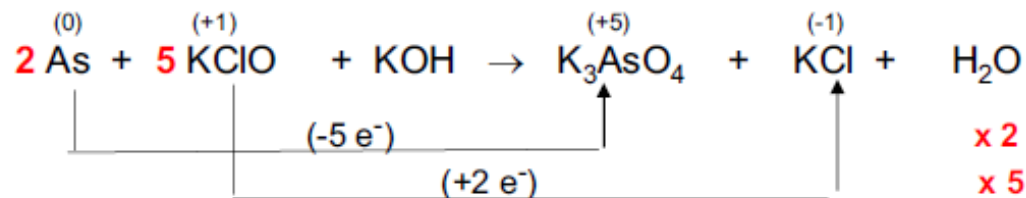


- As e Cl variano il proprio numero di ossidazione

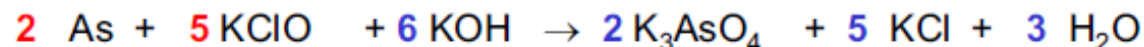
- vengono individuate le **due semireazioni** ed il numero di elettroni in gioco:



- vengono individuati i due numeri per cui moltiplicare le due semireazioni in modo che gli elettroni coinvolti siano in numero uguale. Questi due numeri diventano i coefficienti stechiometrici per i corrispondenti reagenti



- si procede al **bilanciamento di massa**:



Nomenclatura dei principali composti inorganici

Ogni specie chimica viene indicata con un nome univoco, tutto questo per razionalizzare i nomi dei composti in modo che vi sia una correlazione univoca tra la formula di un composto ed il suo nome. Le regole della nomenclatura sono pubblicate dalla IUPAC (**I**nternational **U**nion of **P**ure and **A**ppplied **C**hemistry). Esiste una nomenclatura tradizionale che è ancora utilizzata.

Composti

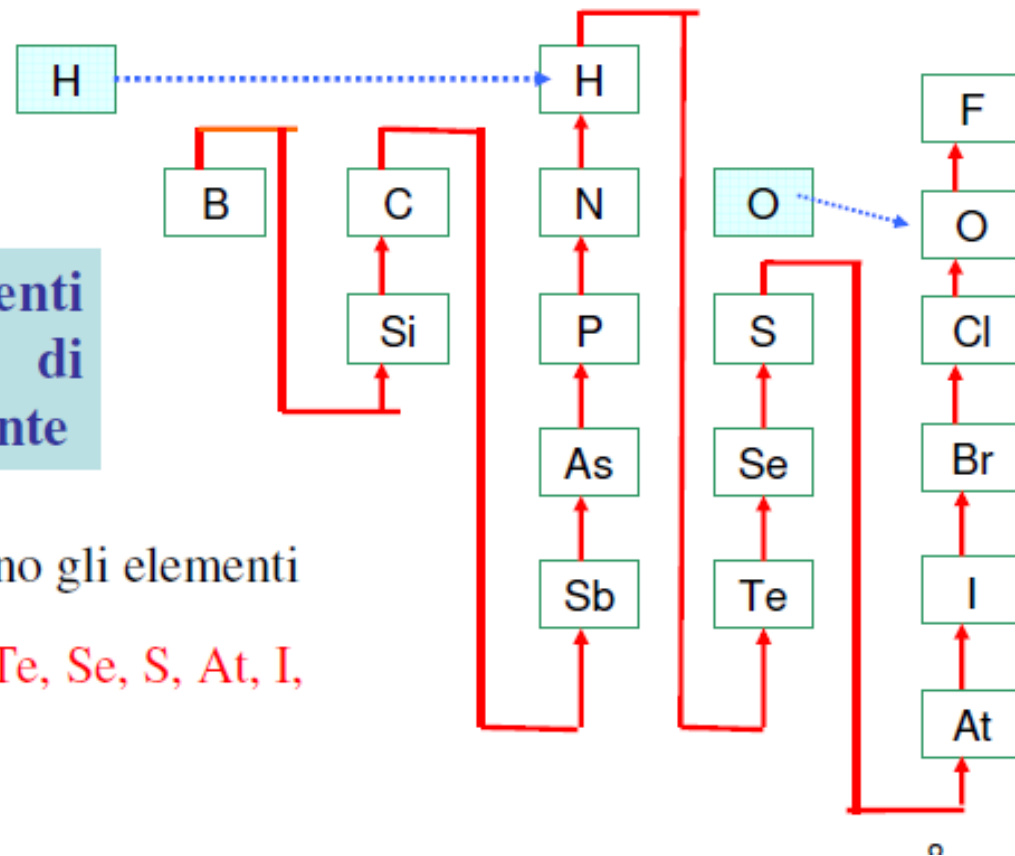
I composti sono delle sostanze chimiche formate da 2 o più specie atomiche e vengono dette composti binari, ternari, ecc.

Nei composti gli elementi si ordinano in senso di elettronegatività crescente

➤ Ordine con cui compaiono gli elementi nelle formule:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F

perciò NH_3 e non H_3N
 CH_4 e non H_4C



Composti binari con l'OSSIGENO

◆ OSSIDI

Nella nomenclatura **IUPAC** i prefissi (mono), di, tri, indicano il numero di atomi di O e dell'altro elemento, altrimenti si può utilizzare la notazione di Stock in cui si precisa tra parentesi in NUMERO ROMANO il numero di ossidazione dell'atomo.

CaO	Ossido di calcio	
CO	Ossido di carbonio	Ossido di carbonio(II) (Monossido di C)
CO ₂	Diossido di carbonio	Ossido di carbonio(IV)
SO ₂	Diossido di zolfo	Ossido di zolfo(IV)
SO ₃	Triossido di zolfo	Ossido di zolfo(VI)
NO	Ossido di azoto	Ossido di azoto(II)
NO ₂	Diossido di azoto	Ossido di azoto(IV)
N ₂ O	Ossido di diazoto	Ossido di azoto(I)
FeO	Ossido di ferro	Ossido di ferro(II)
Fe ₂ O ₃	Triossido di diferro	Ossido di ferro(III)

Eccezione OF₂ difloruro di ossigeno

La nomenclatura tradizionale fa distinzione tra:

Composti fra ossigeno e un metallo:

ossidi BASICI

Suffissi **-OSO** e **-ICO**

FeO	Ossido ferroso
Fe ₂ O ₃	Ossido ferrico
Cu ₂ O	Ossido rameoso
CuO	Ossido rameico

Composti fra ossigeno e un non metallo:

ossidi ACIDI o ANIDRIDI

Suffissi **-OSA** e **-ICA** e prefissi **IPO** e **PER**

N ₂ O ₃	Anidride nitrosa
N ₂ O ₅	Anidride nitrica
SO ₂	Anidride solforosa
SO ₃	Anidride solforica
Cl ₂ O	Anidride ipoclorosa
Cl ₂ O ₃	Anidride clorosa
Cl ₂ O ₅	Anidride clorica
Cl ₂ O ₇	Anidride perclorica

Altri composti con l'OSSIGENO:

PEROSSIDI (contengono un legame covalente tra due atomi di O)

Na_2O_2 **Perossido** di sodio

H_2O_2 **Perossido** di idrogeno o acqua ossigenata

SUPEROSSIDI (composti ionici contenenti O_2^-)

KO_2 **Superossido** di potassio

Composti binari con l'IDROGENO:

◆ ACIDI NON OSSIGENATI o IDRACIDI

Sono formati dall'idrogeno più un elemento del gruppo VI o VII.

Nella nomenclatura IUPAC vengono indicati allo stesso modo di tutti i composti binari: nome dell'elemento *più elettronegativo* + desinenza uro + *di idrogeno*

Nella nomenclatura tradizionale si indicano come:

Acido + (radice nome elemento non metallico) + suffisso **-idrico**, si chiamano anche **IDRACIDI**

HF	Fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
HCl	Cloruro di idrogeno	acido cloridrico
HBr	Bromuro di idrogeno	acido bromidrico
HI	Ioduro di idrogeno	acido iodidrico
H ₂ S	Solfuro di diidrogeno	acido solfidrico
HCN	Cianuro di idrogeno	acido cianidrico

◆ IDRURI

Composti formati dall'idrogeno con elementi metallici del I e II gruppo

Idruro + nome dell'elemento metallico

NaH Idruro di sodio

LiH Idruro di litio

CaH₂ Idruro di calcio

Nomi d'uso

H₂O

Acqua

NH₃

Ammoniaca

PH₃

Fosfina

AsH₃

Arsina

B₂H₆

Diborano

N₂H₄

Idrazina

IDROSSIDI

Composti ionici formati da un catione metallico e da uno o più gruppi OH^- che ne neutralizzano la carica.

Si indicano come **idrossido + nome del metallo + stato di ossidazione**, che nella **nomenclatura IUPAC** viene indicato con la **notazione di Stock**, mentre in quella **tradizionale** con i suffissi **oso** e **ico**.

NaOH	Idrossido di sodio	
Mg(OH)_2	Idrossido di magnesio	
Fe(OH)_3	Idrossido di ferro(III)	Idrossido ferr ico
Fe(OH)_2	Idrossido di ferro(II)	Idrossido ferros o

Ioni monoatomici

CATIONI

IUPAC: IONE + NOME dell'ELEMENTO precisando tra parentesi in NUMERO ROMANO il numero di ossidazione dello ione (notazione di Stock), quando necessario.

TRADIZIONALE: se uno ione può avere più n.o. si indica il nome dell'elemento con suffissi OSO (carica più bassa) o ICO (carica più elevata).

Ca^{2+}	Ione calcio	Ione calcio
Zn^{2+}	Ione zinco	Ione zinco
Na^{+}	Ione sodio	Ione sodio
Cu^{2+}	Ione rame(II)	Ione rameico
Cu^{+}	Ione rame(I)	Ione rameoso
Fe^{3+}	Ione ferro(III)	Ione ferrico
Fe^{2+}	Ione ferro(II)	Ione ferroso

Ioni monoatomici

ANIONI

IONE + NOME dell'ELEMENTO + desinenza URO.

Br^-	Ione brom uro
F^-	Ione flor uro
Cl^-	Ione clor uro
S^{2-}	Ione solf uro
P^{3-}	Ione fosf uro

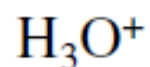
Eccezioni:

H^-	Ione idruro	Non idrogenuro
O^{2-}	Ione ossido	Non ossigenuro
N^{3-}	Ione nitruro	Non azoturo

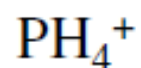
Ioni poliatomici

CATIONI

Ione + nome dell'elemento legato all'idrogeno + desinenza onio

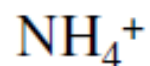


Ione oss**onio**



Ione fosf**onio**

Eccezione:



Ione amm**onio** (non azotonio)

Ioni poliatomici

ANIONI

Ione + nome elemento + desinenza **-uro**

S_2^{2-} Ione disolf**uro**

CN^- Ione cian**uro**

C_2^{2-} Ione carb**uro**

ECCEZIONI:

OH^- ione idrossido

O_2^{2-} Ione perossido

O_2^- Ione superossido

OSSOANIONI

Nella **nomenclatura IUPAC** l'elemento centrale, che assume la desinenza **-ato**, viene preceduto dal termine **ione**, mentre il numero di atomi di O legati all'atomo centrale viene precisato con prefissi (di, tri,...). Altrimenti si aggiunge l'indicazione del n.o. dell'elemento centrale con la notazione di Stock. Nella **nomenclatura tradizionale**, i diversi n.o. sono indicati usando suffissi **-ito** e **-ato**, insieme ai prefissi **ipo** e **per** a indicare il n.o. più basso e più alto, rispettivamente.

SO_3^{2-}	ione sol ato (IV) ione triossol ato	(ione sol ito)
SO_4^{2-}	ione sol ato (VI) ione tetraossol ato	(ione sol ato)
NO_2^-	ione nit ato (III) ione diossonit ato	(ione nit ito)
NO_3^-	ione nit ato (V) ione triossonit ato	(ione nit ato) ₂₀

CO_3^{2-}	ione carbonato(IV) ione triossocarbonato	(ione carbonato)
ClO^-	ione clorato(I) ione (mono)ossoclorato	(ione ipoclorito)
ClO_2^-	ione clorato(III) ione diossoclorato	(ione clorito)
ClO_3^-	ione clorato(V) ione triossoclorato	(ione clorato)
ClO_4^-	ione clorato(VII) ione tetraossoclorato	(ione perclorato)

ACIDI derivanti da ossoanioni (OSSOACIDI)

Nella *nomenclatura tradizionale* si usa il nome dell'ossoanione corrispondente, sostituendo a “ione” la parola “acido” e variando la desinenza:

-ito diventa **-oso**

-ato diventa **-ico**

SO_3^{2-}	ione solf <u>ito</u>	H_2SO_3	Acido solfor <u>oso</u>
SO_4^{2-}	ione solf <u>ato</u>	H_2SO_4	Acido solfor <u>ico</u>
NO_2^-	ione nitri <u>to</u>	HNO_2	Acido nitro <u>so</u>
NO_3^-	ione nitr <u>ato</u>	HNO_3	Acido nitr <u>ico</u>

Se inoltre sono presenti più stati di ossidazione si usano anche i prefissi **ipo** e **per** a indicare il n.o. più basso e più alto, rispettivamente.

Alcuni esempi di OSSOACIDI

HClO	clorato(I) di idrogeno	acido ipocloroso
HClO_2	clorato(III) di idrogeno	acido cloroso
HClO_3	clorato(V) di idrogeno	acido clorico
HClO_4	clorato(VII) di idrogeno	acido perclorico
HIO_4	iodato(VII) di idrogeno	acido periodico
H_2CrO_4	cromato(VI) di diidrogeno	acido cromo ico
H_3AsO_3	arseniato(III) di triidrogeno	acido arsenioso
H_3AsO_4	arseniato(V) di triidrogeno	acido arseni ico

SALI con anioni derivanti da ossoacidi

Composti formati dall'anione di un ossoacido e da un metallo.

Sia la **nomenclatura IUPAC** che quella **tradizionale** mantengono il nome dell'ossoanione corrispondente, omettendo il termine "ione" e specificando il **nome del catione**.

CaSO_3	sol fato (IV) di calcio triossol fato di calcio	sol fito di calcio
CaSO_4	sol fato (VI) di calcio tetraossol fato di calcio	sol fato di calcio
Na_2SO_4	sol fato (VI) di disodio tetraossol fato di disodio	sol fato di sodio
KNO_2	nitr ato (III) di potassio diossonitr ato di potassio	nitr ito di potassio

NaNO_3	nitrat o (V) di sodio triossonitrat o sodio	nitrat o di sodio
Na_3PO_4	fosfat o (V) di trisodio tetraossofosfat o di trisodio	ortofosfat o di sodio

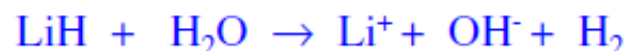
SALI contenenti atomi di idrogeno

Sia la **nomenclatura IUPAC** che quella **tradizionale** mantengono il nome del sale corrispondente premettendo il termine idrogeno.

NaHCO_3	Idrogeno carbonato(IV) di sodio	Idrogeno carbonato di sodio bicarbonato di sodio
KHSO_3	Idrogeno solfato(IV) di potassio	Idrogeno solfito di potassio bisolfito di potassio
NaH_2PO_4	Diidrogeno fosfato(V) di sodio	Diidrogeno fosfato di sodio ²⁷

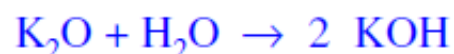
Idruri

Composti binari dell'idrogeno con elementi fortemente elettropositivi (metalli alcalini e alcalino terrosi). In H₂O si decompongono liberando H₂ e formando soluzioni basiche (si comportano come basi forti formando idrossidi).



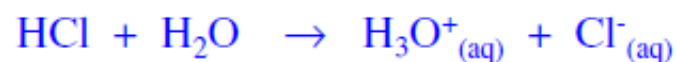
Idrossidi

Sono sostanze fortemente basiche che si ottengono per reazione degli ossidi basici con H₂O:



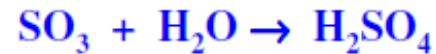
Idracidi

In H₂O gli idracidi si ionizzano in H⁺_(aq) e X⁻_(aq) formando soluzioni acide.

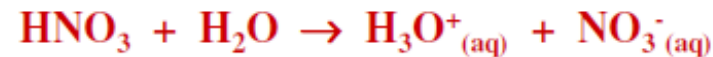


Ossoacidi

Si ottengono per reazione degli ossidi acidi (o anidridi) con H₂O:



In soluzione acquosa liberano ioni H⁺.



In base al numero di protoni che la molecola può liberare (idrogeni salificabili) gli ossoacidi vengono suddivisi in:

Monoprotici:	HNO ₂	HClO	HNO ₃
Diprotici:	H ₂ SO ₄	H ₂ MnO ₄	H ₂ CO ₃
Triprotici:	H ₃ PO ₄	H ₃ BO ₃	H ₃ AsO ₄
Tetraprotici:	H ₄ SiO ₄	H ₄ P ₂ O ₇	

Sali

Si ottengono per reazioni fra una base ed un acido (reazioni di neutralizzazione):



30

Scrivere il nome dei seguenti composti o ioni



[triossolfato (IV) di calcio]



[dicloruro di zinco]



[ammoniaca]



[bromuro di ammonio]



[ione cromo (II)]



[triossocarbonato (IV) di sodio]



[difloruro di calcio]



[diossido di silicio]



[acido tetraossocromico (VI)]



[ione triossonitrato (V)]



[idrossido di bario]

Scrivere la formula dei seguenti composti o ioni

Pentacloruro di fosforo	[PCl ₅]
Ammoniaca	[NH ₃]
Acido diossinitrico	[HNO ₂]
Triidrossido di alluminio	[Al(OH) ₃]
Solfuro di zinco	[ZnS]
Perossido di potassio	[K ₂ O ₂]
Pentossido di vanadio	[V ₂ O ₅]
Seleniuro di cadmio	[CdSe]
Ioduro di cesio	[CsI]
Tetracloruro di zolfo	[SCl ₄]
Idruro di potassio	[KI]
Ione stagno (IV)	[Sn ⁺⁴]
Ione ammonio	[NH ₄ ⁺]
Tetraossoclorato (VII) di litio	[LiClO ₄]
Acido fluoridrico	[HF]
Anidride carbonica	[CO ₂]
Idruro di magnesio	[MgH ₂]