

Glossario per il Corso di Chimica

(Prof. Mariorosario Masullo)

STRUTTURA DELL'ATOMO E PROPRIETA' PERIODICHE

- Affinità elettronica: energia liberata nella formazione di uno ione negativo.
- Alogeni: elementi con configurazione elettronica esterna s^2p^5 (o $ns^2 np^5$).
- Configurazione elettronica: indica la distribuzione e collocazione degli elettroni negli orbitali atomici.
- Elettrone: particella elementare con carica negativa ($1,6 \times 10^{-19}$ coulombs) e massa pari a $9,11 \times 10^{-28}$ g.
- Elettronegatività: grandezza che esprime il potere di attrazione di un elemento nei confronti degli elettroni di legame.
- Fotoni: particelle elementari definite come la quantità indivisibile di energia elettromagnetica o quanto di luce.
- Gas nobili: elementi con configurazione elettronica esterna s^2p^6 (o $ns^2 np^6$). Sono gas monoatomici e chimicamente inerti.
- Gruppo: colonna verticale nella tavola periodica che comprende elementi con proprietà chimiche simili.
- Metalli: si distinguono dagli elementi non metallici per la lucentezza, malleabilità, conducibilità e generale facilità di formazione di cationi.
- Metalli alcalini: elementi con configurazione elettronica esterna s^1 (o ns^1).
- Metalli alcalino-terrosi: elementi con configurazione elettronica esterna s^2 (o ns^2).
- Metalli di transizione: sono quelli in cui si verifica il riempimento di orbitali d e/o f di uno strato con numero quantico inferiore a quello caratteristico del periodo, a cui appartengono.
- Neutrone: particella elementare a carica nulla e di massa $1,67 \times 10^{-24}$ g presente nel nucleo degli atomi.
- Non metalli: elementi non malleabili, con bassa conducibilità e che non formano praticamente mai ioni positivi.
- Numero atomico: numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo.
- Numero di massa: numero pari alla somma dei protoni e dei neutroni presenti nel nucleo di un atomo.
- Orbitale: regione dello spazio dove esiste alta probabilità di trovare l'elettrone.
- Periodo: riga orizzontale nella tavola periodica, che comprende elementi con numero atomico crescente da sinistra a destra.
- Potenziale di ionizzazione: energia necessaria per strappare un elettrone dello strato esterno ad un atomo o ione.
- Protone: particella elementare con carica positiva ($1,6 \times 10^{-19}$ coulombs) e massa pari a $1,67 \times 10^{-24}$ g.
- Quanti: vedi fotoni.
- Raggio atomico: è una misura delle dimensioni di un atomo.
- Semimetalli: elementi con caratteristiche intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non metalli.
- Sistema periodico degli elementi: rappresentazione di tutti gli elementi chimici in una tavola che mette in evidenza il periodico ripetersi delle loro proprietà chimiche
- Spettro a righe: insieme di radiazioni elettromagnetiche con lunghezze d'onda caratteristiche
- Spettroscopia: scienza che studia la interazione delle radiazioni elettromagnetiche con la materia.
- Stato eccitato: stato instabile che corrisponde alla localizzazione di uno o più elettroni a livelli energetici superiori a quelli dello stato fondamentale
- Stato fondamentale: corrisponde alla localizzazione di tutti gli elettroni di un atomo a livello energetico minimo possibile.

LEGAME CHIMICO E GEOMETRIA MOLECOLARE

- Angolo di legame: angolo definito da due legami covalenti di uno stesso atomo.
- Anione: atomo o raggruppamento atomico dotato di una o più cariche negative.
- Catione: atomo o raggruppamento atomico dotato di una o più cariche positive.
- Composto apolare: quello nella cui molecola esiste una uniforme distribuzione di carica; ha carattere idrofobico.
- Composto ionico: composto formato da ioni con carica opposta.
- Composto polare: quello nella cui molecola esiste un dipolo permanente; può avere carattere idrofilo.
- Elettroni delocalizzati: elettroni condivisi da tre o più atomi.
- Elettroni di valenza: elettroni che occupano gli orbitali dello strato esterno di un atomo.
- Energia di legame: energia necessaria per rompere un legame chimico.
- Forze di Van der Waals: deboli forze di attrazione tra atomi o molecole.
- Interazioni o legami idrofobici: forze di attrazione tra composti apolari che si generano dalla loro tendenza a non interagire con l'acqua.
- Ione: atomo o raggruppamento atomico dotato di una o più cariche positive o negative.
- Legame covalente: legame tra due atomi derivante dalla condivisione di una o più coppie di elettroni.
- Legame a idrogeno: legame di natura elettrostatica tra un atomo di idrogeno legato con legame covalente ad un atomo fortemente elettronegativo, ed un atomo fortemente elettronegativo di un'altra molecola.
- Legame coordinativo: legame covalente in cui gli elettroni messi in compartecipazione provengono entrambi da uno solo di due atomi tra loro legati.
- Legame dativo: v. legame coordinativo.
- Legame doppio: legame tra due atomi derivante dalla condivisione di due coppie di elettroni.
- Legame ionico: legame fra uno ione positivo ed uno ione negativo.
- Legame semplice: legame tra due atomi derivante dalla condivisione di una coppia di elettroni.
- Legame triplo: legame tra due atomi derivante dalla condivisione di tre coppie di elettroni.
- Legame σ : legame covalente con simmetria cilindrica attorno all'asse che unisce i nuclei dei due atomi legati.
- Legame π : legame covalente risultante dalla sovrapposizione di orbitali atomici p_y o p_z .
- Lunghezza di legame: distanza tra i nuclei di atomi tra loro legati.
- Molecola: la più piccola entità chimica di un elemento o composto capace di esistenza indipendente.
- Numero di coordinazione: numero di leganti che uno ione metallico può coordinare.
- Orbitali ibridi: orbitali derivanti dal mescolamento di orbitali atomici.
- Ordine di legame: si assegna al legame covalente, e assume i valori 1, 2 e 3 rispettivamente nel caso del legame semplice, doppio e triplo.
- Risonanza: teoria in base alla quale la struttura di una determinata molecola si interpreta come o intermedia tra due o più strutture, dette forme limite di risonanza.
- Valenza: proprietà di un elemento, corrispondente al numero di atomi di idrogeno (o di un suo equivalente) che un atomo dell'elemento considerato può legare (se negativa) o sostituire in una reazione (se positiva).

ELEMENTI E COMPOSTI. ISOTOPI E RADIOATTIVITA

Becquerel (Bq): unità di misura della radioattività corrispondente ad una disintegrazione per secondo (dps).

Composto: individuo chimico costituito da due o più elementi

Decadimento radioattivo: trasformazione di nuclei radioattivi in nuclei diversi, accompagnata da emissione di radiazione ionizzanti.

Elemento: Individuo chimico costituito da atomi di una singola specie.

Fissione: frammentazione di un nucleo in due nuclei di massa approssimativamente uguale.

Fusione nucleare: formazione di un nucleo più pesante a partire da due nuclei leggeri.

Isotopi: nuclidi con uguale numero atomico e diverso numero di massa.

Miscela: insieme di due o più sostanze che, pur intimamente mescolate tra loro conservano le loro proprietà chimiche inalterate.

Miscela isotopica naturale: insieme degli isotopi di un elemento nei rapporti molari in cui essi si ritrovano in natura.

Nuclide: atomo caratterizzato dal numero atomico e dal numero di massa.

Radiazioni α : particelle aventi massa 4 e carica + 2.

Radiazioni β : particelle di carica unitaria negativa (β^-) o positiva (β^+) di massa identica a quella dell'elettrone.

Radiazioni γ : radiazioni di natura elettromagnetica ad alta energia che accompagnano il decadimento α e β .

Radionuclidi: atomi radioattivi di un dato elemento.

Tempo di semivita o di dimezzamento: tempo in cui la metà degli atomi radioattivi subisce il decadimento.

Trasmutazione: trasformazione di un elemento in un altro a seguito di una reazione nucleare con conseguente emissione di radiazioni.

PESO ATOMICO, MOLECOLARE, MOLE

Formula: insieme dei simboli degli atomi che costituiscono l'elemento o il composto.

Formula di struttura: rappresentazione schematica che mette in evidenza i legami tra gli atomi di un elemento o composto.

Formula minima: indica gli atomi del composto nel minimo rapporto possibile.

Formula molecolare: rappresenta le specie ed il numero degli atomi contenuti in una molecola.

Legge delle proporzioni multiple: detta anche legge di Dalton. Afferma che quando due elementi si combinano fra loro per formare più di un composto, le quantità in peso di uno di essi combinate con una quantità fissa dell'altro stanno fra loro in rapporti razionali semplici.

Legge delle proporzioni semplici: detta anche legge di Proust. Afferma che nei composti chimici gli elementi costituenti sono presenti in un rapporto di peso definito e costante, dipendente dalla natura degli elementi stessi.

Mole: quantità di un composto contenente $6,023 \times 10^{23}$ particelle; espressa in grammi equivale al valore del peso molecolare.

Numero di Avogadro: è il numero di particelle contenute in una mole di qualunque sostanza; il suo valore è $6,023 \times 10^{23}$.

Peso atomico assoluto: massa di un atomo della specie atomica considerata.

Peso atomico relativo: rappresenta il rapporto tra la massa di un atomo e l'unità di massa atomica.

- Peso formula: somma dei pesi atomici relativi degli atomi presenti nella formula dei composti ionici.
- Peso molecolare: si calcola come somma dei pesi atomici di tutti gli atomi che costituiscono la molecola.
- Unità di massa atomica: si indica con u.m.a. (oppure a.m.u.), corrisponde a 1/12 della massa dell'isotopo ^{12}C ed è pari a $0,166 \times 10^{-23}$ g.

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

- Brinamento: passaggio diretto di una sostanza dallo stato gassoso allo stato solido.
- Condensazione: passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido.
- Ebollizione: fenomeno fisico di evaporazione massiva che avviene alla temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido è uguale alla pressione esterna.
- Equazione di stato dei gas: descrive il comportamento di un gas ed incorpora le diverse leggi dei gas (Boyle, Charles, Gay-Lussac e Avogadro).
- Evaporazione: passaggio dallo stato liquido allo stato gassoso.
- Fase: porzione di materia (solida, liquida o gassosa) individuata da una superficie che la separa da un'altra.
- Fusione: passaggio dallo stato solido allo stato liquido.
- Gas: stato della materia in cui le forze di attrazione tra le particelle che costituiscono la materia sono praticamente nulle; corrisponde all'assenza di forma e volume propri della materia.
- Gas ideale o perfetto: un gas che segua rigorosamente l'equazione di stato dei gas ideali: $PV = nRT$.
- Liquefazione: passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido.
- Liquido: stato della materia in cui le forze tra le particelle prevalgono sulle forze di traslazione senza tuttavia annullarle; in tale stato la materia ha un proprio volume ma non una forma propria.
- Particelle: termine generico utilizzato per indicare i costituenti elementari di un qualunque insieme, siano essi atomi, molecole o ioni.
- Pressione: forza esercitata su una unità di superficie.
- Pressione parziale: in una miscela gassosa, è la pressione che ogni componente eserciterebbe se da solo occupasse tutto il volume del recipiente.
- Punto triplo: nel diagramma pressione-temperatura, rappresenta il punto caratteristico, cioè una determinata pressione e una determinata temperatura, al quale coesistono le tre fasi (solida, liquida, gassosa) in equilibrio.
- Solido: stato ordinato della materia in cui le particelle mantengono una posizione costante l'una rispetto all'altra: in tale stato la materia ha volume e forma propri.
- Sublimazione: passaggio diretto di una sostanza dallo stato solido allo stato gassoso.
- Temperatura: condizione di un corpo che determina il trasferimento di calore a (o da) altri corpi.
- temperatura assoluta: temperatura espressa in gradi Kelvin; la misura della temperatura assoluta è basata sulla energia cinetica media degli atomi o delle molecole di un gas perfetto e lo zero corrisponde a $-273,15$ °C.
- Tensione di vapore: pressione esercitata da un vapore in equilibrio con il proprio liquido.
- Teoria cinetica dei gas: teoria molecolare che spiega il comportamento macroscopico del gas.

SOLUZIONI E LORO PROPRIETÀ

Abbassamento crioscopico: abbassamento della temperatura di congelamento di un solvente dovuto alla dissoluzione in esso di un soluto.

Binomio di Van't Hoff (coefficiente isotnico): espressione che permette di calcolare il numero effettivo di particelle di soluto in una soluzione.

Corpo di fondo: soluto indisciolto presente di solito sul fondo di un recipiente contenente una soluzione satura di detto soluto.

Frazione molare (X): rapporto tra il numero di moli di una certa sostanza (ad esempio il soluto) ed il numero totale di moli della soluzione (cioé solvente + soluto o soluti).

Innalzamento ebullioscopico: innalzamento della temperatura di ebollizione di un solvente dovuto alla dissoluzione in esso di un soluto non volatile.

Lega: soluzione solida di un metallo in un altro metallo.

Membrana semipermeabile: membrana che permette il passaggio di alcune molecole (generalmente il solvente) ma non di altre.

Molalità (m): numero di moli di soluto disciolte in 1000 grammi di solvente.

Molarità (M): numero di moli di soluto disciolte in 1 litro di soluzione.

Normalità (N): numero di equivalenti (o grammo-equivalenti) di soluto disciolti in 1 litro di soluzione

Osmolarità: numero di osmoli di una data sostanza presenti in 1 litro di soluzione.

Osmole: quantità di sostanza contenente $6,023 \times 10^{23}$ particelle osmoticamente attive.

Osmosi: fenomeno consistente nel movimento di solvente attraverso una membrana semipermeabile da una regione ad alta concentrazione di solvente ad una a più bassa concentrazione

Percentuale in peso (P/P): numero di grammi di soluto disciolti in 100 grammi di soluzione.

Percentuale in peso/volume (P/V): numero di grammi di soluto presenti in 100 volumi di soluzione

Percentuale in volume (V/V): numero di volumi di soluto presenti in 100 volumi di soluzione.

Pressione osmotica: pressione necessaria ad impedire il flusso di solvente nel fenomeno dell'osmosi.

Proprietà colligative: proprietà delle soluzioni che dipendono dalla concentrazione di particelle di soluto ma non dalla loro natura.

Solubilità: massima quantità di una certa sostanza che si scioglie in una quantità nota di solvente, a temperatura e pressione definite.

Soluto: in una soluzione, è la sostanza presente in difetto che viene disciolta dal solvente.

Soluzione: miscela omogenea di due o più sostanze.

Soluzione ideale: è caratterizzata dall'assenza di interazioni tra particelle.

Soluzione isotonica: soluzione che presenta la stessa osmolarità di una soluzione di riferimento.

Soluzione ipotonica: soluzione che presenta un'osmolarità minore rispetto a una soluzione di riferimento.

Soluzione ipertonica: soluzione che presenta un'osmolarità maggiore rispetto ad una soluzione di riferimento.

Soluzione satura: soluzione che contiene un soluto alla massima concentrazione possibile.

Solvatazione: interazioni tra particelle di soluto e di solvente, che intervengono nel processo di dissoluzione del soluto nel solvente; quando il solvente è l'acqua, il processo è detto idratazione.

Solvente: è la sostanza presente in eccesso in una soluzione

Sospensione: miscela eterogenea costituita da una fase disperdente e da una fase

dispersa.

ASPETTI GENERALI DELLE REAZIONI CHIMICHE

Coefficiente stechiometrico: indica il numero di molecole di reagenti e prodotti che partecipano alla reazione.

Elettrofilo: un atomo, uno ione o una molecola che tende a reagire con un nucleofilo, in quanto carente di elettroni.

Equazione chimica: rappresentazione simbolica di una trasformazione chimica.

Individuo chimico: è una singola unità chimica, sia essa un atomo o molecola, di una qualsiasi sostanza.

Nucleofilo: un atomo, uno ione o una molecola che dispone di un doppietto elettronico che può condividere con un elettrofilo formando un legame covalente.

Prodotti: sostanze che si formano dai reagenti nel corso di una trasformazione chimica.

Reagenti: sostanze che in una reazione si trasformano in prodotto(i).

Reazione o trasformazione chimica: processo che avviene con variazione dell'intima natura delle singole particelle che interagiscono tra loro, con rottura e formazione di legami.

Reazione di disidratazione: reazione di eliminazione di una molecola d'acqua.

Reazione di doppio scambio: reazione di sostituzione che avviene senza variazione del numero di ossidazione; in esso almeno uno dei prodotti si allontana dall'ambiente di reazione (ad es. per precipitazione).

Reazione di idrolisi: scissione di un composto ad opera dell'acqua.

Stechiometria: parte della chimica che riguarda il calcolo dei rapporti ponderali con cui reagenti si trasformano in prodotti.

CINETICA CHIMICA

Biocatalizzatori: v. enzimi

Catalizzatore: sostanza che accelera la velocità di una reazione chimica, abbassando l'energia di attivazione della reazione senza alterarne la costante d'equilibrio.

Complesso attivato: stato di transizione in una reazione, caratterizzato da energia potenziale superiore a quella dei reagenti e dei prodotti.

Coordinata di reazione: è una qualsiasi grandezza che varia con il procedere della reazione (ad esempio in una reazione di dissociazione, la distanza tra l'atomo che viene perso da una molecola ed il resto della molecola).

Costante di velocità: equivale alla velocità di una reazione chimica a concentrazione(i) unitaria(e) dei reagenti.

Energia di attivazione: differenza fra l'energia del complesso attivato e quella dei reagenti (o dei prodotti nella reazione inversa).

Enzimi: sostanze di natura proteica che nei sistemi viventi accelerano le reazioni.

Fotochimica: studia le trasformazioni chimiche indotte da radiazioni elettromagnetiche.

Meccanismo di reazione: è l'insieme dei processi (stadi) elementari che hanno luogo (parallelamente o consecutivamente) nel corso della reazione.

Moleolarità: indica il numero di specie molecolari che interagiscono per dar luogo alla reazione elementare.

Ordine di reazione: parametro sperimentale che descrive la dipendenza della velocità di reazione dalla concentrazione dei reagenti (o dei prodotti nella reazione inversa).

Reazione elementare: processo ad un solo stadio.

Reazioni eterogenee: sono quelle che avvengono alla superficie di separazione fra due fasi.

Reazione omogenee: sono quelle che avvengono in un'unica fase.

Stadio limitante: è lo stadio che controlla la velocità della reazione globale essendo il più lento tra le reazioni elementari del meccanismo di reazione.

Tempo di dimezzamento: tempo necessario affinché la concentrazione dei reagenti diventi la metà di quella iniziale.

Velocità di reazione: variazione della concentrazione dei reagenti e/o dei prodotti nell'unità di tempo.

EQUILIBRIO CHIMICO E CENNI DI TERMODINAMICA

Calore di reazione o tonalità termica (Q): quantità di calore prodotta o assorbita in una reazione.

Costante di equilibrio: rapporto tra i prodotti delle concentrazioni dei prodotti e quello delle concentrazioni dei reagenti (all'equilibrio), con ogni concentrazione elevata a potenza con esponente uguale al proprio coefficiente di reazione.

Elettrochimica: scienza che studia la reciproca conversione di energia elettrica in energia chimica ed il trasporto di energia elettrica attraverso la materia.

Energia libera(G): frazione dell'energia totale di un sistema che può essere trasformata in lavoro utile.

Entalpia (H): contenuto termico di un sistema.

Entropia (S): misura del grado di disordine di un sistema.

Equilibrio chimico: condizione dinamica raggiunta quando le velocità della reazione diretta di quella inversa sono uguali.

Funzione di stato: grandezza di un sistema la cui variazione nel passaggio da uno stato A ad uno stato B è indipendente dagli stadi intermedi, ma dipende esclusivamente dal suo valore iniziale e da quello finale.

Kc o Ke: costante di equilibrio espressa in funzione delle concentrazioni molari di

reagenti e prodotti.

K_p: costante di equilibrio espressa in funzione delle pressioni parziali dei reagenti e dei prodotti.

Legge di azione delle masse: espressione quantitativa che correla le concentrazioni molarali di reagenti e prodotti presenti all'equilibrio.

Principio dell'equilibrio mobile: quando un sistema in equilibrio viene perturbato, il sistema reagisce in modo da ridurre l'effetto della variazione e ristabilire l'equilibrio. È detto anche principio di Le Chatelier.

Reazioni endoergoniche: che avvengono con aumento di energia libera.

Reazioni esoergoniche: che avvengono con diminuzione di energia libera.

Reazioni endotermiche: reazioni che avvengono con assorbimento di calore, e pertanto sono favorite da un aumento di temperatura.

Reazioni esotermiche: reazioni che avvengono con liberazione di calore, e pertanto sono favorite da una diminuzione di temperatura.

Termodinamica: scienza che studia le leggi che riguardano la trasformazione di calore in lavoro e viceversa.

ACIDI, BASI E SALI

Acido: - secondo Arrhenius, composto che in soluzione acquosa dissocia ioni H⁺;
- secondo Bronsted-Lowry, composto capace di cedere ioni H⁺;
- secondo Lewis, composto capace di accettare doppietti elettronici disponibili da una base.

Acido poliprotico: composto che in soluzione acquosa può cedere due o più moli di protoni per mole.

Base: - secondo Arrhenius, composto che in soluzione acquosa dissocia ioni OH⁻;
- secondo Bronsted-Lowry, composto capace di accettare ioni H⁺;
- secondo Lewis, composto capace di cedere ad un acido doppietti elettronici disponibili.

Base polivalente: composto capace di cedere due o più moli di OH⁻ per mole.

Costante di dissociazione (K_d): costante di equilibrio riferita ad una reazione di dissociazione.

Si indica con K_a per gli acidi e con K_b per le basi.

Dissociazione elettrolitica: formazione di ioni da elettroliti disciolti in un solvente polare.

Elettrolita: composto che, sciolto in un solvente polare, subisce la dissociazione in ioni.

Grado di dissociazione (α): numero, compreso tra 0 ed 1, derivante dal rapporto tra il numero di moli di elettrolita dissociato e il numero di moli totali di elettrolita.

Grammo-equivalente: quantità in grammi di soluto pari al suo peso equivalente.

Idrolisi salina: fenomeno per cui gli ioni provenienti dalla dissociazione di un sale reagiscono con gli ioni H⁺ e/o ioni OH⁻ provenienti dalla dissociazione dell'acqua dando luogo alla formazione di almeno un composto (acido o base) poco dissociato e quindi ad un eccesso di ioni OH⁻ o H⁺.

Indicatore: acido (o base) organico debole che ha colorazione diversa nella forma indissociata rispetto a quella della forma dissociata.

Neutralizzazione: reazione in soluzione acquosa tra un acido ed una base con formazione di un sale e liberazione di acqua.

pH: logaritmo decimale negativo della concentrazione di ioni H⁺ (pH = - log [H⁺]).

pK_a: logaritmo decimale negativo della costante di dissociazione di un acido (pK_a = - log K_a).

pK_b: logaritmo decimale negativo della costante di dissociazione di una base ($pK_b = -\log K_b$).

pK_w: logaritmo decimale negativo del prodotto ionico dell'acqua.

pOH: logaritmo decimale negativo della concentrazione di ioni OH⁻ ($pOH = -\log [OH^-]$).

Peso equivalente di un acido: numero che si ottiene dividendo il peso molecolare relativo dell'acido per il numero di ioni H⁺ dissociabili o neutralizzati.

Peso equivalente di una base: numero che si ottiene dividendo il peso molecolare relativo della base per il numero di ioni H⁺ accettati o di ioni OH⁻ dissociabili.

Peso equivalente di un sale: numero che si ottiene dividendo il peso molecolare relativo del sale per il numero di ioni H⁺ sostituiti nella molecola dell'acido di provenienza.

Potere tampone: numero di moli di una base forte (o di un acido forte) che aggiunte ad un litro di soluzione tampone provocano un aumento (o una diminuzione) di una unità di pH.

Prodotto ionico dell'acqua (K_w): prodotto delle concentrazioni degli ioni H e OH⁻; per qualsiasi

soluzione acquosa, a temperatura costante, esso ha un valore costante.

Punto di equivalenza: valore di pH che si raggiunge quando il 100% di un acido è stato neutralizzato da una base o viceversa.

Sale: composto (quasi sempre) ionico derivante da un acido per reazione con una base.

Soluzione tampone: soluzione acquosa che ha la proprietà di mantenere il pH praticamente costante per aggiunta di moderate quantità di un acido o di una base forti.

Titolazione acidimetrica: metodo sperimentale per la determinazione della concentrazione di una soluzione di un acido o di una base.

REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE ED ELEMENTI DI ELETTROCHIMICA

Anodo (di una pila): elettrodo negativo al quale si verifica la semireazione di ossidazione e vengono rilasciati elettroni

Catodo (di una pila): elettrodo positivo al quale si verifica la semireazione di riduzione e vengono accettati elettroni.

Conduttori elettrici: sistemi che permettono il passaggio di corrente elettrica.

Forza elettromotrice (f.e.m.) o tensione (ΔE): differenza di potenziale, espressa in volt, tra i due elettrodi di una pila.

Numero di ossidazione: numero positivo o negativo, intero o frazionario, assegnato convenzionalmente agli atomi costituenti ioni o molecole, in base all'assunto che gli elettroni di legame appartengono all'elemento più elettronegativo.

Ossidante: elemento o composto che tende ad ossidare un altro elemento o composto acquistando da esso elettroni.

Pila o cella galvanica: sistema in cui l'energia chimica prodotta da una reazione di ossido-riduzione viene trasformata in energia elettrica.

Potenziale standard: potenziale relativo di un elettrodo alle condizioni standard.

Reazione di dismutazione o di disproporzionamento: reazione di ossido-riduzione in cui gli atomi di uno stesso elemento in parte si ossidano e in parte si riducono.

Reazione di ossido-riduzione o redox: reazione che avviene con trasferimento di elettroni e conseguente variazione del numero di ossidazione di alcuni atomi, siano essi allo stato elementare o parte di composti.

Riducete: elemento o composto che tende a ridurre un altro elemento o composto cedendo ad esso elettroni.

Semielemento (di una pila): sistema elettrodo/soluzione al quale avviene una delle due semireazioni.

Semireazione di ossidazione: semireazione di una reazione redox nella quale è evidenziata la cessione di elettroni da parte dell'elemento che si ossida.

Semireazione di riduzione: semireazione di una reazione redox nella quale è evidenziata l'accettazione di elettroni da parte dell'elemento che si riduce.

IDROCARBURI E TIPI DI LEGAME DEL CARBONIO

Alcani: Idrocarburi contenenti solo legami semplici carbonio-carbonio, di formula generale) C_nH_{2n+2} .

Alcheni: idrocarburi insaturi contenenti un doppio legame, di formula generale C_nH_{2n} .

Alchini: idrocarburi Insaturi contenenti un triplo legame, di formula generale C_nH_{2n-2} .

Arene: generico idrocarburo aromatico.

Carboanione gruppo atomico contenente almeno formalmente un atomo di carbonio con carica

Carbocatione: gruppo atomico contenente almeno formalmente un atomo di carbonio con carica positiva.

Carbonio primario: carbonio tetraedrico legato ad un solo atomo di carbonio.

Carbonio secondario: carbonio tetraedrico legato a due atomi di carbonio.

Carbonio terziario: carbonio tetraedrico legato a tre atomi di carbonio.

Carbonio quaternario: carbonio tetraedrico legato a quattro atomi di carbonio.

Cicloalcani: alcani ciclici con formula generale C_nH_{2n} .

Cicloalcheni: alcheni ciclici.

Composti aromatici: composti, il cui prototipo è il benzene, che possiedono proprietà chimiche e fisiche determinate dalla delocalizzazione elettronica. Hanno strutture cicliche con elettroni delocalizzati pari a $4n + 2$.

Composti aromatici eterociclici composti che contengono nell'anello aromatico almeno un atomo diverso dal carbonio definito genericamente eteroatomo.

Gruppo alchilico: gruppo o residuo derivante dalla eliminazione formale di un atomo di Idrogeno da un alcano.

Gruppo funzionale: atomo o raggruppamento di atomi che sostituito ad un atomo di Idrogeno. In un idrocarburo, ne cambia le proprietà chimiche e fisiche.

Idrocarburi alifatici: Idrocarburi, saturi o insaturi, che non contengono anelli aromatici.

Idrocarburi aromatici: Idrocarburi che contengono almeno un anello aromatico.

Radicali: atomi o molecole con un elettrone spalato.

Reazione di Idrogenazione: addizione di Idrogeno ad un Idrocarburo Insaturo.

Reazioni di sostituzione: reazioni in cui un atomo o gruppo di atomi di un composto è sostituito con un atomo o gruppo deflettente.

Reazioni di addizione: reazioni che consistono nella somma di un reattivo al doppio o triplo legame di un composto.

Reazioni di eliminazione: reazioni inverse delle reazioni di addizione, che conducono alla formazione di composti Insaturi.

Strutture di Kekulé: strutture limite di risonanza, utilizzate per rappresentare il benzene.

ISOMERIA

Attività ottica: proprietà di ruotare il piano della luce polarizzata posseduta da composti contenenti almeno un centro chirale.

Carbonio asimmetrico o chirale: atomo di carbonio tetraedrico legato a quattro sostituenti diversi (atomi o gruppi atomici).

Configurazione: disposizione nello spazio degli atomi che costituiscono una molecola.
 Conformazione: assetti spaziali degli atomi in una molecola risultanti dalla rotazione attorno a legami semplici.
 Diastereoisomeri o diastereomeri: tutti gli stereoisomeri che non sono enantiomeri tra loro.
 Enantiomeri: isomeri ottici non sovrapponibili alla loro immagine speculare.
 Forme meso: composti per i quali non si rileva rotazione del piano della luce polarizzata pur essendo presenti centri chirali in quanto la molecola possiede un piano di simmetria.
 Isomeri: composti aventi la stessa formula molecolare ma strutture differenti, e quindi proprietà chimiche e fisiche talvolta molto diverse.
 Isomeri di funzione: isomeri strutturali che si differenziano per la presenza di gruppi funzionali diversi.
 Isomeri geometrici o cis-trans: diastereoisomeri le cui configurazioni non sono determinate dalla presenza di centri chirali ma, per esempio, da un doppio legame, per cui non sono facilmente convertibili tra di loro.
 Isomeri Ottici: stereoisomeri dotati di attività ottica.
 Luce polarizzata nel piano: radiazione elettromagnetica con vibrazione del vettore elettrico soltanto in uno degli infiniti piani possibili.
 Potere ottico rotatorio: misura dell'attività ottica, che si effettua mediante un polarimetro.
 Racemo: miscela equimolecolare di due enantiomeri.
 stereoisomeri: isomeri che differiscono soltanto per la disposizione degli atomi nello spazio, cioè per la configurazione.

ALOGENO DERIVATI, ALCOLI, FENOLI, ETERI

Alcoli: composti contenenti uno o più gruppi ossidrilici -OH legati ad un atomo di carbonio ibridato sp^3 .
 Alcol primario: alcol in cui il gruppo - OH è legato ad un atomo di carbonio primario.
 Alcol secondario: alcol in cui il gruppo - OH è legato ad un atomo di carbonio secondario. Alcol terziario: alcol in cui il gruppo -OH è legato ad un atomo di carbonio terziario. Alcossido: ione RO, prodotto dalla reazione tra un alcol e un metallo. Alogeno-alcani o alogenuri alchilici: composti in cui uno o più atomi di alogeno sostituiscono altrettanti atomi di idrogeno di un alcano.
 Alogeno-areni: composti in cui uno o più atomi di alogeno sostituiscono altrettanti atomi di idrogeno di un anello aromatico.
 Etere: composto di formula generale R—O - R, in cui R è un generico radicale idrocarburico.
 Fenolo: composto il cui gruppo funzionale -OH è legato all'atomo di carbonio di un nucleo aromatico.
 Scissione eterolitica: si verifica quando gli elettroni impegnati in un legame covalente polarizzato si trasferiscono sull'atomo più elettronegativo che assume quindi carica negativa.
 Scissione omolitica: si verifica quando gli elettroni impegnati nel legame covalente si ripartiscono egualmente tra gli atomi o i raggruppamenti atomici che si separano; si formano così due radicali.
 Tioli o tioalcoli o mercaptani: composti di formula generale R—SH in cui R è un generico radicale alifatico.
 Tioeteri: composti di formula generale R - S - R in cui R è un generico radicale idrocarburico.

ALDEIDI E CHETONI

Acetale: prodotto della reazione tra un semiacetale e un alcol.

Aldeide: composto caratterizzato dal gruppo aldeidico—CHO.

Chetale: prodotto della reazione tra un semichetale e un alcol.

Chetone: composto caratterizzato dal gruppo carbonilico —CO legato a due generici radicali

alifatici o aromatici.

Chinoni: dichetoni ciclici insaturi.

Cianidrine: prodotti della reazione di addizione tra acido cianidrico e una aldeide o un chetone.

Composti carbonilici: aldeidi e chetoni.

Emiacetale o semiacetale: prodotto di addizione tra una molecola di aldeide e una di alcol.

Emichetale o semichetale: prodotto di addizione tra una molecola di chetone e una di alcol.

Idrazoni: prodotti della reazione di condensazione tra idrazina e una aldeide o un chetone.

Immine: prodotti della reazione di condensazione tra l'ammoniaca, o una ammina primaria, e una aldeide o un chetone.

Tautomeria cheto-enolica: interconversione tra la forma chetonica e la forma enolica di composti carbonilici, le quali forme si differenziano per la posizione di un atomo di idrogeno.

ACIDI CARBOSSILICI, ESTERI, ANIDRIDI

Acidi carbossilici: composti caratterizzati dal gruppo carbossilico —COOH.

Acidi grassi: acidi alifatici mono-carbossilici derivanti dall'idrolisi di oli o grassi di origine naturale.

Acidi policarbossilici: composti contenenti nella molecola due o più gruppi —COOH.

Alogenuri acilici: composti derivanti dagli acidi carbossilici per sostituzione dell'ossidrile del gruppo carbossilico con un atomo di alogeno.

Anidridi: derivati degli acidi carbossilici di formula generale (RCO)₂O.

Chetoacidi: composti contenenti, oltre al gruppo - COOH, anche un gruppo carbonilico.

Esteri: prodotti della reazione tra un alcol e un acido con eliminazione di acqua; sono caratterizzati dal gruppo estereo—COOR.

Lattone: estere ciclico derivante dalla reazione intramolecolare tra un gruppo carbossilico e un gruppo alcolico.

Ossiacidi o idrossiacidi: acidi carbossilici che contengono, oltre al gruppo - COOH, anche uno o più gruppi—OH.

Saponi: sali solubili degli acidi grassi ottenibili per idrolisi basica degli esteri derivanti da acidi carbossilici ad alto peso molecolare.

AMMINE, AMMIDI, NITRILI

Alcaloidi: composti naturali di origine vegetale contenenti azoto con proprietà basiche e dotati

spesso di attività farmacologica.

Ammidi: composti caratterizzati dai gruppi ammidico - CONH₂ o ammidici sostituiti—CONHR e - CONR₂.

Ammina primaria: composto caratterizzato dal gruppo amminico - NH₂.

Ammina secondaria: composto caratterizzato dal gruppo amminico mono-sostituito -

NHR.

Ammina terziaria: composto caratterizzato dal gruppo amminico bi-sostituito - NR₂.

Base di Schiff: prodotto della reazione di condensazione tra una ammina primaria ed una aldeide o un chetone.

Nitrili: composti caratterizzati dal gruppo funzionale - CN.

Sali di diazonio: composti aromatici del tipo Ar- N₂⁺ Cl⁻.

Tetralchilammonio, ione: catione derivato dallo ione ammonio per sostituzione dei quattro atomi di idrogeno con altrettanti radicali alchilici.

AMMINOACIDI E PROTEINE

Alfa elica: tipica struttura secondaria consistente in un ripiegamento elicoidale della catena polipeptidica, e stabilizzata da legami a idrogeno.

Amminoacidi: composti che contengono almeno un gruppo amminico e un gruppo carbossilico.

Anfoione o ione dipolare o zwitterione: composto organico che porta nella stessa molecola sia una carica positiva che una carica negativa.

Denaturazione: processo che porta alla perdita della struttura nativa delle proteine.

Dialisi: metodologia utilizzata per la separazione di proteine da sali o piccole molecole attraverso l'uso di particolari membrane.

Elettroforesi: metodo per la separazione di molecole dotate di carica elettrica, basato sulla loro diversa mobilità in un campo elettrico continuo.

Foglietto beta: tipica struttura secondaria delle proteine, in cui le catene polipeptidiche si ripiegano a zig-zag.

Gruppo prostetico: sostanza di natura non proteica, presente al sito attivo di alcuni enzimi. Legame peptidico: legame covalente che deriva dalla condensazione fra il gruppo carbossilico di un α -amminoacido ed il gruppo amminico di un altro, con eliminazione di acqua.

Peptide: composto costituito generalmente da 2-30 amminoacidi, legati tra loro con legami peptidici.

Proteine oligomeriche: proteine costituite da più catene polipeptidiche legate tra loro con legami deboli.

Punto isoelettrico: valore di pH al quale la mobilità elettroforetica di un amminoacido o di una proteina è nulla.

Punto isoionico: valore di pH di una soluzione acquosa di proteina che contiene un ugual numero di cariche positive e negative, in un sistema a due componenti.
struttura primaria: sequenza degli amminoacidi in una catena polipeptidica.

Struttura quaternaria: organizzazione tridimensionale di proteine multimeriche che comporta interazioni non covalenti tra i monomeri.

Struttura secondaria: organizzazione tridimensionale di parti di una catena polipeptidica, con geometrie caratteristiche nel caso dell' α -elica e del foglietto β .

Struttura terziaria: organizzazione tridimensionale della proteina che coinvolge interazioni fra parti distanti della catena polipeptidica.

LIPIDI SEMPLICI E COMPLESSI

Acilgliceroli o gliceridi: lipidi in cui uno o più gruppi ossidrilici del glicerolo sono esterificati con acidi grassi.

Fosfolipidi: derivati in cui un ossidrile del glicerolo o della sfingosina è esterificato con acido fosforico.

Glicolipidi: glicerolipidi o sfingolipidi che contengono uno o più residui saccaridici

legati con legame glicosidico alla parte lipidica.
 Grassi: miscele naturali di acilgliceroli.
 Lipidi: sostanze di origine naturale insolubili in acqua, ma solubili in solventi organici o loro miscele.
 Micella: particella con diametro superiore a 10 nm derivante dall'aggregazione in acqua di un gran numero di molecole anfipatiche.
 Sfingolipidi: lipidi complessi derivati dalla sfingosina.
 Steroidi: composti naturali contenenti lo scheletro del ciclopentano-peridrofenantrene.
 Terpeni: composti contenenti due o più unità isoprenoidi.

IDRATI DI CARBONIO

Aglicone: componente non glicosidico di un glicoside. Aldoso: carboidrato contenente una funzione aldeidica. Ammino-zucchero: zucchero modificato in cui uno dei gruppi ossidrilici è sostituito da un gruppo amminico.
 Anomeri: epimeri al carbonio semiacetalico di uno zucchero. Carboidrati o idrati di carbonio: denominazione assegnata ai composti la cui formula molecolare può genericamente indicarsi $C_n(H_2O)_m$.
 Chetoso: carboidrato contenente una funzione chetonica. Disaccaride: composto derivante dall'unione con legame glicosidico di due monosaccaridi uguali o diversi.
 Epimero: diastereoisomero diverso da un altro per la configurazione di un solo centro di asimmetria.
 Forma furanosa: forma emiacetalica derivante dalla ciclizzazione tra il carbonio carbonilico e un ossidrile di uno zucchero con formazione di un anello a 5 atomi.
 Forma piranosica: forma emiacetalica derivante dalla ciclizzazione tra il carbonio carbonilico e un ossidrile di uno zucchero con formazione di un anello a 6 atomi.
 Glicoside: composto derivante dall'unione tramite legame glicosidico di un carboidrato con un componente non saccaridico.
 Legame glicosidico: legame che si forma dalla reazione tra l'ossidrile emiacetalico di uno zucchero e il gruppo ossidrilico o amminico di un altro composto.
 Mutarotazione: variazione nel tempo del potere rotatorio di una soluzione di uno zucchero, dovuta alla interconversione tra gli anomeri α e β .
 Oligosaccaride: composto derivante dalla unione con legame glicosidico di poche unità saccaridiche (di solito tra 2 e 10).
 Polisaccaride o glicano: composto derivante dall'unione di molte unità monosaccaridiche (nei più importanti superiori a cento).

NUCLEOSIDI, NUCLEOTIDI ED ACIDI NUCLEICI

Basi pirimidiniche e puriniche: derivati della pirimidina e purina presenti nei nucleosidi naturali.
 DNA: acido desossiribonucleico, polimero naturale ad elevato peso molecolare costituito da una sequenza ordinata di desossiribonucleotidi (lo zucchero è rappresentato dal 2-deossiribosio).
 Legame fosfodiesterico: formato da un residuo fosforico che lega due nucleosidi adiacenti, coinvolgendo l'ossidrile legato al carbonio 3' dell'uno e l'ossidrile legato al carbonio 5' dell'altro.
 Nucleosidi: composti costituiti da uno zucchero (pentoso o esoso), legato con legame N-glicosilico ad una base azotata (purinica o pirimidinica).
 Nucleotidi: esteri fosforici dei nucleosidi.
 RNA: acido ribonucleico, di struttura simile a quella dell'acido desossiribonucleico,

costituito da una sequenza ordinata di ribonucleotidi (lo zucchero è rappresentato dal ribosio).

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

Valenza e numero di ossidazione

In generale, salvo poche eccezioni, per le quali si usano nomi comuni ormai consolidati nell'uso, come è ad esempio il caso dell'acqua, è possibile tracciare un metodo sistematico di denominazione. Prima di inoltrarci ulteriormente nello studio della chimica ci pare quindi opportuno considerare i criteri fondamentali secondo cui si denominano i vari tipi di composti. Alla base della nomenclatura della chimica inorganica sono i concetti di valenza e di numero di ossidazione. Il concetto classico di valenza come capacità di un atomo di combinarsi con altri atomi è oggi sostituito, in base alle moderne acquisizioni sul legame chimico, da una definizione che permette il collegamento tra struttura elettronica e formula di un composto: la valenza di un elemento in un composto è il numero di elettroni ceduti, acquistati o messi in compartecipazione dall'elemento considerato. Tenendo presente, d'altra parte, che l'idrogeno, che dispone di un solo elettrone, ha sempre valenza unitaria, derivante dalla messa in comune, dalla cessione o dall'acquisto di una carica negativa, la valenza può anche essere definita come il numero di atomi di idrogeno o di atomi ad esso equivalenti che quell'elemento può legare o sostituire in un composto. In particolare, la valenza di uno ione, sia esso positivo o negativo, si identifica col valore assoluto della sua carica. La valenza di un elemento in un composto non sempre è di immediata determinazione, perché richiede informazioni dettagliate sulla struttura elettronica del composto, come la presenza di legami semplici o multipli. A ciò si è ovviato con l'introduzione di una valenza formale, il numero di ossidazione o stato di ossidazione, che è la carica che un atomo assume quando si attribuiscono gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo partecipante al legame stesso. Poiché il numero di ossidazione può assumere valori sia positivi che negativi, in unità di elettroni persi o acquistati, esso deve essere sempre preceduto dal segno.

Numeri di ossidazione degli elementi

Il numero di ossidazione di un elemento può variare da composto a composto. In generale si osserva che il numero di ossidazione più elevato di un elemento corrisponde al numero del gruppo di appartenenza. Negli elementi che presentano più di un numero di ossidazione, il valore di quest'ultimo diminuisce generalmente di due unità in due unità a partire da quello massimo; così, ad esempio, il cloro, che appartiene al gruppo VIIA, può presentare i seguenti numeri di ossidazione: +7, +5, +3, +1, -1. A questa regola fanno tuttavia eccezione molti elementi, come si può rilevare dalla tabella, che riporta i numeri di ossidazione più comuni degli elementi dei primi cinque periodi. Gli elementi possono essere in linea di massima distinti in metalli e non metalli. Alcuni elementi si possono comportare sia da metalli che da non metalli; questo comportamento duplice si dice anfotero (dal greco amphòteros, l'uno e l'altro) quando è presentato da un elemento in uno stesso stato di ossidazione, ad esempio Zn (+2), Al (+3), Sn (+2 e +4), Pb (+2 e +4), Sb (+3), Cr (+3), Mn (+4). Gli elementi anfoteri che presentano più di un numero di ossidazione si comportano come metalli nei loro stati di ossidazione più bassi e come non metalli in quelli più alti. Ad esempio, i numeri di ossidazione +2 e +3 caratterizzano, rispettivamente, il comportamento metallico di Cr e Mn, mentre Cr (+6) e Mn (+6 e +7) sono non metalli.

Determinazione dei numeri di ossidazione

Il numero di ossidazione degli elementi che costituiscono un composto ionico si identifica col valore della carica che essi realmente possiedono. Nel caso dei composti covalenti, il numero di ossidazione si può determinare in base alla struttura di Lewis, assegnando gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo. Tuttavia, in pratica il numero di ossidazione si assegna applicando una serie di regole convenzionali, che non richiedono la conoscenza della reale distribuzione delle cariche nel composto:

- a) Il numero di ossidazione di una sostanza allo stato elementare, ad esempio O_2 , N_2 , Na, Al, è uguale a zero, perché sono presenti soltanto legami tra atomi con uguale elettronegatività.
- b) In accordo con la regola precedente, nel computo del numero di ossidazione non devono essere considerati i legami tra atomi uguali.
- c) L'idrogeno presenta nei suoi composti generalmente numero di ossidazione +1; fanno eccezione gli idruri salini, come NaH e CaH_2 , nei quali l'idrogeno ha numero di ossidazione uguale a -1.
- d) L'ossigeno ha comunemente numero di ossidazione -2; presenta numero di ossidazione -1 nei perossidi, come H_2O_2 e Na_2O_2 , e -1/2 nei superossidi tipo KO_2 ; ha numero di ossidazione positivo pari a +2 solo nel composto instabile OF_2 .
- e) I metalli presentano solo numeri di ossidazione positivi. In particolare, i metalli alcalini del gruppo IA e i metalli alcalino-terrosi del gruppo IIA hanno rispettivamente numeri di ossidazione +1 e +2, il boro e l'alluminio hanno sempre numero di ossidazione +3.
- f) In una specie chimica neutra la somma algebrica dei numeri di ossidazione degli elementi costituenti è uguale a zero. In uno ione tale somma è uguale in valore e in segno alla carica dello ione.

ESEMPIO 1. Stabilire i numeri di ossidazione di I, Pb e C nei seguenti composti: a) HIO_4 ; b) PbO_2^- ; c) $HCCl_3$.

a) Indichiamo con x il numero di ossidazione dello iodio, ricordando che l'idrogeno e l'ossigeno hanno rispettivamente numeri di ossidazione +1 e -2 e tenendo presente che la somma dei numeri di ossidazione è uguale alla carica della specie considerata (in questo caso zero), possiamo impostare la seguente equazione:

$$(+1 \cdot 1) + x + (-2 \cdot 6) = 0 \text{ da cui: } x = +7$$

b) Indicando con x il numero di ossidazione del piombo, in base a quanto detto sopra possiamo scrivere: $x + (-2 \cdot 2) = -2$ da cui: $x = +2$

c) Procedendo come nei due casi precedenti e ricordando che il cloro ha numero di ossidazione -1, quando non è combinato con ossigeno e fluoro, si ottiene:
 $+1 + x + (-1 \cdot 3) = 0$ da cui: $x = +2$.

ESEMPIO 2. Stabilire il numero di ossidazione di P, As, S e C nelle seguenti sostanze: a) $MgHP_3$; b) AsO_2^- ; c) $Na_2S_2O_3$; d) $HCOOH$.

a) Indichiamo con x il numero di ossidazione da determinare; per le regole su esposte, avremo:
 $+2 + 1 + x - 6 = 0$ da cui: $x = +3$

b) Se x è il numero di ossidazione dell'arsenico si ha:

$$x - 4 = -1 \text{ da cui: } x = +3$$

c) Procedendo come nei due esempi precedenti, si ottiene:
 $+2 + 2x - 6 = 0$ da cui: $x = +2$

d) Applicando le regole, otteniamo:
 $+2 + x - 4 = 0$ da cui: $x = +2$.

Ossidi. Nomenclatura funzionale: ossidi e anidridi

Iniziamo la rassegna dei vari tipi di composti inorganici dagli *ossidi*, che sono i *composti binari dell'ossigeno*, contengono cioè l'ossigeno e un solo altro elemento. La formula degli ossidi viene scritta ponendo il simbolo dell'ossigeno dopo quello dell'altro elemento, con l'unica eccezione per il *fluoruro diossigeno*, OF_2 ; tale eccezione è conseguenza del fatto che il fluoro è l'unico elemento più elettronegativo dell'ossigeno. Si segue infatti la regola generale di porre per ultimo nella formula l'elemento più elettronegativo. Per gli ossidi, come per altre categorie di composti, esistono diversi metodi in uso per l'assegnazione del nome; tra di essi abbiamo scelto e adotteremo in seguito il sistema di nomenclatura che viene correntemente adoperato dal chimico; tuttavia daremo un breve cenno anche agli altri sistemi. Una denominazione degli ossidi ancora molto usata si basa sul loro comportamento chimico, derivante dal carattere di metallo o non metallo dell'elemento che si combina con l'ossigeno: gli ossidi formati da metalli e ossigeno, che per trattamento con acqua danno origine agli *idrossidi*, sono detti ossidi basici o semplicemente *ossidi*; gli ossidi formati da non metalli e ossigeno, che per trattamento con acqua danno origine agli *ossiacidi*; sono chiamati ossidi acidi o *anidridi*. Si definiscono *ossidi anfoteri* i composti binari dell'ossigeno con elementi anfoteri, ad esempio *l'ossido di alluminio*, Al_2O_3 , e *l'ossido cromico*, Cr_2O_3 , che aggiungendo acqua possono formare sia gli idrossidi sia gli ossiacidi.

Al termine ossido o anidride si fa seguire un attributo formato dalla radice del nome dell'elemento e dal suffisso *-oso* o *-ico* per denotare rispettivamente lo stato di ossidazione più basso e quello più alto. Il suffisso *-ico* è inoltre usato quando l'elemento presenta un solo numero di ossidazione; in questo caso può essere anche usata la preposizione di seguita dal nome dell'elemento. Un'ulteriore differenziazione per mezzo di prefissi si effettua per i composti degli elementi che presentano più di due numeri di ossidazione. Il prefisso *ipo-* si usa per l'anidride in cui l'elemento presenta il numero di ossidazione più basso; il prefisso *per-* denota il più alto stato di ossidazione.

La formula di un ossido si costruisce col seguente procedimento

- si scrive il simbolo dell'elemento seguito da quello dell'ossigeno;
- si pone come indice al simbolo dell'elemento il valore assoluto del numero di ossidazione dell'ossigeno e all'ossigeno il valore assoluto del numero di ossidazione dell'elemento;
- se possibile si semplificano gli indici in modo che essi siano espressi con numeri interi più piccoli possibile.

Consideriamo ora alcuni esempi:

Elementi con un solo numero di ossidazione (N.O.)

N.O.

+1 Na_2O ossido di sodio ovvero ossido sodico

+1	K ₂ O	ossido di potassio	ossido potassico
+2	MgO	ossido di magnesio	ossido magnesiaco
+2	CaO	ossido di calcio	ossido calcico
+3	Al ₂ O ₃	ossido di alluminio	ossido alluminico

Elementi con più di un numero di ossidazione

N.O.			N.O.		
+2	FeO	ossido ferroso	+1	Cl ₂ O	anidride ipoclorosa
+3	Fe ₂ O ₃	ossido ferrico	+1	Br ₂ O	anidride ipobromosa
+1	Cu ₂ O	ossido rameoso	+5	I ₂ O ₅	anidride iodica
+2	CuO	ossido rameico	+7	Cl ₂ O ₇	anidride perclorica
+4	SO ₂	anidride solforosa	+2	MnO	ossido manganoso
+6	SO ₃	anidride solforica	+6	MnO ₃	anidride manganica
+2	CrO	ossido cromoso	+7	Mn ₂ O ₇	anidride permanganica
+3	Cr ₂ O ₃	ossido cromatico			
+6	CrO ₃	anidride cromica			

Nome sistematico degli ossidi

Lo stato di ossidazione di un elemento in un composto viene spesso indicato con la *notazione di Stock*: un numero romano scritto tra parentesi di seguito al nome dell'elemento considerato. Adottando la notazione di Stock, il sistema di denominazione degli ossidi risulta il seguente:

Cu ₂ O	ossido di rame (I)
CuO	ossido di rame (II)
SO ₂	ossido di zolfo (IV)
SO ₃	ossido di zolfo (VI)

Il sistema di nomenclatura introdotto più recentemente dalla I.U.P.A.C. (Unione Internazionale di Chimica Pura e Applicata) è molto semplice, ma tuttora poco usato. Esso consiste nell'utilizzare gli opportuni prefissi numerici *bi-* o *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *esa-*, *epta-*:

N.O.		
+2	MgO	ossido di magnesio
+1	Na ₂ O	ossido di <i>disodio</i>
+3	Al ₂ O ₃	<i>triossido di dialluminio</i>
+4	MnO ₂	<i>biossido di manganese</i>
+1	N ₂ O	ossido di <i>diazoto</i> (nome comune: <i>protossido di azoto</i>)
+2	NO	ossido di azoto
+4	NO ₂	<i>biossido di azoto</i>
	N ₂ O ₄	<i>tetraossido di diazoto</i> (nome comune: <i>ipoazotide</i>)
+5	N ₂ O ₅	<i>pentossido di diazoto</i>
+7	Cl ₂ O ₇	<i>eptossido di dicloro</i>

Quando, come nel caso di Al₂O₃, esiste tra l'ossigeno e l'altro elemento un rapporto di combinazione di 3:2, si usa spesso il prefisso *sesqui-*:

Al_2O_3 *sesquiossido* di alluminio
 Fe_2O_3 *sesquiossido* di ferro

Perossidi e superossidi

I *perossidi* sono composti caratterizzati dalla presenza di un legame covalente tra due atomi di ossigeno (*gruppo perosso*, -O-O-); nei perossidi di tipo ionico è presente lo *ione perossido*, O_2^{2-} , $(\text{O}-\text{O})^{2-}$.

H_2O_2 perossido di idrogeno
 Na_2O_2 perossido di sodio
 BaO_2 perossido di bario

I *superossidi* sono composti di natura ionica nei quali lo *ione superossido* O_2^- è legato a un metallo alcalino:

NaO_2 superossido di sodio
 KO_2 superossido di potassio

Idrossidi

Gli idrossidi si ottengono per addizione di acqua agli ossidi basici. La nomenclatura segue quella degli ossidi corrispondenti sostituendo il termine ossido con la parola *idrossido*.

La formula si costruisce ponendo accanto al simbolo del metallo un numero di gruppi OH uguale al numero di ossidazione del metallo:

N.O.

+1	NaOH	idrossido di sodio	+2	$\text{Cr}(\text{OH})_2$	idrossido cromoso
+2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	idrossido ferroso	+3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	idrossido cromico
+3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	idrossido ferrico			
+2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio			
+3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	idrossido di alluminio			

Ioni positivi (cationi)

La formula di uno *ione metallico* viene scritta ponendo in alto a destra del simbolo dell'elemento un numero di cariche positive pari al numero di ossidazione. La nomenclatura è identica a quella degli ossidi, ma al posto di ossido si premette il termine *ione*:

+2	Fe ²⁺	ione ferroso	+1	Na ⁺	ione sodico o ione sodio
+3	Fe ³⁺	ione ferrico			

I cationi poliatomici ottenuti per addizione di *ioni idrogeno* H⁺ a non metalli vengono designati col suffisso *-onio*:

NH ₄ ⁺	ione nitronio (nome comune ammonio)
PH ₄ ⁺	ione fosfonio
H ₃ O ⁺	ione ossonio (nome comune idronio)

Acidi ossigenati

Gli acidi ossigenati, detti anche *ossiacidi*, sono formalmente ottenuti per addizione di acqua alle anidridi. La formula di un ossiacido viene costruita scrivendo nell'ordine i simboli dell'idrogeno, dell'elemento che dà il nome all'acido e dell'ossigeno, ciascuno di essi accompagnato da un indice che rappresenta il numero di atomi di quella specie contenuti nella molecola dell'acido. La nomenclatura degli ossiacidi, come si può vedere dagli esempi seguenti, è identica a quella delle anidridi corrispondenti, eccetto che si premette il termine *acido* invece che *anidride*:

H ₂ SO ₃	acido solforoso	HNO ₂	acido nitroso
H ₂ SO ₄	acido solforico	HNO ₃	acido nitrico
HClO	acido ipocloroso	HCrO ₂	acido cromoso
HClO ₂	acido cloroso	H ₂ CrO ₄	acido cromico
HClO ₃	acido clorico	H ₂ MnO ₄	acido manganico
HClO ₄	acido perclorico	HMnO ₄	acido permanganico

Gli acidi degli elementi dei gruppi IVA e VA, eccetto carbonio e azoto, possono esistere in più forme che differiscono per il contenuto d'acqua e vengono denominate mediante i prefissi *meta-*, *piro-* e *orto-*. La forma *orto-* è formalmente costituita dall'unione alla corrispondente anidride del maggior numero di molecole d'acqua; la forma *meta-* può essere ottenuta da quella *orto-* per sottrazione di una molecola d'acqua; la forma *piro-* si ottiene formalmente per eliminazione di una molecola di acqua da due molecole di un acido nella forma *orto-*.

Al ₂ O ₃	+	3H ₂ O	fi	H ₃ AlO ₃	acido ortoalluminico
H ₃ AlO ₃	-	H ₂ O	fi	HAIO ₂	acido metaalluminico
P ₂ O ₅	+	3H ₂ O	fi	2H ₃ PO ₄	acido ortofosforico
H ₃ PO ₄	-	H ₂ O	fi	HPO ₃	acido metafosforico
SiO ₂	+	2H ₂ O	fi	H ₄ SiO ₄	acido ortosilicico
H ₄ SiO ₄	-	H ₂ O	fi	H ₂ SiO ₃	acido metasilicico
2H ₃ PO ₄	-	H ₂ O	fi	H ₄ P ₂ O ₇	acido pirofosforico

Composti binari dell'idrogeno

L'idrogeno si lega con i metalli alcalini e alcalino-terrosi dando luogo a composti detti *idruri salini*. In queste sostanze, che presentano caratteristiche ioniche, l'idrogeno è presente come *ione idruro*, H^- :

NaH *idruro* di sodio
CaH₂ *idruro* di calcio

Con i non metalli l'idrogeno forma composti molecolari. Il carbonio e il silicio formano con l'idrogeno rispettivamente il *metano*, CH₄, e il *silano*, SiH₄. Gli elementi del gruppo VA si legano all'idrogeno formando: NH₃, *ammoniaca*, PH₃, *fosfina*; AsH₃, *arsina*, SbH₃, *stibina*. I composti binari dell'idrogeno con lo zolfo e con gli elementi del gruppo VIIA (alogeni) sono detti *idracidi*. Sono sostanze di natura essenzialmente covalente, pur presentando una certa polarità; se poste in acqua, mostrano un comportamento acido simile a quello degli ossiacidi. Per denominare queste sostanze si fa uso del suffisso *-idrico*

HF acido fluoridrico
HCl acido cloridrico
HBr acido bromidrico
HI acido iodidrico
HCN acido cianidrico
H₂S acido solfidrico o idrogeno solforato

Ioni negativi (anioni)

Se ad un acido vengono tolti ioni idrogeno H^+ , si ottiene uno ione negativo (*anione*) recante tante cariche negative quanti sono gli ioni idrogeno che sono stati eliminati. Per designare gli anioni si usano suffissi diversi da quelli adoperati per gli acidi corrispondenti. Ai suffissi *-oso* e *-ico* si sostituiscono rispettivamente i suffissi *-ito* e *-ato* e al suffisso *-idrico* si sostituisce il suffisso *-uro*:

Acido	Anione	Acido	Anione
H ₂ SO ₄ acido solforico	SO ₄ ^{- -} ione solfato	HClO ₄ acido perclorico	ClO ₄ ⁻ ione perclorato
HClO acido ipocloroso	ClO ⁻ ione ipoclorito	HCl acido cloridrico	Cl ⁻ ione cloruro
HClO ₂ acido cloroso	ClO ₂ ⁻ ione clorito	H ₂ S acido solfidrico	S ^{- -} ione solfuro

Gli anioni che si ottengono per perdita parziale di ioni idrogeno da parte degli acidi vengono designati mediante il prefisso *idrogeno-* preceduto, ove occorra, da un prefisso, *mono-*, *di-* o *tri-*, per indicare il numero di atomi di idrogeno residui:

HSO_4^-	ione idrogenosolfato
HPO_4^{2-}	ione monoidrogenofosfato
H_2PO_4^-	ione diidrogenofosfato

Sali

I *sali* sono composti di natura ionica che si originano per reazione tra i metalli o loro derivati (ossidi, idrossidi) e i non metalli o loro derivati (anidridi, acidi). Un sale sarà perciò costituito da una parte metallica, che si identifica con lo ione del metallo, e da una parte non metallica, che si identifica con l'anione dell'acido. La formula di un sale si costruisce come segue:

- Si scrive prima il catione e quindi l'anione ottenuto dall'acido per eliminazione degli atomi di idrogeno sostituibili (negli ossiacidi sono quelli legati ad atomi di ossigeno).
- Si dà come indice al metallo il numero di ossidazione dell'anione e all'anione il numero di ossidazione del metallo.
- Si semplificano gli indici, se possibile; alcuni composti non seguono.

La denominazione dei sali è data dal nome dell'anione seguito dal nome del metallo con i suffissi *-oso* o *-ico* quando è necessario distinguere tra diversi stati di ossidazione:

Acido	Anione	Sale
H_2SO_3 acido solforoso	SO_3^{2-} ione solfito	K_2SO_3 Solfito di potassio
H_2SO_4 acido solforico	SO_4^{2-} ione solfato	Na_2SO_4 Solfato di sodio
HClO acido ipocloroso	ClO^- ione ipoclorito	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$ Ipoclorito di calcio
HClO_2 acido cloroso	ClO_2^- ione clorito	KClO_2 Clorito di potassio
HClO_3 acido clorico	ClO_3^- ione clorato	$\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$ Clorato ferroso
HClO_4 acido perclorico	ClO_4^- ione perclorato	$\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$ Perclorato rameico
HCl acido cloridrico	Cl^- Ione cloruro	NH_4Cl Cloruro di ammonio
H_2S acido solfidrico	S^{2-} Ione solfuro	CaS Solfuro di calcio

Sali acidi e sali basici. Ossosali. Sali idrati

I sali costituiti da anioni contenenti atomi di idrogeno sostituibili vengono detti *sali acidi*. I loro nomi si formano aggiungendo al nome dell'anione la parola *acido* ovvero il prefisso *idrogeno-*, preceduti da un prefisso, *mono-*, *di-* o *tri-*, per indicare che il gruppo acido contiene uno, due o tre atomi di idrogeno. Il prefisso *mono-* viene omissso nel caso dei sali acidi derivati da acidi con due soli idrogeni sostituibili, come H_2SO_4 , in quanto è possibile l'esistenza di un solo tipo di questi sali.

Un'altra denominazione dei sali acidi si basa sul numero di atomi di idrogeno sostituiti dal metallo, che viene indicato premettendo un prefisso, *mono-*, *di-* o *tri-*, al nome del metallo. Consideriamo alcuni esempi:

$NaHSO_4$	solfoato acido di sodio o solfoato monosodico
NaH_2PO_4	ortofosfato diacido di sodio o ortofosfato monosodico o diidrogeno fosfato di sodio
Na_2HPO_4	ortofosfato monoacido di sodio o ortofosfato disodico o monoidrogeno fosfato di sodio
NaH_3SiO_4	ortosilicato triacido di sodio o ortosilicato monosodico o triidrogeno silicato di sodio
Na_3HSiO_4	ortosilicato monoacido di sodio o ortosilicato trisodico o monoidrogeno silicato di sodio
$Ca(H_2PO_4)_2$	ortofosfato diacido di calcio o ortofosfato monocalcico o diidrogeno fosfato di calcio
$CaHPO_4$	ortofosfato monoacido di calcio o ortofosfato dicalcico o monoidrogeno fosfato di calcio

Denominazioni particolari di alcuni sali acidi

Per i sali acidi degli acidi carbonico, solforoso e solforico, oltre alle denominazioni secondo le regole ora esposte, rimane in uso anche quella che premette il prefisso *bi-* al nome dell'anione.

Si hanno quindi le denominazioni seguenti:

$NaHCO_3$	bicarbonato di sodio o carbonato <i>acido</i> di sodio
$NaHSO_3$	bisolfito di sodio o solfito <i>acido</i> di sodio
$NaHSO_4$	bisolfato di sodio o solfoato <i>acido</i> di sodio

I sali che si ottengono allo stato solido con una o più molecole di *acqua di cristallizzazione* vengono designati facendo *sequire* al nome del sale il numero di molecole di acqua presenti, indicato da un prefisso, *mono-*, *di-*, *tri-* ecc., seguito dal termine *idrato*:

$CaCl_2 \cdot 2H_2O$	cloruro di calcio <i>diidrato</i>
$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	cloruro di alluminio <i>esaidrato</i>