Compendio per la preparazione al test di valutazione per la Chimica per i CdS di Scienze Agrarie, Viticoltura ed Enologia e Scienze e Tecnologie per le Produzioni Animali

Prof.ssa Lucia GUIDI

Dipartimento di Scienze Agrarie, Alimentari e Agro-ambientali
Università di Pisa
Tel. 050-2216613
Email: lucia.guidi@unipi.it

LA CHIMICA

L'Universo è composto di materia ed energia, due aspetti della medesima entità visto che, come dimostrò Einstein, esse possono convertirsi l'una nell'altra secondo la relazione $E = mc^2$.

La **chimica** è la scienza che studia le caratteristiche, la struttura e le trasformazioni della materia e gli scambi energetici connessi a tali trasformazioni.

Adesso possediamo un modello abbastanza dettagliato per descrivere la struttura della materia, il modello atomico.

Oggi il concetto di atomo è quasi un fatto scontato, ma il modello atomico si affermò con difficoltà, nonostante sia stato proposto per la prima volta più di duemila anni fa.

Di seguito troverete un insieme di appunti che penso possano esservi utili ai fini della preparazione al test di valutazione in ambito agrario

Tutta la scienza è solo un raffinamento del pensiero di tutti i giorni (Albert Einstein)

Il syllabus delle conoscenze richieste del Test di Agraria CISIA per la **CHIMICA** è il seguente:

La costituzione della materia: Stati e trasformazioni della materia. Proprietà degli stati di aggregazione della materia (solido, liquido, gassoso). Le grandezze fondamentali (il Sistema Internazionale di unità).
La struttura dell'atomo: La struttura dell'atomo: particelle elementari; numero atomico e numero di massa. Gli isotopi.
Il sistema periodico degli elementi: La tavola periodica degli elementi. Proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica; metalli e non metalli.
Il legame chimico: Legame ionico, legame covalente; polarità dei legami; elettronegatività. Formule chimiche.
Fondamenti di chimica inorganica: Nomenclatura dei composti inorganici: ossidi, idrossidi, acidi, sali.
Reazioni chimiche: Le reazioni chimiche e la stechiometria: peso atomico e molecolare, concetto di mole, conversione da grammi a moli e viceversa, calcoli stechiometrici elementari, bilanciamento di semplici reazioni, vari tipi di reazioni chimiche. Ossido-riduzioni: numero di ossidazione, concetto di ossidante e riducente.
Soluzioni: Molarità. Diluizioni di soluzioni. Acidi e basi: concetti e definizioni; acidità, neutralità, basicità delle soluzioni acquose; il pH.
Chimica organica: Fondamenti di chimica organica: legami semplici e multipli tra atomi di carbonio; concetto di isomeria; idrocarburi alifatici e aromatici con regole base di nomenclatura IUPAC. Concetto di gruppo funzionale (i gruppi funzionali di alcoli, ammine, acidi carbossilici, con regole base di nomenclatura IUPAC).

LE PRIME LEGGI DELLA CHIMICA

Le prime leggi della chimica risalgono alla fine del 700 e formalizzano alcuni comportamenti regolari che si iniziano a scoprire nei rapporti di combinazione tra le sostanze che reagiscono.

1) Legge di Lavoisier o di Conservazione delle Masse

La somma dei pesi delle sostanze che reagiscono è uguale alla somma dei pesi delle sostanze che si ottengono dalla reazione. E' la legge che evidenzia che niente si crea e niente si distrugge ma tutto si trasforma.

2) Legge di Proust o delle Proporzioni Definite

In ogni composto gli elementi che lo costituiscono sono combinati tra loro con un rapporto ponderale fisso e costante.

3) Legge di Dalton o delle Proporzioni Multiple

Quando due o più elementi si combinano tra loro con rapporti ponderali diversi per dare origine a composti diversi, mantenendo costante la quantità in peso di uno di essi, le quantità dell'altro variano secondo rapporti semplici, ossia sono multiple della quantità minima.

4) Legge di Gay-Lussac

Quando una reazione avviene tra sostanze gassose, i volumi dei reagenti stanno tra loro e con quelli dei prodotti in rapporti semplici cioè dati da numeri interi e piccoli.

5) Legge di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

ESEMPI

(1) Per riscaldamento, 123 g di clorato di potassio si decompongono, svolgendo ossigeno e lasciando un residuo di 75 g di cloruro di potassio. Calcolare la massa dell'ossigeno svolto.

	$KClO_3$	$\rightarrow O_2$	$+ KCl$
inizio	123	0	0
fine	0	x	75

Risoluzione

Per la legge di Lavoisier: 123 g = x + 75 g

quindi: x = 123 – 75 = 48 g di ossigeno che si è formato

(2) Zolfo e zinco si combinano formando il solfuro di zinco, con un rapporto di massa: zolfo:zinco = 1,00:2,04. Quanto solfuro di zinco si ottiene facendo reagire 9,12 g di zinco con 20,00 g di zolfo?

	S	$+ Zn$	$\rightarrow ZnS$
Inizio	1	2,04	x

Risoluzione

Per la legge di Lavoisier si ottengono: 1,00 + 2,04 = 3,04 g di solfuro di zinco.

	S + Zn → ZnS		
Inizio	1	2,04	3,04
Reagenti disponibili	20	9,12	x

Si osserva che, per lo zolfo, il fattore di moltiplicazione è 20 e per lo zinco è invece pari a 9,12/2,04 = 4,47 circa. Questo significa che lo zinco reagisce tutto e che rimarrà dello zinco eccedente.

Calcoliamo quanto zolfo reagisce, secondo la proporzione:
1,00 : 2,04 = x : 9,12
X = 47,4 di zolfo che hanno reagito
Si formano quindi: 4,47 + 9,12 = 13,59 g di solfuro di zinco.
Restano eccedenti: 20,00 – 4,47 = 15,53 g di zolfo.

(3) Una data massa di gas che a 0°C occupa un volume di 10 L ed è sottoposto ad una pressione di 5 atm, viene riscaldato a 150°C. Calcolare il volume occupato dal gas se si mantiene costante la pressione.

<u>Risoluzione</u>
Applichiamo la prima legge di Gay-Lussac: V1/T1= V2/T2 dopo aver operato le opportune conversioni della temperatura:

T1 = 0°C = 273 K e T2 = 150 + 273 =423 K

Sostituiamo i valori noti nella relazione V1/T1= V2/T2

10 / 273 = V2/ 423

V2 = 10 x 423/ 273 = 15.5 L

SIMBOLOGIA CHIMICA

Ciascun elemento chimico viene univocamente associato ad un simbolo, in genere corrispondente all'iniziale del suo nome latino (o alle prime due lettere se vi è possibilità di equivoco con altri elementi).

Ad esempio, C è il Carbonio, Ca il Calcio, Ce il Cerio, Co il Cobalto, Cu il Rame.

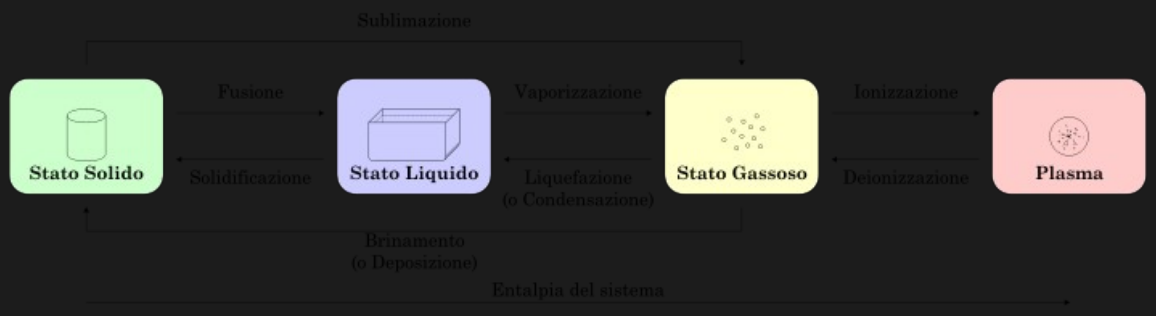
I simboli rappresentano sia gli elementi che i relativi atomi. Così N rappresenta l'elemento Azoto, ma anche un atomo di Azoto.

In questo modo è possibile rappresentare le sostanze chimiche mediante opportune scritture convenzionali, dette formule.

La costituzione della materia

1. Stati e trasformazioni della materia

La materia è definita come qualsiasi oggetto che abbia una massa e occupi uno spazio. La materia può assumere, a seconda delle proprietà meccaniche che manifesta, diversi stati o stati di aggregazione secondo una classificazione convenzionale:



Le trasformazioni fisiche provocano un cambiamento fisico reversibile della materia, ma non formano nuove sostanze. Le reazioni chimiche sono invece trasformazioni che determinano una variazione della composizione chimica delle sostanze originarie (**reagenti**) con formazioni di nuove sostanze (**prodotti**).

REAGENTI → PRODOTTI
IDROGENO + OSSIGENO → ACQUA

ELEMENTO è una sostanza pura che non può essere trasformata, con le ordinarie reazioni chimiche, in altri costituenti.
COMPOSTO è una sostanza pura che può essere decomposta, con le ordinarie reazioni chimiche, in altre sostanze pure più semplici.

$$\text{ACQUA}_{(l)} \rightarrow \text{IDROGENO}_{(g)} + \text{OSSIGENO}_{(g)}$$

I pedici (l) e (g) indicano lo stato di aggregazione per cui (l) indica lo stato liquido e (g) lo stato gassoso. Lo stato solido viene indicato con il simbolo (s).

TRASFORMAZIONI FISICHE	TRASFORMAZIONI CHIMICHE
ebollizione dell'acqua	cottura dell'uovo
dissoluzione dello zucchero nell'acqua	formazione della ruggine su un oggetto di ferro
montare la chiara delle uova	produrre lo yogurt dal latte

2. Proprietà degli stati di aggregazione della materia (solido, liquido, gassoso)

Solido	Liquido	Gas
Forma definita	Assumono la forma del contenitore	Non hanno forma definita ma occupano tutto il volume disponibile
Incomprimibili	Moderatamente comprimibili	Comprimibili
Elevata densità	Densità elevata ma minore dei precedenti	Bassa densità
Non sono fluidi	Fluidi	Fluidi
Diffondono solo lentamente in altri solidi	Diffondono in altri liquidi	Diffondono velocemente
Le singole particelle costituenti sono disposte nello spazio in modo regolato	Le singole particelle costituenti formano aggregati disordinati e si muovo nello spazio	Le singole particelle costituenti sono lontane le une dalle altre e si muovono rapidamente e casualmente nello spazio

3. Le grandezze fondamentali (il Sistema Internazionale di unità)

Le grandezze che si possono misurare si chiamano **grandezze fisiche** e la comunità scientifica ha identificato **sette grandezze fondamentali** dalle quali possono essere ricavate tutte le altre, che vengono chiamate **grandezze derivate**. Il sistema internazionale di unità di misura (SI) rappresenta il più diffuso sistema di unità di misura ed è fondato sulle sette grandezze fondamentali.

Grandezza fisica	Simbolo	Unità di misura	Simbolo
lunghezza	l	metro	m
massa	m	chilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampere	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	i_v	candela	cd

Da queste unità di misura delle grandezze fondamentali si possono ottenere le unità di misura delle grandezze derivate.

Grandezza fisica	Unità di misura	Simbolo	Definizione dell'unità di misura SI
area	metro quadrato	m^2	
volume	metro cubo	m^3	
densità	chilogrammo al metro cubo	$kg\ m^{-3}$	s
forza	newton	N	$N = kg\ m\ s^{-2}$
pressione	pascal	Pa	$Pa = N\ m^{-2}$
energia, lavoro, calore	joule	J	J = N m
velocità	metri al secondo	$m\ s^{-1}$	

accelerazione	metro al secondo quadro	$m\ s^{-2}$	
potenza	watt	W	$W = J\ s^{-1}$
carica elettrica	coulomb	C	C = A s
differenza di potenziale elettrico, forza elettromotrice	volt	V	$V = J\ C^{-1}$
resistenza	ohm	Ω	$\Omega = V\ A^{-1}$
frequenza	hertz	Hz	$Hz = 1\ s^{-1}$

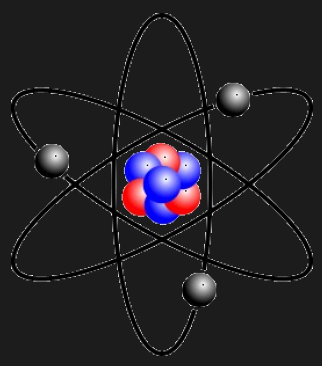
In chimica si usano spesso multipli e sottomultipli dell'unità di misura ed ognuno di questi è caratterizzato da un prefisso (che precede il nome dell'unità di misura) e un simbolo (da anteporre all'unità di misura)

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo	Multiplo	Prefisso	Simbolo
10^{-1}	deci-	d-	10	deca-	da-
10^{-2}	centi-	c-	10^{2}	etto-	h-
10^{-3}	milli-	m-	10^{3}	chilo-	k-
10^{-6}	micro-	µ-	10^{6}	mega-	M-
10^{-9}	nano-	n-	10^{9}	giga-	G-
10^{-12}	pico-	p-	$1'^{12}$	tera-	T-
10^{-15}	femto-	f-	10^{15}	peta-	P-
10^{-18}	atto-	a-	10^{18}	exa-	E-

La struttura dell'atomo

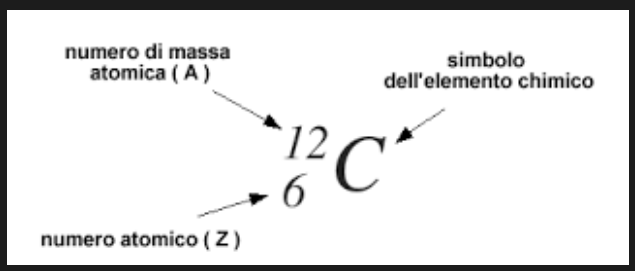
1. La struttura dell'atomo: particelle elementari

Gli atomi di tutti gli elementi sono formati da tre tipi di particelle elementari: **elettrone**, **protone** e **neutrone**. Le tre particelle elementari si trovano nel nucleo (protone e neutrone) e nella cosiddetta nube elettronica (elettrone) che si trova intorno al nucleo. L'elettrone (simbolo e^-), è provvisto di carica negativa e ruota attorno al nucleo nella nube elettronica. Ha una massa trascurabile in quanto molto piccola e pari a $9{,}11 \times 10^{-31}$ kg. Il protone si trova nel nucleo ed è provvisto di carica positiva; a mitigare la repulsione tra particelle di uguale carica all'interno del nucleo si trova il neutrone. La massa di questi due tipi di particelle non è trascurabile ($1{,}67 \times 10^{-27}$ kg).



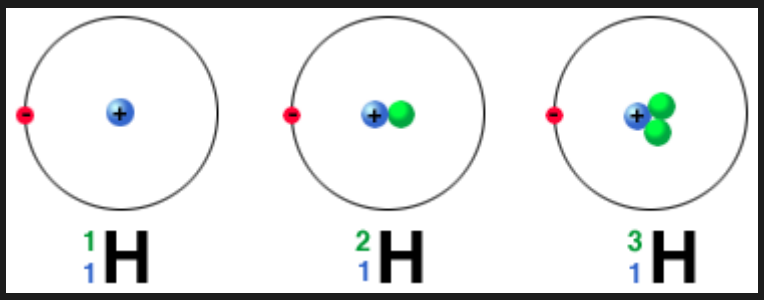
2. Numero atomico e numero di massa

Nell'atomo il numero dei protoni è uguale al numero degli elettroni, questo fa si che ci sia neutralità rispetto alle cariche; tale numero si indica con **Z**, **numero atomico**. La somma dei protoni e dei neutroni, cioè delle particelle dotate di massa non trascurabile, si indica invece con **il numero di massa**, **A**. Il numero atomico si indica in basso a sinistra: ad esempio, per il carbonio Z=6, ovvero $_6C$; il numero di massa si indica in alto a sinistra: ad esempio, sempre per il carbonio A=12, ovvero ^{12}C.



3. Gli isotopi

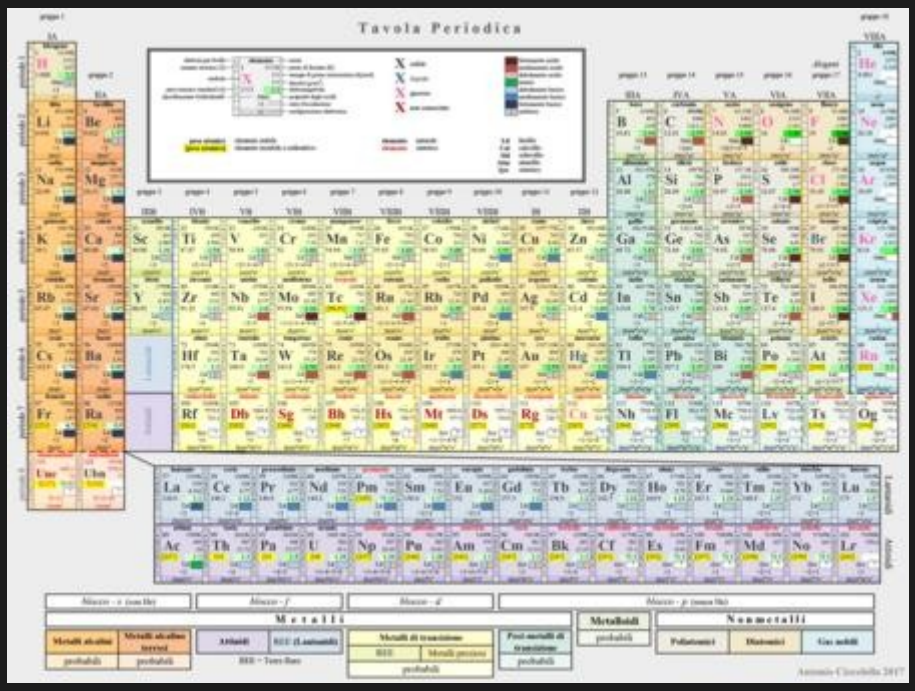
Il numero di neutroni non è sempre uguale a quello dei protoni. Atomi con ugual numero di protoni e diverso numero di neutroni sono chiamati isotopi: elementi che hanno uguale numero atomico ma diverso numero di massa. Ad esempio, il celebre isotopo del carbonio, usato per la datazione dei fossili, è il ^{14}C, possiede 6 protoni ed 8 neutroni. Altri celebri isotopi: ^{2}H: deuterio, ^{3}H: trizio, con 1 e due neutroni rispettivamente.


$^{1}_{1}H$
$^{2}_{1}H$
$^{3}_{1}H$

Il sistema periodico degli elementi

1. La tavola periodica degli elementi

Mendeleev (Russia) e Meyer (Germania) scoprirono che, se gli elementi chimici vengono ordinati in base alle loro masse atomiche crescenti, le loro proprietà sono periodiche cioè si ripetono con regolarità. Sulla base di queste scoperte, nel 1869 Mendeleev mise a punto una tavola periodica dove tutti gli elementi fino ad allora noti erano ordinati in base alla loro massa atomica crescente. Talvolta questa regolarità era interrotta e pertanto lasciò spazi vuoti in attesa che questi elementi venissero scoperti. Qualche anno più tardi furono scoperti il gallio e il germanio, elementi previsti da Mendeleev che andarono a riempire gli spazi vuoti della sua tabella periodica.

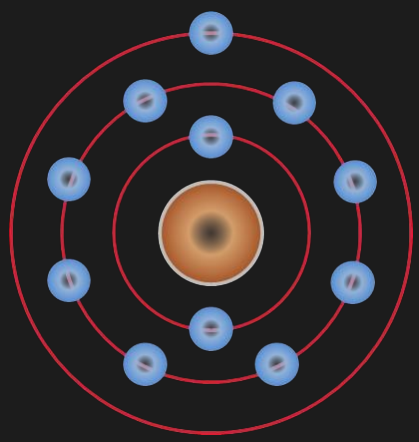


La tavola periodica è suddivisa in **gruppi** (colonne) e **periodi** (righe).

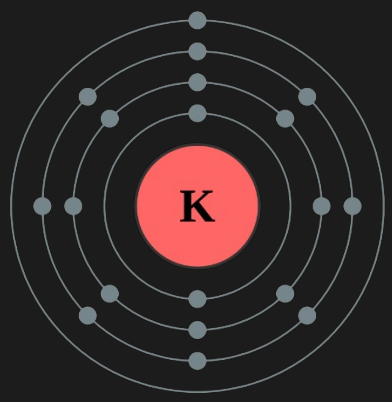
GRUPPO (anche famiglia): raggruppano gli elementi che si trovano sulla stessa colonna della tavola periodica e che hanno la stessa configurazione elettronica esterna. In base al sistema di denominazione internazionale, i gruppi sono indicati numericamente da 1 a 18 dalla colonna più a sinistra (i metalli alcalini) alla colonna più a destra (i gas nobili).

Ogni gruppo comprende gli elementi che hanno la stessa configurazione elettronica (cioè il modo in cui gli elettroni sono disposti attorno al nucleo); poiché le proprietà chimiche degli elementi dipendono dalla loro configurazione elettronica, all'interno di ogni gruppo si trovano elementi che si comportano in maniera simile durante lo svolgimento delle reazioni chimiche ed hanno un andamento chiaro delle proprietà relazionato all'aumentare del peso atomico lungo il gruppo. Tuttavia, nell'ambito del periodo gli elementi hanno lo stesso numero di **elettroni di valenza** (**guscio di valenza**). Questi elettroni sono quelli coinvolti nei legami chimici. Il gruppo viene quindi numerato in base la numero di elettroni che si trovano nel guscio di valenza. Ad esempio, gli elementi collocati

nel gruppo I (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) hanno un diverso numero di elettroni (crescente verso il basso) ma nel guscio più esterno hanno **tutti** un elettrone (gruppo I).

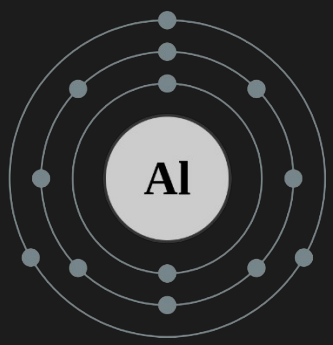


Sodio

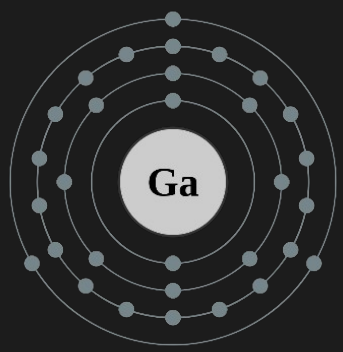


Potassio

Gli elementi nel gruppo III hanno tutti 3 elettroni nel guscio di valenza più esterno, e così via.

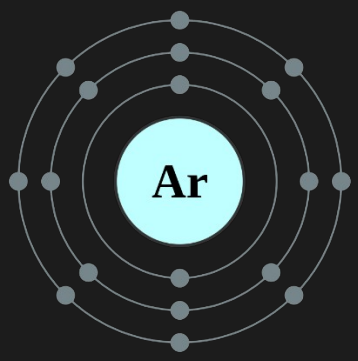


Alluminio

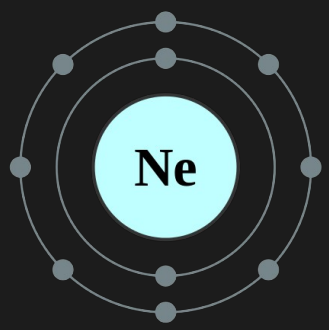


Gallio

Infine, il gruppo VIII presenta elementi che contengono tutti 8 elettroni nel guscio più esterno e sono tutti elementi non reattivi perché hanno il guscio di valenza completo di tutti gli elettroni (8)..



Argon



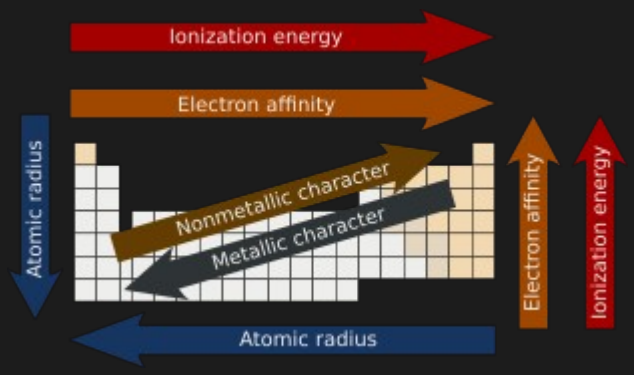
Neon

PERIODO: I periodi (o serie) raggruppano gli elementi che si trovano sulla stessa riga della tavola periodica. Il numero di ciascun periodo indica il livello principale di energia dove è possibile trovare gli elettroni di valenza e quindi il guscio più esterno. Considerando gli elementi appartenenti allo stesso periodo, si notano variazioni monotone del raggio atomico, dell'energia di ionizzazione, dell'affinità elettronica e dell'elettronegatività.

Le principali proprietà caratteristiche di ciascun elemento hanno caratteristiche periodiche lungo la tavola periodica e sono:

- Affinità elettronica
- Carattere metallico
- Carica nucleare efficace
- Elettronegatività
- Energia di ionizzazione
- Raggio atomico
- Raggio ionico

2. Proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica; metalli e non metalli



Il **raggio atomico** aumenta nello stesso gruppo spostandosi verso gli elementi in basso e diminuisce avanzando da sinistra a destra nello stesso periodo (infatti scendendo nel gruppo il numero quantico principale n aumenta e ciò fa sì che l'atomo abbia una nuvola elettronica più sviluppata); andando da sinistra a destra nel periodo il numero quantico n rimane uguale, mentre varia il numero di protoni all'interno del nucleo, facendo aumentare le forze nucleari di attrazione tra gli elettroni e il nucleo attorno al quale gravitano, con la conseguente diminuzione del raggio atomico
L'**energia di ionizzazione**, l'**elettronegatività** e l'**affinità elettronica** diminuiscono scendendo in un gruppo ed aumentano avanzando da sinistra verso destra nel periodo. Infatti, scendendo nel gruppo gli elettroni nell'ultimo livello energetico sono attirati con una forza via via più blanda per diminuzione delle forze nucleari (gli atomi sono meno elettronegativi) e ciò fa diminuire l'energia necessaria per strapparli (diminuisce l'energia di ionizzazione) e l'energia liberata quando l'atomo acquista un elettrone (affinità elettronica). Andando da sinistra verso destra in un periodo invece gli elettroni sono attirati sempre con maggiore forza dalle forze nucleari (aumenta l'elettronegatività) e ciò fa aumentare l'energia per strappargli un elettrone (aumenta l'energia di ionizzazione) e l'energia liberata per acquisto di un elettrone (affinità elettronica).

L'**elettronegativita'** è la misura della tendenza relativa di un atomo ad attrarre elettroni quando è combinato chimicamente con un altro atomo. La scala di Pauling risulta quella maggiormente utilizzata e si basa su misure dell'entalpia di legame e non è dotata di unità di misura. Essa aumenta da sinistra verso destra nella tavola periodica. L'elemento più elettronegativo è il fluoro seguito dall'ossigeno

Metalli: sono elementi caratterizzati da bassa elettronegatività che spesso perdono elettroni per dare cationi.

Non metalli: sono elementi caratterizzati da elevata elettronegatività che spesso acquistano elettroni per dare anioni.

Il legame chimico

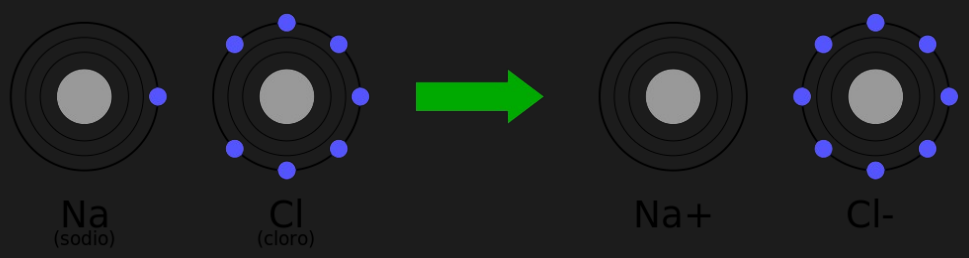
Gli elementi in natura sono 89 (gli altri nella tavola periodica sono stati sintetizzati dall'Uomo) ma esistono più di 15 milioni di sostanze diverse. Questo perché gli 89 elementi si combinano tra loro in vario modo e questa è la dimostrazione del **legame chimico**. Quando gli atomi formano un legame chimico sono coinvolti solo gli elettroni più esterni dell'atomo chiamati **elettroni di valenza** o **di legame**. I gas nobili, molto stabili e poco reattivi, hanno 8 elettroni di valenza (chiamato **ottetto completo**). Un atomo quindi è stabile quando ha 8 elettroni nel guscio di valenza. Per questo motivo gli atomi di tutti gli elementi tendono a unirsi attraverso diversi tipi di legame per raggiungere la situazione di 8 elettroni nel guscio più esterno detto appunto di valenza.

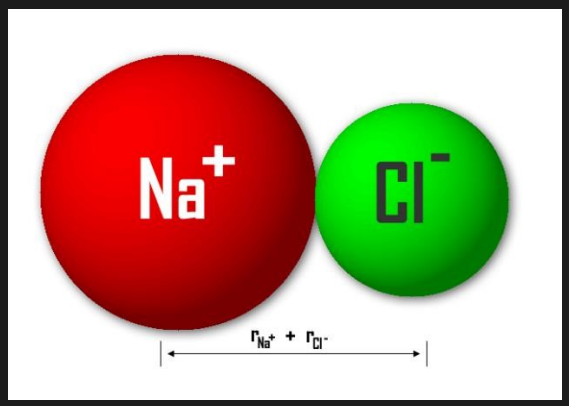
1. Legame ionico

E' un legame che si instaura tra due elementi caratterizzati da una grande differenza di elettronegatività (>1,9; scala Pauling). In questo legame, un atomo (meno elettronegativo) cede un elettrone e diviene in questo modo un **catione**, cioè una specie chimica mancante di un elettrone e quindi con una carica positiva in eccesso (dato che il numero dei protoni è adesso in eccesso di una unità). Inoltre, nel guscio più esterno adesso sono presenti 8 elettroni.

L'elettrone "perso" viene in realtà trasferito ad un altro atomo (molto elettronegativo) che quindi acquisendolo assume anche una carica negativa divenendo un **anione**. Anche in questo caso l'anione, nel guscio più esterno, adesso presenta otto elettroni.

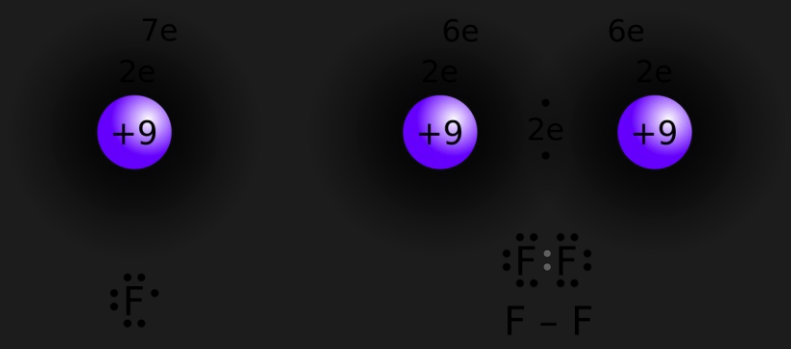
Il trasferimento di un elettrone dal sodio al cloro ha quindi generato due nuove specie chimiche: l'anione Cl^- ed il catione Na^+ che ora si attraggono l'uno verso l'altro per effetto della forza elettrostatica. Si è generato un **legame ionico** tra i due elementi che ha dato origine ad un nuovo composto, il cloruro di sodio comune sale da cucina).





2. Legame covalente

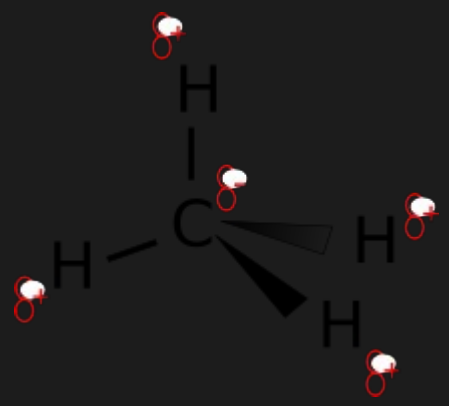
In questo tipo di legame, gli atomi condividono, mettono in comune gli elettroni attorno ai loro nuclei.



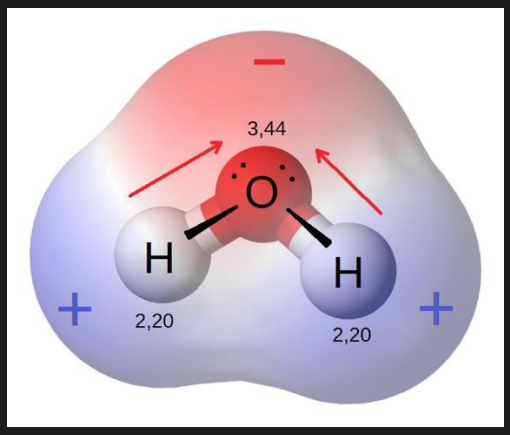
Se osserviamo ciascun atomo di fluoro, dopo che si è formato il legame, ha attorno a sé nuovamente otto elettroni. Si tratta di un legame con un'elevata energia

3. Polarità dei legami

La **polarità** è una proprietà delle per cui una molecola **polare** presenta una parziale carica positiva s una parte della molecola e una parziale carica negativa sulla parte opposto di essa. Le molecole che non presentano il fenomeno della polarità sono dette **apolari** o non polari.
Nelle molecole costituite da più di due atomi, quando gli atomi sono tutti uguali fra loro e legati ad un atomo centrale di tipo diverso, ad esempio la molecola del metano CH_4, la molecola non presenta comportamento polare, poiché la simmetria della molecola fa sì che le cariche siano distribuite in maniera abbastanza uniforme sul contorno della molecola.



Un esempio di molecola polare è la molecola dell'acqua, in cui è presente una carica parziale negativa in prossimità dell'atomo di ossigeno e una parziale carica positiva in prossimità dei due atomi di idrogeno. La polarità è importante perché determina anche la miscibilità tra due sostanze: in genere due sostanze entrambe polari o entrambe apolari sono miscibili tra loro.



5. Formule chimiche

Nelle **formule grezze** (o **brute**) sono rappresentati i simboli degli elementi chimici che costituiscono la sostanza, ciascuno seguito in basso a destra da un numero, detto indice, che specifica quanti atomi di quell'elemento sono presenti

H_2SO_4 CO_2 H_2O N_2 Na_2CO_3 O_2

La **formula minima** (o **formula empirica**) di un composto indica gli elementi che lo costituiscono e i loro rapporti numerici minimi all'interno del composto stesso (NaCl: composto formato da atomi di sodio e cloro in rapporto 1:1; Al_2O_3: composto formato da atomi di alluminio e ossigeno in rapporto 2:3). Come si può osservare dalle formule che le rappresentano, le sostanze chimiche possono essere costituite da atomi di uno stesso elemento (O_2, N_2) e sono perciò dette **sostanze elementari**, o da atomi di elementi diversi (H_2SO_4, CO_2) e sono perciò dette sostanze composte o, semplicemente, **composti**, i quali possono essere di due tipi: **molecolari** o **ionici**.
Un composto molecolare è formato da **molecole**, cioè la più piccola parte di materia che presenta le medesime caratteristiche chimiche della sostanza alla quale appartiene. È costituita da un gruppo definito di atomi, tra loro legati, ma distinti e separati dagli atomi che costituiscono altre molecole.
Le formule che rappresentano tali composti sono dette **formule molecolari** (ad esempio il glucosio $C_6H_{12}O_6$ la cui formula minima sarebbe $(CH_2O)_n$.
Un composto **ionico** è costituito dall'alternarsi di anioni e cationi legati dalla reciproca attrazione elettrostatica e presenti in rapporti precisi, definiti dalla loro carica. Ad esempio nel carbonato di sodio si alternano ioni Na^+ e ioni CO_3^{2-} nel rapporto di 2:1, necessario per neutralizzare le cariche elettriche.
La formula Na_2CO_3 non rappresenta la molecola, che non esiste in quanto tale, ma descrive il minimo rapporto di combinazione tra gli elementi. Tali formule sono dette **formule minime**.
Gli **ioni** presentano, ad esponente del simbolo che li rappresenta, il numero di cariche, positive o negative che li caratterizza, esattamente pari al numero di elettroni persi o acquistati. Esistono anche **ioni poliatomici**.

Fondamenti di chimica inorganica

1. Nomenclatura dei composti inorganici: ossidi, idrossidi, acidi, sali

Si hanno diversi sistemi di nomenclatura dei composti:

NOMENCLATURA TRADIZIONALE: Prevede l'uso di prefissi e suffissi, in base al numero di ossidazione dei vari elementi

NOMENCLATURA UFFICIALE O IUPAC: Si indica il numero di atomi di ogni elemento presenti all'interno del composto, tramite prefissi di origine greca; quando è presente un solo atomo di un elemento non si utilizza alcun prefisso. In alcuni casi il numero di ossidazione viene indicato tra parentesi a fianco del nome del composto

Alcuni nomi tradizionali, fortemente radicati nell'uso comune, quali **acqua, ammoniaca (NH_3) o metano (CH_4)**, sono stati accettati come internazionalmente validi.

15.

Numero di ossidazione

Definito anche numero di ossidazione (n.o.) di un elemento chimico in un composto è uguale alla differenza tra il numero di elettroni di valenza dell'atomo considerato e il numero di elettroni che ad esso rimangono dopo aver assegnato tutti gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo di ogni coppia

Il numero di ossidazione è positivo se gli elettroni vengono ceduti, mentre è negativo se vengono acquistati. Quando i due atomi della coppia hanno identica elettronegatività gli elettroni di legame vengono suddivisi tra loro in parti uguali.

Regole empiriche per calcolare il numero di ossidazione

- gli atomi di una qualsiasi specie chimica allo stato elementare hanno n.o. = 0
- gli elementi del gruppo I (metalli alcalini) nei composti hanno n.o. = +1
- gli elementi del gruppo II (metalli alcalino terrosi), lo zinco e il cadmio nei composti, hanno n.o. = +2
- l'idrogeno ha n.o. = +1 in quasi tutti i suoi composti; solo negli idruri dei metalli ha n.o. = -1
- l'ossigeno ha numero di ossidazione -2 in quasi tutti i suoi composti a parte le seguenti eccezioni: -1 nei perossidi, -½ nei superossidi, +2 nel difluoruro d'ossigeno OF_2
- il fluoro ha sempre n.o. = -1; il cloro, il bromo e lo iodio hanno n.o. = -1, tranne che nei composti in cui sono legati al fluoro o all'ossigeno, nei quali assumono n.o. positivi = +1, +3, +5, +7
- per qualsiasi elemento allo stato di ione monoatomico il n.o. è uguale alla carica dello ione
- la sommatoria dei n.o. degli elementi presenti in una molecola neutra è uguale a zero
- in uno ione poliatomico la sommatoria dei n.o. coincide con la carica dello ione

ESEMPIO

1) Determinare il numero di ossidazione di P in H_3PO_4

Risoluzione

In base alla regola numero 4 l'idrogeno ha numero di ossidazione +1;

In base alla regola numero 5 l'ossigeno ha numero di ossidazione -2

In base alla regola numero 8 la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi del composto è uguale a zero.
Se indichiamo con X il numero di ossidazione di P si ha quindi:
3H·(+1) + XP + 4O (-2) = 0
X = +5

2) Determinare il numero di ossidazione di Mn in MnO_4^{1-}
Risoluzione
In base alla regola numero 5 l'ossigeno ha numero di ossidazione -2;
In base alla regola numero 9 la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi nello ione poliatomico è uguale a -1;
se indichiamo con X il numero di ossidazione di Mn si ha quindi:
XMn + 4O(-2) = -1
xMn = -1

3) Determinare il numero di ossidazione del cloro nei seguenti composti a) HClO; b) $HClO_2$; c) $HClO_3$; d) $HClO_4$
Risoluzione
In base alla regola numero 4 l'idrogeno ha numero di ossidazione +1;
In base alla regola numero 5, l'ossigeno ha numero di ossidazione -2
In base alla regola numero 8 la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi nel composto è uguale a 0;
se indichiamo con X il numero di ossidazione del Cl si ha quindi:
HClO
1H(+1) + XCl + 1O(-2) = 0
xCl = +1

$HClO_2$
1H(+1) + XCl + 2O(-2) = 0
xCl = +3

$HClO_3$
1H(+1) + XCl + 3O(-2) = 0
xCl = +5

$HClO_4$
1H(+1) + XCl + 4O(-2) = 0
xCl = +7

3) Determinare il numero di ossidazione dello zolfo nel composto $CaSO_3$
Risoluzione
In base alla regola numero 3 il calcio ha numero di ossidazione +2;

In base alla regola numero 5, l'ossigeno ha numero di ossidazione -2
In base alla regola numero 6 la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi nel composto è uguale a 0;
se indichiamo con X il numero di ossidazione dello zolfo si ha quindi:
$CaSO_3$
1Ca(+2) + XS + 3O(-2) = 0
xS = +4

Ossidi o ossidi basici

Composti binari formati dall'unione di un metallo con l'ossigeno. Poiché l'ossigeno è molto più elettronegativo dei metalli, tutti gli ossidi sono composti ionici e quindi solidi a temperatura ambiente

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione: ossido di + nome metallo (es. ossido di sodio Na_2O)

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:

ossido + nome metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. ossido piomb**oso** PbO (numero di ossidazione +2);

ossido + nome metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. ossido piomb**ico** PbO_2 (numero di ossidazione +4).

NOMENCLATURA IUPAC

Si conta il numero di atomi di ogni elemento e si utilizzano i relativi prefissi, insieme al termine "ossido di". Ad es. Na_2O ossido di **di**sodio; PbO ossido di piombo (+2); PbO_2 **bi**ossido di piombo (+4).

Anidridi o ossidi acidi

Composti binari formati dall'unione di un non metallo con l'ossigeno. La differenza di elettronegatività tra l'ossigeno e non metalli è piccola e quindi le anidridi sono composti covalenti più o meno polari, che a temperatura ambiente possono essere solidi, liquidi o gassosi

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:

anidride + nome non metallo con desinenza **ICA** (es. anidride carbonica CO_2)

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:

anidride + nome non metallo con desinenza **OSA**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. anidride solfor**osa** SO_2 (+4);

anidride + nome non metallo con desinenza **ICA**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. anidride solfor**ica** SO_3 (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

anidride **IPO** nome non metallo con desinenza **OSA** per il numero di ossidazione +1. Es. Cl_2O anidride **ipo**clor**osa**;

anidride + nome non metallo con desinenza **OSA**, per il numero di ossidazione +3. Es. anidride clor**osa** Cl_2O_3;

anidride + nome non metallo con desinenza **ICA**, per il numero di ossidazione +5. Es. anidride clor**ica** Cl_2O_3;

anidride **PER** nome non metallo con desinenza **ICA** per il numero di ossidazione +7. Es. Cl_2O_7 anidride **per**clor**ica**;

NOMENCLATURA IUPAC

Anche i composti tra ossigeno e non metalli sono chiamati ossidi; si utilizzano sempre i prefissi relativi al numero di atomi degli elementi.

Ad esempio: SO_2 **bi**ossido di zolfo (+4); SO_3 **tri**ossido di zolfo (+6), Cl_2O ossido di **di**cloro (+1); Cl_2O_3 **tri**ossido di **di**cloro (+3); Cl_2O_5 **penta**ossido di **di**cloro (+5); Cl_2O_7 **epta**ossido di **di**cloro (+7).

Idrossidi

Composti ternari di ossigeno, idrogeno e metalli; in essi compare il gruppo ossidrile (OH) con numero di ossidazione -1. Gli idrossidi sono tutti composti ionici e quindi solidi a temperatura ambiente

Derivano dalla reazione tra ossidi basici e acqua, in cui tutti gli elementi mantengono il proprio numero di ossidazione.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2Na(OH)$$

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione:

idrossido di nome metallo (es. idrossido di sodio Na(OH)

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:

idrossido + nome metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. idrossido rame**oso** Cu(OH) (numero di ossidazione +1);

idrossido + nome metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. idrossido rame**ico** $Cu(OH)_2$ (numero di ossidazione +2).

NOMENCLATURA IUPAC

Si indica il numero dei gruppi ossidrile ponendo i soliti prefissi davanti al termine "idrossido", cui segue "di" ed il nome del metallo:

Na(OH) idrossido di sodio; $Fe(OH)_2$ **di**idrossido di ferro (+2);

$Fe(OH)_3$ **tri**idrossido di ferro (+3); $Pb(OH)_4$ **tetra**idrossido di piombo (+4).

Idracidi o acidi binari

Composti binari dell'idrogeno con uno dei seguenti non metalli: F, Cl, Br; I, S e Se. Sono composti covalenti polari e a temperatura ambiente sono tutti gassosi, tranne HF, che è liquido a causa del legame a ponte di idrogeno.

Negli idracidi gli elementi del 7° gruppo hanno sempre numero di ossidazione -1, mentre gli elementi del 6° gruppo hanno sempre numero di ossidazione -2.

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

acido + nome non metallo terminante in IDRICO:HF acido fluoridr**ico**; HCl acido cloridr**ico**; HBr acido bromidr**ico**; HI acido iodidr**ico**; H_2S acido solfidr**ico**; H_2Se acido selenidr**ico**

NOMENCLATURA IUPAC

Nome non metallo, terminate in URO, col numero degli atomi di idrogeno indicati dai soliti prefissi; seguito da "di idrogeno": HF fluor**uro** di idrogeno; HCl clor**uro** di idrogeno; HBr brom**uro** di idrogeno; HI iod**uro** di idrogeno; H_2S solf**uro** di **di**idrogeno; H_2Se seleni**uro** di **di**didrogeno.

Ossiacidi o Acidi ternari

Sono composti ternari tra idrogeno, ossigeno ed un non metallo; sono composti covalenti polari solidi o liquidi a temperatura ambiente

Derivano dalla reazione tra anidridi e acqua (tutti gli elementi mantengono il proprio numero di ossidazione); inoltre nella formula dell'ossiacido il non metallo è presente, tranne qualche eccezione, sempre con un solo atomo

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Per trovare la formula dell'ossoacido si deve scrivere a destra nell'ordine idrogeno, non metallo e ossigeno, mettendo per ognuno di questi elementi tanti atomi quanti ce ne sono a sinistra

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_8 \text{ semplificato} \rightarrow HClO_4$$

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:

acido + nome non metallo con desinenza **ICO** (es. acido carbonico H_2CO_3)

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:

acido + nome non metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. acido solfor**oso** H_2SO_3 (+4);

acido + nome non metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. acido solfor**ico** H_2SO_4 (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

acido **IPO** nome non metallo con desinenza **OSO** per il numero di ossidazione +1. Es. HClO acido **ipo**clor**oso**;

acido + nome non metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione +3. Es. acido clor**oso** $HClO_2$;

acido + nome non metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione +5. Es. acido clor**ico** $HClO_3$;

acido **PER** nome non metallo con desinenza **ICO** per il numero di ossidazione +7. Es. acido **per**clor**ico** $HClO_4$;

NOMENCLATURA IUPAC

Al temine acido si attribuisce un aggettivo riferito al numero di atomi di ossigeno presenti nell'acido ed al nome del non metallo, terminante in ICO; segue poi, tra parentesi, il numero di ossidazione del non metallo Ad es. HClO acido ossoclorico (+1); $HClO_2$ acido diossoclorico (+3);
$HClO_3$ acido triossoclorico (+5); $HClO_4$ acido tetraossoclorico (+7);
H_2SO_4 acido tetraossosolforico (+6); H_2SO_3 acido triossosolforico (+4)

Alcune eccezioni

Tutte le formule degli ossiacidi sono state ottenute facendo reagire la relativa anidride con una molecola di acqua. A questa regola fanno eccezione le anidridi del fosforo e del boro, che reagiscono con tre molecole di acqua, e quella del silicio, che reagisce invece con due molecole di acqua

$$B_2O_3+3H_2O \rightarrow 2H_3BO_3$$
$$P_2O_3+3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$$
$$P_2O_5+3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$
$$SiO_2+2H_2O \rightarrow H_4SiO_4$$

Nomenclatura tradizionale anioni poliatomici

I nomi degli anioni poliatomici sono simili a quelli degli acidi da cui derivano

ICO → ATO

OSO → ITO

Acido ternario	→	Anione poliatomico
Ipo….oso	→	Ipo….ito
….oso	→	….ito
….ico	→	….ato
Per….ico	→	Per….ato

a) se il non metallo ha un solo numero di ossidazione:

<u>ione + nome non metallo con desinenza **ATO**</u> (es. ione carbon**ato** CO_3^{2-})

b) se il non metallo ha due numeri di ossidazione:

<u>ione + nome non metallo con desinenza **ITO**</u>, per il numero di ossidazione minore. Ad es. ione solf**ito** SO_3^{2-} (+4);

<u>ione + nome non metallo con desinenza **ATO**,</u> per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. ione solf**ato** SO_4^{2-} (+6).

c) se il non metallo ha quattro numeri di ossidazione, come gli elementi del 7° gruppo (+1,+3,+5,+7):

<u>Ione **IPO** nome non metallo con desinenza **ITO**</u> per il numero di ossidazione +1. Es. ClO^-ione **ipo**clor**ito**;

<u>Ione + nome non metallo con desinenza **ITO**</u>, per il numero di ossidazione +3. Es. ione clor**ito** ClO_2^-;

<u>Ione + nome non metallo con desinenza **ATO**</u>, per il numero di ossidazione +5. Es. ione clor**ato** ClO_3^- ;

<u>Ione **PER** nome non metallo con desinenza **ATO**</u> per il numero di ossidazione +7. Es. ione **per**clor**ato** ClO_4^-;

I termine anione è seguito da un aggettivo indicante, coi soliti prefissi, il numero degli atomi di ossigeno presenti e contenente il nome del non metallo con desinenza **ato**; segue, tra parentesi, il numero di ossidazione di questo

ClO^- anione ossoclorato (1); ClO_2^- anione diossoclorato (3); ClO_3^- anione triossoclorato (5); ClO_4^- anione tetraossoclorato (7).

Nomenclatura tradizionale anioni monoatomici

In entrambe le nomenclature il nome dell'anione monoatomico si ottiene aggiungendo la desinenza **uro** al nome del non metallo.

F^- anione fluor**uro**; Cl^- anione clor**uro**; Br^- anione brom**uro**; I^- anione iod**uro**; S^{2-} anione solf**uro**; Se^{2-} anione seleni**uro**

Sali Binari

Sono composti ionici, formati da un metallo e da un non metallo, che derivano dalla reazione tra un acido binario ed un idrossido

Idrossido + acido binario → sale binario + acqua

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

Vi sono casi più complessi:

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2S \rightarrow$$

Si esegue prima la decomposizione in acqua dell'idrossido e dell'acido

$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3(OH)^-$

$H_2S \rightarrow S^{2-} + 2H^+$

A questo punto si uniscono il catione metallico con l'anione non metallico (considerando il bilanciamento delle cariche):

Fe_2S_3

A questo punto si aggiunge l'acqua e si bilancia:

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2S \rightarrow Fe_2S_3 + 6H_2O$$

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

a) se il metallo ha un solo numero di ossidazione:

nome non metallo terminante in URO + di nome metallo

Ad es. clor**uro** di sodio (NaCl), fluor**uro** di potassio (KF);

b) se il metallo ha due numeri di ossidazione:

nome non metallo terminante in URO + nome metallo con desinenza **OSO**, per il numero di ossidazione minore. Ad es. cloruro ferr**oso** $FeCl_2$ (+2);

nome non metallo terminante in URO + nome metallo con desinenza **ICO**, per il numero di ossidazione maggiore. Ad es. cloruro ferr**ico** $FeCl_3$ (+3).

NOMENCLATURA IUPAC

Si scrive il nome del non metallo, terminante in URO, cui segue di ed il nome del metallo; ciascuno nome viene preceduto dai soliti prefissi riferiti al numero di atomi di ciascun elemento.

Ad esempio: $FeCl_2$ **di**clor**uro** di ferro; $FeCl_3$ **tri**clor**uro** di ferro; NaCl clor**uro** di sodio; Al_2S_3 **tri**solf**uro** di **di**alluminio; Li_2S solf**uro** di **di**litio.

Sali Ternari

Sono composti ionici, formati da metallo, non metallo ed ossigeno, che derivano dalla reazione tra un acido ternario ed un idrossido

Idrossido + acido ternario → sale ternario + acqua

$$KOH + HClO \rightarrow KClO + H_2O$$

Per trovare la formula del sale ternario si deve sempre scrivere la reazione di decomposizione in acqua dell'idrossido e dell'acido ternario:

$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

$HClO \rightarrow H^+ + ClO^-$

Si uniscono anione e catione (bilanciare le cariche)e si aggiunge acqua:

$$KOH + HClO \rightarrow KClO + H_2O$$

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Si indica per primo il nome dell'anione poliatomico derivante dalla decomposizione dell'acido, cui segue il nome del catione metallico

Se il metallo ha un solo numero di ossidazione lo si indica con di + nome metallo

Se il metallo ha due numeri di ossidazione si utilizzano le solite desinenze OSO per il numero di ossidazione minore ed ICO per il numero di ossidazione maggiore.

Ecco alcuni esempi:

$CaCO_3$ carbonato di calcio

$FeCO_3$ carbonato ferroso

$Fe_2(CO_3)_3$ carbonato ferrico

Na_2SO_3 solfito di sodio

Na_2SO_4 solfato di sodio

Cu_2SO_4 solfato rameoso

$CuSO_4$ solfato rameico

NOMENCLATURA IUPAC

Nome del non metallo, terminante in **ATO** (seguito tra parentesi dal suo numero di ossidazione), + **di** ed il **nome del metallo** (seguito tra parentesi dal suo numero di ossidazione, qualora ne abbia più di uno)**.** Con le solite desinenze, si indicano poi il numero di atomi di ossigeno presenti nell'anione ed il numero di atomi del metallo.

Reazioni chimiche

1. Massa (peso) atomica e molecolare, Concetto di mole, conversione da grammi a moli e viceversa

Le masse degli atomi misurate in grammi assumerebbero sono valori molto piccoli. Ad esempio, la massa di un atomo di carbonio-12 corrisponde a $1{,}99 \cdot 10^{-26}$ kg. Non è, quindi, conveniente, da un punto di vista pratico utilizzare numeri così piccoli. Per questo motivo si fa riferimento a masse atomiche che sono rapportate ad una opportuna massa di riferimento

La massa atomica relativa di un atomo è determinata per confronto con l'unità di massa atomica e viene espressa in u.

Il peso atomico (massa atomica) di un elemento è quindi definito dal rapporto tra la massa di un atomo dell'elemento e la massa dell'unità di misura rappresentata, per convenzione, dalla dodicesima parte della massa dell'isotopo 12 del carbonio (atomo di carbonio con un nucleo formato da 6 protoni e da 6 neutroni)

Tale quantità è nota come **unità di massa atomica** (**uma**) ed è uguale a $1{,}66 \times 10^{-24}$ g. La massa atomica relativa di un atomo è determinata quindi per confronto con l'unità di massa atomica e viene espressa in u. Ad esempio, la massa atomica di un atomo di ossigeno è 16 volte l'unità di massa atomica, cioè 16u, mentre la massa di un atomo di fluoro è circa 19 volte l'unità di massa atomica, cioè 19u.

Le masse atomiche sono di solito riportate nella tavola periodica.

La massa di una molecola è chiamata **massa molecolare** ed è uguale alla somma delle masse di tutti gli atomi che compongono la molecola.

Ad esempio calcoliamo la massa molecolare di CH_3CH_2Cl

2 atomi di C = 2x12,01 = 24,02 u
5 atomi di H = 5x1,01 = 5,05 u
1 atomi di Cl = 1x35,45 = 35,45 u
Massa Molecolare = 64,52 u

Spesso si utilizzano i termini peso atomico (PA) di un elemento al posto di massa atomica (MA) e peso molecolare (PM) di un composto al posto di massa molecolare (Mm). Queste dizioni risultano improprie, perché le quantità in esame sono masse e non pesi anche se comunemente utilizzate.

Essendo nota la massa di un atomo di ogni elemento, qualsiasi quantità di un elemento si consideri, è possibile calcolare il numero di atomi in essa contenuti:

$$\frac{\text{massa di elemento pesata (g)}}{\text{massa di 1 atomo dell'elemento (g)}}$$

Per esempio, il numero di atomi contenuti in 1,008 g di idrogeno è:

$$\frac{\cancel{1{,}008}\ g}{(\cancel{1.008} \times 1.66 \times 10^{-24})\ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi di H}$$

Facendo questi calcoli con i vari elementi vediamo che troviamo sempre il numero **6,022 x 10 ^{23} atomi**, che è definito **NUMERO DI AVOGADRO**

La massa di un numero di Avogadro di molecole di qualsiasi specie chimica corrisponde numericamente al suo peso molecolare ed equivale ad 1 **mole** di atomi.

La **MOLE** è quindi definita come la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari, atomi o molecole, quanti sono gli atomi presenti in 12 g di carbonio ^{12}C.

n_{moli} = grammi sostanza/Mm

ESEMPIO

(1)Calcolare il numero di atomi di H, P ed O contenuti in 9,8 g di acido fosforico H_3PO_4.

Risoluzione

Troviamo prima la massa molecolare Mm = (3x1+31+16x4) = 98 g/mol

A questo punto troviamo il numero di moli dell'acido:

$moli_{H3PO4}$ = 9,8 g/98 g/mol = 0,1 mol

A questo punto impostiamo una proporzione:

1 mol : $6{,}022 \times 10^{23}$ molecole = 0,1 mol : x

X = $6{,}022 \times 10^{22}$ molecole

Per calcolare il numero di atomi dobbiamo tenere conto del numero di atomi dei diversi elementi nella molecola di H_3PO_4:

Idrogeno = $3 \times 6{,}022 \times 10^{22}$ molecole = $1{,}8066 \times 0^{23}$ atomi di H

Fosforo = $1 \times 6{,}022 \times 10^{22}$ molecole = $6{,}022 \times 10^{22}$ atomi di P

Ossigeno = $4 \times 6{,}022 \times 10^{22}$ molecole = $2{,}4088 \times 10^{23}$ atomi di O

(2) In un campione di $C_6H_{12}O_6$ (glucosio) sono presenti $1{,}22 \times 10^{23}$ atomi di H. Determinare la massa in grammi del campione.

Risoluzione

Calcoliamo quante moli di glucosio abbiamo:

1 mole : $6{,}022 \times 10^{23}$ atomi = x moli : $1{,}22 \times 10^{23}$ atomi H

x = 0,202 moli di H

1 mole di glucosio è costituita da 6 moli di C, 12 di H e 6 di O ad indicare che le moli di C ed O sono uguali ad ½ di quelle del glucosio. Quindi:

moli di C = 0,202x½ =0,101
moli di O = 0,202x½ = 0,101
A questo punto per calcolare la massa utilizzo la formula n_{moli} = massa/massa molare

Massa = n_{moli}xmassa =

Massa C = 0,101mol x 12 g/mol = 1,212 g
Massa H = 0,202 mol x 1 g/mol = 0,202 g
Massa O = 0,101mol x 16 g/mol = 1,616 g

La massa totale è quindi: 1,212+0,202+1,616 =3,03 g di $C_6H_{12}O_6$

2. Calcoli stechiometrici elementari, bilanciamento di semplici reazioni

Reagenti → Prodotti

Le reazioni chimiche sono rappresentate da equazioni dalle quali si possono trarre le seguenti informazioni:

(i) Formule chimiche di reagenti e prodotti
(ii) Rapporti ponderali delle specie chimiche coinvolte
(iii) Stato di aggregazione delle sostanze che partecipano alla reazione (Solido: s; Liquido: l; Gassoso: g; Soluzione acquosa: aq)

ESEMPIO:

$$2NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Durante una reazione chimica niente si crea e niente si distrugge ma i reagenti si trasformano in prodotti

LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA (legge di Lavoisier): durante una reazione chimica NON si osserva alcuna variazione della quantità di materia. Questo indica che la quantità di materia dei reagenti deve essere assolutamente uguale alla quantità di materia nei prodotti.

Bilanciamento di una reazione chimica

Una reazione chimica è bilanciata quando a destra e a sinistra i vari elementi sono presenti con lo stesso numero di atomi

REGOLE per bilanciare una reazione:

(i) Bilanciare l'elemento che compare nel minor numero di formule
(ii) Bilanciare l'elemento che compare nel massimo numero di formule
(iii) Bilanciare alla fine gli elementi liberi

$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

A destra ho: 5 atomi di H, 1 di P, 6 di O ed 1 di Ca

A sinistra ho: 2 atomi di H, 2 di P, 9 di O e 3 di Ca

LA REAZIONE NON E' BILANCIATA

(i) Partiamo da Ca e P (compaiono nel minor numero di formule): Ca: poiché nei prodotti ho 3 atomi, aggiungo il coefficiente 3 prima dell'idrossido di calcio

$$H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

P: poiché nei prodotti ho 2 atomi, aggiungo il coefficiente 2 prima dell'acido fosforico

$$2\ H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

(ii) Adesso bilancio l'O (compare nel maggior numero di formule): poiché ho 14 atomi di O nei reagenti, e già 8 atomi nei prodotti, aggiungo il coefficiente 6 prima dell'acqua:

$$2\ H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$$

Controllo anche l'H e verifico che l'equazione è bilanciata!

Un'equazione chimica mi indica anche la quantità relativa di reagenti e prodotti:

$$2\quad H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$$

- $2\ H_3PO_4$ = 2 molecole di acido fosforico = 2 moli di acido fosforico = (2mol x 98g/mol) = 196 g
- $3Ca(OH)_2$ = 3 molecole di idrossido di calcio = 3 moli di idrossido di calcio = (3 mol)x(74,09 g/mol) = 222 g
- $Ca_3(PO_4)_2$ = 1 molecola di fosfato di calcio = 1 mole di fosfato di calcio = (1 mol)x(310,8 g/mol) = 310,8 g
- $6\ H_2O$ = 6 molecole di acqua = 6 moli di acqua = (6 mol)x(18,10 g/mol) = 108 g

Quantità a sinistra = 196+222 ≅ 418 g

Quantità a destra = 310+108 ≅ 418 g

ESEMPIO

1) $CaCl_2$ e Na_3PO_4 reagiscono secondo la seguente reazione chimica da bilanciare:

$$CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$$

Determinare quanti grammi di NaCl si ottengono facendo reagire 150 grammi di $CaCl_2$.

<u>Risoluzione</u>

Prima bilanciamo la reazione.

A destra ho: 1 atomo di Ca, 2 di Cl, 3 di Na, 1 di P e 4 di O

A sinistra ho: 3 atomi di Ca, 2 di P, 8 di O, 1 di Na ed 1 di Cl

LA REAZIONE NON E' BILANCIATA

Partiamo da Ca, P, Na e Cl (compaiono nel minor numero di formule):

<u>Ca</u>: poiché nei prodotti ho 3 atomi, aggiungo il coefficiente 3 prima del cloruro di calcio

$$3CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$$

P: poiché nei prodotti ho 2 atomi, aggiungo il coefficiente 2 prima del fosfato di sodio

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$$

Na: poiché nei reagenti adesso ho 6 atomi, aggiungo il coefficiente 6 prima del cloruro di calcio

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

Cl: nei reagenti ho 6 atomi ed adesso anche nei prodotti

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

Adesso bilancio l'O (compare nel maggior numero di formule): ho 8 atomi di O nei reagenti, e già 8 atomi nei prodotti, quindi bilanciato

- 3 $CaCl_2$ = 3 molecole di cloruro di calcio = 3 moli di cloruro di calcio
- 2 Na_3PO_4 = 2 molecole di fosfato di sodio = 3 moli di fosfato di sodio
- $Ca_3(PO_4)_2$ = 1 molecola di fosfato di calcio = 1 mole di fosfato di calcio
- 6 NaCl = 6 molecole di cloruro di sodio = 6 moli di cloruro di sodio

Quindi per 3 moli di cloruro di calcio che reagiscono, si formano 6 moli di cloruro di sodio

Applicando la formula n_{moli} = massa/grammomol, troviamo le moli cloruro di calcio che hanno reagito:

- $CaCl_2$: (150 ~~g~~)/(110,98 ~~g~~/mol) = 1,35 mol

Con i coefficienti stechiometrici della reazione predispongo una proporzione:
3:6 = 1,35 : x
x = 2,70 mol NaCl

A questo punto posso calcolare quanti grammi di NaCl ottengo con 150 g di $CaCl_2$ (formula n_{moli} = massa/grammomol)

2,70 mol = massa/(58,45g/mol)
Massa = (2,70~~mol~~)x(58,45 g/~~mol~~) = 157,8 g di NaCl

Reagente limitante

E' il reagente che limita stechiometricamente la quantità di prodotto che può essere formata in una reazione chimica. Una volta consumato il reagente in difetto (limitate) la reazione si ferma

ESEMPIO:
Consideriamo che 100 grammi di acqua vengono messi a reagire con 100 grammi di carburo di calcio per ottenere acetilene e idrossido di calcio.
Individuare il reagente limitante e calcolare quanto reagente in eccesso rimane inalterato (non reagito) alla fine della reazione.
Calcolare anche quanto acetilene si ottiene da questa reazione

$$CaC_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + C_2H_{2(g)}$$

<u>Risoluzione</u>

1) Reagente in eccesso

Scrivere la reazione e bilanciarla

$$CaC_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + C_2H_{2(g)}$$

L'equazione è già bilanciata

La reazione bilanciata va letta in questo modo: 1 mole di carburo di calcio reagiscono con 2 moli di acqua per dare 1 mole di idrossido di calcio e 1 mole di acetilene

Questo indica che la quantità di acqua deve essere il doppio delle moli di carburo di calcio se vogliamo che reagisca completamente

Mm CaC_2 = 64,10 g/mol

Mm H_2O = 18,02 g/mol

Iniziamo con il calcolo della quantità in moli dei reagenti introdotte utilizzando la formula n_{moli} = massa/grammomol:

n_{moli} CaC_2 = 100 g/64,10 g/mol = 1,56 mol

n_{moli} H_2O = 100 g/18,02 g/mol = 5,55 mol

Poiché il numero di moli di CaC_2 è 1,56 mol, occorreranno almeno 1,56×2 = 3,12 mol H_2O per trasformare tutto il carburo di calcio

In realtà la quantità di acqua messa a reagire è ben 5,55 mol, quindi l'acqua è presente in eccesso mentre il carburo di calcio è il reagente in difetto, cioè è il reagente limitante

La reazione, infatti, si arresta nel momento in cui scompare l'ultima traccia di carburo, anche se vi è ancora acqua disponibile, e ciò limita la quantità di prodotto che si può ottenere dalla reazione.

Calcolo della quantità del prodotto di reazione

Per conoscere la quantità di prodotto considero le moli di combinazione uguali a quelle del reagente limitante CaC_2 =1,56 mol

Poiché il rapporto molare di reazione tra CaC_2 e C_2H_2 è di 1:1, dalla reazione si ottiene una quantità in moli di C_2H_2 pari a quella di CaC_2 che reagisce, cioè 1,56 mol.

Imposto la proporzione:

100 g di CaC_2 : 1 mol = X g di C_2H_2 : 1,56 mol

X g di C_2H_2 = 156 g

Resa percentuale di una reazione

Una reazione non avviene mai con una conversione nei prodotti al 100% per vari motivi:

(i) i reagenti non sono completamente convertiti in prodotti

(ii) i reagenti formano anche altri prodotti attraverso reazioni simultanee

(iii) difficoltà a recuperare il prodotto nella miscela di reazione

Una reazione avviene con una resa teorica del 100%, quando almeno uno dei due reagenti (quello limitante) è teoricamente convertito nel prodotto:

$$A + B \rightarrow C + D$$

1 mole di A
1 mole di B
1 mole di AB

Resa percentuale= (resa effettiva del prodotto/resa teorica del prodotto)x100

ESEMPIO
Calcolare la resa percentuale della reazione:

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

sapendo che da 60 g di $CaCO_3$ si ottengono 15,0 g di CO_2

Risoluzione
Bilanciare la reazione che in questo caso è già bilanciata.
Le moli di $CaCO_3$ sono pari a:

60.0 g/100.0869 g/mol = 0.599 mol

Il rapporto stechiometrico tra $CaCO_3$ e CO_2 è di 1:1 quindi le moli teoriche di CO_2 sono 0.599.
La massa teorica di CO_2 è pari a: = 0.599 mol x 44.01 g/mol = 26.4 g

La resa percentuale della reazione sarà quindi:
resa % = (Resa effettiva del prodotto/resa teorica del prodotto)x100 = (15.0x 26.4)x100 = 56.8 %

3. Ossido-riduzioni: numero di ossidazione, concetto di ossidante e riducente

Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle reazioni in cui si ha uno scambio di elettroni tra due specie chimiche.
Una specie subisce una reazione di ossidazione, l'altra subisce una reazione di riduzione.

Reazione di ossidazione

La reazione di ossidazione è una reazione in cui una specie chimica, atomo o ione perde elettroni e quindi il suo numero di ossidazione aumenta.

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$$

Reazione di riduzione
La reazione di riduzione è una reazione in cui una specie chimica, atomo o ione acquista elettroni e quindi il suo numero di ossidazione diminuisce.

$2H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

OSSIDANTE è la specie che ossida un'altra specie ed acquista elettroni mentre **RIDUCENTE** è la specie chimica che riduce un'altra specie e cede elettroni.

10.3 Strategia di bilanciamento delle reazioni redox in forma molecolare

Prima di procedere al bilanciamento è ovviamente necessario verificare che la reazione sia effettivamente una "redox". E' cioè necessario verificare che almeno due elementi abbiano subito durante la reazione dei cambiamenti nei numeri di ossidazione.
Ciò risulta particolarmente evidente quando un elemento si trova da un lato della linea di reazione allo stato elementare (nox = 0) e dall'altro si trova legato all'interno di un composto (nox ≠ 0).
In tutti gli altri casi è necessario calcolare i numeri di ossidazione, scrivendo i numeri di ossidazione variati sopra i rispettivi elementi.

$$\overset{0}{N_2} + \overset{-2}{H_2O} \rightarrow \overset{-3}{NH_3} + \overset{0}{O_2}$$

Calcolo degli elettroni ceduti/acquistati

Si uniscono con una freccia gli atomi dell'elemento che si ossida e con un'altra gli atomi dell'elemento che si riduce individuando così le due semi-reazioni (ossidazione e riduzione). Conviene separare la reazione in due semireazioni: una di ossidazione e l'altra di riduzione. In corrispondenza di ciascuna freccia si scrive il numero di elettroni persi ed acquistati (calcolati dalla variazione dei n.o.). Cioè:

- L'N diminuisce il suo n.o. da 0 a -3 (variazione di 3 e) che moltiplicati per i 2 atomi di N presenti nei reagenti danno 6 elettroni acquistati;
- L'O aumenta il suo n.o. da -2 a 0 (variazione di 2 e) che moltiplicati per l'unico atomo di O presente nella molecola dell'acqua danno 2 elettroni acquistati

RED 3e x 2 = **6e**

$$\overset{0}{N_2} + \overset{-2}{H_2O} \rightarrow \overset{-3}{NH_3} + \overset{0}{O_2}$$

OX 2e x 1 = **2e**

Scrittura semi-reazioni e bilancio di massa

Si scrivono le due semi-reazioni di riduzione e di ossidazione e si bilanciano gli elementi che si ossidano e si riducono (bilancio di massa):

$$N_2 + \mathbf{6e} \rightarrow NH_3$$
(riduzione)

$$H_2O \rightarrow O_2 + \mathbf{2e}$$
(ossidazione)

Se durante il bilancio di massa si verifica una variazione del coefficiente che precede un reagente, è necessario moltiplicare per lo stesso numero anche gli elettroni trasferiti nella semi-reazione aggiornando il numero di elettroni ceduti o acquistati

Nell'esempio:

aggiungiamo un 2 davanti all'ammoniaca per bilanciare l'azoto

$$N_2 + 6e \rightarrow 2NH_3$$

aggiungiamo un 2 davanti all'acqua per bilanciare l'ossigeno ed aggiorniamo a 4 gli elettroni ceduti durante la semi-reazione di ossidazione

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4e$$

<u>Calcolo del rapporto di scambio elettronico e bilancio elettronico</u>

Si calcola il rapporto di scambio elettronico tra la specie che si riduce e quella che si ossida (rapporto tra elettroni acquistati e elettroni ceduti)

Nell'esempio sarà 6/4 = 3/2 che significa che per 3 elettroni acquistati nella semi-reazione di riduzione, 2 elettroni vengono ceduti in quella di ossidazione.

Si utilizzano numeratore e denominatore del rapporto di scambio per moltiplicare, in croce, entrambi i membri delle due semi-reazioni

$$N_2 + 6e \rightarrow 2NH_3$$

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4e$$

$$\frac{6e}{4e} = \frac{3}{2}$$

$$2 \times \left(N_2 + 6e \rightarrow 2NH_3 \right)$$

$$3 \times \left(2H_2O \rightarrow O_2 + 4e \right)$$

Quindi due molecole biatomiche dell'N acquistano complessivamente 12 elettroni mentre i 6 atomi

Infatti 2 molecole biatomiche di azoto acquistano complessivamente 12 elettroni, mentre i 6 atomi di ossigeno presenti nelle 6 molecole di acqua perdono complessivamente 12 elettroni.
Sommando membro a membro le due semireazioni si ottiene infine la reazione bilanciata

$$2N_2 + 12e \rightarrow 4NH_3$$

$$6H_2O \rightarrow 3O_2 + 12e$$

$$2N_2 + 6H_2O \rightarrow 4NH_3 + 3O_2$$

Redox con più di due elementi che variano il n.o.

In questo caso conviene eseguire il bilancio elettronico aggiornando solo i reagenti. Quindi si sommano le due semi-reazioni e si esegue il bilancio di massa aggiornando i coefficienti anche nei prodotti

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

Nell'esempio due elementi si ossidano: il ferro che da ferroso (+2) passa a ferrico (+3) e lo zolfo che da -1 passa a +4:

$$\overset{+2\,-1}{FeS_2} + O_2 \rightarrow \overset{+3}{Fe_2O_3} + \overset{+4}{SO_2}$$

OX 1e x 1 = **1e**

OX 5e x 2 = **10e**

Nell'altra semi-reazione l'ossigeno si riduce passando da 0 a -2:

RED 2e x 2 = **4e**

$$FeS_2 + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{-2}{Fe_2O_3} + \overset{-2}{SO_2}$$

Scrivere ora la semi-reazione di ossidazione:

$$FeS_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2 + 11e$$

ossidazione

e quella di riduzione:

$$O_2 + 4e \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

riduzione

Il rapporto di scambio elettronico è **11/4**. Eseguiamo il bilancio elettronico moltiplicando per 4 i reagenti della semireazione di ossidazione e per 11 i reagenti della semireazione di riduzione.

$$4FeS_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2 + 44e$$

$$11O_2 + 44e \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

Combiniamo ora le due semi-reazioni;

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$$

e completiamo il bilancio di massa aggiornando i coefficienti dei prodotti
bilanciamo quindi il ferro:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + SO_2$$

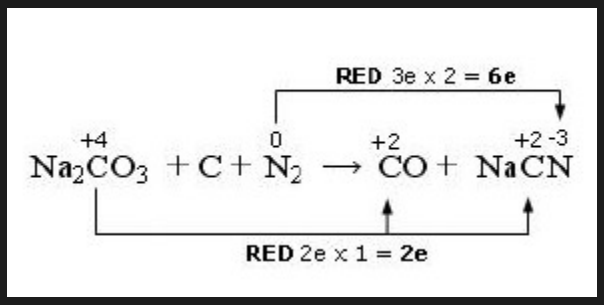
e lo zolfo:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

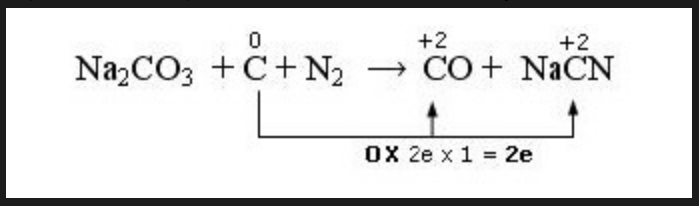
ESEMPIO
Si consideri la reazione:

$$Na_2CO_3 + C + N_2 \rightarrow CO + NaCN$$

In questo caso l'N da 0 passa a 0 a -3 (si riduce) ma anche il C si riduce passando da +4 passa a +2



Nell'altra semi-reazione (ossidazione) il carbonio elementare passa da 0 a +2



Scrivere la semi-reazione di riduzione:

$$Na_2CO_3 + N_2 + 8e \rightarrow NaCN$$
riduzione

e di ossidazione:

$$C \rightarrow CO + NaCN + 2e$$
osidazione

Il rapoorto di scambio elettronico è 8/2
Eseguire il bilancio elettronico:

$$1Na_2CO_3 + N_2 + 8e \rightarrow NaCN$$

$$4C \rightarrow CO + NaCN + 8e$$

e combinare le due semi-reazioni:

$$Na_2CO_3 + N_2 + 4C \rightarrow CO + NaCN$$

A questo punto si completa il bilancio di massa aggiornando i coefficienti dei prodotti.
Bilanciamo il sodio:

$$Na_2CO_3 + N_2 + 4C \rightarrow CO + 2NaCN$$

e l'ossigeno:

$$Na_2CO_3 + N_2 + 4C \rightarrow 3CO + 2NaCN$$

Strategia di bilanciamento di reazioni redox in forma ionica netta

Frequentemente le reazioni redox sono riportate in forma ionica netta e vengono riportati soli gli ioni e le molecole indissociate nelle quali si ha il cambio del n.o. ed eventualmente (se necessario) ioni H^+ e OH^- a seconda che la reazione avvenga in ambiente acido, basico o neutro.
Quando la redox viene proposta in forma ionica è necessario specificare se avviene in ambiente acido, basico o neutro

La strategia di bilanciamento prevede:

- Bilancio degli elettroni (conservazione degli elettroni)
- Bilancio delle cariche (conservazione della carica elettrica)
- Bilancio delle masse (conservazione della massa)

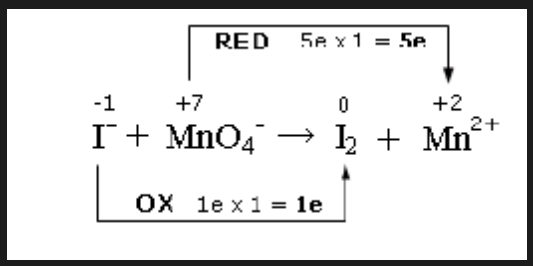
ESEMPIO

Bilanciamo la seguente reazione in ambiente acido:

$$I^- + MnO_4^{-1}- \rightarrow I_2 + Mn^{2+}$$

1) Si attribuiscono i numeri di ossidazione ai vari elementi e si individuano le semi-reazioni di ossidazione e di riduzione.

Il manganese diminuisce il suo numero di ossidazione passando da +7 a +2 (reazione di riduzione) mediante un acquisto di 5 elettroni, mentre lo iodio passa da -1 a 0 (reazione di ossidazione) perdendo 1 elettrone



2) Si scrivono separatamente le due semi-reazioni.

$I^- \rightarrow I_2$ (reazione di ossidazione)

$MnO_4^{-1} \rightarrow Mn^{2+}$ (reazione di riduzione)

3) Se necessario si bilanciano gli elementi che partecipano alla reazione di ossidazione e di riduzione e si determinano il numero di elettroni persi ed acquistati nelle due semi-reazioni.

$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2e-$ (reazione di ossidazione)

Gli elettroni persi nella semi-reazione sono 2 (1 elettrone per ciascun atomo di Iodio)

$MnO_4^{-1} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$ (reazione di riduzione)

4) Si bilanciano le cariche utilizzando ioni H+ (ambiente acido) e, se necessario, si aggiungono molecole di acqua per bilanciare il numero di atomi di ossigeno.

Nel nostro caso la reazione di ossidazione non deve essere bilanciata in quanto presenta due cariche negative tra i reagenti e due cariche negative tra i prodotti.

$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

La semi-razione di riduzione invece presenta sei cariche negative tra i reagenti e 2 cariche positive tra i prodotti.

Per bilanciare le cariche della semi-reazione bisogna pertanto aggiungere 8 ioni H+ tra i reagenti e 4 molecole di acqua per bilanciare gli 8 H^+ aggiunti:

$8\ H^+ + MnO_4^{-1} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

Il numero di atomi di ossigeno è 4 sia a tra i reagenti che tra i prodotti.

5) Si eguagliano gli elettroni ceduti con quelli acquistati mediante il rapporto di scambio elettronico (5/2).

La semi-reazione di ossidazione va moltiplicata per 5 mentre la semi-reazione di riduzione va moltiplicata per 2.

$(2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-)$ x5

$(8\ H^+ + MnO_4^{-1} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$ x2

Da cui risulta:

OSSIDAZIONE: $10\ I^- \rightarrow 5\ I_2 + 10\ e^-$

RIDUZIONE: $16\ H^+ + 2MnO^{-1} + 10\ e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8\ H_2O$

6) Si sommano le due semi-reazioni e si semplificano gli elettroni.

$10\ I^- + 16\ H^+ + 2\ MnO_4^{-1} \rightarrow 5\ I_2 + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$

Nel caso che l'ambiente fosse stato basico, si procedeva nello stesso identico modo ma al punto 3 si dovevano bilanciare le cariche utilizzando ioni OH^-.

Composizione percentuale dei composti chimici

Dato il composto con formula C_5H_5N, calcolare la sua composizione percentuale.

<u>Risoluzione</u>

La formula ci dice che in una mole di composto sono presenti cinque moli di carbonio, cinque moli di idrogeno e una mole di azoto

La massa molare del composto si trova facendo la somma delle masse molari di tutti gli elementi presenti nel composto ed è pari a:

Massa molecolare = (5x12,01g/mol) + (5x1,008g/mol) + (14,01 g/mol) = 79,10 g/mol

Applicando la formula n_{moli} = massa/grammomol, troviamo i grammi dei singoli elementi:

5 molx12,01 g/mol = 60,05 g sono i grammi di carbonio

5 molx1,008 g/mol= 5,04 g sono i grammi di idrogeno

1 molx14,01 g/mol = 14,01 g sono i grammi di azoto

Per determinare la percentuale di carbonio nel composto bisogna considerare che in 79,10 g di composto sono presenti 60,05 g di carbonio. Impostando una proporzione è possibile determinare la percentuale di carbonio:

60,05 : 79,10 = X : 100

da cui: X = 75,9 %

Allo stesso modo determiniamo la percentuale di idrogeno nel composto:

5,04 : 79,10 = X : 100
da cui: X = 6,4 %
Ed infine la percentuale di azoto nel composto:
14,01 : 79,10 = X : 100
da cui: X = 17,7 %

Calcolo della formula minima di un composto a partire dalla composizione percentuale

(1) L'analisi di un composto ha dimostrato che è formato da carbonio, idrogeno, ossigeno e che la percentuale degli elementi che lo costituiscono sono: C 40%, H 6,33% e O 53,3%. Determinare la formula minima del composto.

Risoluzione

Calcoliamo i rapporti ponderali in moli dividendo la percentuale in massa di ogni elemento per la propria massa molare:

n_{moli} C = m/M = (40 g)/(12 g/mol) = 3,33 mol
n_{moli} H = m/M = (6,33 g)/(1 g/mol) = 6,33 mol
n_{moli} O = m/M = (53,3 g)/(16 g/mol) = 3,33 mol

Per ricavare gli indici numerici che compaiono nella formula minima basta dividere il numero di moli di ciascun elemento per il più piccolo valore trovato (in questo caso 3,33). Pertanto:

C = 3,33/3,33 = 1
H = 6,66 / 3,33 = 2
O = 3,33 / 3,33 = 1
Il carbonio, l'idrogeno e l'ossigeno, si trovano nel rapporto di 1 : 2 : 1 e pertanto la formula minima è CH_2O
(2) Un composto puro ha la seguente composizione percentuale: 3,1% di H; 31,5% di P; 65,4% di O. Determinare la formula minima del composto.

Risoluzione

n_{moli} H = m/M = (3,1 g)/(1 g/mol) = 3,1 mol
n_{moli} P = m/M = (31,5 g)/(31 g/mol) = 1,02 mol
n_{moli} O = m/M = (65,4 g)/(16 g/mol) = 4,09 mol

Per ricavare gli indici numerici che compaiono nella formula minima basta dividere il numero di moli di ciascun elemento per il più piccolo valore trovato (in questo caso 1,02). Pertanto:

H = 3,1/1,02 = 3,04
P = 1,02/1,02 = 1
O = 4,09/1,02 = 4

L’idrogeno, il fosforo e l'ossigeno, si trovano nel rapporto di 3:1:4 e pertanto la formula minima è H_3PO_4

Soluzioni

Miscela fisicamente omogenea a livello molecolare di due o più sostanze in cui ognuna di queste sostanze mantiene la propria composizione e caratteristiche proprietà. Le soluzioni possono essere acquose, solide e non acquose in cui si distingue un solvente (presente in quantità maggiore) ed un soluto (presente in quantità minore)

1. Concentrazioni

La concentrazione di una soluzione è definita come la quantità di soluto in una quantità nota di soluzione o solvente. Esistono diversi modi di esprimerla:

- composizione percentuale in massa (massa% o peso%)
- composizione percentuale in volume (volume%)
- molarità (M)
- molalità (m)
- frazione molare (X)
- normalità (N)

Percentuale in massa %

Rapporto percentuale tra la massa di un componente e la massa totale della soluzione

Massa % = [massa soluto (g)/massa soluzione (g)] x 100

Percentuale in volume %

Rapporto percentuale tra il volume di un componente (v) ed il volume della soluzione (V)

Volume % = [volume soluto (L)/volume soluzione (L)] x 100

Molarità (M)

Rapporto tra il numero di moli del soluto (n) ed il volume espresso in litri della soluzione in cui il soluto è disciolto

M = moli soluto/volume soluzione (L)

Molalità (m)

Rapporto tra il numero di moli di soluto e la massa espressa in chili di solvente in cui il soluto è disciolto

m = moli soluto/massa solvente (kg)

Frazione molare (X)

Rapporto tra il numero di moli di un componente ed il numero di moli totali presenti nel sistema

X = moli componente1/moli componente 1+moli componente2+....moli componente n

Normalità

Rapporto tra il numero di equivalenti del soluto ed il volume espresso in litro della soluzione in cui il soluto è disciolto

N = n equivalenti soluto/volume soluzione (L)

Numero di equivalenti

L'equivalente (definito anche grammo-equivalente) è un'unità di misura della quantità di sostanza la cui definizione dipende dal tipo di sostanza considerata e dalla reazione in cui questa è coinvolta. Secondo la nomenclatura internazionale IUPAC il termine equivalente e le sue unità di misura sono obsoleti e pertanto in ogni caso l'ammontare di sostanza deve essere espresso in termini di mole.

(i) Un equivalente di acido è la quantità di sostanza che cede una mole di ioni H^+ dissociandosi
(ii) Un equivalente di base è la quantità di sostanza che cede una mole di ioni OH^- dissociandosi
(iii) Un equivalente di ossidante è la quantità di sostanza che acquista una mole di elettroni in una reazione redox
(iv) Un equivalente di riducente è la quantità di sostanza che cede una mole di elettroni in una reazione redox
(v) Un equivalente di sale è la quantità di sostanza che per dissociazione produce una mole di carica elettrica ionica pari a quella di un numero di Avogadro di elettroni

In generale si può affermare che un equivalente di una specie chimica reagisce sempre con un equivalente di un'altra, dando un equivalente di prodotto (legge dell'equivalenza chimica).

(i) e (ii) Nel caso di una dissociazione di un acido (o di una base), la massa equivalente meq è data dal rapporto tra la massa molare Mm dell'acido (o della base) e il numero di ioni H^+ (o ioni OH^-) liberati.

ESEMPIO
Calcolare la massa equivalente dell'acido solforico H_2SO_4 (Mm = 98,0 g/mol) nella seguente reazione di dissociazione:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

In questa reazione l'acido solforico libera due ioni H+. Pertanto, la sua massa equivalente sarà:

$meq = Mm/nH^+ = 98,0/2 = 49,0$ (g/eq)

(iii) e (iv) Nel caso di una reazione redox la massa equivalente meq è data dal rapporto tra la massa molare (Mm) della sostanza che si riduce (o si ossida) e il numero di elettroni acquistati (o persi).

ESEMPIO
Calcolare la massa equivalente meq dell'anidride solforica SO_2 (Mm = 64,0 g/mol) nella seguente reazione:

$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$

n questa reazione redox lo zolfo si ossida passando da numero di ossidazione +4 a numero di ossidazione +6 con una perdita di due elettroni. Pertanto, la massa equivalente meq dell'anidride solforosa sarà:

meq = Mm/ne- = 64,0/2 = 32,0 (g/eq)

(v) Nel caso di una dissociazione di un sale, la massa equivalente meq è data dal rapporto tra la massa molare Mm del sale e il numero di cariche positive (o negative) prodotte dalla dissociazione.

ESEMPIO
Calcolare la massa equivalente del solfato ferrico $Fe_2(SO_4)_3$ (Mm = 400 g/mol) nella seguente reazione:

$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$

Nella reazione vengono liberate complessivamente 6 cariche positive (o sei negative). Pertanto la massa equivalente del solfato ferrico sarà:

meq = Mm/n^+ = 400/6 = 66,67 (g/eq)

ESEMPI
1) Una soluzione acquosa 1,510 M di un composto con massa molare 126 g/mol ha una densità di 1,110 kg/dm^3. Si determini il valore della molalità della soluzione.

<u>Risoluzione</u>
La densità indica la massa del volume unitario di soluzione (m/V)
Nel nostro caso, considerando che la densità della soluzione è 1,110 kg/dm^3, significa che 1 dm^3 di soluzione ha una massa di 1,110 kg = 1110 g (massa soluzione)

La molarità invece indica il numero di moli di soluto presenti in 1 litro di soluzione (1 litro= 1 dm^3).
Nel nostro caso, considerando che la soluzione ha una molarità di 1,510 M, significa che in 1 litro di soluzione sono disciolte 1,510 mol di soluto.

Conoscendo le moli di soluto e la sua massa molare (126 g/mol), è possibile determinare la massa in grammi di soluto presente in 1 litro di soluzione:
massa (soluto) = n_{moli} x Mm = (1,510 mol)x(126 g/mol) = 190,26 g

Ricordando che 1 litro di soluzione ha una massa di 1110 g, è possibile, sottraendo da questo valore la massa del soluto, calcolarsi la massa del solvente:
massa (solvente) = massa (soluzione) - massa (soluto) = 1110 - 190,26 = 919,74 g = 0,92 kg

A questo punto possiamo calcolarci la molalità della soluzione che è data da:

molalità = moli soluto/Volume solvente(kg)

molalità = 1,510 moli/0,92 kg = 1,64 mol/kg

2) Determinare la molarità di una soluzione di NaOH al 15 % m/v.

Risoluzione

La percentuale massa su volume di una soluzione indica i grammi di soluto (NaOH) presenti in 100 mL di soluzione. La nostra soluzione è al 15 % m/v e quindi abbiamo che in 100 mL di soluzione sono presenti 15 grammi di soluto.

Conoscendo la massa molare del soluto (NaOH) è possibile calcolare il suo numero delle moli.
Mm(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol

Determiniamo le moli di NaOH presenti in 100 ml di soluzione dividendo la massa in grammi del soluto per il valore della massa molare:
mol (NaOH) = g/Mm = (15 g)/(40 g/mol) = 0,375 mol

Possiamo quindi calcolare il valore della molarità.
Si utilizza la formula M = numero moli solvente/Volume soluzione (L)

M = n/V = 0,375 mol/0,1 l = 3,75 mol/l = 3,75 M

3) In un matraccio vengono versati:
a) 5 ml di una soluzione concentrata di HCl (% m/m = 20 % ; d = 1,10 g/mL) (soluzione A)
b) 50 ml di una soluzione 0,80 M sempre di HCl (soluzione B)
c) acqua fino al volume finale di 250 mL
Determinare la molarità della soluzione ottenuta

Risoluzione

Per determinare il numero di moli della soluzione bisogna prima calcolare la massa della sua soluzione ricavandola dalla formula della densità che è nota:
massa soluzione = densità x V = (1,10 g/mL)x(5 mL) = 5,50 g di soluzione

Conoscendo la % m/m della soluzione, possiamo determinare la massa in grammi di soluto presente nei 5,50 g di soluzione, impostando una proporzione:

20 g (soluto) : 100 g (soluzione) = X (g soluto) : 5,50 (g soluzione)
X = 1,10 g di soluto

Determiniamo quindi la massa molare dell'HCl:
Mm (HCl)= 1 + 35,45 = 36,45 g/mol

Determiniamo quindi il numero di moli di HCl presenti nella soluzione A utilizzando la formula n_{moli} =massa/grammol):

n_{moli} (HCl) soluzione A= (1,10 g)/(36,45 g/mol) = 0,03 mol

Per determinare invece il numero di moli presenti nella soluzione B si utilizza la formula della molarità (M=molisoluto/volume soluzione):

n_{moli} (HCl) soluzione B = MxV = (0,80 mol/L)x(0,05L) = 0,04 mol

Il numero di moli totali di HCl presenti nella soluzione finale sarà quindi:

n_{moli} (HCl) nella soluzione ottenuta = n_{moli} (HCl) soluzione A + n_{moli} (HCl) soluzione B = 0,03 + 0,04 = 0,07 mol

Il volume totale della soluzione è invece 250 mL.

Per determinare la molarità finale della soluzione bisogna eseguire il rapporto tra il numero di moli totali e il volume totale in litri:

M soluzione ottenuta = 0,07 mol/0,250 L = 0,280 M

4) Calcolare la molarità di una soluzione di MnO_4^- 0,05 N, se la reazione di riduzione porta alla formazione dello ione Mn^{2+}.

<u>Risoluzione</u>

Come abbiamo visto la molarità (M) di una soluzione esprime il numero di moli (n) di soluto contenute in 1 litro di soluzione, mentre la normalità (N) di una soluzione esprime il numero di equivalenti di soluto contenuti in 1 litro di soluzione.

Per passare dalla normalità alla molarità o viceversa, è sufficiente ricordare le loro definizioni, pertanto risulta che:

N (eq/L) = M (mol/L)x n (eq/mol)

in cui n è un numero che, nel caso di una sostanza che si riduce, corrisponde al numero di elettroni acquistati.

Nel nostro caso sono coinvolti 5 elettroni (reazione di riduzione di MnO_4^- a Mn^{2+})

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

Quindi:

M = N/n = 0,05 M/ 5eq = 0,01 mol/L

2. Diluizioni delle soluzioni

La diluizione comporta l'aggiunta di solvente ad una soluzione in modo da portare il valore della sua concentrazione da un valore iniziale (Ci) ad un valore finale (Cf) inferiore di Ci. Il numero delle moli non cambia e si aggiunge solo solvente

Formula della diluizione

$$C_i x V_i = C_f x V_f$$

Ricordando che la molarità è pari a:

$M = n_{soluto}/V_{soluzione}$
e dunque:
$n_{soluto} = M x V_{soluzione}$
si ha che:

$$M_i x V_i = M_f x V_f$$

in cui:
Mi = molarità iniziale della soluzione, prima della diluizione;
Mf = molarità finale della soluzione, dopo la diluizione;
Vi = volume iniziale della soluzione, prima della diluizione;
Vf = volume finale della soluzione, dopo la diluizione.

ESEMPIO
1) A 500 mL di una soluzione 0,2M vengono aggiunti 1,5 L di acqua. Determinare la molarità finale della soluzione.

<u>Risoluzione</u>
Il volume finale della soluzione è 2 L (0,5 + 1,5 = 2L).

Dalla formula della diluizione ricaviamo Mf:

Mf = Mi x VixVf = (0,2 mol/L x 0,5(L)x(2L) = 0,05 M

Quindi la molarità finale della soluzione è 0,05 M.

In alternativa posso svolgere il precedente esercizio anche nel seguente modo, tenendo conto del numero di moli:
Ho 500 mL di soluzione inziale 0,2 M. Quindi posso calcolare il numero di moli dalla formula della molarità (M =: numero moli/litro):

numero moli soluzione iniziale = Msoluzione inizialexVolume soluzione iniziale = (0,2 mol/L)x(0,500 L) = 0,10 mol
Questo numero di moli adesso si trovano in un volume finale di 0,500L+1,5 L = 2,0 L
Calcolo la molarità:
M = 0,10 mol/2,0 L = 0,05 M

2) Una soluzione concentrata (detta soluzione A) viene diluita prelevando 10.0 mL della stessa e aggiungendo 40.0 mL di acqua (si ottiene la soluzione 1).

- 5.00 mL della soluzione (1) vengono diluiti con 15.0 mL di acqua e si ottiene la soluzione (2).
- 5.00 mL della soluzione (2) vengono diluiti con 15.0 mL di acqua e si ottiene la soluzione (3).
- 1.00 mL delle soluzione (3) vengono diluiti fino a 5.00 mL e la concentrazione della soluzione (4) è pari a 2.10×10^{-6} M.

Calcolare la concentrazione della soluzione A

Risoluzione

L'esercizio va eseguito partendo dall'ultima soluzione ottenuta della quale si conosce la concentrazione.

Calcoliamo la concentrazione della soluzione (3) dalla formula Mi x Vi = Mf x Vf:

Msoluzione3 x 0,001 L = (2.10×10^{-6} M) x 0,005 L

Msoluzione 3 = $1,05 \times 10^{-5}$ M

Calcoliamo quindi la concentrazione della soluzione (2) con la stessa formula:

Il volume della soluzione (3) che si ottiene mescolando 0,005 L della soluzione (2) con 0,015 L di acqua è pari a 0,005 + 0,0150 = 0,020 L. Pertanto:

Msoluzione 2 x 0,005 L = (1.05×10^{-5} M)x 0,020 L

Msoluzione 2 = $4,20 \times 10^{-5}$ M

Calcoliamo quindi la concentrazione della soluzione (1) con la stessa formula:

Il volume della soluzione (2) che si ottiene mescolando 0,005 L della soluzione (1) con 0,015 L di acqua è pari a 0,005 + 0,015 = 0,020 L. Pertanto:

Msoluzione1 x 0,005 L = ($4,20 \times 10^{-5}$ M)x0,02 L

M soluzione 1 = $1,68 \times 10^{-4}$ M

Il volume della soluzione (1) che si ottiene mescolando 0,010 L della soluzione A con 0,040 L di acqua è pari a 0,050 L

Msoluzione A x 0,010 L = (1.68×10^{-4} M)x 0,050 L

Msoluzione A = 0.000840 M

3. Acidi e Basi

La definizione di questi due concetti, acido e base, è diversa a seconda della teoria, la quale si è evoluta col tempo, partendo da un approccio empirico e sperimentale fino alle più recenti definizioni, sempre più generali, legate al modello molecolare ad orbitali.

Acidi e Basi di Arrhenius

Acido è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni idrogeno H^+ e **Base** è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni ossidrilici OH^-

Se indichiamo con HA un acido generico e con BOH una base generica, la dissociazione dell'acido e della base avverrebbe attraverso i due seguenti schemi:

$$HA(aq) \rightleftarrows H^+(aq) + A^-(aq) \qquad BOH(aq) \rightleftarrows B^+(aq) + OH^-(aq)$$

Secondo questa teoria, poi, la neutralizzazione di un acido con una base non sarebbe altro che una reazione di combinazione degli ioni H^+ dell'uno con gli ioni OH^- dell'altra, con formazione di molecole d'acqua. In soluzione rimarrebbero gli ioni negativi dell'acido e quelli positivi della base i quali, essendo fortemente idratati, non avrebbero alcuna tendenza a legarsi fra loro. Facendo però evaporare l'acqua si otterrebbe la formazione di un sale solido. Per esempio, ponendo in soluzione l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio, avremmo:

$$\underset{\text{Acido}}{H^+(aq) + Cl^-(aq)} + \underset{\text{Base}}{Na^+(aq) + OH^-(aq)} \rightleftarrows \underset{\text{Sale}}{Na^+(aq) + Cl^-(aq)} + H_2O$$

Un sale può quindi essere considerato anche il prodotto della neutralizzazione di un acido con una base. Tuttavia togliendo il sale dalla reazione, rimane solo l'acqua, la quale rappresenta pertanto il vero prodotto della neutralizzazione.

Acidi e Basi di Brønsted e Lowry

Acido è una sostanza capace di donare protoni e **Base** è una sostanza capace di accettare protoni

Acidi e basi sono quindi due specie chimiche strettamente collegate e il protone, spostandosi dall'una all'altra, trasforma un acido in una base e una base in un acido

Da questa teoria si evince che l'acido stesso, dopo essersi liberato del protone, si trasforma in una specie chimica in grado a sua volta di accettarne uno, cioè in una base: l'acido pertanto contiene in sé una base, la quale può essere definita anche come un "acido deprotonato". Esistono quindi tante coppie acido-base coniugata e viceversa base-acido coniugato, in cui la differenza è data semplicemente dalla presenza o meno del protone.

Se con A si indica un acido generico e con b la sua base coniugata, e con B si indica una base generica e con a il suo acido coniugato, la reazione acido-base, prevista dalla teoria di Brønsted, si può esprimere con il seguente equilibrio:

$$\underset{\text{acido}}{A} + \underset{\text{base}}{B} \rightleftarrows \underset{\text{base coniugata di A}}{b} + \underset{\text{acido coniugato di B}}{a}$$

Gli acidi e le basi, individuati dalla teoria di Arrhenius, rimangono tali ovviamente anche con la definizione di Brønsted e Lowry, cambia solo l'interpretazione formale delle loro proprietà; tuttavia, con la nuova teoria, si aggiungono all'elenco altre sostanze che in precedenza non potevano essere considerate né acidi né basi.

Se prima della formulazione della nuova teoria un acido era considerato come una sostanza capace di cedere in acqua gli ioni H^+, ora un acido viene definito come una sostanza capace di cedere all'acqua gli ioni H^+. Ad esempio, per l'acido cloridrico abbiamo:

$$\underset{\text{acido}}{HCl} + \underset{\text{base}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{base}}{Cl^-} + \underset{\text{acido}}{H_3O^+}$$

Come si può vedere, l'acqua, che nella definizione di Arrhenius non veniva considerata né acido né base (ma la sostanza inattiva che faceva da supporto alle reazioni), ora si comporta da base
Allo stesso modo le basi erano definite composti capaci di cedere in acqua ioni OH-, mentre ora vengono definite sostanze capaci di acquistare dall'acqua (intendendo dalla molecola d'acqua) protoni.
Nel caso dell'idrossido di sodio, NaOH, si ha infatti:

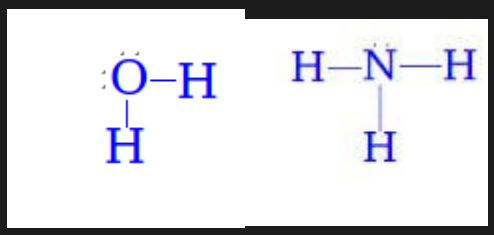
$$\underset{\text{base}}{OH^-} + \underset{\text{acido}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{acido}}{H_2O} + \underset{\text{base}}{OH^-}$$

Come si può vedere, nella teoria di Brønsted, la vera base non è NaOH, ma il solo ione OH^-, il quale, staccando dall'acqua il protone, riduce quest'ultima allo stato di ione OH^-, cioè ad una base.
In pratica con la nuova teoria non cambia niente rispetto alle proprietà di queste sostanze, si tratta solo di interpretare il fenomeno in modo diverso. Il cambiamento di una teoria con un'altra consiste, a ben vedere, sostanzialmente in questo: la nuova teoria rappresenta un modo originale di interpretare i fatti in maniera tale però da includerne anche di nuovi che in precedenza non si sapevano giustificare.

Acidi e Basi di Lewis

La teoria di Lewis individua il carattere acido o basico di una specie chimica direttamente nella struttura elettronica della molecola o dello ione che la contraddistingue.
Per Lewis infatti, il carattere basico di una sostanza è conferito dalla presenza di almeno un doppietto elettronico (in inglese "lone pair" = coppia solitaria) disponibile per formare un legame dativo con un'altra specie chimica che funziona da acido.
Lewis definisce un **acido** qualsiasi composto in grado di accettare un doppietto di elettroni per formare un legame dativo e base qualsiasi composto in grado di cedere un doppietto elettronico per formare un legame dativo.

Naturalmente tutti i composti che venivano considerati acidi e basi secondo le teorie di Arrhenius e di Brønsted rimanevano tali anche per Lewis, in più si aggiungevano specie chimiche che non trovavano posto nelle altre teorie.
L'ammoniaca e l'acqua, ad esempio, sono basi di Lewis. Osservando la loro configurazione elettronica si nota infatti la presenza di doppietti elettronici liberi da legami:



I doppietti elettronici messi a disposizione dalle due molecole potrebbero essere ceduti ad esempio al protone H^+, il quale, essendo privo di elettroni presenta le lacune elettroniche necessarie per formare, attraverso legami dativi, rispettivamente gli ioni NH_4^+ e H_3O^+.

Si osservi che l'acqua, essendo una base, secondo Lewis non può essere contemporaneamente anche un acido, come era invece per Brønsted. D'altra parte lo ione H^+ per Lewis è un acido mentre non lo era per Brønsted e tanto meno per Arrhenius.

Prodotto ionico dell'acqua

L'acqua è il solvente più diffuso in natura ed è anche quello che maggiormente favorisce la dissociazione degli elettroliti.
L'acqua inoltre si dissocia, almeno in parte, in ioni:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

L'equazione suggerisce anche che l'acqua è un acido perché produce ioni H^+, però è pure una base perché produce ioni OH^-.
L'acqua tuttavia non possiede né le proprietà degli acidi né quelle delle basi. Inoltre la scrittura riportata sopra non è del tutto corretta in quanto, come sappiamo, lo ione H^+ (cioè il protone), non può sussistere isolato: esso in realtà si unisce alla molecola d'acqua formando lo ione ossonio H_3O^+.
Sarebbe più corretto quindi rappresentare l'equilibrio dell'acqua, nel modo seguente:

$$2\ H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

A rigore dovremmo inoltre fare ancora presente che gli ioni H_3O^+ e OH^- sono circondati da un certo numero di molecole d'acqua, e quindi scrivere nel modo seguente: $H_3O^+_{(aq)}$ e $OH^-_{(aq)}$.

Misure molto precise hanno dimostrato che su un miliardo di molecole d'acqua si dissociano in ioni solo due di esse: ogni miliardo di molecole d'acqua avremo quindi due ioni H^+ e due ioni OH^-, mentre le molecole indissociate si riducono a un miliardo meno due
Ora, il fatto che questi quattro ioni totali siano legati e circondati da alcune molecole d'acqua non fa alcuna differenza in relazione al loro numero che rimane di due ioni positivi e di due negativi. Quindi per indicare la dissociazione dell'acqua si usa comunemente una notazione semplificata, ma altrettanto efficace, del tipo di quella scritta all'inizio:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Per esprimere la dissociazione dell'acqua si usa il termine di "dissociazione elettrolitica" o anche di "equilibrio di auto-ionizzazione". Questo equilibrio è regolato dalla legge di azione di massa la cui costante Kc è data da:

$Keq = [H^+]x[OH^-]/[H_2O]$ il cui valore, alla temperatura di 25 °C, vale $1,8x10^{-16}$ (moli/L)
Poiché il numero delle molecole d'acqua dissociate è molto piccolo rispetto al numero di quelle complessive esso può essere trascurato e il numero delle molecole di acqua indissociate viene considerato praticamente uguale al numero totale delle molecole presenti.

Per ricavare il valore della concentrazione molare dell'acqua a 25 °C, basta quindi dividere il peso di 1 litro d'acqua (cioè in pratica un kilogrammo) per il peso di una mole d'acqua (18 grammi): arrotondando il risultato dell'operazione si ottiene 55,5 moli. Ora, la concentrazione di 55,5 moli per litro rimane costante se non cambia la temperatura, per cui possiamo inglobare questo valore in quello della costante di equilibrio scritta sopra, e si ottiene:

$[H^+]x[OH^-] = Kc \times [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} x55,5 = 1,008x10^{-14}$ mol/L

Il valore trovato è una costante che si chiama **prodotto ionico dell'acqua** e si indica con Kw.

Nell'acqua pura il numero degli ioni H^+ deve essere uguale a quello degli ioni OH^- e cioè deve essere uguale a 10^{-7} mol/L la concentrazione di entrambi. Infatti, dall'equazione scritta sopra si ricava:

$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{Kw} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ mol/L

Però, se è vero che il prodotto delle concentrazioni degli ioni H^+ e OH^- non può variare, questo non significa che non può variare il numero dei singoli ioni.
Infatti, se all'acqua viene aggiunto un acido, fonte di ioni H^+, questi vanno a sommarsi a quelli già presenti facendone aumentare il numero ma, automaticamente, dovrà diminuire il numero degli ioni OH^- affinché il valore del prodotto indicato dalla legge possa rimanere costante.
Pertanto possiamo dire che una soluzione risulterà **acida** se la concentrazione degli ioni H^+ sarà superiore a 10^{-7} mol/L (ma allora la concentrazione degli OH^- dovrà risultare inferiore a 10^{-7} mol/L).
Una soluzione sarà **basica** se la concentrazione degli H^+ risulterà inferiore a 10^{-7} mol/L (ma allora la

concentrazione di OH^- dovrà risultare superiore a 10^7 mol/L). Infine, una soluzione acquosa è **neutra** qualsiasi sostanza contenga disciolta, purché la concentrazione degli ioni H^+ sia uguale a quella degli ioni OH^-, e precisamente sia 10^{-7} mol/L per entrambi.

4. Il concetto di pH

I valori numerici delle concentrazioni degli ioni H^+ e OH^- in soluzione acquosa sono in genere molto piccoli e richiedono, per essere rappresentati, l'uso di numeri decimali o delle potenze negative del 10.

Sulla base della proposta del chimico danese Sörensen si definisce pH (dove la lettera p proviene da potenza e H dal simbolo dell'idrogeno) di una soluzione il logaritmo decimale (log), cambiato di segno della concentrazione molare degli ioni H^+, cioè:

$$pH = -\log [H^+]$$

Analogamente, si definisce pOH la grandezza seguente:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Viceversa, per definizione stessa di logaritmo, si ha:

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad e \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Se ad esempio la concentrazione degli ioni H^+ è di 0,001 moli per litro, invece che scrivere: $[H^+] = 10^{-3}$, si può scrivere semplicemente pH=3.

Analogamente l'espressione $[OH^-] = 3{,}5 \cdot 10^{-10}$, si scrive semplicemente pOH = 9,5.

Ricordando poi il prodotto ionico dell'acqua:

$[H^+]x[OH-] = 10^{-14}$ mol/L

è facile derivare l'espressione equivalente:

pH + pOH = 14

Questa espressione ci permette di passare con facilità dal pH al pOH e viceversa: se il pOH di una soluzione fosse ad esempio 12, il pH della stessa soluzione sarebbe 2

Nella pratica si usa infatti solo il pH che nelle **soluzioni acide** < 7, in quelle **basiche** > 7 e in quelle **neutre** = 7

ESEMPIO

1) Una soluzione di NaOH a 25°C ha una concentrazione $2{,}7x10^4$ M. Determinare il pH della soluzione.

Risoluzione

L'idrossido di sodio NaOH è un composto ionico che in acqua si dissocia completamente liberando ioni OH^- secondo la reazione:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

E' quindi una base forte; essendo completamente dissociata, la concentrazione degli ioni OH^- è uguale alla concentrazione della base Cb e quindi vale la relazione:

$[OH^-] = Cb$

Applicando la formula per il calcolo del pOH:

$pOH = - \log [OH^-]$

$pOH = - \log Cb = - \log (2,7x10^{-4}) = 3,57$

Per ottenere il pH basta sottrarre da 14 il pOH:

$pH = 14 - pOH = 14 - 3,57 = 10,43$

La soluzione ha quindi pH = 10,43 ed è quindi una soluzione basica.

2) Qual è la $[H^+]$ di una soluzione 0,1M di ammoniaca? Calcola anche il pH della stessa soluzione.

La Kb di $NH_3 = 1,8x10^{-5}$

<u>Risoluzione</u>

Si scrive la reazione di ionizzazione dell'ammoniaca:

$NH_3 + H_2O <= => NH_4^+ + OH^-$

La reazione ci dice che all'equilibrio la $[OH^-]$ eguaglia la $[NH_4^+]$.

Poiché l'ammoniaca è una base debole relativamente concentrata, si può ritenere che solo una piccola percentuale di molecole siano ionizzate, quindi:

$[OH^-] = \sqrt{kbxCb} = \sqrt{[(1,8x10^{-5})x\ 0,1]} = 1,3x10^{-3}$ M

Ricordando l'espressione del prodotto ionico dell'acqua:

prodotto ionico acqua = $Kw = [OH^-]x[H^+] = 10^{-14}$, è possibile determinare la $[H^+]$:

$[H^+] = Kw/[OH^-] = 10^{-14}/(1,3x10^{-3}) = 7,7x10^{-12}$ M

Ricavata la [H+], possiamo ora applicare la formula per il calcolo del pH:

$pH = - \log [H^+] = - \log (7,7x10^{-12}) = 11,11$

La soluzione ha pH = 11,11 ed è quindi una soluzione basica.

3) Si mescolano 15,0 mL di HCl 1,15 M con 35,0 mL di HCl 0,875 M. Il volume della soluzione viene portato successivamente a 100,0 mL. Determinare il pH della soluzione risultante.

Risoluzione

Determiniamo le moli di HCl presenti nei 15,0 ml della soluzione 1,15 M dalla formula della molarità della soluzione (M = numero moli/ volume soluzione):

mol HCl = MxV = (1,15 mol/~~L~~)x0,015 ~~L~~ = 0,01725 mol

Determiniamo le moli di HCl presenti invece nei 35,0 mL di HCl 0,875 M:

mol HCl = MxV = (0,875 mol/L)x0,035 L = 0,0306 mol

Nella soluzione finale, ottenuta mescolando le due soluzioni precedenti, il numero di moli di HCl è dato dalla somma del numero di moli presenti nelle due soluzioni:

moli di HCl nella soluzione finale = 0,01725 mol + 0,0306 mol = 0,04785 mol

Il volume finale della soluzione è 0,100 L.

E' possibile quindi determinare la molarità dell'HCl dividendo il numero di moli di HCl per il volume in litri della soluzione:

Molarità soluzione finale = n moli/V = (0,04785 mol)/(0,100 L) = 0,4785 mol/l

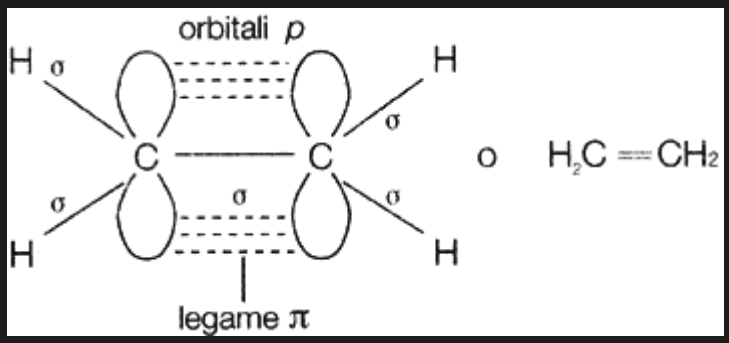
Siccome l'acido cloridrico HCl è un acido forte, la concentrazione degli ioni H^+ è uguale alla concentrazione dell'acido HCl, pertanto:

$[H^+]$ = 0,4785 mol/l

E' possibile quindi determinare il pH della soluzione applicando la formula:
pH = - log $[H^+]$ = - log (0,4785) = 0,32

CHIMICA ORGANICA

La **chimica organica** si occupa delle caratteristiche chimiche e fisiche delle molecole organiche e si definiscono composti organici i composti del carbonio ad eccezione degli ossidi, monossido e diossido, e dei Sali di questo ultimo (anione idrogenocarbonato ed anione carbonato).
Il carbonio è un elemento del II periodo che presenta 4 elettroni disponibili nel guscio di valenza Nei composti organici il carbonio, quando non è in forma ionica (quindi quando non presenta cariche sul suo atomo), si troverà sempre a formare 4 legami covalenti. Questi legami possono essere singoli, doppi o tripli.
Nel **legame singolo** viene messo in comune uno solo dei 4 elettroni del guscio esterno. Si dice che si ha un legame sigma (σ). Attorno ad un legame singolo la molecola può ruotare a suo piacimento, potendo così disporsi in modo che vi sia la minima repulsione elettronica tra atomi vicini. Questo, insieme al fatto che il legame singolo è più lungo di quelli multipli, rende questo tipo di legame il più stabile e il meno soggetto a rotture.
I **legami multipli** mettono in gioco anche uno o due (a seconda che sia legame doppio o triplo) legami pi greco (π), che vedono la sovrapposizione laterale (e non centrale come nel sigma) degli orbitali. Nei legami multipli, il legame sigma è comunque presente, solo che a questo si aggiungono anche uno o due pi greco.
I legami multipli impediscono che la molecola ruoti attorno ad essi, creando una rigidità che porta, tra le varie conseguenze, a una maggiore possibilità di rottura. Inoltre, gli atomi con doppio o triplo legame sono più vicini tra di loro.

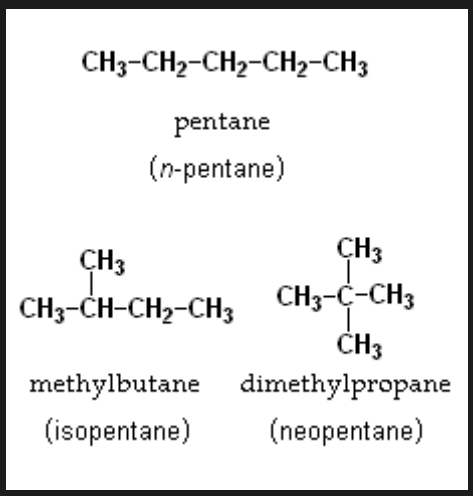


1. Concetto di isomeria

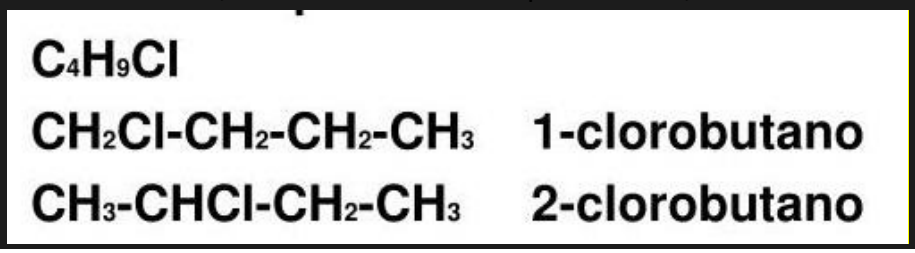
L'isomeria è un fenomeno per il quale sostanze con la stessa formula bruta (e quindi stessa massa molecolare) e stessa composizione percentuale di atomi, presentano proprietà fisiche e spesso anche comportamento chimico diverso.
Possiamo avere diversi tipi di isomeria:

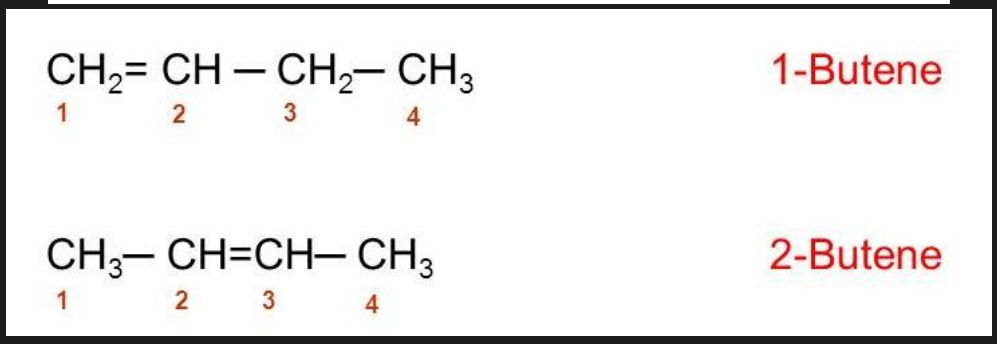
- **Isomeri costituzionali**, detti anche **strutturali**: hanno formula bruta identica ma legami diversi. Sono quindi composti che hanno la stessa formula bruta ma diversa formula di struttura. I diversi legami che si trovano negli isomeri sono responsabili delle diverse proprietà fisiche e chimiche. L'isomeria è importante soprattutto nei composti organici dove è molto diffusa e nell'ambito della quale gli isomeri possono essere suddivisi in altre sottoclassi. Nello specifico, gli **isomeri costituzionali** possono essere isomeri:

- **di catena**, caratterizzati dallo stesso numero di atomi di carbonio ma disposti in modo diverso. All'aumentare del numero di atomi di carbonio della catena aumenta anche il numero di isomeri possibili. Questi isomeri di questo tipo hanno proprietà fisiche diverse, ma reattività chimiche spesso abbastanza simili.

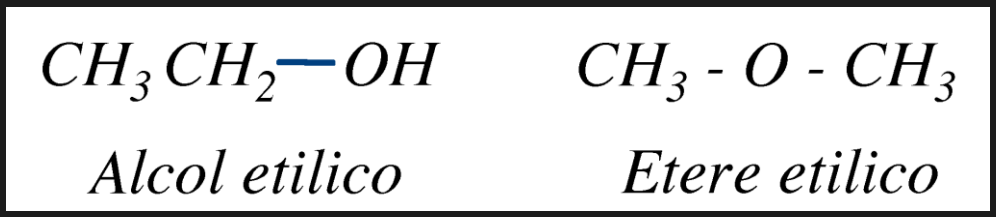


- **di posizione**, hanno una stessa catena di atomi di carbonio ma una diversa posizione dei sostituenti o di legami multipli. Questi isomeri hanno proprietà fisiche diverse, ma reattività chimica spesso simile;

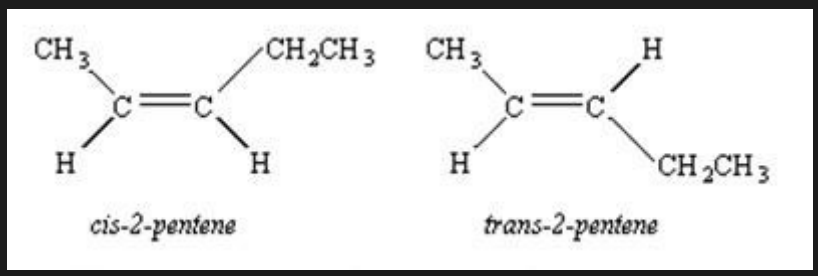




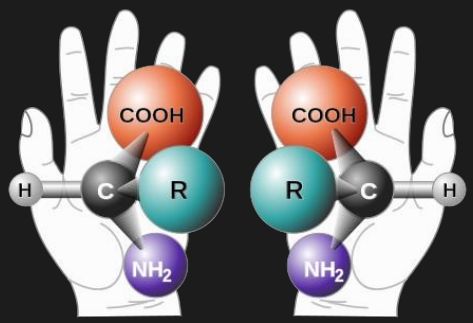
- **di gruppo funzionale**, isomeri cioè che pur avendo formula bruta uguale, presentano gruppi funzionalmente diversi, e hanno quindi proprietà chimiche e fisiche molto differenti.



- **Stereoisomeri**: se hanno formula bruta identica, stessa connettività, ma una diversa orientazione spaziale degli atomi che li rende non sovrapponibili. Gli **stereoisomeri** si suddividono in:
    - **Configurazionali** o **ottici** che sono possibili quando la molecola possiede un cosiddetto elemento stereogenico (cioè "generatore di stereoisomeria"). Gli elementi stereogenici più frequenti sono il doppio legame carbonio-carbonio o la presenza di un anello a catena chiusa oppure un carbonio chirale, cioè un atomo di carbonio legato a quattro sostituenti diversi. Si distinguono in isomeri:
        - **geometrici**, o **cis-trans:** sono quelli in cui cambia la posizione nello spazio di atomi o gruppi di atomi rispetto a un doppio legame o a un anello, due condizioni che determinano rigidità alla molecola e impediscono la rotazione degli atomi coinvolti. Le proprietà fisiche di questi isomeri sono diverse, anche se la loro reattività chimica è simile, con notevoli eccezioni legate proprio a particolari configurazioni geometriche.
        -

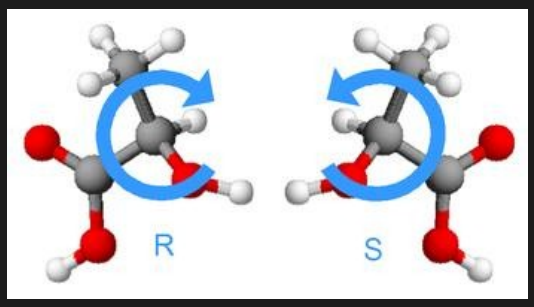


        - **ottici**: differiscono tra loro per le proprietà chimiche e fisiche e per la diversa attività ottica, perché sono composti otticamente attivi. Una molecola dimostra un comportamento ottico quando contiene un atomo di carbonio asimmetrico (carbonio chirale), cioè un atomo di carbonio legato a quattro sostituenti diversi e che non forma, quindi, legami multipli (doppi o tripli). Due isomeri ottici sono l'immagine speculare l'uno dell'altro: essi vengono detti **enantiomeri** (molecole otticamente attive) o chirali.

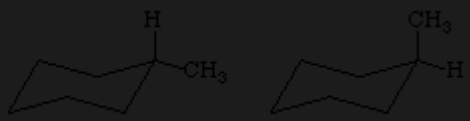


Le nostre mani sono, infatti, l'immagine speculare l'una dell'altra, perché non sono sovrapponibili tra loro. L'osservazione della mano destra allo specchio ci riflette non la mano destra ma la sinistra. Le molecole che dimostrano attività ottica (enantiomeri) si distinguono con un segno + (anche con R o con

d) se destrogire o con un segno – (anche con S o con l) se levogire. Se prendiamo un campione di una sostanza con un solo enantiomero, le molecole, essendo orientate tutte allo stesso modo, provocheranno una rotazione del piano della luce polarizzata, che attraversa il campione, nella medesima direzione. Se la sostanza in esame è achirale, cioè non otticamente attiva, conterrà molecole con orientamenti diversi: per ogni molecola che ruota il piano della luce polarizzata in senso destrogiro ce ne sarà un'altra con orientamento speculare, che ruoterà il piano nel verso opposto, cioè levogiro, compensando così la prima rotazione. La luce polarizzata attraverserà così il preparato senza che esso presenti attività ottica: non si osserverà alcuna variazione della direzione del piano della luce stessa.



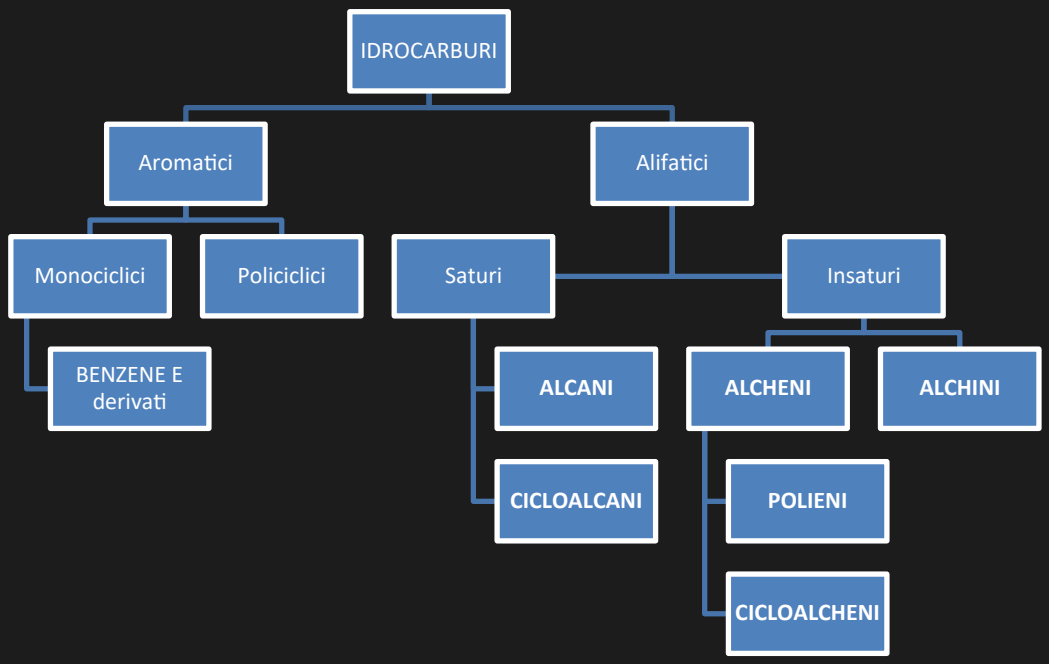
- **conformazionali:** derivano dalla diversa disposizione degli atomi nello spazio provocata dalla loro possibilità di ruotare intorno al legame semplice C-C e di potersi interconvertire, da una forma all'altra, senza rottura di legami, con poca energia e anche a temperatura ambiente. Non sono fisicamente separabili.



- **Omomeri**: se hanno formula bruta identica, stessa connettività e sono sovrapponibili (in pratica sono molecole identiche).

2. Idrocarburi alifatici e aromatici con regole di base per la nomenclatura IUPAC

Gli **idrocarburi** sono composti organici costituiti da solo carbonio e idrogeno. La loro principale caratteristica e che il carbonio si lega ad altri atomi di carbonio formando diversi legami.
I legami carbonio-carbonio (C-C) e carbonio-idrogeno (C-H) sono entrambi covalenti ma, a causa della diversa elettronegatività dei due elementi, mentre il primo è covalente apolare, il secondo è covalente polare.
La prima grande classificazione degli idrocarburi è la loro distinzioni in **alifatici** e **aromatici**. Gli idrocarburi alifatici sono a catena lineare (aperta o ciclica) o ramificata; gli idrocarburi aromatici anno invece la caratteristica struttura ad anello. Gli alifatici possono inoltre venire suddivisi in saturi e insaturi a seconda se solo legami semplici (saturi) o multipli (insaturi). Per questo una ulteriore classificazione è in **alcani**, **alcheni** ed **alchini**.



Alcani: Gli alcani sono idrocarburi con atomi di C uniti da legami singoli e sono insolubili in acqua. La famiglia degli alcani costituisce una serie omologa cioè una serie di composti dove ogni membro differisce dal successivo di un termine costante -CH2- detto **gruppo metilene**.

L'alcano più semplice è il **metano CH_4**. Gli alcani successivi si ricavano allungando la catena carboniosa ed aggiungendo H a completare i legami del C.

Desinenze: Alcani = - -ano e Formula C_nH_{2n+2}

C = 1	CH_4	METANO
C = 2	C_2H_6 (CH_3-CH_3)	ETANO
C = 3	C_3H_8 (CH_3-CH_2-CH_3)	PROPANO
C = 4	C_4H_{10} (CH_3-CH_2- CH_2-CH_3)	BUTANO

All'aumentare di n si aggiunge il suffisso -ano alla radice greca del numero di atomi di carbonio

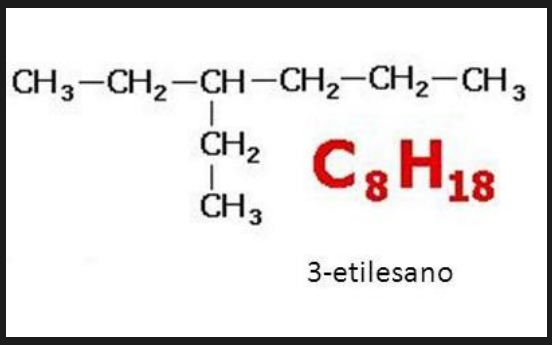
C = 5 pent-ano

C=6 esa-ano

La catena può anche essere ramificata ed in questo caso si stabilisce una convenzione per la numerazione degli atomi di carbonio.

NUMERAZIONE

- Si individua la catena più lunga per attribuire il nome del composto
- Si attribuisce la numerazione modo che il sostituente abbia il numero più piccolo

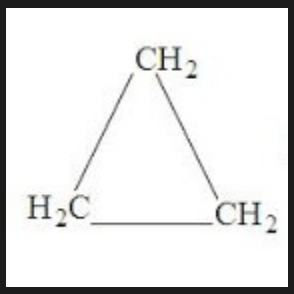


La catena più lunga è a 6 atomi di carbonio (esano) ed il sostituente
Quando gli alcani fungono da sostituenti essi vengono denominati sostituendo il suffisso -ano con il suffisso -il.

Gruppi alchilici –ile
Metile: $-CH_3$
Etile: $- CH_2-CH_3$
Propile: $-CH_2-CH_2-CH_3$

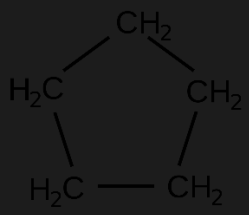
Cicloalcani:

- Si inserisce il prefisso ciclo al nome dell'alcano corrispondente per numero di C
- Se il composto ha un solo sostituente, questo sta sempre sul C in posizione 1 e nel nome non viene indicata la numerazione
- Se ci sono più sostituenti la numerazione parte dal C con il sostituente che viene prima alfabeticamente e va in direzione del sostituente più vicino
- Se i sostituenti sono degli alogeni, questi vanno indicati in ordine alfabetico

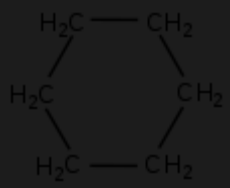


ciclopropano

ciclobutano



ciclopentano



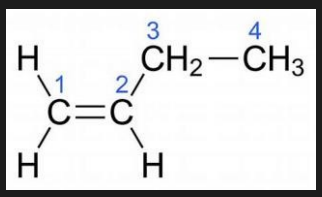
cicloesano

Alcheni: Gli alcheni sono idrocarburi con almeno un doppio legame tra carbonio e carbonio con proprietà simili agli alcani.

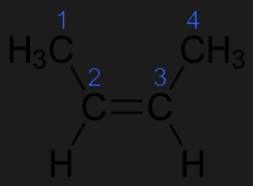
Desinenze: Alcheni = - -ene e Formula C_nH_{2n} con $n \geq 2$

C = 2	C_2H_4 ($CH_2=CH_2$)	ETENE
C = 3	C_3H_6 ($CH_3-CH=CH_2$)	PROPANO
C = 4	C_4H_8 ($CH_3-CH= CH-CH_3$)	BUTENE

La desinenza da aggiungere alla radice greca è la radice greca è - ene e negli alcheni con n ≥ 4 il nome dell'alchene è preceduto da un numero che indica la posizione del doppio legame (attribuito in modo che abbia il valore più basso)

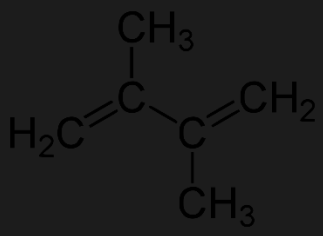


1-butene

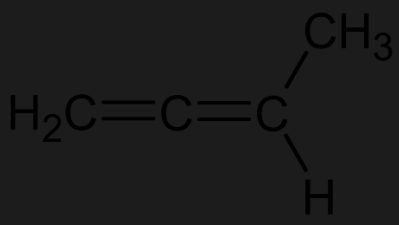


2-butene

Dieni: contengono 2 doppi legami. In questo caso si indicano Gli alcheni che contengono due doppi legami sono detti DIENI. La nomenclatura è la stessa degli alcheni, ma la desinenza - ene diventa - diene e il nome del composto è preceduto da 2 numero che indicano le posizioni del doppio legame al butene ci possono essere anche più di due doppi legami. In questo caso

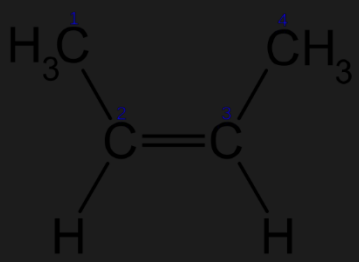


1,3-butadiene

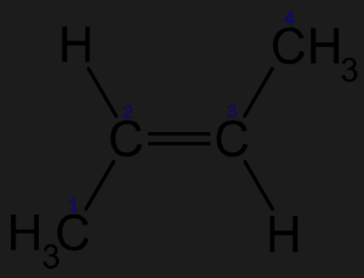


1,2-butadiene

La presenza del doppio legame rende rigida la molecola che determina l'isomeria **cis** e **trans** negli alcheni, la quale dipende dalla configurazione degli atomi e cioè dalla posizione nello spazio dei gruppi che circondano ogni singolo atomo.



cis-but-2-ene



trans-but-2-ene

Questo tipo di isomeria determina diverse caratteristiche come un diverso punto di fusione (il trans fonde a temperature più alta del cis), di ebollizione ed anche una diversa polarità.

Alchini: gli alchini contengono il triplo legame carbonio-carbonio e la loro nomenclatura fa uso della desinenza - ino ed è analoga a quella degli alcheni.

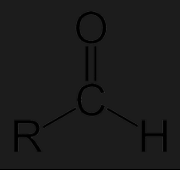
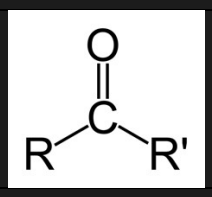
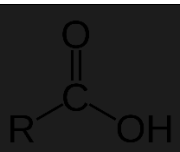
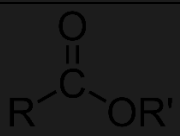
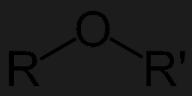
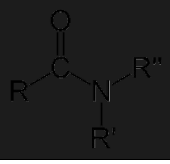
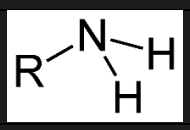
Desinenze: Alchini = - -ino e Formula C_nH_{2n-2} con n≥2

C = 2	C_2H_2 ($CH{\equiv}CH_2$)	ETINO
C = 3	C_3H_4 (CH_3-$C{\equiv}CH$)	PROPINO

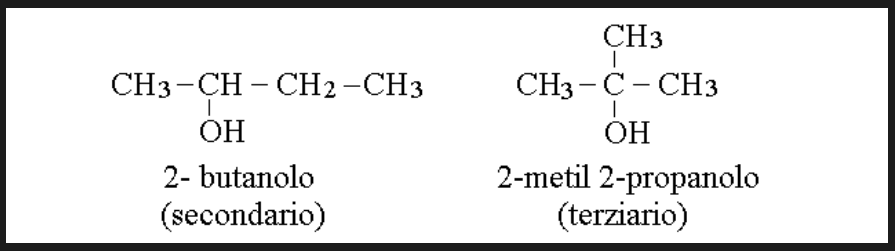
C = 4 C_4H_6 (CH_3-C≡ C-CH_3) BUTINO

3. Concetto di gruppo funzionale (i gruppi funzionali di alcoli, ammine, acidi carbossilici, con regole di base per la nomenclatura IUPAC

Le proprietà chimiche di un composto organico sono determinate principalmente dal o dai suoi **gruppi funzionali**.

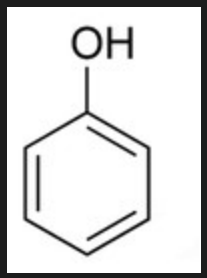
Tipo di composto	Formula	Gruppo funzionale
alcol	R-OH	ossidrile -OH
fenolo	Ar-OH	ossidrile -OH
aldeide		carbonile -CO
chetone		carbonile -CO
acido organico		carbossile -COOH
estere		estere -COO-
etere		etere -O-
ammide		ammidico
ammina		amminico

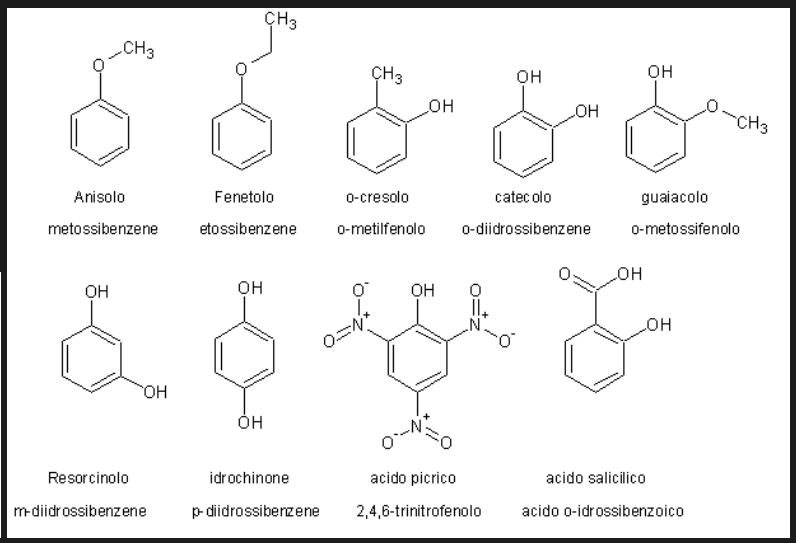
Alcoli: caratterizzati dalla presenza del gruppo ossidrile -OH. Il nome dell'alcol deriva dal corrispondente idrocarburo dal quale si distingue per il suffisso finale **-olo**. Il numero che precede il nome dell'alcol indica a quale carbonio è legato l'ossidrile.



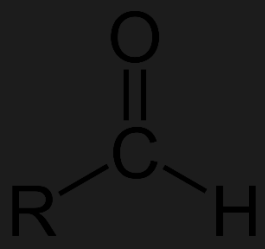
C = 1	CH_3OH	METANOLO
C = 2	C_2H_5OH (CH_3-CH_2OH)	ETANOLO
C = 3	C_3H_7OH (CH_3-CHOH-CH_3)	2-PROPANOLO
C = 4	C_4H_9OH (CH_3-CHOH- CH_2-CH_3)	2-BUTANOLO

Fenolo: composti che presentano un gruppo -OH legato ad un anello aromatico (benzene). Questi composti hanno in genere nomi comuni.





Aldeidi e chetoni: il gruppo funzionale caratteristico di questi composti è il gruppo carbonilico. Nelle aldeidi il gruppo carbonilico è legato da una parte **sempre** all'idrogeno e dall'altra ad un radicale

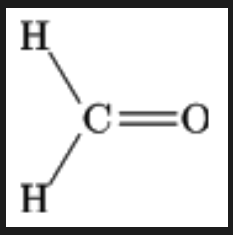


Il gruppo aldeidico è CHO e la formula generale è R-CHO

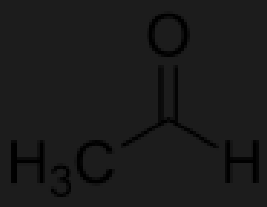
Nomenclatura:

• Desinenza: **-ale**

• Nel caso di aldeidi sostituite, la numerazione parte dal carbonio aldeidico (CHO) che ha priorità sul doppio legame e sull'ossidrile non solo nella numerazione, ma anche per la desinenza HCHO =



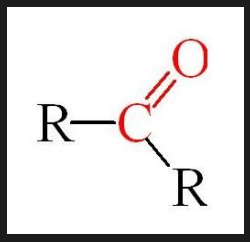
Metanale



Etanale

C = 1	CHOH	METANALE (aldeide formica)
C = 2	C_2H_4O (CH_3-CHHO)	ETANALE (aldeide acetica)
C = 3	C_3H_6O (CH_3-CH_2-CHHO)	PROPANALE (o propionaldeide)
C = 4	C_4H_8O (CH_3-CH_2- CH_2-CHHO)	BUTANALE (o butirraldeide)

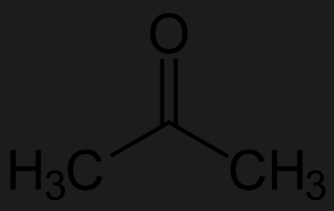
Nei chetoni il gruppo carbonilico è legato ad altri due atomi di carbonio.



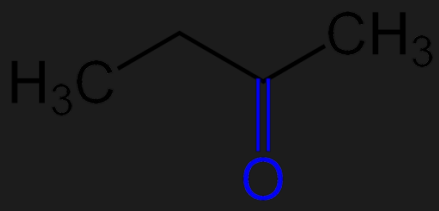
Il gruppo chetonico è C=O e la formula generale è RC=O

Nomenclatura:

- Desinenza: **-one**
- La numerazione inizia in modo da assegnare al carbonio carbonilico la numerazione più bassa
- Nella nomenclatura si aggiunge la parola chetone ai nomi dei gruppi arilici o alchilici legati al carbonile



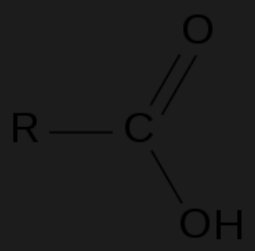
Propanone



Butanone

C = 3	C_3H_6O (CH_3-CO-CH_3)	PROPANONE (o acetone)
C = 4	C_4H_8O (CH_3-CH_2- CH_2-CHHO)	BUTANONE

Acidi organici: caratterizzati dalla presenza del gruppo carbossilico -COOH costituito da un gruppo carbonilico legato ad un ossidrile.



Nomenclatura:

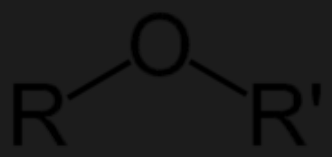
- Desinenza: **-oico** premettendo la parola **acido** per gli acidi monocarbossilici
- Desinenza: -**dioico** premettendo la parola acido per quelli bicarbossilici. La numerazione inizia in modo da assegnare al carbonio carbonilico la numerazione più bassa
- Nella nomenclatura si aggiunge la parola chetone ai nomi dei gruppi arilici o alchilici legati al carbonile

Numerazione:

- Il carbonio del carbossile è sempre il C1 e numerazione come per gli alcani
- Il carbossile ha la priorità su tutti gli altri gruppi funzionali

C = 1	HCOOH	ACIDO METANOICO (acido formico)
C = 2	CH_3COOH	ACIDO ETANOICO (acido acetico)
C = 3	C_2H_5COOH	ACIDO PROPANOICO
C = 4	C_4H_7COOH	ACIDO BUTANOICO (acido butirrico)

Etere: caratterizzati da un atomo di ossigeno che ha legati a sé due gruppi alchilici o arilici.



Nomenclatura:

- la parola **etere** segue i nomi dei due gruppi arilici o alchilici.