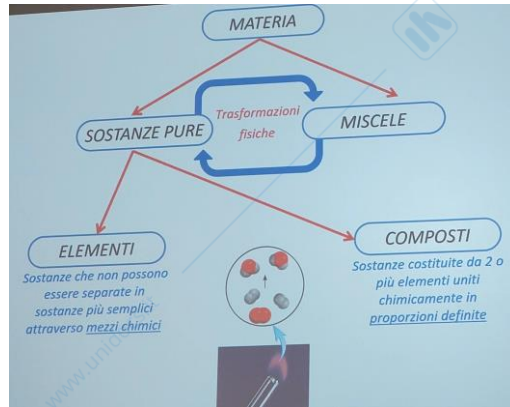


## Lezione introduttiva

### Che cos'è la chimica?

- capire come è fatta la materia e come si comporta (le sue proprietà)
- trasformazioni subite da essa
- dell'energia associata a queste trasformazioni
- trasformazioni regolate da un bilancio energetico (guadagno energetico)

### La materia



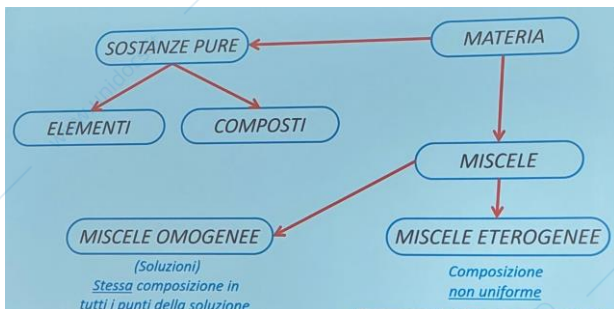
**Trasformazione fisica:** non altera la composizione o l'identità di una sostanza. Ha proprietà fisiche (es. passaggi di stato)

**Trasformazione chimica:** causa una variazione della composizione o dell'identità delle sostanze coinvolte. Ha proprietà chimiche/reattività (es. combustione)

**Elemento:** sostanza che non può essere separata in sostanze più semplici attraverso mezzi chimici

- 114 elementi (fino ad oggi)
- 82 elementi presenti naturalmente sulla terra (oro, alluminio, piombo, ossigeno, carbonio..)
- 32 elementi sono stati creati in laboratorio e sono instabili (tecnezio, americio..)

**Composto:** è una sostanza costituita da due o più elementi uniti chimicamente in proporzioni definite



es. miscele omogenee: miele

es. miscele eterogenee: sabbia (pensa a una macedonia)

### Gli stati della materia

solido: volume e forma definita

liquido: volume definito e forma definita dal contenitore

gas: volume e forma definiti dal contenitore

**Proprietà fisiche:** proprietà che la sostanza possiede di per se', senza trasformarsi o interagire con un'altra sostanza (es. colore, densità, conduttività elettrica..)

**Proprietà chimiche:** proprietà che la sostanza presenta quando si trasforma o interagisce con un'altra sostanza. Si ha cambiamento chimico (es. resistenza alla corrosione, PH, energia di ionizzazione..)

**Proprietà estensiva:** dipende dalla quantità di materia che viene presa in considerazione (es. massa, lunghezza, volume)

**Proprietà intensiva:** non dipende dalla quantità di materia che viene presa in considerazione (densità, temperatura, colore)

Come **unità di misura** si utilizzano quelle del **sistema internazionale delle misure (SI):**

lunghezza -> metro (m)

massa -> chilogrammo (kg)

tempo -> secondo (s)

corrente elettrica ->

ampere (A) temperatura ->

kelvin (K)

quantità di sostanza ->

mole (mol) intensità

luminosa -> candela (cd)

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo		Multiplo	Prefisso	Simbolo
10 <sup>-1</sup>	deci-	d-		10	deca-	da-
10 <sup>-2</sup>	centi-	c-		10 <sup>2</sup>	etto-	h-
10 <sup>-3</sup>	milli-	m-		10 <sup>3</sup>	kilo-	k-
10 <sup>-6</sup>	micro-	μ-		10 <sup>6</sup>	mega-	M-
10 <sup>-9</sup>	nano-	n-		10 <sup>9</sup>	giga-	G-
10 <sup>-12</sup>	pico-	p-		10 <sup>12</sup>	tera-	T-
10 <sup>-15</sup>	femto-	f-		10 <sup>15</sup>	peta-	P-
10 <sup>-18</sup>	atto-	a-		10 <sup>18</sup>	exa-	E-

**Massa:** misura della quantità di materia (unità di misura: kg).

Bilancia a piatti  $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$

**Peso:** la forza che la gravità (g) esercita su un oggetto (unità di misura: N).

Bilancia a molla  $\text{peso} = g \times \text{massa}$

**Volume:** lunghezza al cubo (unità di misura  $\text{m}^3$ )

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

**Densità:** massa divisa per il volume (unità di misura  $\text{kg}/\text{m}^3$ , più comunemente si utilizza il  $\text{g}/\text{cm}^3$ ), grandezza derivata

$$\text{densità} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad d = \frac{m}{V}$$

Esempio:

Un pezzo di platino metallico di densità  $21.5 \text{ g/cm}^3$  ha un volume di  $4.49 \text{ cm}^3$ . Qual'è la sua massa?

$$m = d \times V = 21.5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 4.49 \text{ cm}^3 = 96.5 \text{ g}$$

**Temperatura:** grandezza fondamentale SI (unità di misura K)

$$K = ^\circ\text{C} + 273.15$$

$$273 \text{ K} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$373 \text{ K} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$

il suo zero è lo zero *assoluto*, in cui si suppone che l'agitazione termica delle sue molecole sia nullo (sistema fermo, freddo)

**Notazione scientifica:** tradurre un numero usando la potenza del dieci

$n > 0$

762.568

← Spostare il separatore decimale a sinistra

$762.568 = 7.62568 \times 10^2$

$n < 0$

0.00000227

→ Spostare il separatore decimale a destra

$762.568 = 7.62568 \times 10^2$

**$N \times 10^n$**

$N$  è un numero compreso tra 1 e 10

$n$  è un numero intero positivo o negativo (ordine di grandezza)

**Addizione e Sottrazione**

- Scrivere ciascuna quantità con lo stesso esponente  $n$
- Sommare o sottrarre  $N_1$  e  $N_2$  ( $N_3, N_4$ , etc...)
- L'esponente  $n$  non cambia

$$4.31 \times 10^4 + 3.9 \times 10^3 = 4.31 \times 10^4 + 0.39 \times 10^4 = 4.70 \times 10^4$$

**Moltiplicazione**

- Moltiplicare  $N_1$  per  $N_2$
- Somma gli esponenti  $n_1$  ed  $n_2$

$$(N_1 \times 10^{n_1}) \times (N_2 \times 10^{n_2}) = (N_1 \times N_2) \times 10^{(n_1+n_2)}$$

$$(4.0 \times 10^5) \times (7.0 \times 10^2) = (4.0 \times 7.0) \times 10^{(5+2)} = 28 \times 10^7 = 2.8 \times 10^8$$

**Divisione**

- Dividere  $N_1$  per  $N_2$
- Sottrarre l'esponente  $n_2$  da  $n_1$

$$\frac{N_1 \times 10^{n_1}}{N_2 \times 10^{n_2}} = \frac{N_1}{N_2} \times 10^{n_1-n_2}$$

$$\frac{8.5 \times 10^4}{5.0 \times 10^9} = \frac{8.5}{5.0} \times 10^{(4-9)} = 1.75 \times 10^{-5}$$

## Cifre significative

- Qualsiasi cifra diversa da zero è significativa  
1.234 kg      4 CIFRE SIGNIFICATIVE
- Gli zero compresi tra cifre diverse da zero sono cifre significative  
606 m      3 CIFRE SIGNIFICATIVE
- Gli zero alla sinistra della prima cifra diversa da zero non sono cifre significative  
0.08 L      1 CIFRA SIGNIFICATIVA
- Gli zero alla destra dell'ultima cifra diversa da zero sono cifre significative  
0.00420 g      3 CIFRE SIGNIFICATIVE

## Operazioni (arrotondare solo quando si deve):

### Addizione e Sottrazione

Il risultato **non può** avere alla destra del separatore decimale più cifre di ciascuno dei numeri di partenza

$$\begin{array}{r} 89.332 + \\ 1.1 \\ \hline 90.432 \end{array}$$

Una cifra significativa dopo il separatore decimale

**DUNQUE:**  
ARROTONDATO A 90.4

$$\begin{array}{r} 3.70 \\ 2.9133 \\ 0.7867 \\ \hline \end{array}$$

Due cifre significative dopo il separatore decimale

**DUNQUE:**  
ARROTONDATO A 0.79

### Numeri esatti

I numeri derivanti da **definizioni** o **numeri di oggetti** sono considerati avere un numero infinito di cifre significative

ESEMPIO: la media di 3 misure di peso:

6.64 g, 6.68 g, e 6.70 g

$$\frac{6.64 + 6.68 + 6.70}{3} = 6.67333\bar{3} \approx 6.67 \text{ g} \neq 7 \text{ g}$$

Dal momento che 3 è un numero esatto

### Moltiplicazione e divisione

Il numero di cifre significative è determinato dal numero di partenza che ha il minor numero di cifre significative

$$4.51 \times 3.6666 = 16.536366 \rightarrow \text{ARROTONDATO A 3 CIFRE SIGNIFICATIVE} \rightarrow = 16.5$$

3 cifre significative

$$6.8 \div 112.04 = 0.0606926 \rightarrow \text{ARROTONDATO A 2 CIFRE SIGNIFICATIVE} \rightarrow = 0.061$$

2 cifre significative

## Esercizio

Determinare la densità di una barra metallica rettangolare

L1 = 8.53 cm

L2 = 2.4 cm

H = 1.0 cm

Massa = 52.7064 g

$$\text{density} = \frac{m}{V} = \frac{52.7064 \text{ g}}{(8.53 \text{ cm})(2.4 \text{ cm})(1.0 \text{ cm})} = 2.6 \text{ g/cm}^3$$

Determinare la densità di una barra metallica rettangolare

L1 = 8.53 cm

L2 = 2.40 cm

H = 1.00 cm

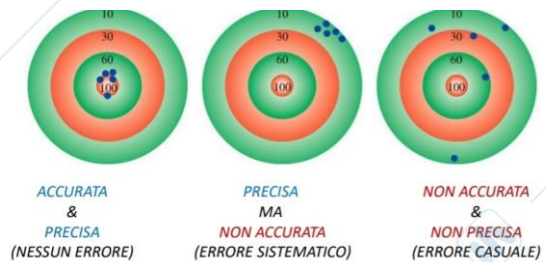
Massa = 52.7064 g

Densità = 2.57 g/cm<sup>3</sup>

2.5746 g/cm<sup>3</sup>

**Accuratezza:** quanto una misura è vicina al valore vero  
**Precisione:** quanto un gruppo di misure sono vicine tra loro

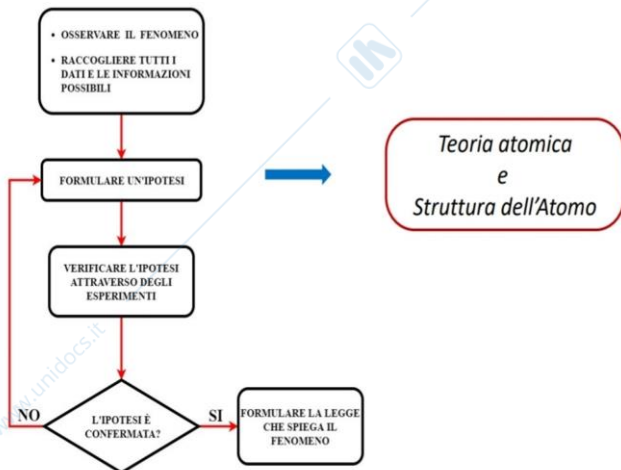
**Precisione:** quanto un gruppo di misure sono vicine tra loro



## Stechiometria

### METODO SPERIMENTALE

**Teoria:** è un principio unificante che spiega un insieme di fatti e/o di leggi basate su questi fatti

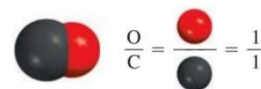


### Teoria atomica di Dalton (1808):

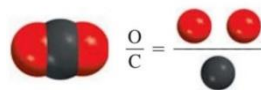
- **elementi:** composti da particelle piccolissime, gli atomi
- **atomi di un dato elemento:** sono tutti uguali e hanno tutte le stesse dimensioni, masse e proprietà chimiche
- **atomi di elementi diversi:** caratteristiche diverse
- **composti:** formati da atomi di almeno due elementi diversi. Il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice (*legge delle proporzioni definite di Proust*)
- **reazione chimica:** coinvolge solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi (*legge della conservazione della massa di Lavoisier*)

**Legge delle proporzioni definite di Proust:** campioni differenti dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi costituenti, nelle stesse proporzioni di massa

Ossigeno in CO e in CO<sub>2</sub>



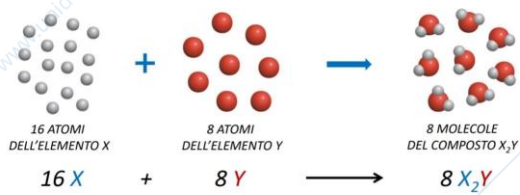
MONOSSIDO DI CARBONIO



DIOSSIDO DI CARBONIO

**Legge delle proporzioni multiple di Dalton:** se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, le masse di un elemento, che si combinano con una determinata massa dell'altro elemento, stanno tra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli

**Legge della conservazione della massa di Lavoisier:** la materia non può essere creata né distrutta



**ESEMPIO:** la respirazione cellulare



180 g di glucosio + 192 g di ossigeno gassoso producono 264 g di diossido di carbonio + 108 g di acqua (372 g di reagenti e 372 g di prodotti)

## STRUTTURA DELL'ATOMO

**Atomo:** unità base della materia. La più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso. È formato da particelle subatomiche: elettroni (carica negativa), protoni (carica positiva), neutroni (carica neutra)

Particella	Carica elettrica (C)	Massa (kg)	Massa relativa al protone
elettrone (e)	$-1,621 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	1/1836
protone (p)	$+1,621 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1
neutrone (n)	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	≈1

**Elettroni:** Thomson misurò il rapporto fra la massa e la carica di un elettrone. Millikan ne determinò la carica dopo numerosi esperimenti. Da queste due informazioni si può dedurre la massa dell'elettrone

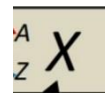
**Protoni e il nucleo:** gli atomi per essere neutri devono contenere un ugual numero di cariche positive e negative.

Queste cariche secondo Thomson erano disposte secondo il *modello a panettone*: cariche positive distribuite uniformemente all'interno del nucleo, mentre gli elettroni si trovavano da qualche parte. Esperimento Rutherford: la carica positiva dell'atomo è concentrata nel nucleo, il protone ha carica opposta rispetto a quella dell'elettrone e la massa del protone è maggiore di quella dell'elettrone

**Neutroni:** è neutro, ha carica pari a 0. Ha massa uguale a quella dei protoni

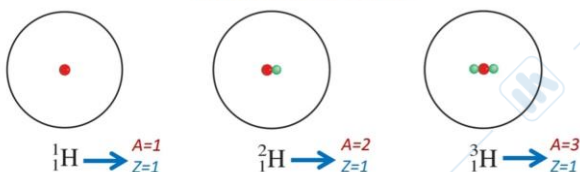
**Numero di massa (A):** numero di protoni + numero di neutroni

**Numero atomico (Z):** numero di protoni nel nucleo



**Isotopi:** atomi di uno stesso elemento (X) con un diverso numero di neutroni (n) nel nucleo. Hanno stesso Z ma diverso A

GLI ISOTOPHI DELL'IDROGENO:



**La massa atomica:** è la massa di un atomo espressa in unità di massa atomica (u.m.a.). È stato preso come riferimento l'isotopo 12 del carbonio

Per definizione: 1 atomo  ${}^{12}\text{C}$  "pesa" 12 u.m.a

L'unità di massa atomica (u.m.a.) è uguale a 1/12 della massa dell'atomo di  ${}^{12}\text{C}$ .

**Massa atomica media:** è una massa media che tiene conto sia della abbondanza relativa percentuale (p) di ciascun isotopo nella miscela sia della sua massa atomica(x); la media calcolata in questo modo si dice media pesata

Il valore della media pesata è dato dalla somma dei prodotti di ciascun valore di massa atomica (x<sub>i</sub>) per la rispettiva abbondanza relativa percentuale (p<sub>i</sub>), diviso per la somma dei valori percentuali

$$MEDI\ A\ PESATA = \frac{x_1 \cdot p_1 + x_2 \cdot p_2 + \dots + x_n \cdot p_n}{p_1 + p_2 + \dots + p_n} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i \cdot p_i}{\sum_{i=1}^n p_i}$$

**Esempio:** Il LITIO è presente in natura con i seguenti isotopi:

- \* <sup>6</sup>Li 7.42% (6.015 u.m.a.)
- \* <sup>7</sup>Li 92.58% (7.016 u.m.a.)

Massa atomica media del LITIO: calcolata come **MEDIA PESATA** dalla massa atomica degli isotopi.

MASSA ATOMICA **MEDIA DI Li**  $\rightarrow \frac{6.015 \times 7.42 + 7.016 \times 92.58}{7.42 + 92.58} = \frac{694.1}{100} = 6.941 \text{ u. m. a.}$

**TAVOLA PERIODICA:** scoperta di molti elementi tra XIX e XX secolo + necessità di organizzarli in maniera logica

Tentativi di classificazione in ordine cronologico: **Dobereiner** (elementi con caratteristiche simili), **Mendeleev** (elementi ordinati per peso atomico e con proprietà simili negli stessi gruppi), **Moseley** (tavola periodica moderna, elementi ordinati per numero atomico crescente e indipendente dal numero di neutroni)

**Legge periodica:** le proprietà degli elementi sono funzioni periodiche dei loro numeri atomici

**La Tavola Periodica**

The table shows elements from Hydrogen (1) to Oganesson (118). Key features include:
 

- Atomic number:** Z (top left of each element)
- Atomic mass:** A (bottom of each element)
- Average Atomic Mass (MEDIA):** A (center of each element)
- Groups:** IA, IIA, 3A-8A, 9A, 10A, 11A, 12A
- Periods:** 1-7
- Legend:**
  - Metals:** Elements to the left of the metalloids.
  - Metalloids:** Elements along the diagonal line (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At, Fr).
  - Nonmetals:** Elements to the right of the metalloids.

**Metalli:**

- buoni conduttori di elettricità e calore
- si presentano come solidi lucenti (tranne Hg che è liquido)
- sono malleabili e possono essere plasmati in lamine e fili

**I non metalli:**

- cattivi conduttori di elettricità e calore
- si presentano come gas o solidi fragili (il Br è l'unico liquido)

**Semimetalli o metalloidi:**

- caratteristiche intermedie tra i metalli e non metalli (es. silicio)

**I gas nobili:** gruppo 8A si presentano in natura come atomi singoli (gas monoatomici)

**Molecole e composti ionici:** sono formati grazie all'unione di atomi

- **Legame ionico:** legame tra atomi per *trasferimento di carica*. Gli atomi si trasformano in ioni e i composti corrispondenti si dicono composti ionici (tali composti non esistono sotto forma di molecole). Metallo + 1/più non-metalli
- **Legame covalente:** legame tra atomi *mettendo in compartecipazione elettroni esterni*, dando luogo a legami covalenti. Tali composti si dicono molecolari, perché composti da unità indipendenti dette molecole. Non metalli combinati fra di loro/con idrogeno

**Molecola:** è costituita da almeno due atomi in proporzioni definite e costanti, legati da forze chimiche (legami covalenti)

- **biatomica:** contiene 2 atomi  
 $H_2, N_2, O_2, Br_2, HCl, CO$
- **poliatomica:** contiene più di due atomi  
 $O_3, H_2O, NH_3, CH_4$

**Molecole allotropiche:** modi diversi in cui si possono trovare gli elementi  $H_2, N_2, O_2, Br_2, Cl_2, P_4, S_8$

## FORMULE

**Formula chimica:** rappresentano la composizione di molecole e composti ionici attraverso simboli chimici

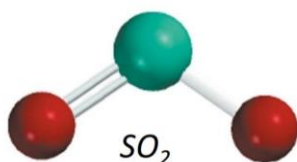
**Formula molecolare:** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

**Formula empirica (o formula bruta o formula semplice):** indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra essi

MOLECOLARE	$H_2O$	$C_6H_{12}O_6$	$O_3$	$N_2H_4$
EMPIRICA	$H_2O$	$CH_2O$	$O$	$NH_2$

**Formula di struttura:** rappresenta il modo in cui gli atomi sono legati tra loro per formare una molecola (rappresentano la disposizione spaziale (tridimensionale) degli atomi)

**Massa molecolare:** è la somma delle masse atomiche (in u.m.a.) di ogni elemento presente in una molecola



$$\begin{array}{r}
 1 S \quad 32.07 \text{ u.m.a.} + \\
 2 O \quad (2 \times 16.00) \text{ u.m.a.} = \\
 \hline
 SO_2 \quad 64.07 \text{ u.m.a.}
 \end{array}$$

## NOMENCLATURA CHIMICA

Composti molecolari: non metalli + non-metalli oppure non-metalli + semi-metalli

- Nomi comuni (es.  $H_2O, NH_3, CH_4, C_6O$ )

- L'elemento con il numero del gruppo più basso nella tavola periodica è scritto per primo
- Se i due elementi appartengono allo stesso gruppo, quello con il numero del periodo più alto è posto per primo nella formula
- Se uno stesso elemento può formare più di un composto, si utilizzano i prefissi per indicare il numero di ogni specie atomica
- Nella lettura della formula viene pronunciato prima il secondo elemento aggiungendo il suffisso -uro alla radice del nome, poi viene letto il primo
- **prefissi:** mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), esa (6), epta (7), octa (8), nona (9), deca (10)

**Esempi:**

HI IODURO DI IDROGENO

NF<sub>3</sub> TRIFLUORURO DI AZOTO

SO<sub>2</sub> DIOSSIDO DI ZOLFO

N<sub>2</sub>Cl<sub>4</sub> TETRACLORURO DI DIAZOTO

NO<sub>2</sub> DIOSSIDO DI AZOTO **TOSSICO!** 

N<sub>2</sub>O MONOSSIDO DI DIAZOTO **Gas esilarante**

**Acido:** sostanza che, disciolta in acqua, produce ioni idrogeno (H<sup>+</sup>)

**Esempio:** HCl

- sostanza pura: cloruro di idrogeno
- disciolto in acqua (H<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>): acido cloridrico

Anion	Acido corrispondente
fluoruro (F <sup>-</sup> )	HF (acido fluoridrico)
cloruro (Cl <sup>-</sup> )	HCl (acido cloridrico)
bromuro (Br <sup>-</sup> )	HBr (acido bromidrico)
ioduro (I <sup>-</sup> )	HI (acido iodidrico)
cianuro (CN <sup>-</sup> )	HCN (acido cianidrico)
solfuro (S <sup>2-</sup> )	H <sub>2</sub> S (acido solfidrico)

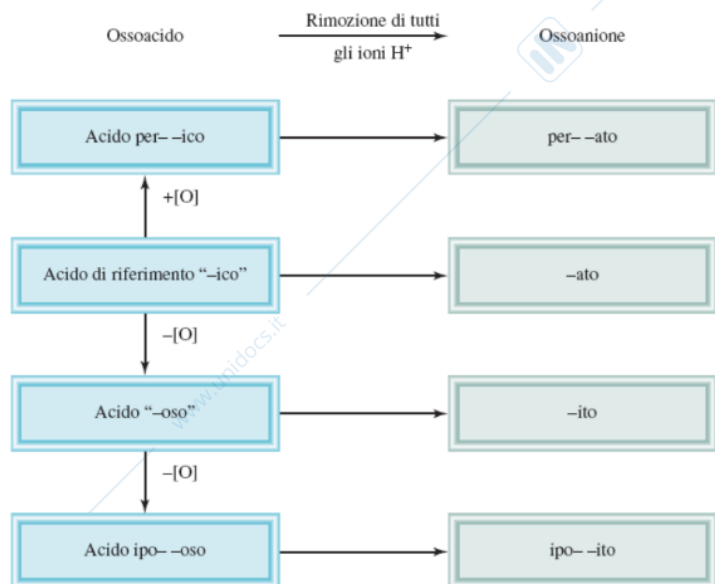
**Ossocido:** un acido che contiene idrogeno, ossigeno ed un altro non-metallo

**Esempi:**

HNO<sub>3</sub>: acido nitrico

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> acido carbonico

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: acido solforico



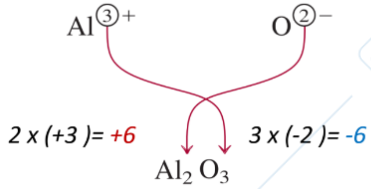
**I nomi degli ossocidi e ossoanioni che contengono cloro**

Acido	Anione
HClO <sub>4</sub> acido perclorico	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> perclorato
HClO <sub>3</sub> acido clorico	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> clorato
HClO <sub>2</sub> acido cloroso	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> clorito
HClO acido ipocloroso	ClO <sup>-</sup> ipoclorito

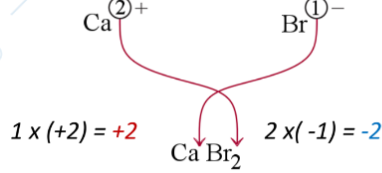


**Esempi:**

OSSIDO DI ALLUMINIO

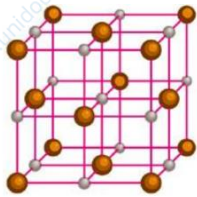


BROMURO DI CALCIO



Nome sistematico: triossido di dialluminio      Nome sistematico: dibromuro di calcio

**Massa dell'unità formula:** somma delle masse atomiche (in u.m.a.) degli atomi presenti in un'unità formula del composto ionico



NaCl

$$\begin{array}{r}
 1 \text{ Na} \quad 22.99 \text{ u.m.a.} + \\
 1 \text{ Cl} \quad \underline{35.45 \text{ u.m.a.}} = \\
 \text{NaCl} \quad 58.44 \text{ u.m.a.}
 \end{array}$$

*\*PROMEMORIA:* procedimento analogo al calcolo della massa molecolare

**Composti ionici:** metalli + non-metalli

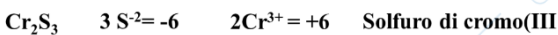
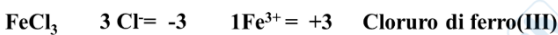
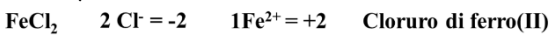
Un composto ionico prende il nome dall'anione che contiene aggiungendo il suffisso uro al nome dell'elemento.

**Esempi:**

BaCl <sub>2</sub>	CLORURO DI BARIO	COMPOSTI BINARI (2 ELEMENTI)
KI	IODURO DI POTASSIO	
CaBr <sub>2</sub>	BROMURO DI CALCIO	COMPOSTI TERNARI (3 ELEMENTI)
KCN	CIANURO DI POTASSIO	

Nei **composti ionici dei metalli di transizione** (diverse cariche del catione possibili) si indica la carica del metallo con numeri romani (tra parentesi)

**Esempi:**



**Mole:** (mol), è la quantità di una sostanza che contiene tante unità elementari (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di <sup>12</sup>C

1 mol contiene 6.0221367 x 10<sup>23</sup> particelle (numero di Avogadro, NA)

**Massa molare (M.M.):** massa in grammi di una mole di unità

Per ogni elemento: la massa atomica (u.m.a.) è numericamente uguale alla massa molare (grammi). Vale sia per le molecole che per gli ioni.

Nome (simbolo)	Massa atomica (U.M.A)	Massa molare (g/mol)
Sodio (Na)	22,99	22,99
Carbonio (C)	12	12
Fosforo (P)	30,97	30,97

$$1 \text{ u.m.a} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

**Calcolo del numero di moli:**

$$m = \text{massa della sostanza (g)}$$

$$M.M. = \text{massa molare (g/mol)}$$

$$n = \text{numero di moli (mol)}$$

$$n = \frac{m}{M.M.} \left[ \frac{\text{g}}{\text{g/mol}} \right]$$

Esempio:

**Importante:** 1 mol di  $\text{H}_2\text{O}$  contiene 2 mol di H e 1 mol di O

$$M.M._{\text{H}} = 1.008 \text{ g/mol}$$

$$M.M._{\text{O}} = 16.00 \text{ g/mol}$$

$$M.M._{\text{H}_2\text{O}} = 18.02 \text{ g/mol}$$

**Composizione percentuale:** percentuale in massa di ogni elemento in un composto

$$\text{Composizione \% dell'elemento} = \frac{n \times (\text{M.M. elemento})}{\text{M.M. composto}} \times 100\%$$

Dove  $n$  = numero di moli dell'elemento in 1 mole del composto

Esempio:

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  - Etanolo

$$\% \text{C} = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 54.14\%$$

$$\text{Controllo: } 52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.00\%$$

$$\% \text{H} = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\% \text{O} = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

**Determinazione della formula empirica**

**Procedimento:**

1. percentuale in massa (trasforma in g e dividi per MM)
2. moli di ogni elemento (dividi per il valore inferiore del numero di moli)
3. rapporto molare tra gli elementi (riconduci gli indici a numeri interi)
4. formula empirica

Esempio:

Determinare la formula empirica di un composto che ha la seguente composizione percentuale in massa:  
K 24.75%, Mn 34.77%, O 40.51%.

$$n_{\text{K}} = 24.75 \text{ g di K} \times \frac{1 \text{ mol di K}}{39.10 \text{ g di K}} = 0.6330 \text{ mol di K}$$

$$n_{\text{Mn}} = 34.77 \text{ g di Mn} \times \frac{1 \text{ mol di Mn}}{54.94 \text{ g di Mn}} = 0.6329 \text{ mol di Mn}$$

$$n_{\text{O}} = 40.51 \text{ g di O} \times \frac{1 \text{ mol di O}}{16.00 \text{ g di O}} = 2.532 \text{ mol di O}$$

$$\text{K: } \frac{0.6330}{0.6329} \cong 1.0$$

$$\text{Mn: } \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

$$\text{O: } \frac{2.532}{0.6329} \cong 4.0$$



**Formula molecolare:** mostra il *tipo* e il *numero esatto* di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

**Formula empirica (o formula bruta o formula semplice):** indica *quali elementi* sono presenti all'interno di un composto e il *rapporto minimo* tra essi

MOLECOLARE	H <sub>2</sub> O	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	O <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
EMPIRICA	H <sub>2</sub> O	CH <sub>2</sub> O	O	NH <sub>2</sub>

La formula molecolare è multipla della formula empirica

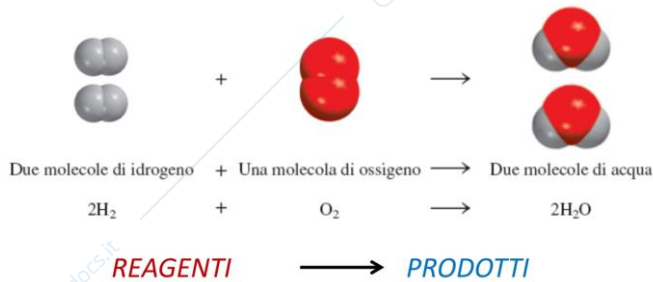
La massa molare del composto è multipla della massa molare della formula empirica

M. M. del composto = n x M.M. della formula empirica

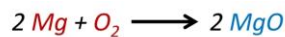
## Stechiometria 2

**Reazione chimica:** processo nel quale una o più sostanze si trasformano in una o più sostanze differenti

**Equazione chimica:** formalismo che utilizza simboli chimici per mostrare ciò che avviene durante una reazione chimica



Esempio di equazione chimica:



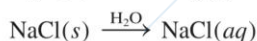
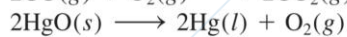
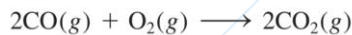
2 atomi Mg + 1 molecola O<sub>2</sub> danno 2 unità formula MgO

2 moli Mg + 1 mole O<sub>2</sub> danno 2 moli MgO

48.6 grammi Mg + 32.0 grammi O<sub>2</sub> danno 80.6 g MgO

**ATTENZIONE:**  
2 grammi Mg + 1 grammo O<sub>2</sub> danno 2 grammi MgO  
**NO!!!!**

**Stati di aggregazione:**



**DOVE:**

(g) = gas

(s) = solido

(l) = liquido

(aq) = soluzione acquosa

**Bilanciamento delle equazioni chimiche:**

Per la **legge di conservazione della massa**, il numero di ogni tipo di atomo presente nei prodotti deve essere lo stesso di quello dei reagenti → bilanciamento

Procedimento:

1. Scrivi la formula corretta per i reagenti e per i prodotti

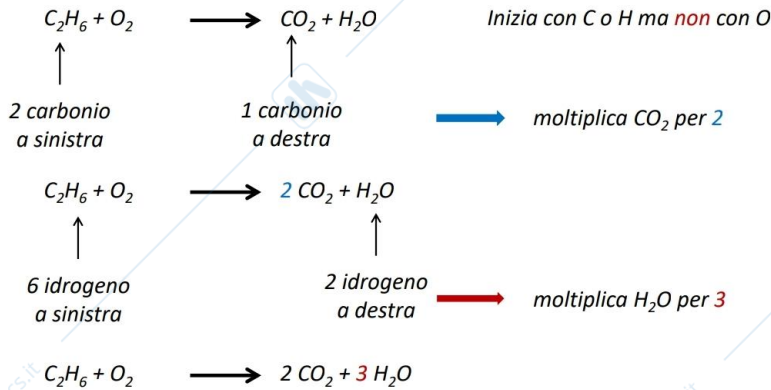
L'etano reagisce con l'ossigeno per formare diossido di carbonio e acqua



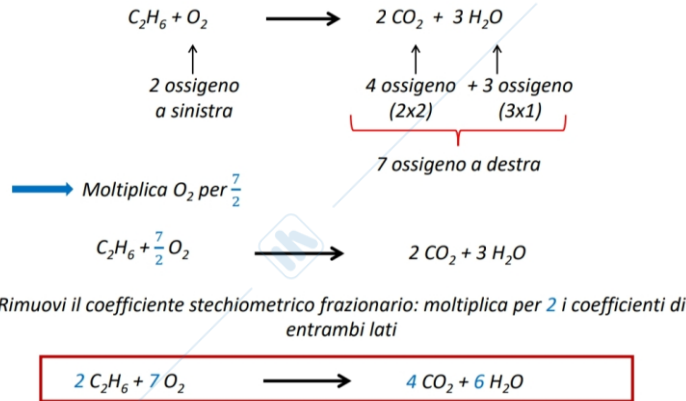
2. Cambia i numeri dinanzi alle formule chimiche (**coefficienti stechiometrici**) per ottenere lo stesso numero di atomi di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici



3. Inizia a bilanciare gli elementi che appaiono in un **solo** reagente e prodotto



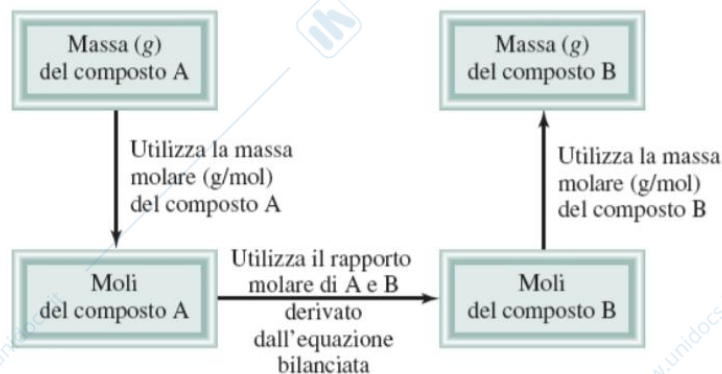
4. Bilancia gli elementi che appaiono in due o più reagenti o prodotti



5. Controlla di avere lo **stesso numero** di ogni tipo di atomo da **entrambi i lati** dell'equazione



REAGENTI	PRODOTTI	
4 C (2 x 2)	4 C	
12 H (2 x 6)	12 H (6 x 2)	✓
14 O (7 x 2)	14 O (4 x 2 + 6)	✓

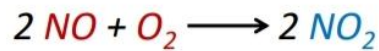


**Reagente limitante:** Una reazione chimica procede fin tanto che uno dei reagenti è completamente consumato (reagente limitante)

esempio:

Supponiamo di avere:

- 8 moli di NO
- 7 moli di O<sub>2</sub>



Uno dei due reagenti è limitante e l'altro è in eccesso

Possiamo usare due metodi per calcolare il reagente limitante:

- 1) Dividere il numero di moli di ogni reagente per il suo coefficiente stechiometrico. Il rapporto minore corrisponde al reagente limitante.
- 2) Calcolare quanto prodotto (se ne sceglie uno fisso) deriva dalla reazione delle quantità di reagenti date. Chi produce meno prodotto è il reagente limitante  
NO è il reagente limitante e O<sub>2</sub> è il reagente in eccesso

**Resa teorica:** quantità di prodotto che risulterebbe se tutto il reagente limitante reagisse

**Resa effettiva:** quantità di prodotto effettivamente ottenuta dalla reazione

$$\text{RESA \%} = \frac{\text{RESA EFFETTIVA}}{\text{RESA TEORICA}} \times 100$$

**Reazione in soluzione:**

**soluzione:** miscela omogenea di 2/più sostanze (non si distinguono le componenti che ho aggiunto)

**solvente:** sostanza presente in *maggiore quantità*

**soluto:** sostanza/e presente/i in *minore quantità*

**Concentrazione molare:**

**concentrazione:** quantità di *soluto* presente in una data quantità di *solvente* o *soluzione*

**molarità o concentrazione molare:** concentrazione in termini di moli di *soluto* su litri di *soluzione*

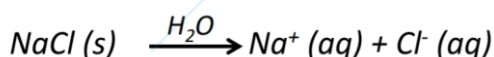
$$M = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

**Diluizione:** procedimento per preparare una soluzione meno concentrata da una soluzione più concentrata per aggiunta di solvente

$$M_i V_i = M_f V_f$$

**Idratazione:** processo in cui uno ione è circondato da molecole di acqua arrangiate in una maniera specifica

Esempio:

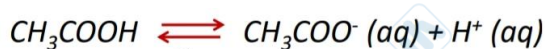


**Elettrolita:** sostanza che, sciolta in acqua, produce una soluzione che può condurre elettricità (cationi + e anioni -)

**Elettrolita forte** -> dissociazione completa

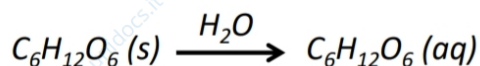


**Elettrolita debole** -> non completamente dissociato



reazione reversibile: la reazione può avere luogo in entrambe le direzioni

**Non elettrolita:** sostanza che, quando sciolta, produce una soluzione che non conduce elettricità. Non ci sono né cationi (+) né anioni (-) in soluzione



## BILANCIAMENTO DI UNA REAZIONE CHIMICA

Punto chiave: nel bilanciamento di reazione mai pensare in grammi, solo in moli o atomi e molecole.

**Reazioni acido-base:**

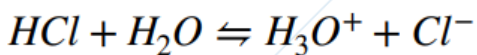
Gli **acidi** sono caratterizzati da:

- Sapore agro (pensa all'aceto o agli agrumi)
- Provocano il cambio di colore nei coloranti vegetali
- Reagiscono con alcuni metalli per produrre idrogeno gassoso (attacco acido, con acidi forti e su alcuni metalli)
- Reagiscono con carbonati e bicarbonati per produrre diossido di carbonio gassoso

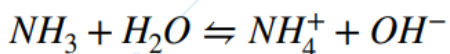
Le **basi** sono caratterizzate da:

- *Sapore amaro*
- Sono *lisciviose* (saponose), molti saponi contengono basi
- Provocano il cambio di colore nei coloranti vegetali

**Acido di Arrhenius:** sostanza che in acqua libera ioni  $H^+$  (protoni) in forma di ione idronio  $H_3O^+$ .

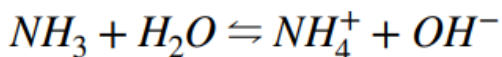


**Base di Arrhenius:** sostanza che in acqua libera ioni  $OH^-$ .



**Acido di Brønsted** -> donatore di protoni

**Base di Brønsted** -> accettore di protoni



Acidi: acqua e ione ammonio

Basi: ammoniaca e ione OH

Un acido di Brønsted deve contenere almeno un protone ionizzato ( $H^+$ ).

#### Acidi monoprotici



Elettrolita **forte**, acido **forte**

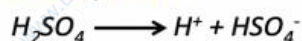


Elettrolita **forte**, acido **forte**

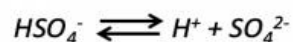


Elettrolita **debole**, acido **debole**

#### Acidi diprotici

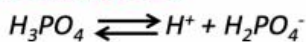


Elettrolita **forte**, acido **forte**

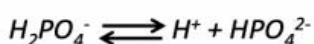


Elettrolita **debole**, acido **debole**

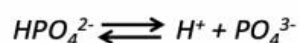
#### Acidi triprotici



Elettrolita **debole**, acido **debole**



Elettrolita **debole**, acido **debole**



Elettrolita **debole**, acido **debole**

**Acidi monoprotici** → perdono un idrogeno.

**Acidi diprotici** → perdono due idrogeni con due dissociazioni.

**Acidi triprotici** → perdono tre idrogeni con tre dissociazioni.

**Esempio:** classifica ciascuna delle seguenti specie come acido o base di Brønsted.

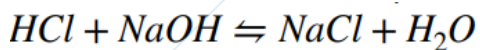
$SO_4^{2-}$  = base.  $HI$  = acido monoprotico.

$H_2PO_4^-$  = entrambi, acido diprotico.

**Problema:** Molarità in 1,4 M di acido nitrico. 1,4 M perché si dissocia completamente.

**Neutralizzazione o reazione acido\base:**

Acido + base → sale + acqua



**Titolazione acido\base:**

In una titolazione una soluzione di concentrazione accuratamente nota viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di concentrazione incognita fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia completa.

**Punto di equivalenza** → punto a cui la reazione è completa.

**Indicatore** → sostanza che cambia colore al o vicino al punto di equivalenza

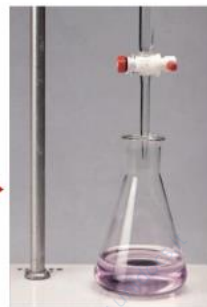


**PROCEDIMENTO:**

Aggiungi lentamente una base  
ad un acido a concentrazione incognita



**FINO A QUANDO**  
l'indicatore non cambia colore



## Struttura elettronica degli atomi:

Le proprietà chimiche e fisiche degli elementi dipendono dall'organizzazione degli elettroni intorno al nucleo.

### Spettro di emissione:

luce emessa dalle specie atomiche quando sono fortemente riscaldate. Gli spettri emessi dai solidi sono continui, mentre gli spettri emessi dagli atomi sono discreti. Ogni atomo ha un set di righe e di colori ben precisi.

**Lunghezza d'onda ( $\lambda$ )** = distanza di due punti identici su due onde successive.

**Frequenza ( $\nu$ )** = numero di onde che passano attraverso un particolare punto in un secondo ( $\text{Hz} = 1 \text{ ciclo/secondo}$ ).

**Ampiezza** = la distanza verticale esistente tra la linea mediana dell'onda ed il suo punto di picco.

**Velocità della luce nel vuoto ( $c$ )** =  $3.00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

Per tutte le radiazioni elettromagnetiche nel vuoto  $\lambda \cdot \nu = c$

Diversi colori corrispondono a diverse lunghezze d'onda che vanno dal rosso, che ha lunghezza alta, e il violetto, che ha una lunghezza ridotta (infrarosso e ultravioletto).

### Proprietà dell'elettrone:

**Effetto fotoelettrico** → la radiazione luminosa mostra una duplice natura: una ondulatoria e una corpuscolare (Einstein ha vinto il nobel per questa cosa).

**Modello atomico di Bohr** → l'elettrone può avere solo dei determinati valori di energia (quantizzazione dei livelli energetici elettronici). La luce emessa dagli atomi ha delle lunghezze d'onda e delle frequenze specifiche. L'elettrone passa da uno stato di energia maggiore a uno stato di energia minore emettendo un fotone.

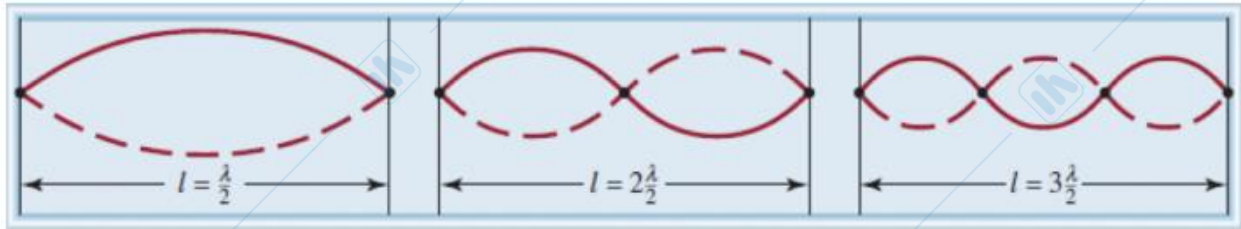
Ipotesi di De Broglie → una particella di massa  $m$  e velocità  $v$  ha una lunghezza d'onda ad essa associata pari a  $\lambda = \frac{h}{mv}$ ,  $h$  è la costante di Plack

Nel 1927 **Heinseberg** enuncia il suo principio che è quello di indeterminazione, ovvero che no possiamo conoscere allo stesso tempo la quantità di moto e la posizione dell'elettrone. Noi perciò parleremo di probabilità di trovare l'elettrone in una specifica regione dello spazio.

**Quantizzazione** → gli atomi e le molecole possono esistere solo a certi livelli energetici ben precisi

L'energia persa da un atomo quando passa da un livello energetico a un altro è legata alla lunghezza d'onda da  $\Delta E = h \frac{c}{\lambda}$

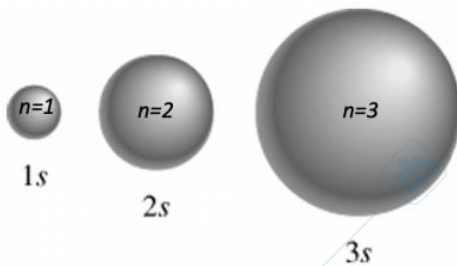
L'equazione d'onda di Schroedinger (1926) descrive sia la natura corpuscolare che quella ondulatoria dell'elettrone. Tratta l'elettrone come un'onda stazionaria (i cerchi che si propagano quando lanci un sasso in acqua), che non si propaga e perciò ha almeno un nodo di ampiezza 0.



L'elettrone è caratterizzato da una funzione d'onda tridimensionale.

L'equazione d'onda  $\psi$  descrive:

- L'energia dell'elettrone
- La probabilità di trovarlo in un determinato volume di spazio
- La disposizione degli elettroni in tutti gli atomi mediante i numeri quantici  $\psi = f(n, l, ml, ms)$



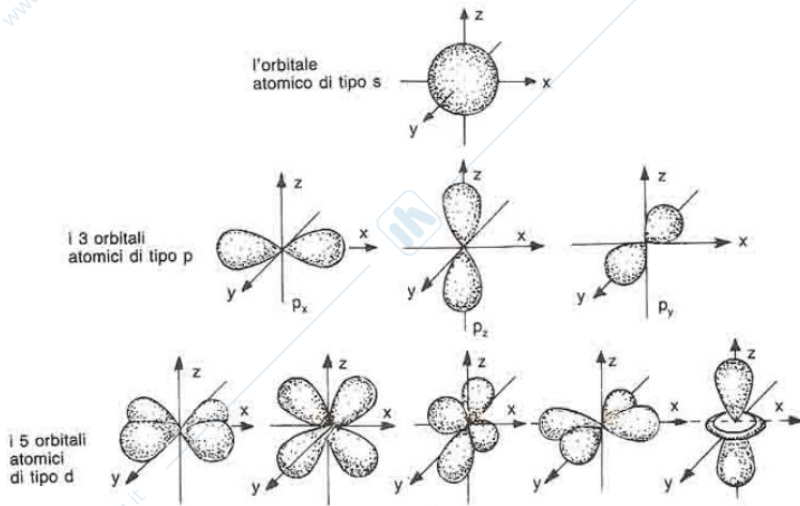
Il **numero quantico principale n** ci dice l'energia di un orbitale e può assumere valori interi compresi tra 1 e infinito.

Il **numero angolare l** descrive la forma del volume di spazio occupato dall'elettrone e può assumere valori compresi tra 0 e n-1.

Ad esempio, se n è uguale a due, l sarà 0 o 1.

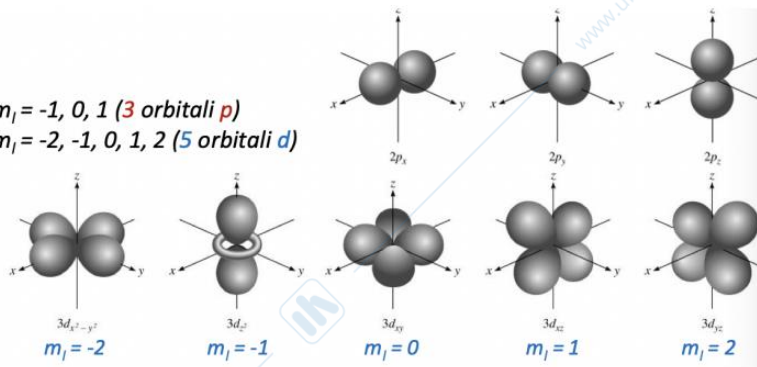
Il **numero quantico magnetico ml** può avere valori compresi tra -l e +l e descrive l'orientamento nello spazio degli orbitali.

$l=0$	Orbitale 's'
$l=1$	Orbitale 'p'
$l=2$	Orbitale 'd'
$l=3$	Orbitale 'f'



Forma di alcuni orbitali atomici.

se  $l = 1, m_l = -1, 0, 1$  (3 orbitali p)  
 se  $l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$  (5 orbitali d)



Il **numero quantico di spin**  $m_s$  descrive la rotazione di un elettrone sul proprio asse e può assumere il valore di  $\frac{1}{2}$  o  $+\frac{1}{2}$

**Principio di esclusione di Pauli:** In un atomo non possono esistere due elettroni con gli stessi quattro numeri quantici

Livello  $\rightarrow$  elettroni con lo stesso valore di  $n$

Sottolivello  $\rightarrow$  elettroni con lo stesso livello di  $n$  e  $l$

Orbitale  $\rightarrow$  elettroni con lo stesso valore di  $n, l$  ed  $m_l$

Quanti elettroni può ospitare un orbitale?

Un orbitale può ospitare 2 elettroni.

## La configurazione elettronica:

Essa definisce come gli elettroni sono distribuiti tra i vari orbitali atomici di un atomo.

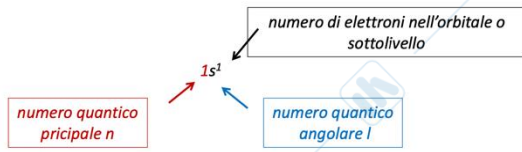
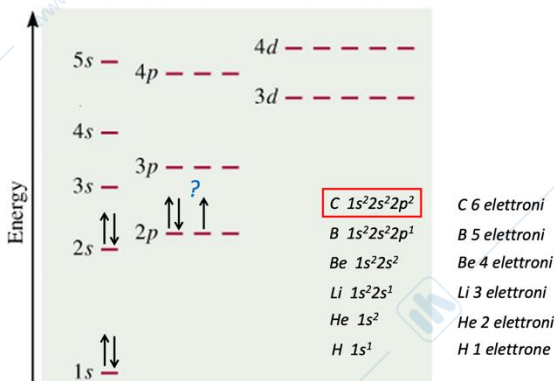


Diagramma a caselle

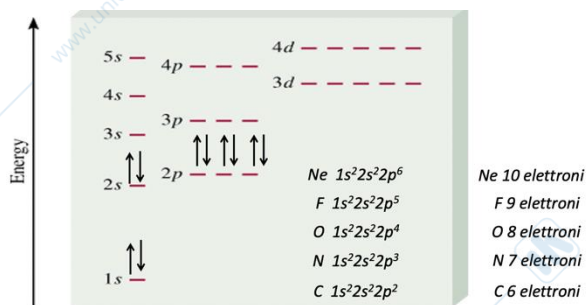
## Principio di Aufbau:

Per posizionare gli elettroni negli orbitali si parte da quelli a energia più bassa

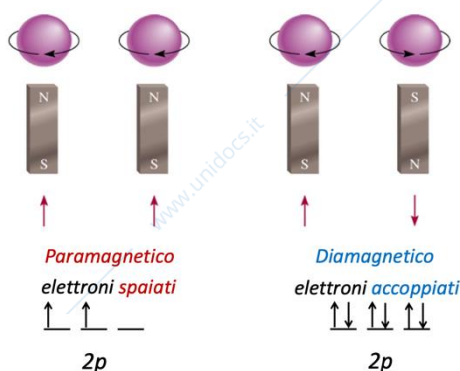


## Regola di Hund:

La disposizione più stabile degli elettroni in un sottolivello è quella con il maggior numero di spin paralleli.



## Paramagnetismo e diamagnetismo:



## La configurazione elettronica nella tavola periodica:

### Elementi del blocco principale.

**La Configurazione Elettronica**

blocco s		blocco p																																												
1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)					8A (18)																																		
$ns^1$	$ns^2$	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$					$ns^2 np^6$																																		
1 H $1s^1$	2 He $1s^2$											He																																		
3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$					Ne																																		
11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$					Ar																																		
19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$					Kr																								
37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	elementi di transizione (blocco d)										39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$					Xe														
55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	elementi di transizione interna (blocco f)										57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf $6s^2 6p^2$	73 Ta $6s^2 6p^3$	74 W $6s^2 6p^4$	75 Re $6s^2 6p^5$	76 Os $6s^2 6p^6$	77 Ir $6s^2 6p^5$	78 Pt $6s^2 6p^6$	79 Au $6s^2 6p^6$	80 Hg $6s^2 6p^6$	81 Tl $6s^2 6p^3$	82 Pb $6s^2 6p^4$	83 Bi $6s^2 6p^5$	84 Po $6s^2 6p^6$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$					Rn
87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	elementi di transizione interna (blocco f)										89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																				

**Elementi del blocco principale**

### I gas nobili

1A	2A							8A
		3A	4A	5A	6A	7A	8A	
							He	
							Ne	
							Ar	
							Kr	
							Xe	
							Rn	

**Shell completo**

**[He]:**  $1s^2$   
**[Ne]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{He}] 2s^2 2p^6$   
**[Ar]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$   
**[Kr]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 = [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$   
**[Xe]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 = [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$   
**[Rn]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6 = [\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

**Poco reattivi:**  
 le configurazioni elettroniche con orbitali pieni sono **più stabili**

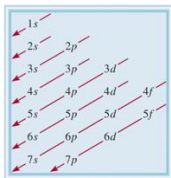
### I metalli alcalini

1A	2A							8A
		3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H								
Li								
Na								
K								
Rb								
Cs								
Fr								

**[H]:**  $1s^1$   
**[Li]:**  $1s^2 2s^1 = [\text{He}] 2s^1$   
**[Na]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = [\text{Ne}] 3s^1$   
**[K]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [\text{Ar}] 4s^1$   
**[Rb]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = [\text{Kr}] 5s^1$   
**[Cs]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 = [\text{Xe}] 6s^1$   
**[Fr]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1 = [\text{Rn}] 7s^1$

### I metalli di transizione

I metalli di transizione hanno il sottolivello d parzialmente riempito oppure danno facilmente luogo a cationi che hanno sottolivelli d parzialmente riempiti.



3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B

Ordine di riempimento degli orbitali

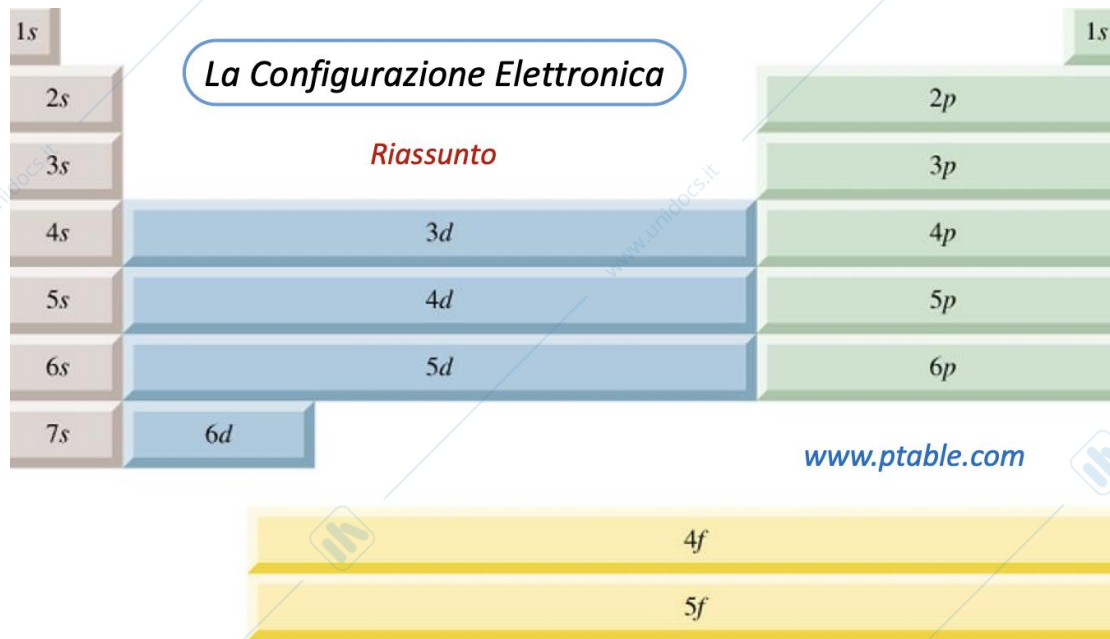
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

Esempio: il manganese ha numero atomico 25, quindi ha 25 elettroni che si dispongono negli orbitali seguendo l'ordine di riempimento. La sua configurazione elettronica è:

**[Mn]:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 = [\text{Ar}] 4s^2 3d^5$

## Le terre rare

I metalli della serie delle terre rare hanno il sottolivello f parzialmente riempito oppure danno facilmente luogo a cationi che hanno sottolivello f parzialmente riempito.



- **Elementi del gruppo principale** (gruppi 1-2; 13-18): **sottolivelli s e p** con il numero quantico principale più alto sono parzialmente riempiti
- **Metalli di transizione** (gruppi 3-12): hanno il **sottolivello d** parzialmente riempito
- **Terre rare** (lantanidi e attinidi): hanno il **sottolivello f** parzialmente riempito

# Proprietà periodiche e redox

## Le proprietà periodiche degli elementi:

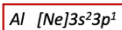
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18					
1 H Idrogeno 1.008	2 He Elio 4.0026														3 Li Litio 6.94	4 Be Berillio 9.0122	5 B Boro 10.81	6 C Carbonio 12.011	7 N Azoto 14.007	8 O Ossigeno 15.999	9 F Fluoro 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305														13 Al Alluminio 26.982	14 Si Silicio 28.085	15 P Fosforo 30.974	16 S Zolfo 32.06	17 Cl Cloro 35.45	18 Ar Argon 39.948		
19 K Potassio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.956	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Nichel 58.693	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.630	33 As Arsenico 74.922	34 Se Selenio 78.971	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Krypton 83.798					
37 Rb Rubidio 85.468	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.95	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.91	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.87	48 Cd Cadmio 112.41	49 In Indio 114.82	50 Sn Stagno 118.71	51 Sb Antimonio 121.76	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90	54 Xe Xeno 131.29					
55 Cs Cesio 132.91	56 Ba Bario 137.33	57-71 Lantanoidi	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tungsteno 180.95	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.21	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.97	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.38	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98	84 Po Polonio (209)	85 At Astatina (210)	86 Rn Radon (222)					
87 Fr Francio (223)	88 Ra Raffaello (226)	89-103 Attinoidi	104 Db Dubnio (261)	105 Dsb Darmstadtio (262)	106 Sg Seaborgio (263)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (265)	109 Mt Meitnerio (266)	110 Ds Darmstadtio (267)	111 Rg Roentgenio (268)	112 Cn Copernicio (284)	113 Nh Nihonio (285)	114 Fl Flerovio (286)	115 Mc Moscovio (287)	116 Lv Livermorio (288)	117 Ts Tennessio (294)	118 Og Oganeson (294)					
Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.																						
57 La Lantanio 138.91	58 Ce Cerio 140.12	59 Pr Praseodimio 140.91	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samarzio 150.36	63 Eu Europio 151.96	64 Gd Gadolino 157.25	65 Tb Terbio 158.93	66 Dy Dizrosio 162.50	67 Ho Dinio 164.93	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Terbicio 168.93	70 Yb Itrio 173.05	71 Lu Lutetio 174.97								
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.04	91 Pa Protattinio 231.04	92 U Uranio 238.03	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (260)								

## La struttura elettronica degli atomi:

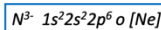
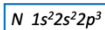
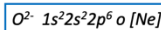
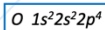
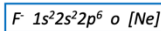
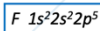
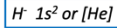
Cationi e anioni



Gli atomi **perdono** elettroni così il catione ha una configurazione elettronica esterna di **gas nobile**



Gli atomi **acquistano** elettroni in modo che l'anione abbia una configurazione elettronica esterna di **gas nobile**.



## La carica nucleare effettiva (Z<sub>eff</sub>):

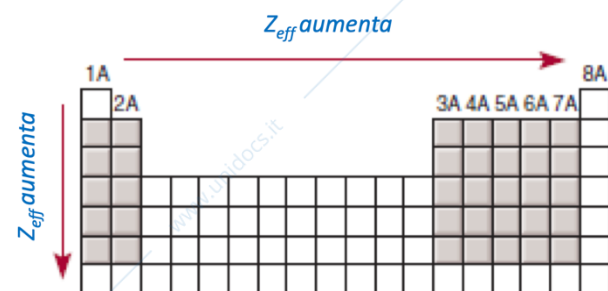
È la carica positiva effettivamente sentita da un elettrone

$$Z_{eff} = Z - s \quad 0 < s < Z$$

Z<sub>eff</sub> ≈ Z - numero degli elettroni interni (n-1)

	Z	e <sup>-</sup> interni	Z <sub>eff</sub>	Raggio (pm)
Na	11	10	1	186
Mg	12	10	2	160
Al	13	10	3	143
Si	14	10	4	132

## L'andamento periodico della carica nucleare effettiva:



All'interno del periodo aumenta il numero di elettroni del guscio esterno

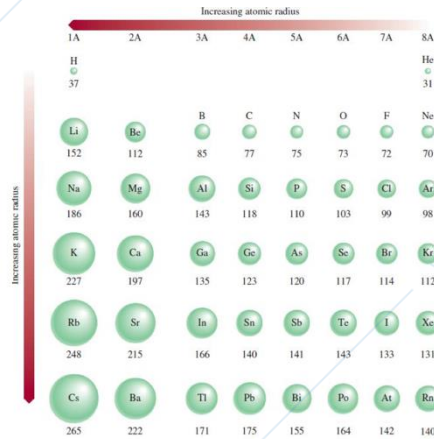
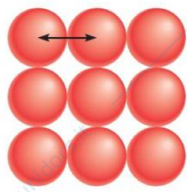
Tra periodi aumenta il numero di elettroni dei gusci interni

## Il raggio atomico:

Il raggio atomico è la semidistanza tra i due nuclei di due atomi adiacenti.

Il raggio ionico

- Il catione è sempre più piccolo dell'atomo da cui deriva (stessa carica nucleare ma diminuisce repulsione  $e^- - e^-$ )
- L'anione è sempre più grande dell'atomo da cui deriva (stessa carica nucleare, ma aumenta repulsione  $e^- - e^-$ )



## L'energia di ionizzazione:

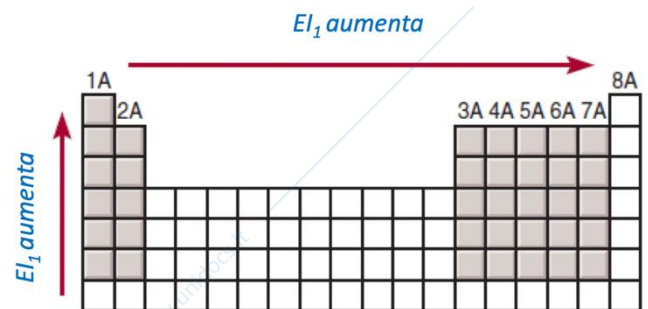
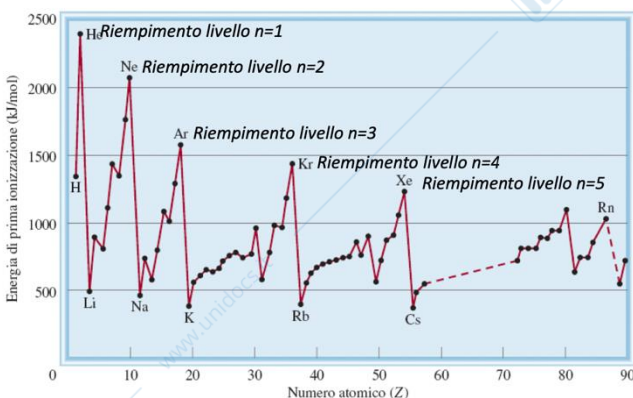
L'energia di ionizzazione (EI) è l'energia (KJ/mol) richiesta per rimuovere un elettrone da un atomo gassoso nel suo stato fondamentale.



$$I_1 < I_2 < I_3$$

## L'andamento periodico dell'energia di ionizzazione:

Variazione dell'energia di prima ionizzazione con il numero atomico



## L'affinità elettronica:

L'affinità elettronica (AE) è il valore cambiato di segno della variazione di energia che si ha quando un atomo allo stato gassoso acquisisce un elettrone per formare un anione.



$$\Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

$$AE = +328 \text{ kJ/mol}$$

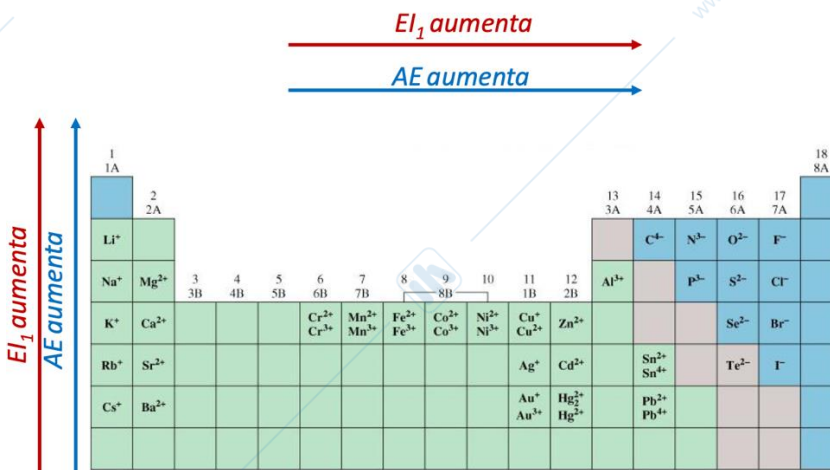


$$\Delta H = -141 \text{ kJ/mol}$$

$$AE = +141 \text{ kJ/mol}$$

**N.B.:** elementi con valori di AE elevati acquistano facilmente elettroni per formare ioni negativi (anioni)

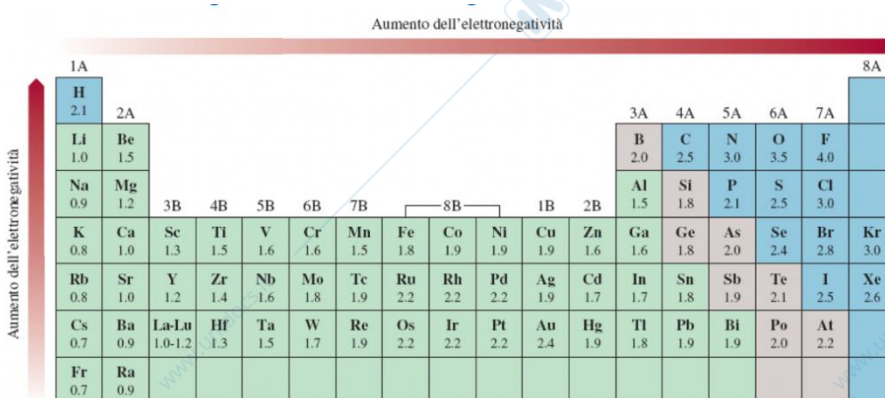
## Andamento periodico dell'energia di ionizzazione:



## L'elettronegatività:

L'elettronegatività è la tendenza relativa di un atomo ad attrarre elettroni a se quando legato chimicamente ad un altro atomo.

Scala di elettronegatività relativa di Pauling





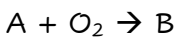
è uguale alla carica dello ione

(Li<sup>+</sup>, Li = +1; Fe<sup>3+</sup>, Fe = +3; O<sup>2-</sup>, O = -2)

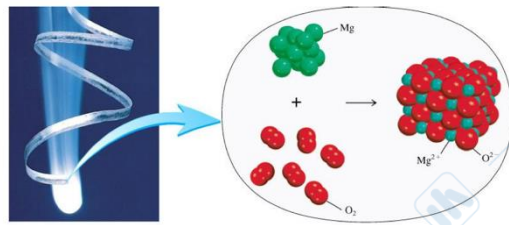
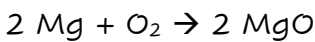
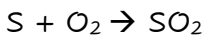
- Il numero di ossidazione dell'ossigeno è generalmente -2. In H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> e O<sub>2</sub><sup>2-</sup> è -1
- Il numero di ossidazione dell'idrogeno è +1 tranne quando è legato a metalli in composti binari. In questi casi, il suo numero di ossidazione è -1
- Nel gruppo 1 (metalli alcalini) +1, nel gruppo 2 (metalli alcalino-terrosi) +2
- Il fluoro è sempre -1. Cl, Br, I hanno numero di ossidazione negativo quando sono alogenuri e positivo se si combinano con ossigeno (ossoacidi, ossoanioni)
- La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi in una molecola o ione è uguale alla carica della molecola o dello ione.

**Le reazioni di ossidoriduzioni** → reazioni di trasferimento elettroni

Reazione di combustione = + acqua

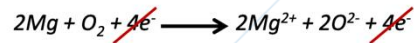
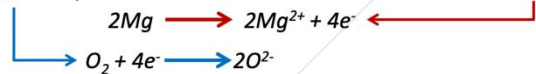


Esempi:



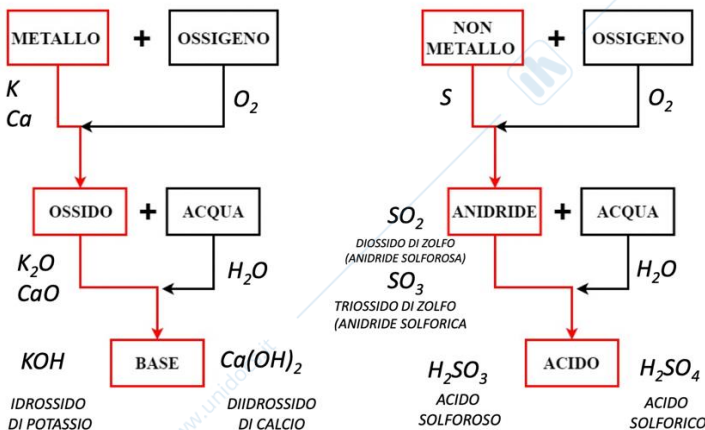
Semi-reazione di **riduzione**  
(acquisto di e<sup>-</sup>)

Semi-reazione di **ossidazione**  
(perdita di e<sup>-</sup>)



Attenzione: - Mg si ossida, ed è il **riducente**  
- O<sub>2</sub> si riduce, ed è l'**ossidante**

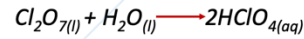
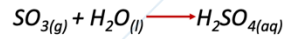
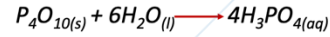
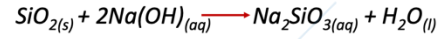
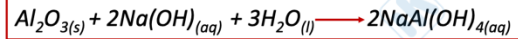
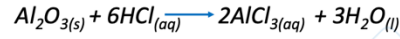
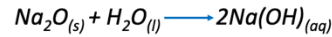
**Periodicità delle reazioni dell'ossigeno e degli ossidi:**



## Proprietà degli ossidi attraverso un periodo:

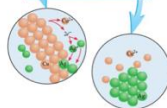
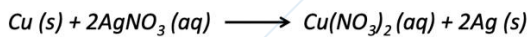
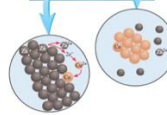
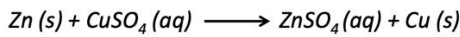
TABELLA 8.4 Alcune proprietà degli ossidi degli elementi del terzo periodo

	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Tipo di composto	← Ionico →		← Molecolare →				
Struttura	← Tridimensionale estesa →			← Unità molecolari discrete →			
P. to di fusione (°C)	1275	2800	2045	1610	580	16.8	-91.5
P. to di ebollizione (°C)	?	3600	2980	2230	?	44.8	82
Natura acido-basica	Basico	Basico	Anfotero	← Acido →			



Proprietà basiche

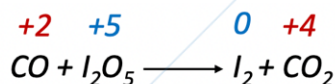
Proprietà acide



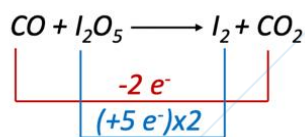
## Bilanciamento delle reazioni redox:

### Metodo dei numeri di ossidazione

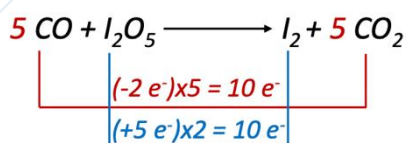
1. Assegnare i n.o. a tutti gli elementi che partecipano alla reazione
2. In base alle variazioni dei n.o. individuare la specie ossidata e ridotta



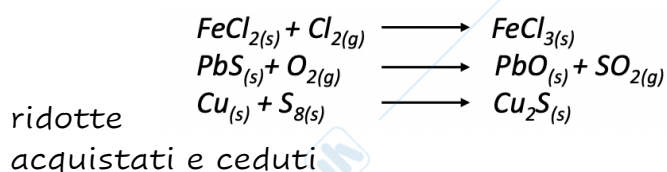
3. Calcolare il numero di elettroni ceduti nell'ossidazione e acquistati nella riduzione (tracciare linee di collegamento tra gli atomi per indicare le variazioni)



4. Moltiplicare uno di questi numeri o entrambi per fattori appropriati per far sì che il numero di elettroni ceduti sia uguale a quello degli elettroni acquistati e usare i fattori come coefficienti stechiometrici di bilanciamento



Esercizio:

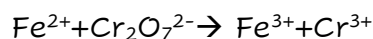


bilanciare le seguenti redox, indicando i numeri di ossidazione delle specie e ossidate, e gli elettroni

### Metodo delle semireazioni in ambiente acido o basico

Es. OX di  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$  ad opera di  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  in soluzione acida

1. Scrivere l'equazione non bilanciata della reazione nella forma ionica

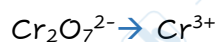


2. Separare l'equazione in due semireazioni

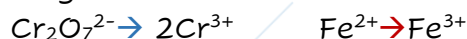
- Il numero di ossidazione del ferro passa da +2 a +3, quindi si ossida



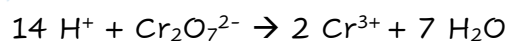
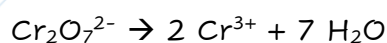
- Il numero di ossidazione del cromo passa da +6 a +3, quindi si riduce



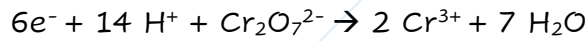
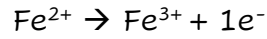
3. Bilanciare gli atomi diversi da O e H nelle semireazioni



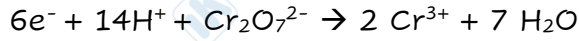
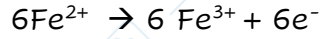
4. Per le reazioni in ambiente acido, aggiungere  $\text{H}_2\text{O}$  per bilanciare gli atomi di O e  $\text{H}^+$  per bilanciare gli atomi di H.



5. Aggiungere elettroni su entrambi i lati di ognuna delle semireazioni per bilanciare le cariche delle semireazioni

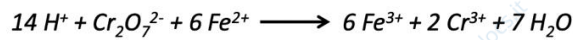
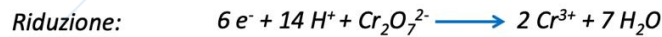


6. Se necessario, uguagliare il numero di elettroni nelle due semireazioni moltiplicandole per un appropriato coefficiente



7. Unire le due semireazioni e bilanciare la reazione finale mediante verifica.

Gli elettroni presenti su ambo i lati devono elidersi



8. Verificare che il numero degli atomi e le cariche siano bilanciati

$$14 \times 1 - 2 + 6 \times 2 = 24 \quad 0 \quad 6 \times 3 + 2 \times 3$$

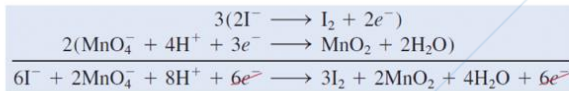
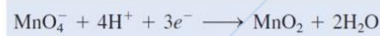
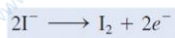
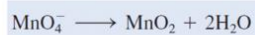
24 cariche positive a sinistra e 24 cariche positive a destra.

9. Per le reazioni in soluzioni basiche, aggiungere  $\text{OH}^-$  a entrambi i lati dell'equazione per ogni  $\text{H}^+$  che compare nell'equazione finale. Combinare gli  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  che sono sullo stesso lato dell'equazione a dare  $\text{H}_2\text{O}$ .

### In ambiente basico



In ambiente basico



Ambiente basico



## Da equazioni ioniche a equazioni con specie neutre e viceversa:

### Equazioni con specie neutre → equazioni ioniche

Per convertire le equazioni con specie neutre in equazioni neutre in equazioni ioniche nette si considerano dissociati nei loro ioni tutti gli elettroliti forti e si semplificano da entrambe le parti gli ioni spettatori.

### Equazioni ioniche → equazioni con specie neutre

Alla fine della procedura di bilanciamento di una redox in soluzione acquosa acida o basica, se si vuole avere l'equazione con specie neutre si devono aggiungere ioni spettatori carichi negativamente che si combinino con specie cariche positivamente e ioni spettatori carichi positivamente che si combinino con specie cariche negativamente.

**N.B.** → qualsiasi ione spettatore aggiunto dal lato dei reagenti deve essere aggiunto anche ai prodotti.

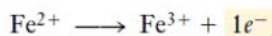
Esempio:

gli ioni permanganato ossidano il Fe (II) a Fe (III) in soluzione di acido solforico. Gli ioni permanganato sono ridotti a Mn (II)

- Scrivere l'equazione ionica netta bilanciata per questa reazione
- Scrivere l'equazione con specie neutre bilanciate se i reagenti sono introdotti come permanganato di potassio, acido solforico e solfato di ferro (II)



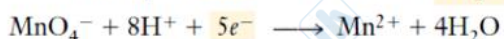
(ox. half-reaction)



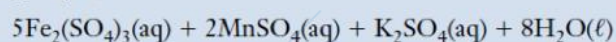
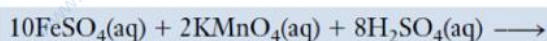
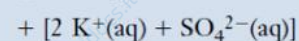
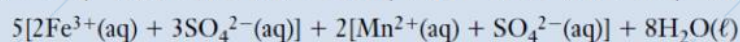
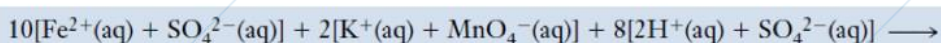
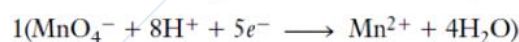
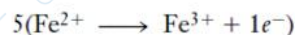
(balanced ox. half-reaction)



(red. half-reaction)

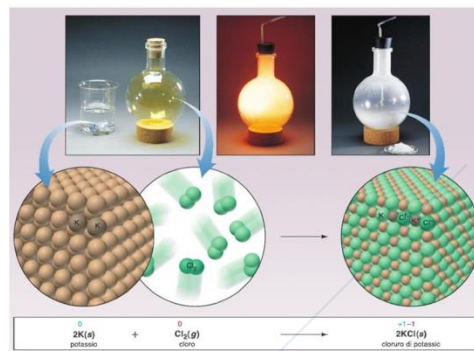


(balanced red. half-reaction)

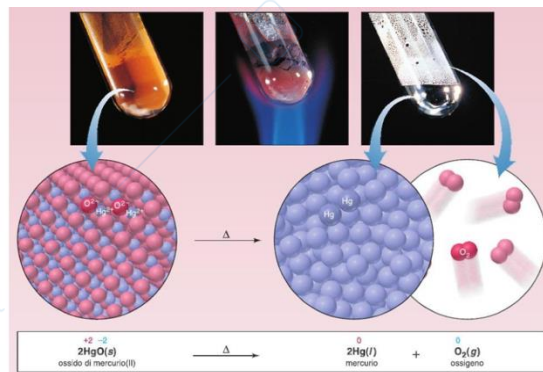
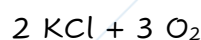


## Tipi di redox

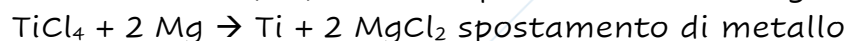
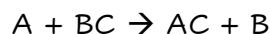
### o Reazione di combinazione



### o Reazione di decomposizione

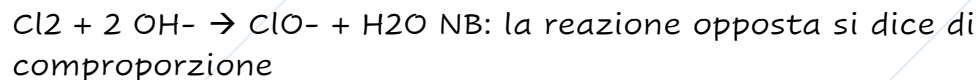


### o Reazione di spostamento



### o Reazione di disproporzione

L'elemento è simultaneamente ossidato e ridotto

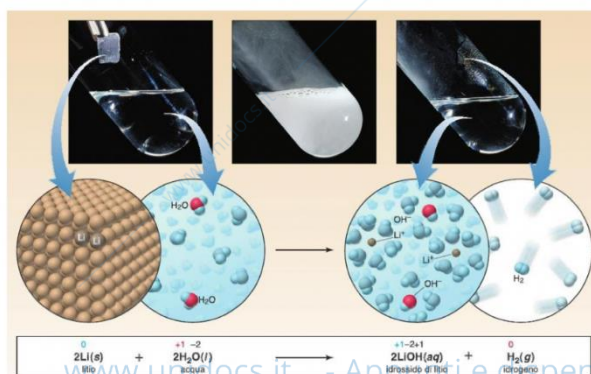


## Serie di attività redox dei metalli anche nota come serie elettrochimica:

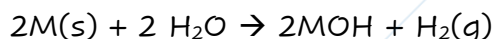
- I metalli sono disposti secondo la loro capacità di spostare idrogeno dall'acqua o da un acido
- Qualsiasi metallo più in alto dell'idrogeno lo sposterà da un acido o dall'acqua, se più in basso no
- Qualsiasi metallo della serie reagirà (come riducente) con qualsiasi metallo che si trova più in basso della serie.

Aumento del potere riducente ↑	
$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	Reagisce con acqua fredda per produrre $\text{H}_2$
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	Reagisce con il vapore per produrre $\text{H}_2$
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con gli acidi per produrre $\text{H}_2$
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	Non reagisce con acqua o acidi per produrre $\text{H}_2$
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

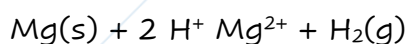
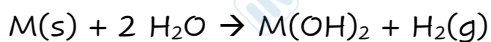
## Reazione di spostamento di idrogeno



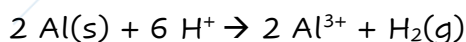
**Gruppo 1:** tutti i metalli del primo gruppo reagiscono con acqua



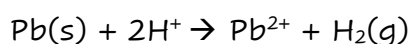
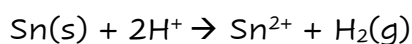
**Gruppo 2:** Be non reagisce con acqua; Mg lentamente; Ca, Sr e Ba sì



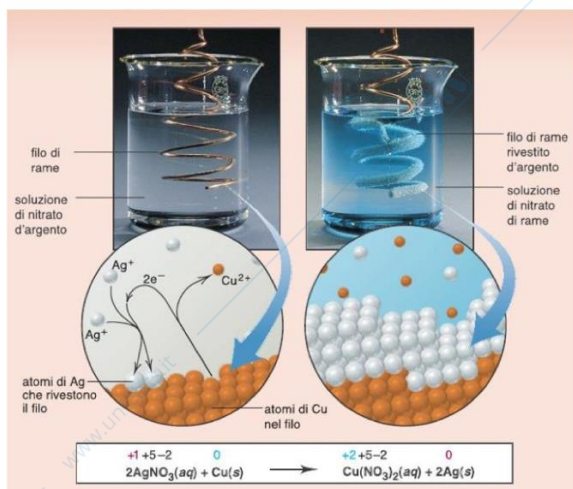
**Gruppo 13:** B (non metallo) non reagisce con acqua



**Gruppo 14:** gli unici elementi metallici sono Sn e Pb



### Reazione di spostamento di metallo



### Titolazioni redox:

- Titolazioni redox: usate per misurare quantitativamente la presenza di sostanze ossidanti o riducenti in una soluzione acquosa
- Per misurare la quantità di sostanze ossidabili (riducenti) in una soluzione la si fa reagire con una quantità misurata di una soluzione standard di ossidante
- Molto usato come ossidante è il  $KMnO_4$  che funziona anche come indicatore del punto equivalente perché di colore viola intenso, viene ridotto in soluzione acida a  $Mn^{2+}$  incolore
- Un altro ossidante è il  $K_2Cr_2O_7$  di color arancio che viene ridotto a  $Cr^{3+}$  verde

## Legami chimici

Forza di attrazione che mantiene uniti gli atomi in un composto

### Legame ionico

forza elettrostatica che tiene insieme gli ioni in un composto ionico

#### Composti ionici:

1. Solidi con alti punti di fusione ( $T_f > 400^\circ\text{C}$ )
2. Molto solubili in solventi polari (acqua)
3. La maggior parte è insolubile in solventi apolari (esano, tetracloruro di carbonio)
4. I composti fusi e le soluzioni acquose conducono bene elettricità per presenza di ioni mobili
5. Sono formati da elementi con elettronegatività diverse (metallo + non-metallo)

### Legame covalente

legame che risulta dalla condivisione di una o più coppie di elettroni tra due atomi

#### Composti covalenti:

1. Gas, liquidi, solidi con bassi punti di fusione ( $T_f < 300^\circ\text{C}$ )
2. Molto insolubili in solventi polari
3. La maggior parte è solubile in solventi apolari
4. I liquidi, i composti fusi e le soluzioni acquose non conducono l'elettricità
5. Sono formati da elementi con elettronegatività comparabili (non-metallo + non-metallo)

### Elettroni di valenza:

Sono gli elettroni del livello più esterno di un atomo, sono gli elettroni che partecipano alla formazione del legame.

Gruppo	Config. Elettr.	$n^\circ$ di $e^-$ di valenza
1 (1A)	$ns^1$	1
2 (2A)	$ns^2$	2
13 (3A)	$ns^2np^1$	3
14 (4A)	$ns^2np^2$	4
15 (5A)	$ns^2np^3$	5
16 (6A)	$ns^2np^4$	6
17 (7A)	$ns^2np^5$	7

## Le strutture di Lewis:

- Rappresentazione di Lewis di un elemento: simbolo dell'elemento circondato da una serie di punti, uno per elettroni di valenza dell'elemento stesso
- Una coppia di elettroni è rappresentata come una coppia di punti (o una linea) e un elettrone spaiato come un singolo punto

Elemento	Orbitale s	Orbitali p	Configurazione superficiale	Configurazione di Lewis
Litio	↑	---	2s <sup>1</sup>	Li•
Berillio	↑↑	---	2s <sup>2</sup>	:Be o  Be
Boro	↑↑	↑--	2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	:B• o  B•
Carbonio	↑↑	↑↑-	2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	:C• o  C•
Azoto	↑↑	↑↑↑	2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	:N• o  N•
Ossigeno	↑↑	↑↑↑↑	2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	:O• o  O•
Fluoro	↑↑	↑↑↑↑↑	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	:F• o  F•
Neon	↑↑	↑↑↑↑↑↑	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	:Ne: o  Ne

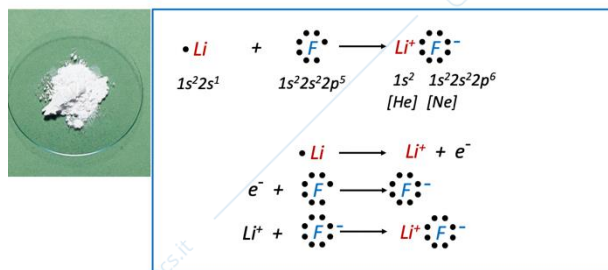
### Simbologia di Lewis per gli elementi del blocco principale

1A																	18
2A		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
•H	•He											•B	•C	•N	•O	•F	•Ne
•Li	•Be										•Al	•Si	•P	•S	•Cl	•Ar	
•Na	•Mg										•Ga	•Ge	•As	•Se	•Br	•Kr	
•K	•Ca										•In	•Sn	•Sb	•Te	•I	•Xe	
•Rb	•Sr										•Tl	•Pb	•Bi	•Po	•At	•Rn	
•Cs	•Ba																
•Fr	•Ra																

**NB** → nel caso di elementi di transizione e delle terre rare non si possono scrivere semplici strutture di Lewis e queste non vengono utilizzate (più 8e<sup>-</sup> di valenza)

## Il legame ionico:

- Gli atomi si combinano per raggiungere una configurazione elettronica più stabile
- La maggior stabilità si ha quando un atomo è isoelettrico con un gas nobile



## Energia reticolare del legame ionico:

È l'energia richiesta per separare completamente una mole di un solido ionico nei suoi ioni allo stato gassoso.

Composto	Energia reticolare (kJ/mol)	
MgF <sub>2</sub>	2957	Q = +2, -1
MgO	3938	Q = +2, -2
LiF	1036	r <sub>F</sub> < r <sub>Cl</sub>
LiCl	853	

$$E = k \frac{Q_+ Q_-}{r}$$

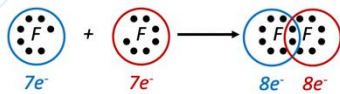
dove Q<sub>+</sub> è la carica del catione, Q<sub>-</sub> è la carica dell'anione, r è la distanza tra gli ioni, K è la costante

l'energia reticolare aumenta all'aumentare di Q e/o al diminuire di r.

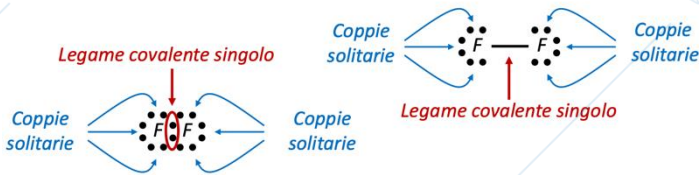
## Il legame covalente:

è il legame in cui due o più elettroni sono condivisi da due atomi.

Perché due atomi dovrebbero condividere elettroni?

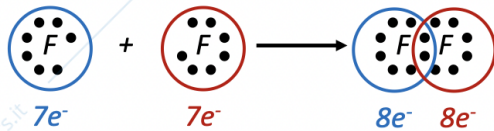


Struttura di Lewis di F<sub>2</sub>



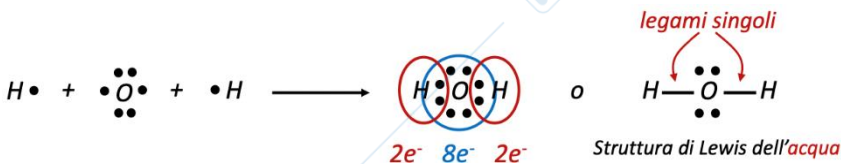
## La regola dell'ottetto:

- Un atomo diverso dall'idrogeno tende a formare legami fino ad essere circondato da 8 elettroni di valenza
- Regola valida soprattutto per elementi del secondo periodo

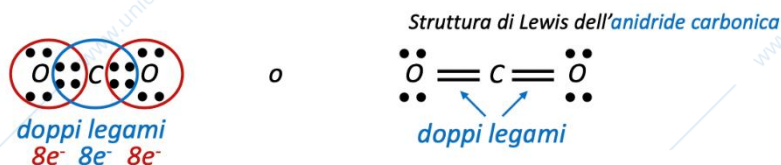


## Legami singoli, doppi e tripli

**Legame singolo** → due atomi condividono una coppia di elettroni



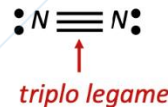
**Legame doppio** → due atomi condividono due coppie di elettroni



**Legame triplo** → due atomi condividono tre coppie di elettroni



Struttura di Lewis dell'azoto molecolare



### Lunghezza dei legami:

La lunghezza del legame covalente dipende da:

- Raggi atomici degli atomi coinvolti
- Ordine di legame (singolo, doppio, triplo)

Lunghezze legame: legame singolo > legame doppio > legame triplo

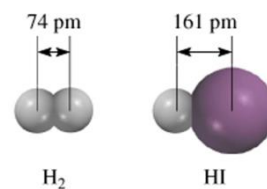


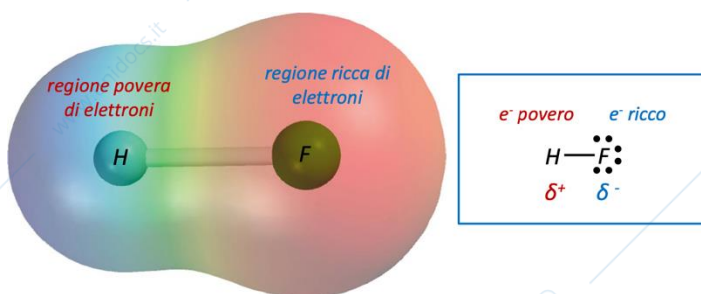
TABELLA 9.2

Lunghezza di legame media di alcuni comuni legami singoli, doppi e tripli

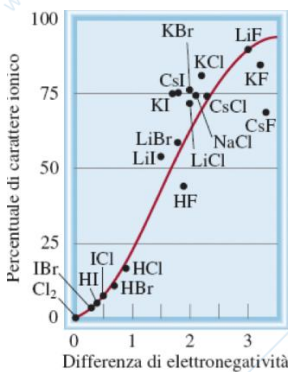
Tipo di legame	Lunghezza di legame (pm)
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96

### Il legame covalente polare:

Un legame covalente polare o legame polare è un legame covalente con una elevata densità elettronica attorno ad uno dei due atomi



## Classificazione dei legami in base alla differenza di elettronegatività



Differenza di  
elettronegatività

Tipo di legame

0

Covalente

$\geq 2$

Ionico

$0 < e < 2$

Covalente Polare

Aumento della differenza di elettronegatività



Covalente

Covalente Polare

Ionico

Condivisione di  $e^-$

Parziale trasferimento di  $e^-$

Trasferimento di  $e^-$

### Esempi

Classifica i seguenti legami come ionici, covalenti polari o covalenti: Il legame in CsCl; il legame in  $H_2S$ ; e il legame NN in  $H_2NNH_2$

- Cs-0.7 Cl-3.0  $3.0-0.7=2.3$  Ionico
- H - 2.1 S - 2.5  $2.5 - 2.1 = 0.4$  Covalente Polare
- N-3.0 N-3.0  $3.0-3.0=0$  Covalente

### Scrivere le strutture di Lewis:

1. Conta il numero totale di  $e^-$  di valenza. Aggiungi 1 per ogni carica negativa. Sottrai 1 per ogni carica positiva
2. Scrivi la struttura di base del composto mostrando come gli atomi sono legati gli uni agli altri. Disponi al centro l'elemento meno elettronegativo
3. Disegna un singolo legame tra atomo centrale e quelli che lo circondano. Completa l'ottetto per tutti gli atomi legati al centrale tranne che per l'idrogeno
4. Se l'atomo centrale ha meno di 8 elettroni provare ad aggiungere doppi o tripli legami tra atomo centrale e atomi circostanti usando coppie solitarie degli atomi circostanti, fino al raggiungere un totale di elettroni nella struttura uguale al numero totale di elettroni di valenza (punto 1). Se non è possibile, aggiungi coppie solitarie sull'atomo centrale

Esempio struttura di Lewis

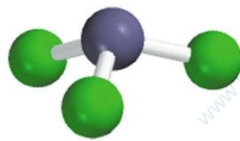
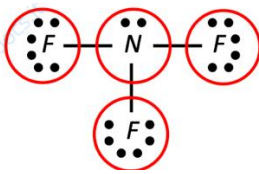
Scrivi la struttura di Lewis del trifluoruro di azoto ( $\text{NF}_3$ )

**Stadio 1** – Conta gli elettroni di valenza N: 5 ( $2s^2 2p^3$ ) ed F: 7 ( $2s^2 2p^5$ )  
 $5 + (3 \times 7) = 26$  elettroni di valenza

**Stadio 2** – N è meno elettronegativo di F: disponi N al centro

**Stadio 3** – Disegna i legami singoli tra gli atomi N e F e completa l'ottetto sugli atomi di F.  
 Aggiungi una coppia di e- sull'atomo centrale

**Stadio 4** – Controlla: il numero di e- nella struttura è uguale al numero di e- di valenza?  
 $3$  legami singoli ( $3 \times 2$ ) +  $10$  coppie solitarie ( $10 \times 2$ ) =  $26$  elettroni di valenza

**La carica formale:**

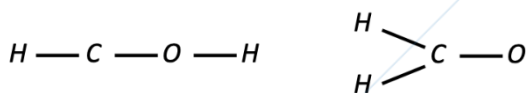
È la differenza tra il numero degli elettroni di valenza in un atomo isolato e il numero di elettroni assegnati a quell'atomo nella struttura di Lewis.

Carica formale	numero totale	numero totale
dell'atomo in	= degli elettroni di valenza	– degli elettroni
una struttura di Lewis	nell'atomo libero	– $\frac{1}{2}$ numero totale degli
		elettroni di legame

la somma delle cariche formali degli atomi in una molecola o in uno ione deve essere uguale alla carica della molecola o dello ione.

Esempio:

le due possibili strutture per la formaldeide ( $\text{CH}_2\text{O}$ )



## Carica formale e strutture di Lewis:

1. Per molecole neutre, una struttura di Lewis in cui non ci sono cariche formali è preferibile ad una in cui sono presenti cariche formali
2. Le strutture di Lewis con cariche formali grandi sono meno plausibili di quelle con cariche formali piccole
3. Tra le varie strutture di Lewis con distribuzione simile di carica formale, la più plausibile è quella in cui le cariche formali negative sono poste sugli atomi più elettronegativi

Qual è la struttura di Lewis più probabile per  $\text{CH}_2\text{O}$ ?

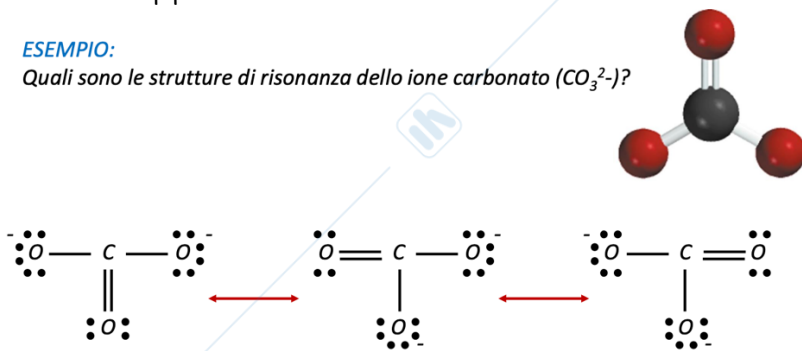


## Strutture di risonanza:

Una delle due o più strutture dei Lewis per una singola molecola che non può essere rappresentata accuratamente da una sola struttura di Lewis.

### ESEMPIO:

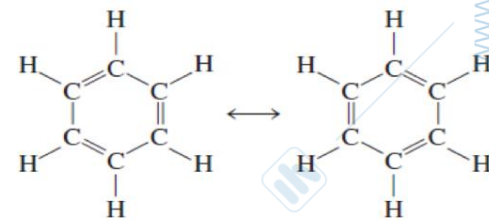
Quali sono le strutture di risonanza dello ione carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ )?

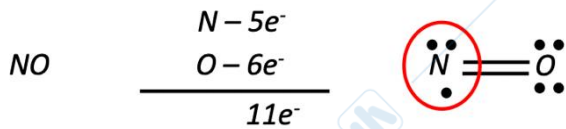
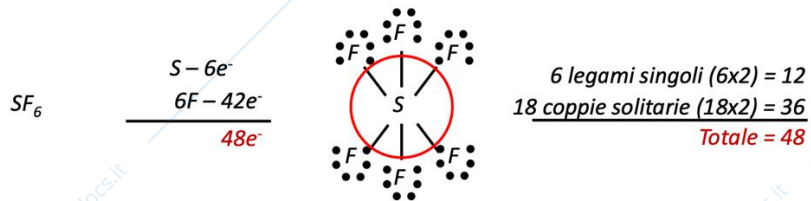


## Il benzene:

Formula  $\rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

La distanza di legame tra atomi di carbonio nel benzene è 140pm, più corta di un legame singolo C-C (154pm), più lunga di un doppio legame doppio C=C (133pm).



**Eccezioni della regola dell'ottetto:**Molecole con elettroni dispariL'ottetto espanso (atomo centrale con il numero quantico principale  $n > 2$ )

# Geometria molecolare e ibridazione

## La teoria VSEPR

VSEPR → teoria della repulsione delle coppie di elettroni nel livello di valenza (valence shell electron pair repulsion)

Prevede la geometria della molecola basandosi sulle repulsioni elettrostatiche tra coppie di elettroni (di legame o solitarie)

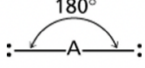


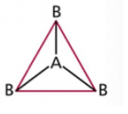
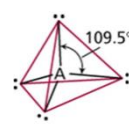
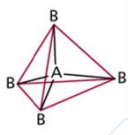
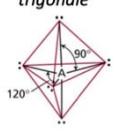
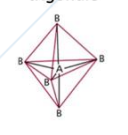
Molecole in cui l'atomo centrale è PRIVO di coppie solitarie

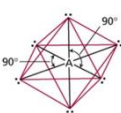



Molecole in cui l'atomo centrale POSSIEDE una o più coppie solitarie



Molecole in cui l'atomo centrale è privo di coppie solitarie

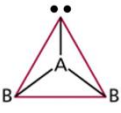
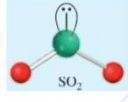
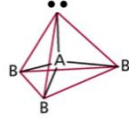
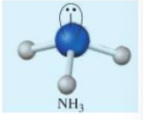
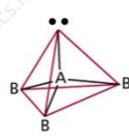
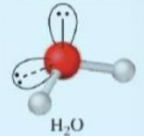
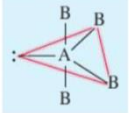

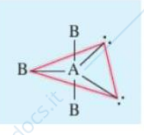
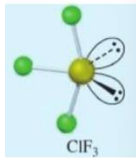
Classe	N di atomi legati all'atomo centrale	N di coppie solitarie sull'atomo centrale	Disposizione delle coppie di elettroni	Geometria molecolare
$\text{AB}_2$	3	0	lineare 	lineare 
$\text{AB}_3$	3	0	trigonale planare 	trigonale planare 
$\text{AB}_4$	4	0	tetraedrica 	tetraedrica 
$\text{AB}_5$	5	0	bipiramidale trigonale 	bipiramidale trigonale 

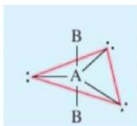
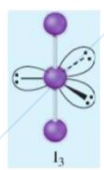
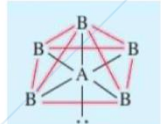
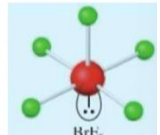
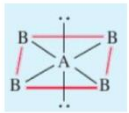
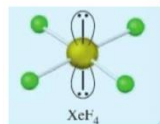
$AB_6$	6	0	<p>ottaedrica</p> 	<p>ottaedrica</p> 
--------	---	---	--	---

Molecole in cui l'atomo centrale possiede una o più coppie solitarie

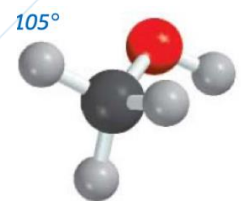
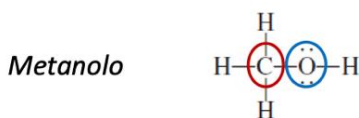
In queste molecole esistono 3 tipi di forze repulsive di intensità crescente:

1. Coppia di legame - coppia di legame
2. Coppia solitaria - coppia di legame
3. Coppia solitaria - coppia solitaria

classe	N di atomi legati all'atomo centrale	N di coppie solitarie sull'atomo centrale	Disposizione delle coppie di elettroni	Geometria molecolare
$AB_2E$	2	1	<p>trigonale planare</p> 	<p>angolare</p> 
$AB_3E$	3	1	<p>tetraedrica</p> 	<p>piramidale trigonale</p> 
$AB_2E_2$	3	2	<p>tetraedrica</p> 	<p>angolare</p> 
$AB_4E$	4	1	<p>bipiramidale trigonale</p> 	<p>tetraedro distorto</p> 
$AB_3E_2$	3	2	<p>bipiramidale trigonale</p> 	<p>Forma a T</p> 

$AB_2E_3$	2	3	<p>bipiramidale trigonale</p> 	<p>lineare</p> 
$AB_5E$	5	1	<p>ottaedrica</p> 	<p>piramidale quadrata</p> 
$AB_4E_2$	4	2	<p>ottaedrica</p> 	<p>planare quadrata</p> 

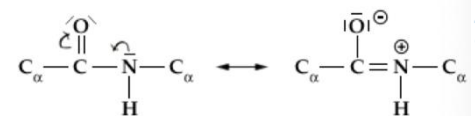
### Molecole con più di un atomo centrale



Due atomi centrali, C e O:

- Atomo C: le tre coppie di legame C-H e la coppia di legame C-O sono disposte a

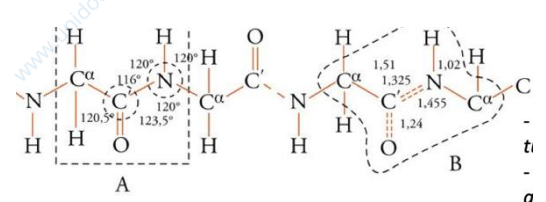
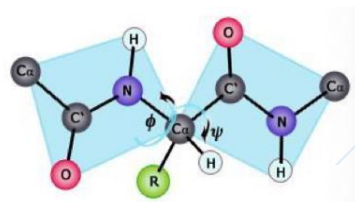
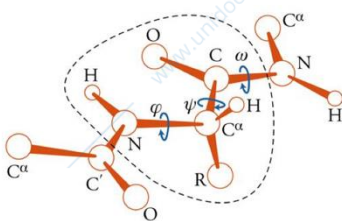
tetraedro attorno all'atomo di C con angoli di circa 109°



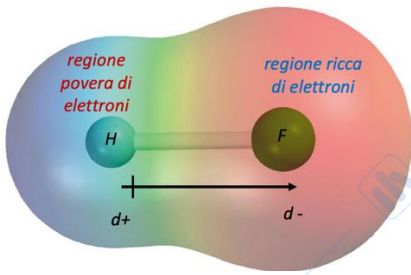
- Atomo O: sull'ossigeno ci sono due coppie solitarie e due legami (geometria simile all'acqua) con angolo HOC di 105°

### Il legame peptidico

- Gli atomi del gruppo C-O-N giacciono tutti su un medesimo piano
- Questi piani possono ruotare rispetto al carbonio-alfa
- Tali rotazioni permettono al filamento proteico di avvolgersi su se stesso secondo schemi diversi, raggiungendo una struttura finale stabile



## il momento di Dipolo



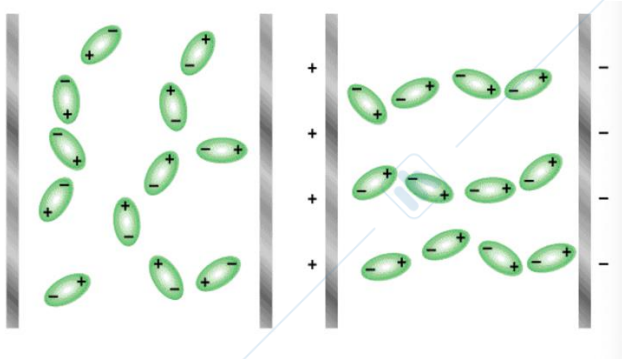
Le molecole biatomiche contenenti atomi diversi sono polari (HF, CO, HCl), quelle contenenti atomi uguali no (H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>).

$$m = Q \times r$$

Q: carica (Coulomb, C)

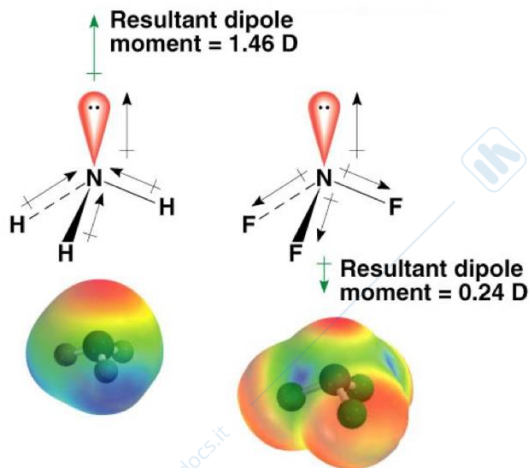
r: distanza tra le cariche (metri, m) 1 Debye (D) =  $3.36 \times 10^{-30}$  C m

## Comportamento delle molecole polari



## Geometria molecolare e momento di dipolo

Molecole costituite da 3 o più atomi: la presenza del momento dipolo dipende dalla polarità del legame e dalla geometria molecolare.



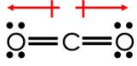
## Geometria molecolare e momento dipolo



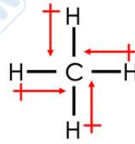
momento di dipolo  
molecola polare



momento di dipolo  
molecola polare



nessun momento di dipolo  
molecola apolare

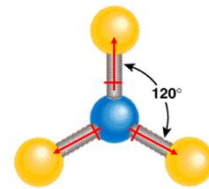


nessun momento di dipolo  
molecola apolare

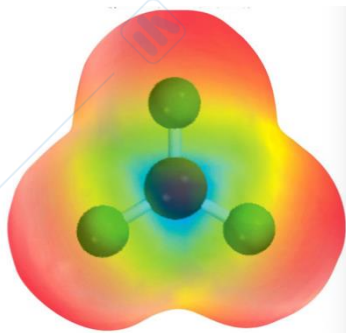
### Esempio:

il  $\text{BF}_3$  ha un momento di dipolo?

No, i tre elementi di dipolo di legame si annullano a vicenda e non danno luogo a un momento di dipolo della molecola.



La mappa dei potenziali elettrostatici mostra una distribuzione simmetrica della densità elettronica.

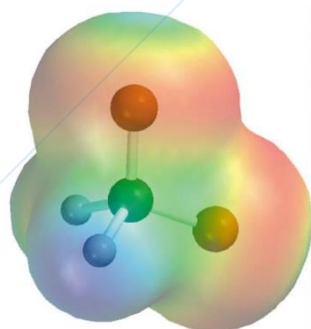


### Esempio:

il  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  ha un momento di dipolo?

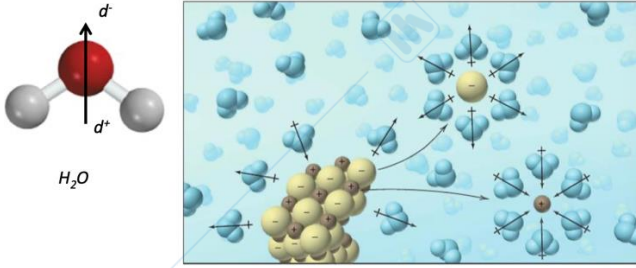
Sì, i momenti di dipolo di legame non si annullano a vicenda, anzi si sommano vettorialmente.

La mappa dei potenziali elettrostatici mostra una distribuzione asimmetrica della densità elettronica.



## L'idratazione

Idratazione: processo in cui uno ione è circondato da molecole di acqua arrangiate in maniera specifica.



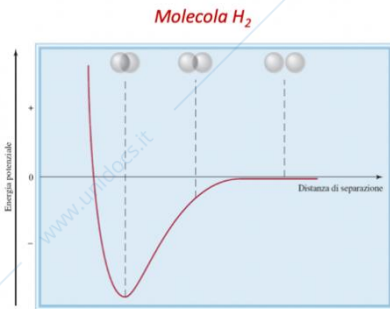
## Limiti della teoria di Lewis

Condivisione di due elettroni tra due atomi

Energia di dissociazione di legame	Lunghezza di legame	Sovrapposizione
$\text{H}_2$ 436.4 kJ/mole	74 pm	2 1s
$\text{F}_2$ 150.6 kJ/mole	142 pm	2 2p

La teoria di Lewis ignora differenze di energia di legame tra composti analoghi.

## La teoria del legame di valenza



Teoria del legame di valenza (VB) → i legami sono formati dalla condivisione di  $e^-$  ottenuta mediante sovrapposizione di orbitali atomici

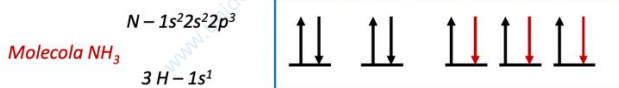
Variazione dell'energia potenziale di due atomi di idrogeno in funzione della distanza di separazione.

## La teoria del legame di valenza

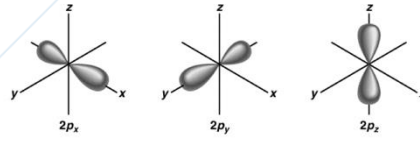
Molecola  $\text{H}_2$

Variazione della densità elettronica durante l'avvicinamento di due atomi di idrogeno.

Ibridazione



Se il legame si formasse dalla sovrapposizione di 3 orbitali 2p dell'azoto con l'orbitale 1s di ciascun atomo di idrogeno, quale sarebbe la geometria di NH<sub>3</sub>?

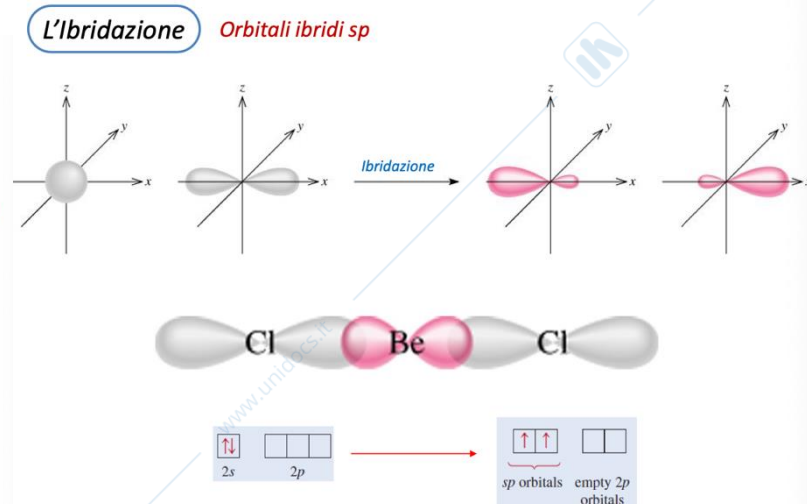
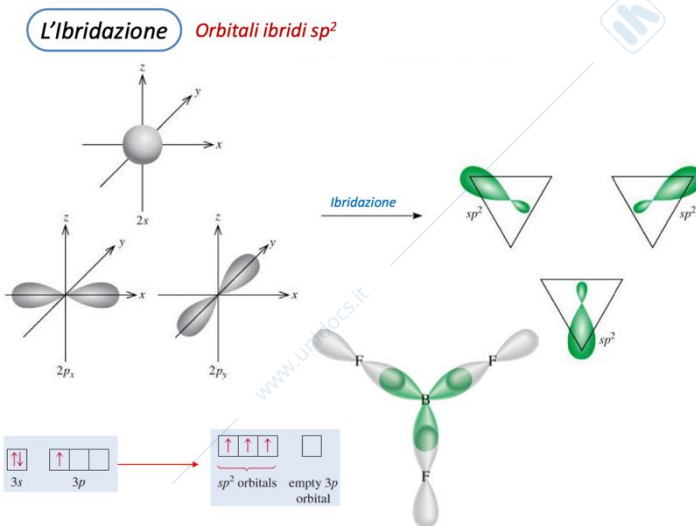
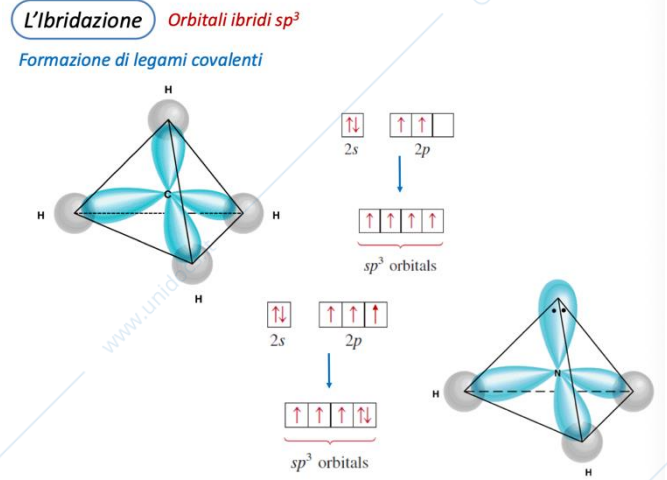
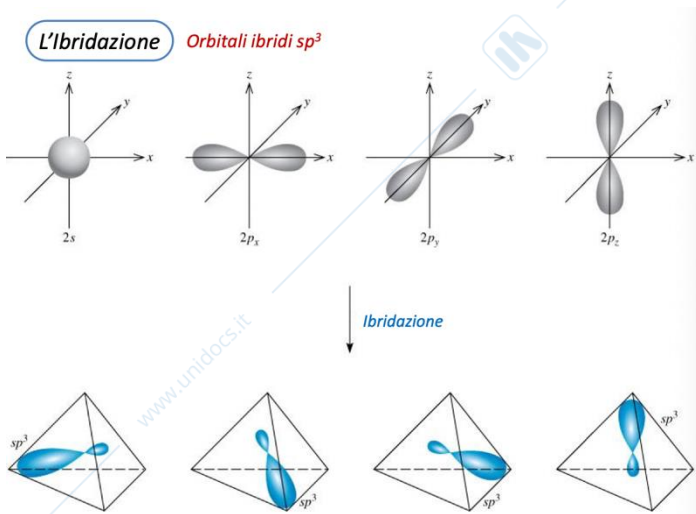


Se uso i 3 orbitali 2p prevedo 90° In realtà l'angolo di legame H-N-H è 107.3°

## L'ibridazione

Ibridazione: mescolamento di due o più orbitali atomici a formare un nuovo set di orbitali ibridi

- Mescolare almeno 2 orbitali atomici non equivalenti (e.g. s and p). Gli orbitali ibridi hanno delle forme diverse dagli orbitali atomici originari
- Il numero degli orbitali ibridi è uguale al numero degli orbitali atomici utilizzati nel processo di ibridizzazione.
- I legami covalenti sono formati dalla:
  - Sovrapposizione di orbitali ibridi con orbitali atomici
  - Sovrapposizione di orbitali ibridi con altri orbitali ibridi



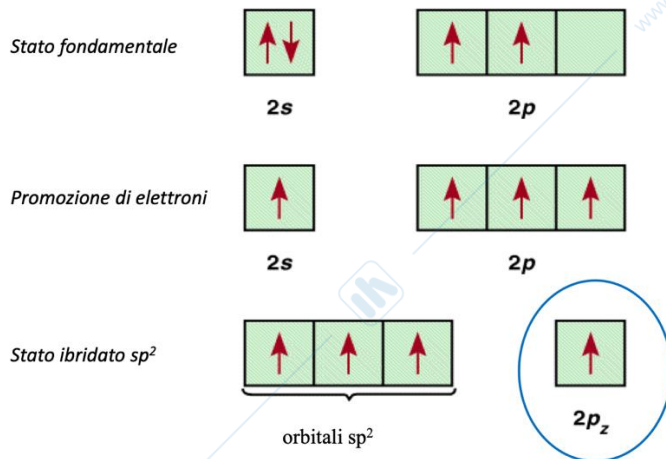
### Determinare l'ibridazione dell'atomo centrale

1. Scrivi la struttura di Lewis della molecola
2. Conta il numero di coppie solitarie e il numero di atomi legati all'atomo centrale

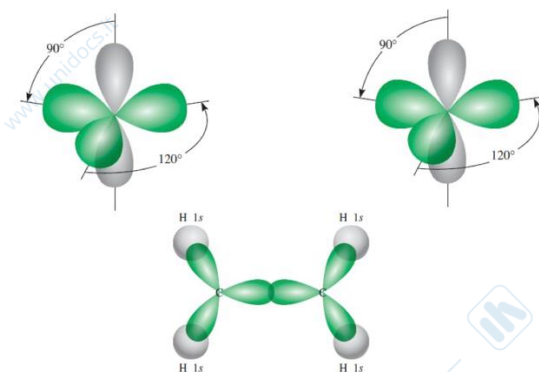
N di coppie solitarie + n di atomi legati	ibridazione	esempi
2	$sp$	$BeCl_2$
3	$sp^2$	$BF_3$
4	$sp^3$	$CH_4, NH_3, H_2O$
5	$sp^3d$	$PCl_5$
6	$sp^3d^2$	$SF_6$

### Molecole contenenti legami doppi e tripli

Ibridazione  $sp^2$  dell'atomo di carbonio

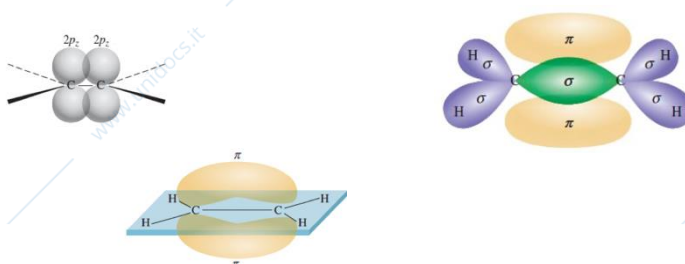


L'orbitale  $2p_z$  è perpendicolare al piano degli orbitali ibridi

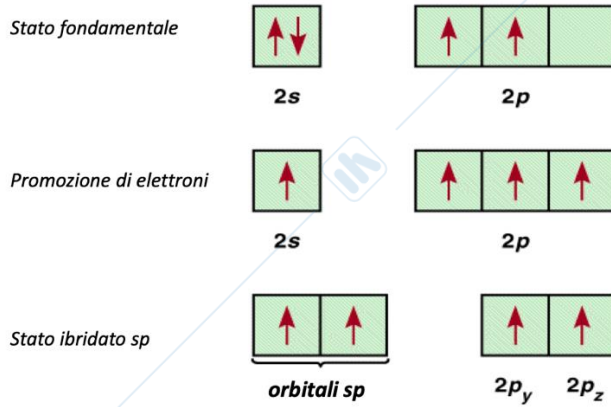


Legame sigma ( $\sigma$ ) densità elettronica tra i 2 atomi

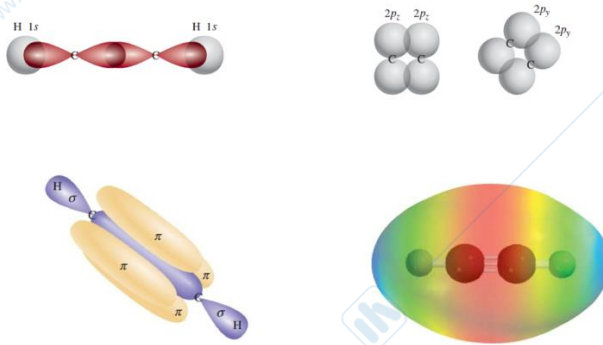
Legame pi greco ( $\pi$ ) densità elettronica sopra e sotto il piano dei nuclei degli atomi legati



## Ibridazione sp dell'atomo di carbonio

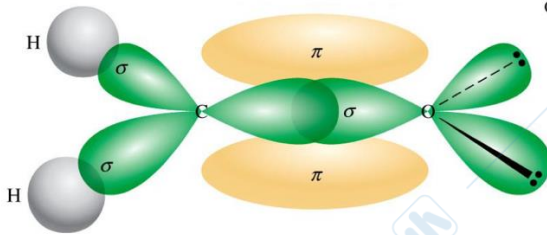
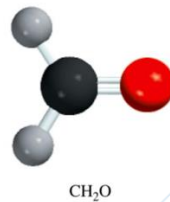
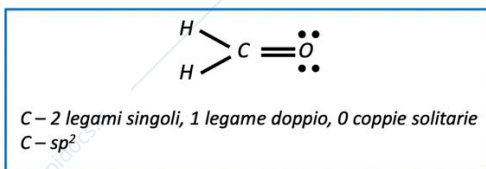


## Ibridazione sp dell'atomo di carbonio



## Esempio di ibridazione

Descrivi il legame in  $\text{CH}_2\text{O}$



## Legami sigma e pi greco

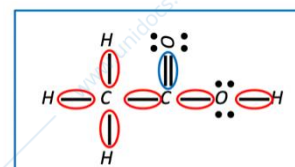
Legame singolo  $\rightarrow$  1 legame sigma

Legame doppio  $\rightarrow$  1 legame sigma e 1 legame pi greco

Legame triplo  $\rightarrow$  1 legame sigma e 2 legami pi greco

Esempio:

quanti legami sigma e pi greco sono presenti nella molecola di acido acetico  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?



legami  $\sigma = 6 + 1 = 7$

legami  $\pi = 1$

Forze <b>INTRAMOLECOLARI</b>	Forze <b>INTERMOLECOLARI</b>
Tengono insieme gli atomi all'interno delle molecole	Forze che si instaurano fra le molecole
<b>Forze di legame</b>	<b>1. Forze di van der Waals</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Legame ionico</li> <li>• Legame covalente</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Forze dipolo-dipolo (tra cui legame a idrogeno)</li> <li>• Forze dipolo-dipolo indotto</li> <li>• Forze di dispersione (forze di London, dipolo indotto-dipolo indotto)</li> </ul>
<b>930 kJ</b>	<b>41 kJ</b>
Energia richiesta per rompere tutti i legami in 1 mole di acqua ( <b>INTRA</b> )	Energia richiesta per vaporizzare 1 mole di acqua ( <b>INTER</b> )

## Interazioni intermolecolari

### Forze intermolecolari:

Una fase è una parte omogenea di un sistema in contatto con altre parti del sistema ma da esse separata da un confine ben definito



Sono alla base

- di molte proprietà dei composti puri
- dei comportamenti relativi della molecole in soluzione
- della forma di macromolecole biologiche in soluzione e della loro attività biologica

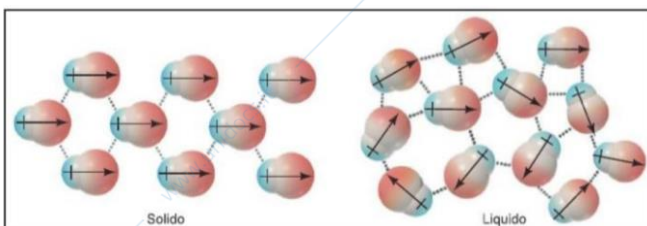
### “Misura” delle forze intermolecolari:

Punto di ebollizione, Punto di fusione,  $DH_{vap}$ ,  $DH_{fus}$ ,  $DH_{sub}$ , Tensione di vapore, Viscosità, Tensione superficiale

### Le Forze di van der Waals

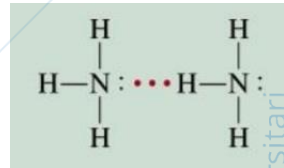
Forze dipolo-dipolo:

Forze attrattive tra di dipoli di molecole polari

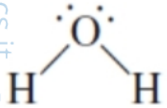


- Tra molecole polari le interazioni di van de Waals sono più forti, quindi la temperatura di ebollizione è più alta

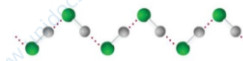
**Legame a idrogeno:** speciale interazione dipolo-dipolo tra l'atomo di idrogeno coinvolto in un legame polare, come N-H, O-H o F-H, e un atomo elettronegativo O, N o F



- Massa molare decrescente -> Punto di ebollizione decrescente
- Nell'acqua ciascun atomo di ossigeno può formare 2 legami a idrogeno per la presenza di due coppie elettroniche non di legame. Le molecole d'acqua nel ghiaccio sono disposte in un reticolo tridimensionale in cui l'atomo di ossigeno è legato, con geometria tetraedrica, a due atomi di idrogeno con legami covalenti e a due atomi di idrogeno con legami a idrogeno.

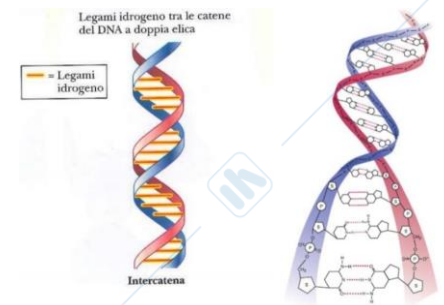


L'acido fluoridrico forma catene



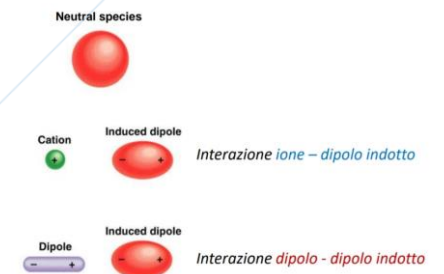
- Il legame a idrogeno e la struttura delle macromolecole biologiche:

Vi sono diversi tipi di configurazioni secondarie, tutte rese stabili da PONTI IDROGENO che si instaurano tra i gruppi peptidici che la torsione interna del filamento porta uno di fronte all'altro (l'idrogeno fa da ponte tra due elementi molto elettronegativi: l'azoto e l'ossigeno)



### Forze dipolo-dipolo indotto:

Uno ione o una molecola polari inducono un dipolo in una specie apolare



### Forze di dispersione (o di London):

forze di attrazione che aumentano in conseguenza di un dipolo temporaneo indotto in atomi o molecole apolari.

Sono dipoli indotti che interagiscono tra loro. I dipoli esistono temporaneamente e le disposizioni cambiano istante per istante.

La **polarizzabilità** è la facilità con cui può essere distorta la distribuzione elettronica in un atomo o in una molecola

La polarizzabilità aumenta con:

- Maggior numero di elettroni
- Nuvola elettronica più diffusa
- Di solito anche con massa molare

Le forze di dispersione a volte sono maggiori delle forze dipolo-dipolo in molecole polari  $\text{CH}_3\text{F}$  b.p. =  $-78.4^\circ\text{C}$ ;  $\text{CCl}_4$  b.p. =  $76.5^\circ\text{C}$

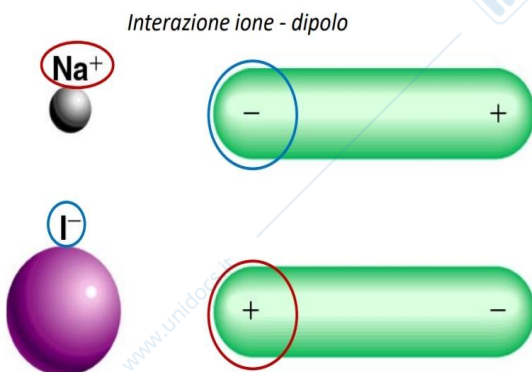
7A (17)	8A (18)
Sostanza modello massa molare Temperatura di ebollizione (K)	
$\text{F}_2$ 38,00 85,0	$\text{He}$ 4,003 4,22
$\text{Cl}_2$ 70,91 239	$\text{Ne}$ 20,18 27,1
$\text{Br}_2$ 159,8 333	$\text{Ar}$ 39,95 87,3
$\text{I}_2$ 253,8 458	$\text{Kr}$ 83,80 120
	$\text{Xe}$ 131,3 165

Intensità crescente delle forze di dispersione ↓

### Forze elettrostatiche:

#### Forze Ione-Dipolo:

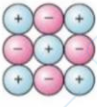

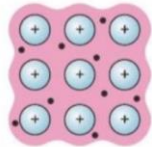
Forze attrattive tra uno ione e una molecola polare



- A parità di carica, sono più forti per ioni più piccoli
- Le interazioni ione-dipolo determinano l'alta tendenza di molti sali a dissolversi in acqua (molecola polare)
- Le interazioni ioni-dipolo fra le teste idrofile delle catene di ioni palmitato e le molecole d'acqua sono alla base della stabilizzazione della struttura micellare (alla base del funzionamento del sapone)
- Le interazioni ione-dipolo fra ioni metallici e amminoacidi stabilizzano complessi metallo-proteina

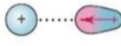
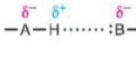
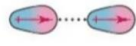

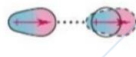

## FORZE DI LEGAME

### Le Forze di Legame *Confronto delle energie di interazione*

Forza	Modello	Base dell'attrazione	Energia (kJ/mol)	Esempio
<b>Forze di legame</b>				
Forze di legame ionico		Catione-anione	400-4000	NaCl
Forze di legame covalente		Nuclei-coppia di e <sup>-</sup> condivisa	150-1100	H—H
Forze di legame metallico		Cationi-elettroni delocalizzati	75-1000	Fe

## FORZE DI NON LEGAME

### Le Forze di Non Legame *Confronto delle energie di interazione*

Forza	Modello	Base dell'attrazione	Energia (kJ/mol)	Esempio
<b>Forze di non legame (intermolecolari)</b>				
Forze ione dipolo		Carica dello ione-carica del dipolo	40-600	Na <sup>+</sup> ...O—H
Forze di legame idrogeno		Legame polare con carica H-dipolo (alta elettronegatività di N, O, F)	10-40	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\   \\ \text{H} \end{array} \text{---} \text{H} \cdots \text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Forze dipolo-dipolo		Cariche dei dipoli	5-25	I—Cl...I—Cl
Forze ione-dipolo indotto		Carica dello ione-nuvola elettronica polarizzabile	3-15	Fe <sup>2+</sup> ...O <sub>2</sub>
Forze dipolo-dipolo indotto		Carica del dipolo-nuvola elettronica polarizzabile	2-10	H—Cl...Cl—Cl
Forze di dispersione (forze di London)		Nuvole elettroniche polarizzabili	0,05-40	F—F...F—F

**ESEMPIO:**

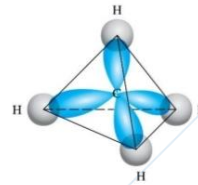
Che tipo(i) di forze intermolecolari esistono tra ognuna delle seguenti molecole?

**HBr**

HBr è una molecola polare: forze dipolo-dipolo

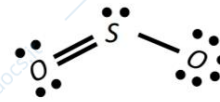
**CH<sub>4</sub>**

CH<sub>4</sub> è apolare: forze di dispersione



**SO<sub>2</sub>**

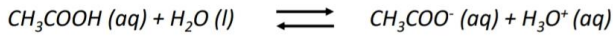
SO<sub>2</sub> è una molecola polare: forze dipolo-dipolo





**Esempi:**

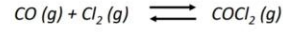
Ionizzazione di un **acido debole** in acqua



$$K_c' = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{costante}$$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_c' [\text{H}_2\text{O}]$$

Le concentrazioni all'equilibrio nella reazione fra il monossido di carbonio ed il cloro molecolare per formare  $\text{COCl}_2 (\text{g})$  a  $74^\circ\text{C}$  sono  $[\text{CO}] = 0.012 \text{ M}$ ,  $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$ , e  $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$ . Calcola le costanti di equilibrio  $K_c$  e  $K_p$ .



$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0.14}{0.012 \times 0.054} = 220$$

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n}$$

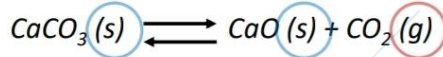
$$\Delta n = 1 - 2 = -1$$

$$R = 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T = 273 + 74 = 347 \text{ K}$$

$$K_p = 220 \times (0.0821 \times 347)^{-1} = 7.7$$

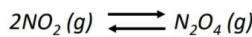
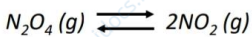
**L'equilibrio eterogeneo:** si instaura nelle reazioni nelle quali i reagenti e i prodotti sono in fasi differenti



$$K_c' = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} \quad \begin{matrix} [\text{CaCO}_3] = \text{costante} \\ [\text{CaO}] = \text{costante} \end{matrix}$$

$$K_c = [\text{CO}_2] = K_c' \times \frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]} \quad K_p = P_{\text{CO}_2}$$

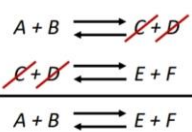
**Reazione inversa:** quando si scrive una reazione nella direzione opposta, la costante di equilibrio diventa il reciproco della costante di equilibrio originale



$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

$$K' = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{K} = 216$$

**Somma di reazioni:** se una reazione può essere espressa come somma di due o più reazioni, la costante di equilibrio della reazione globale è data dal prodotto delle costanti di equilibrio delle singole reazioni



$$K_c'$$

$$K_c''$$

$$K_c$$

$$K_c' = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$

$$K_c'' = \frac{[\text{E}][\text{F}]}{[\text{C}][\text{D}]}$$

$$K_c = \frac{[\text{E}][\text{F}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$

$$K_c = K_c' \times K_c''$$

## Quoziente di reazione:

Per la generica reazione  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

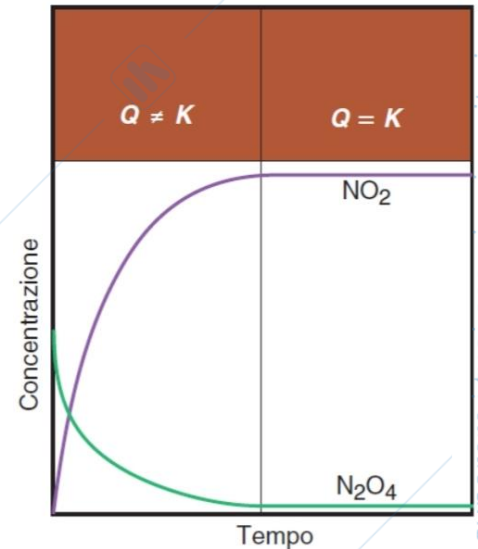
$$\text{Il quoziente di reazione è: } Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Q misura il rapporto tra le concentrazioni dei prodotti e dei reagenti in qualsiasi momento della reazione

### All'equilibrio: $Q = K$

Per un particolare sistema e una particolare temperatura, si raggiunge lo stesso stato di equilibrio indipendentemente da come è fatta svolgere la reazione

Il valore di Q indica se il sistema ha raggiunto l'equilibrio, quanto dista da esso se non l'ha raggiunto, e in quale verso sta variando per raggiungere l'equilibrio.



SE

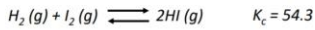
- $Q_c > K_c$  il sistema evolve da destra a sinistra per raggiungere l'equilibrio
- $Q_c = K_c$  il sistema è all'equilibrio
- $Q_c < K_c$  il sistema evolve da sinistra a destra per raggiungere l'equilibrio



## Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio:

1. Esprimere le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie con le concentrazioni iniziali ed una singola incognita  $x$ , che rappresenta la variazione di concentrazione
2. Scrivere l'espressione della costante di equilibrio con le concentrazioni all'equilibrio.
3. Ricavare la  $x$
4. Ricavata la  $x$ , calcolare le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie

**Esempi:**



Iniziale (M)	0.500	0.500	0.000	$Q < K$
Cambiamento (M)	-x	-x	+2x	
Equilibrio (M)	0.500-x	0.500-x	+2x	$Q = K$

$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2x)^2}{(0.500-x)(0.500-x)} = 54.3$

$\frac{(2x)}{(0.500-x)} = 7.37 \quad x = 0.393 \text{ M}$

$[HI] = 2x = 0.786 \text{ M}$   
 $[H_2], [I_2] = 0.500 - 0.393 = 0.107 \text{ M}$

A 1280 °C la costante di equilibrio ( $K_c$ ) della reazione



è  $1.1 \times 10^{-3}$ .  
 Se le concentrazioni iniziali sono  $[Br_2] = 0.063 \text{ M}$  e  $[Br] = 0.012 \text{ M}$ , calcola le concentrazioni di queste specie all'equilibrio.

Sia  $x$  la variazione di numero di moli di  $Br_2 =$  variazione di concentrazione perchè  $V$  costante

	$Br_2(g)$	$2Br(g)$
Iniziale (M)	0.063	0.012
Cambiamento (M)	+x	-2x
Equilibrio (M)	0.063+x	0.012-2x

$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]} = \frac{(0.012-2x)^2}{0.063+x} = 1.1 \times 10^{-3}$  Ricavare x

$Q = 2.3 \times 10^{-3} > K$   
 => La reazione evolve verso i reagenti

$4x^2 - 0.048x + 0.000144 = 0.0000693 + 0.0011x$

$4x^2 - 0.0491x + 0.0000747 = 0$

$ax^2 + bx + c = 0$

$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$

$x = 0.0105 \quad x = 0.00178$

2 soluzioni dell'equazione!

	$Br_2(g)$	$2Br(g)$
Iniziale (M)	0.063	0.012
Cambiamento (M)	+x	-2x
Equilibrio (M)	0.063+x	0.012-2x

All'equilibrio,  $[Br] = 0.012 - 2x = -0.009 \text{ M}$  o  $0.008 \text{ M}$

All'equilibrio,  $[Br_2] = 0.063 + x = 0.065 \text{ M}$

**APPROSSIMAZIONI:**

In generale, se una reazione ha una  $K$  relativamente piccola e una concentrazione iniziale del reagente relativamente grande, la variazione di concentrazione ( $x$ ) può essere spesso trascurata senza introdurre un errore rilevante

Se  $\frac{[A]_{iniziale}}{K_c} > 400$ , trascurare  $x$  introduce un errore  $< 5\%$

Se  $\frac{[A]_{iniziale}}{K_c} < 400$ , trascurare  $x$  introduce un errore  $> 5\%$

**Schema per la risoluzione dei problemi sull'equilibrio**

**PREPARATIVI**

1. Scrivete l'equazione bilanciata
2. Scrivete il quoziente di reazione,  $Q$
3. Convertite tutte le quantità nell'unità corretta (M o atm)

---

**COSTRUZIONE DI UNA TABELLA DI REAZIONE**

4. Quando la direzione della reazione non è nota, confrontate  $Q$  con  $K$
5. Costruite una tabella di reazione

✓ Verificate il segno di  $x$ , la variazione della quantità

**RISOLUZIONE RISPETTO A  $x$  E AI VALORI DI EQUILIBRIO DELLE QUANTITÀ**

6. Sostituite le quantità in  $Q$
7. Per semplificare la matematica, ipotizzate che  $x$  sia trascurabile ( $[A]_{iniz} - x = [A]_{eq} = [A]_{iniz}$ )
8. Risolvete rispetto a  $x$

✓ Verificate che l'ipotesi sia giustificata (errore  $< 5\%$ ). Se non lo è, risolvere rispetto a  $x$  l'equazione di 2° grado

9. Trovate i valori di equilibrio delle quantità

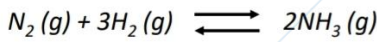
✓ Verificate che i valori calcolati diano la  $K$  nota

## Principio di Le Chatelier:

Se una perturbazione esterna agisce su di un sistema all'equilibrio, il sistema si riassetta in modo da rimuovere la perturbazione e raggiungere un nuovo stato di equilibrio

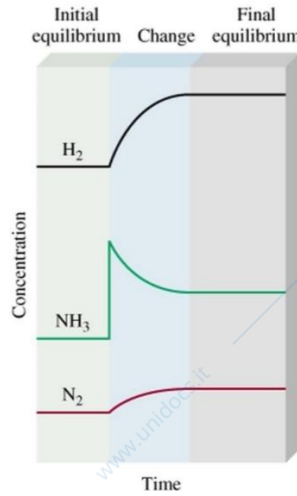
### Variazioni di concentrazione

Non varia il valore di K



L'equilibrio si sposta a sinistra per bilanciare la perturbazione

← **Aggiunta NH<sub>3</sub>**



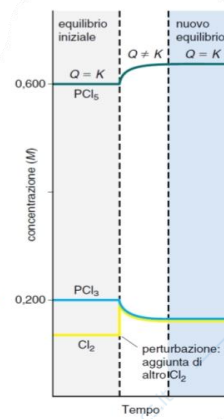
### Esempio:

Effetto dell'aggiunta di Cl<sub>2</sub> sul sistema PCl<sub>3</sub>-Cl<sub>2</sub>-PCl<sub>5</sub>

Concentrazione (M)	PCl <sub>3</sub> (g)	+	Cl <sub>2</sub> (g)	$\rightleftharpoons$	PCl <sub>5</sub> (g)
Equilibrio iniziale	0,200		0,125		0,600
Perturbazione			+0,075		
Nuova conc. iniziale	0,200		0,200		0,600
Variatione	-x		-x		+x
Nuovo equilibrio	0,200 - x		0,200 - x		0,600 + x (0,637)*

\* Valore determinato sperimentalmente.

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[Cl_2][PCl_3]}$$



### Variazioni di concentrazione:

Variazioni di concentrazione

Variatione

Aumenta la concentrazione dei prodotti

Diminuisce la concentrazione dei prodotti

Aumenta la concentrazione dei reagenti

Diminuisce la concentrazione dei reagenti

Non varia il valore di K

L'equilibrio si sposta a

sinistra

destra

destra

sinistra

La sola variabile che influenza il valore di K per un dato sistema in equilibrio è la temperatura. L'**equazione di van't Hoff** mostra quantitativamente la relazione tra K e T:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = - \frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$   
 $K_1$  è la costante di equilibrio a  $T_1$   
 $K_2$  è la costante di equilibrio a  $T_2$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left( \frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right)$$

Cambiamento

Reaz esotermica ( $\Delta H^\circ < 0$ )

Reaz endotermica ( $\Delta H^\circ > 0$ )

**Aumento** della temperatura,  $T_2 > T_1$

K diminuisce,  $K_2 < K_1$

K aumenta,  $K_2 > K_1$

**Diminuzione** della temperatura,  $T_2 < T_1$

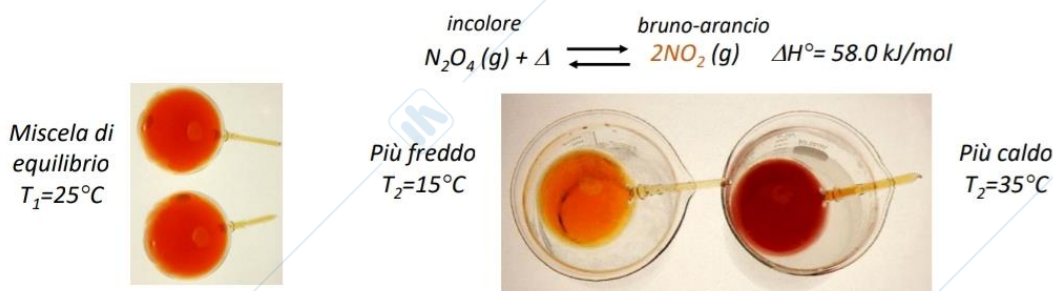
K aumenta,  $K_2 > K_1$

K diminuisce,  $K_2 < K_1$

Per determinare l'effetto di una variazione di temperatura su un equilibrio, si considera il calore come un componente del sistema

*Il calore è un prodotto in una reazione esotermica ( $\Delta H_r^\circ < 0$ )*

*Il calore è un reagente in una reazione endotermica ( $\Delta H_r^\circ > 0$ )*

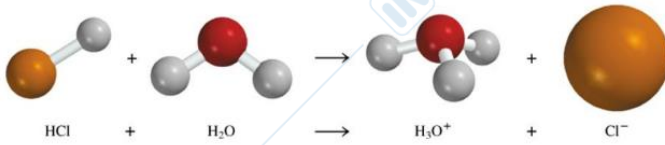


- Un aumento di temperatura aggiunge calore e favorisce le reazioni endotermiche
- Una diminuzione di temperatura sottrae calore e favorisce le reazioni esotermiche

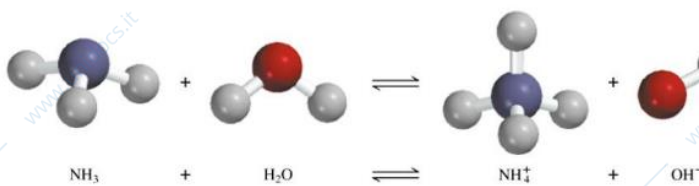
## Equilibri acido-base

### Arrhenius

**Acido:** sostanza che in acqua libera ioni  $H^+$  ( $H_3O^+$ )

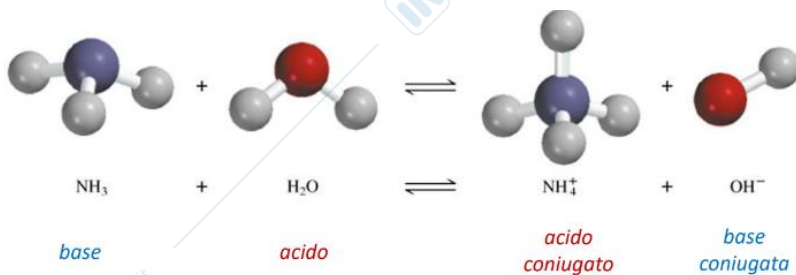


**Base:** sostanza che in acqua libera ioni  $OH^-$



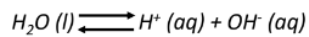
### Brønsted

- *Acido:* donatore di protoni
- *Base:* accettore di protoni

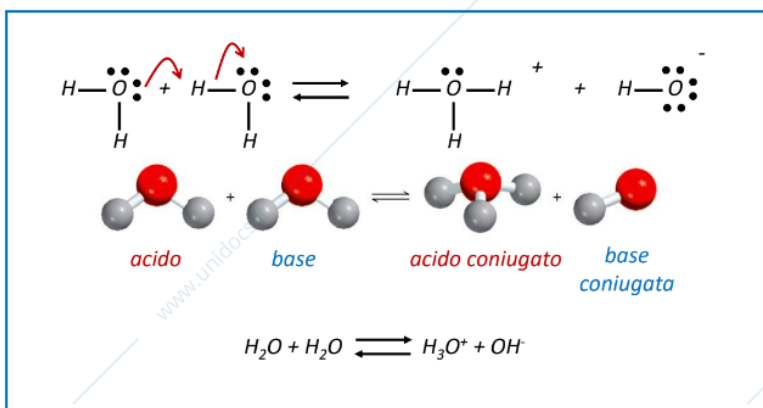


### Proprietà acido-base dell'acqua:

#### autoionizzazione



autoionizzazione dell'acqua



## Prodotto ionico dell'acqua



$$K_c[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

La **costante** ( $K_w$ ) è il prodotto ionico dell'acqua: prodotto delle concentrazioni molari degli ioni  $H^+$  e  $OH^-$  ad una determinata temperatura

A 25 °C  
 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+] > [OH^-]$$

$$[H^+] < [OH^-]$$

La soluzione è

neutra

acida

basica

**N.B.:** Le concentrazioni di  $H^+$  e  $OH^-$  sono legate attraverso la costante  $K_w$ , quindi conoscendo una si può determinare l'altra

## Esempio

Qual'è la concentrazione degli ioni  $OH^-$  in una soluzione di HCl la cui concentrazione di ioni idrogeno sia 1.3 M?

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = 1.3 \text{ M}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$

## PH:

misura dell'acidità di una soluzione

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

La soluzione è

neutra

$$[H^+] = [OH^-]$$

acida

$$[H^+] > [OH^-]$$

basica

$$[H^+] < [OH^-]$$

At 25°C

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$$

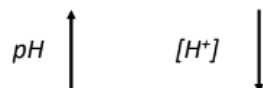
$$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$$

$$[H^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$pH = 7$$

$$pH < 7$$

$$pH > 7$$



**pOH:**

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

$$[H^+][OH^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$-\log [H^+] - \log [OH^-] = 14.00$$

$$pH + pOH = 14.00$$

**Esempio:**

Il pH dell'acqua piovana raccolta in una certa regione del nord est dell'Italia in un determinato giorno è 4.82. Qual'è la concentrazione di ioni  $H^+$  dell'acqua piovana?

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} M$$

La concentrazione di ioni  $OH^-$  di un campione di sangue è  $2.5 \times 10^{-7} M$ . Qual'è il pH del sangue?

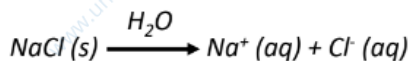
$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

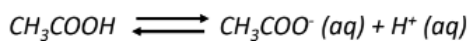
$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

**Acidi deboli:**

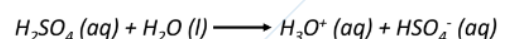
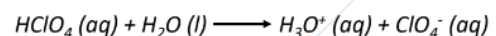
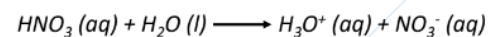
Elettrolita forte → completamente dissociato



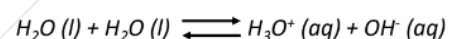
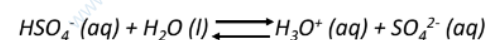
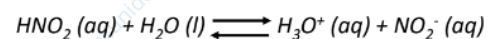
Elettrolita debole → non completamente dissociato



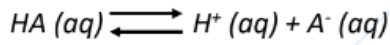
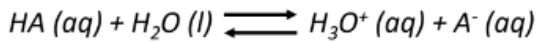
Gli **Acidi Forti** sono elettroliti forti



Gli **Acidi Deboli** sono elettroliti deboli





**Acidi deboli:**

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$K_a$  è la costante di ionizzazione acida

$$pK_a = -\log(K_a)$$

forza di un acido  
debole

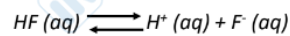
$pK_a$  ↑

↓

Tanto maggiore è il valore di  $pK_a$  tanto più debole è l'acido

**Esempio:**

Qual è il pH di una soluzione 0.5 M di HF (a 25°C)?



Iniziale (M)	0.50	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50 \quad \text{Approssimazione}$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

$$[H^+] = [F^-] = 0.019 \text{ M} \quad pH = -\log [H^+] = 1.72$$

**Controllo**  $[HF] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$

Quando posso usare le approssimazioni?  $K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$

Quando x è minore del 5% del valore del termine da cui è sottratta

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100 = 3.8\% \quad \text{Meno del 5\%}$$

l'approssimazione è **corretta**

Qual'è il pH di una soluzione 0.05 M di HF (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100 = 12\% \quad \text{Più del 5\%}$$

l'approssimazione **non è corretta**

x si deve calcolare **in maniera esatta** usando l'equazione quadratica

**Riassunto: Risoluzione dei problemi sulla ionizzazione di acidi deboli**

- Identifica le principali specie che possono avere effetto sul pH
  - Nella maggior parte dei casi, si può trascurare l'autoionizzazione dell'acqua
  - Trascura  $[\text{OH}^-]$  perchè è determinato da  $[\text{H}^+]$
- Usa ICE per esprimere le concentrazioni all'equilibrio in funzione della singola incognita  $x$ .
- Scrivi la  $K_a$  in funzione delle concentrazioni all'equilibrio. Trova la  $x$  con il metodo delle approssimazioni. Se le approssimazioni non sono valide, trova la  $x$  esattamente.
- Calcola le concentrazioni di tutte le specie e/o il pH della soluzione.

**Esempio:**

Qual'è il pH di un acido monoprotico 0.122 M la cui  $K_a$  è  $5.7 \times 10^{-4}$ ?

	$\text{HA (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{A}^- \text{ (aq)}$		
Iniziale (M)	0.122	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.122 - x	x	x
$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$	$K_a \ll 1$	$0.122 - x \approx 0.122$	
$K_a \approx \frac{x^2}{0.122} = 5.7 \times 10^{-4}$	$x^2 = 6.95 \times 10^{-5}$	$x = 0.0083 \text{ M}$	
$\frac{0.0083 \text{ M}}{0.122 \text{ M}} \times 100\% = 6.8\%$	Più del 5% l'approssimazione non è valida.		

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = 0.0081$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

~~$$x = -0.0081$$~~

	$\text{HA (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{A}^- \text{ (aq)}$		
Iniziale (M)	0.122	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.122 - x	x	x

$$[\text{H}^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.09$$

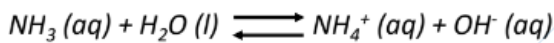
## Percentuale di ionizzazione:

$$\text{Percentuale di ionizzazione} = \frac{\text{Concentrazione di acido ionizzato all'equilibrio}}{\text{Concentrazione iniziale di acido}} \times 100$$

Per un acido monoprotico HA

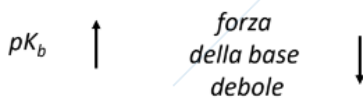
$$\text{percentuale di ionizzazione} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100$$

$[HA]_0$  = concentrazione iniziale



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

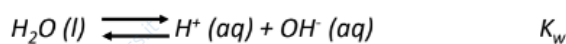
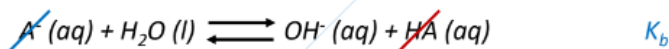
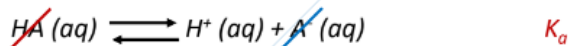
$K_b$  è la costante di ionizzazione basica



Risolvi i problemi relativi alle basi deboli con lo stesso procedimento di quelli degli acidi, ma in funzione di  $[OH^-]$  invece che di  $[H^+]$

## Costanti di ionizzazione:

Acido Debole e la sua Base Coniugata

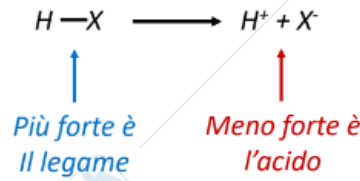


$$K_a K_b = K_w$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

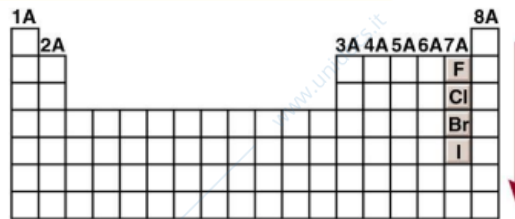
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

## Struttura molecolare e forza di un acido:



**TABELLA 15.6** Entalpie di legame per alogenuri di idrogeno e forza acida di acidi alogenidrici

Legame	Entalpia di legame (kJ/mol)	Forza dell'acido
H-F	568.2	debole
H-Cl	431.9	forte
H-Br	366.1	forte
H-I	298.3	forte

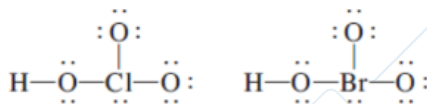


Il legame O-H sarà più polare e più facile da rompere se:

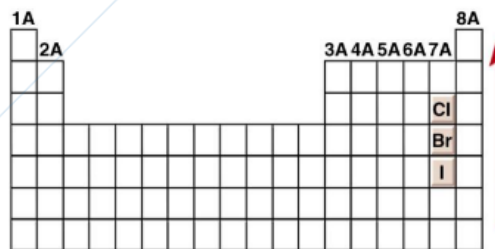
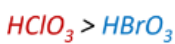
- Z è molto elettronegativo
- Z è in un alto stato di ossidazione

1. *Ossiacidi che hanno atomi centrali (Z) differenti ma che siano dello stesso gruppo e abbiano il medesimo numero di ossidazione*

La forza di un acido aumenta all'aumentare dell'elettronegatività di Z

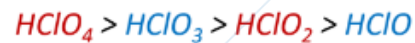
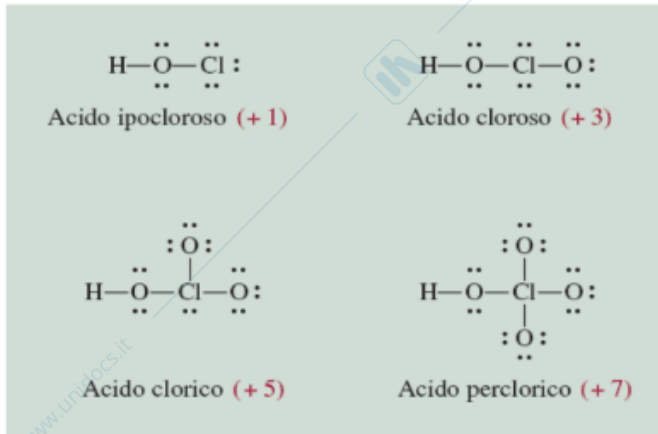


Cl è più elettronegativo di Br



2. Osoacidi che hanno il medesimo atomo centrale (Z), ma differenti quantità di gruppi (O) legati

La forza dell'acido aumenta all'aumentare del numero di ossidazione di Z



### Proprietà acido-base dei Sali:

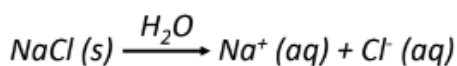
**IDROLISI SALINA:** reazione di un anione o di un catione (o di entrambi) di un sale con l'acqua

Si originano soluzioni:

- Neutre
- Basiche
- Acide

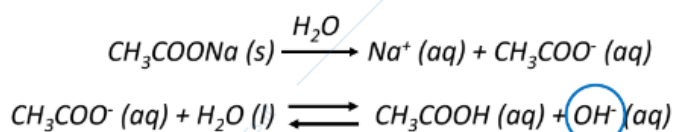
#### Soluzioni Neutre:

I sali che contengono uno ione di un metallo alcalino o alcalino terroso (tranne  $\text{Be}_2^+$ ) e la base coniugata di un acido forte ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , e  $\text{NO}_3^-$ ).



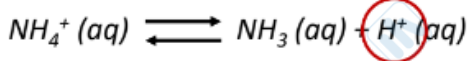
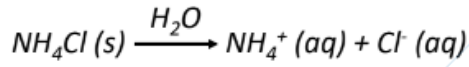
#### Soluzioni Basiche:

Sali derivati da una base forte e un acido debole

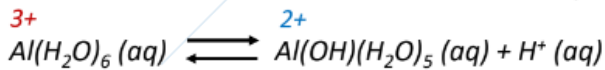


**Soluzioni Acide:**

I sali derivati da un acido forte e una base debole



I sali con **cationi metallici piccoli e altamente carichi** (es  $Al_3^+$ ,  $Cr_3^+$ ,  $Be_2^+$ ) e la base coniugata di un acido forte

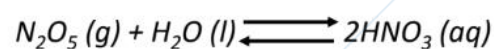
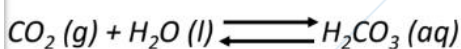
**Soluzioni in cui si idrolizzano sia il catione che l'anione:**

- $K_b$  dell'anione  $>$   $K_a$  del catione, la soluzione sarà **basica**
- $K_b$  dell'anione  $<$   $K_a$  del catione, la soluzione sarà **acida**
- $K_b$  dell'anione  $\approx$   $K_a$  del catione, la soluzione sarà **neutra**

**Gli ossidi possono reagire con l'acqua per dare ossoacidi (acidi) o idrossidi (basici)**

Proprietà acido-base degli ossidi degli elementi rappresentativi nei loro stati di ossidazione più alti

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li <sub>2</sub> O	BeO											B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		OF <sub>2</sub>	
Na <sub>2</sub> O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 1B	12 2B	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
K <sub>2</sub> O	CaO											Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Rb <sub>2</sub> O	SrO											In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Cs <sub>2</sub> O	BaO											Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	PoO <sub>3</sub>	At <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	

**Proprietà acido-base degli amminoacidi:**

$$pH = pK_a + \text{Log} \left( \frac{[A^-]}{[HA]} \right) \quad pOH = pK_b + \text{Log} \left( \frac{[HB^+]}{[B]} \right)$$

## Equilibri acido-base e di solubilità

### Soluzione tampone:

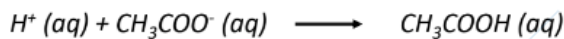
Una soluzione tampone è una soluzione di:

**un acido debole o una base debole + il suo sale**

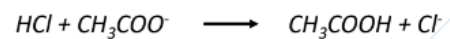
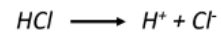
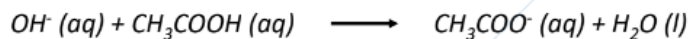
che ha il potere di resistere a cambiamenti del pH a seguito dell'aggiunta di piccole quantità di acidi e basi forti. Entrambi i membri **acido debole/sale** o **base debole/sale** devono essere presenti in concentrazioni simili e abbastanza grandi da reagire con acidi o basi aggiunte

Consideriamo una soluzione di uguale molarità di  
**CH<sub>3</sub>COOH** e **CH<sub>3</sub>COONa**

Aggiunta di **acido forte**:



Aggiunta di **base forte**:



Esempio:

Quali delle seguenti soluzioni sono sistemi tampone?

(a) KF/HF, (b) KBr/HBr, (c) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/NaHCO<sub>3</sub>

(a) HF è un **acido debole** e F<sup>-</sup> la sua **base coniugata**

**E' un sistema tampone**

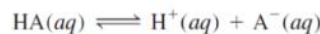
(b) HBr è un **acido forte**

**NON è un sistema tampone**

(c) CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> è una **base debole** e HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> è il suo **acido coniugato**

**E' un sistema tampone**

### Calcolo del pH:



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad [H^+] = \frac{K_a[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{conjugate base}]}{[\text{acid}]}$$

**Equazione di Henderson - Hasselbalch**

**N.B.:** In un tampone equimolare ( $[HA] = [A^-]$ ) il pH di è uguale a  $pK_a$  dell'acido

### Esempi:

(a) Calcola il pH di un sistema tampone contenente  $CH_3COOH$  1.0 M e  $CH_3COONa$  1.0 M. (b) Qual è il pH del sistema tampone dopo l'aggiunta di 0.10 moli di HCl gassoso a 1.0 L di soluzione? Assumi che il volume della soluzione non cambi quando si aggiunge HCl.

**Solution** (a) We summarize the concentrations of the species at equilibrium as follows:

	$CH_3COOH(aq)$	$H^+(aq)$	$CH_3COO^-(aq)$
Initial (M):	1.0	0	1.0
Change (M):	-x	+x	+x
Equilibrium (M):	$1.0 - x$	x	$1.0 + x$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.0 + x)}{(1.0 - x)}$$

Assuming  $1.0 + x \approx 1.0$  and  $1.0 - x \approx 1.0$ , we obtain

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.0 + x)}{(1.0 - x)} \approx \frac{x(1.0)}{1.0}$$

or

$$x = [H^+] = 1.8 \times 10^{-5} M$$

Thus,  $pH = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$

(b) When HCl is added to the solution, the initial changes are

	$HCl(aq)$	$H^+(aq)$	$Cl^-(aq)$
Initial (mol):	0.10	0	0
Change (mol):	-0.10	+0.10	+0.10
Final (mol):	0	0.10	0.10

	$CH_3COO^-(aq)$	$H^+(aq)$	$CH_3COOH(aq)$
Initial (mol):	1.0	0.10	1.0
Change (mol):	-0.10	-0.10	+0.10
Final (mol):	0.90	0	1.1

	$CH_3COOH(aq)$	$H^+(aq)$	$CH_3COO^-(aq)$
Initial (M):	1.1	0	0.90
Change (M):	-x	+x	+x
Equilibrium (M):	$1.1 - x$	x	$0.90 + x$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.90 + x)}{1.1 - x}$$

Assuming  $0.90 + x \approx 0.90$  and  $1.1 - x \approx 1.1$ , we obtain

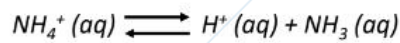
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.90 + x)}{1.1 - x} \approx \frac{x(0.90)}{1.1}$$

or

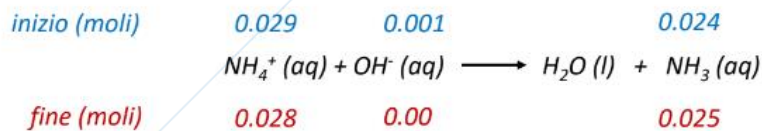
$$x = [H^+] = 2.2 \times 10^{-5} M$$

Thus,  $pH = -\log(2.2 \times 10^{-5}) = 4.66$

**Problema di verifica** Calcola il pH del sistema tampone  $\text{NH}_3$  0.30 M/ $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.36 M. Qual è il pH dopo l'aggiunta di 20.0 mL di NaOH 0.050 M a 80.0 mL della soluzione tampone?



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{p}K_a = 9.25 \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.30]}{[0.36]} = 9.17$$



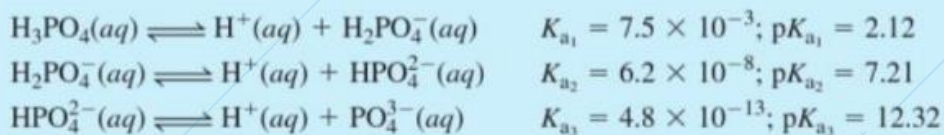
Volume finale = 80.0 mL + 20.0 mL = 100 mL

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0.028}{0.10} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0.025}{0.10} \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.25]}{[0.28]} = 9.20$$

### Preparazione di un tampone con un dato pH:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{conjugate base}]}{[\text{acid}]} \quad \log \frac{[\text{conjugate base}]}{[\text{acid}]} \approx 0 \quad \text{pH} \approx \text{p}K_a$$

Illustra come prepareresti un "tampone fosfato" con un pH di circa 7.40.



$$7.40 = 7.21 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \longrightarrow \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0.19 \longrightarrow \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 10^{0.19} = 1.5$$

Ad esempio: 1,5 moli di  $\text{HPO}_4^{2-}$  e 1 mole di  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  in 1 L di acqua

### Titolazione acido-base:

In una titolazione una soluzione di concentrazione accuratamente nota viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di concentrazione incognita fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia completa.

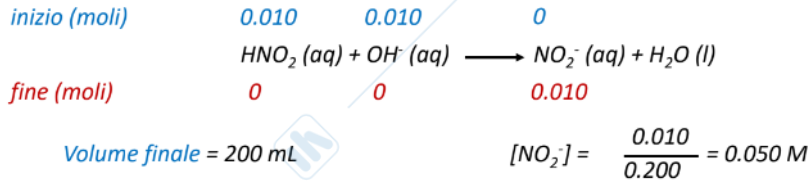
**Punto di equivalenza:** il punto a cui la reazione è completa

**Indicatore:** sostanza che cambia colore al (o vicino al) punto di equivalenza

[in un esperimento -> aggiungi lentamente una base ad un acido di concentrazione incognita FINO A QUANDO l'indicatore cambia colore]

**Esempio:**

100 mL di una soluzione 0.10 M di HNO<sub>2</sub> sono titolati mediante l'aggiunta una soluzione 0.10 M di NaOH. Qual è il pH al punto di equivalenza?

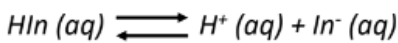


	$\text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq})$		
<i>Iniziale (M)</i>	0.050	0	0
<i>Cambiamento (M)</i>	-x	+x	+x
<i>Equilibrio (M)</i>	0.050 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0.050-x} = 2.2 \times 10^{-11}$$

0.050 - x ≈ 0.050      x ≈ 1.05 × 10<sup>-6</sup> = [OH<sup>-</sup>]      pOH = 5.98      pH = 14 - pOH = 8.02

**Indicatori acido-base:**



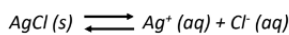
$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10 \quad \text{Colore della forma acida (HIn) predomina}$$

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 10 \quad \text{Colore della base coniugata (In<sup>-</sup>) predomina}$$

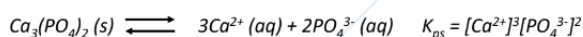
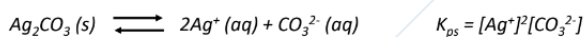
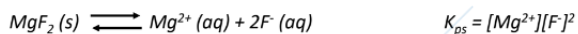
Quali sono i migliori indicatori da utilizzare in una titolazione di HNO<sub>2</sub> con KOH ?

- Titolazione di acido debole con base forte
  - Al punto di equivalenza si forma un sale con idrolisi basica
  - Al punto di equivalenza: pH > 7
- => Si possono usare il rosso cresolo o la fenolftaleina

**Prodotto di solubilità:**



$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$        $K_{ps}$  è detta **prodotto di solubilità**



Dissoluzione di un solido ionico in una soluzione acquosa:

$Q < K_{ps}$       Soluzione insatura      **Nessun precipitato**

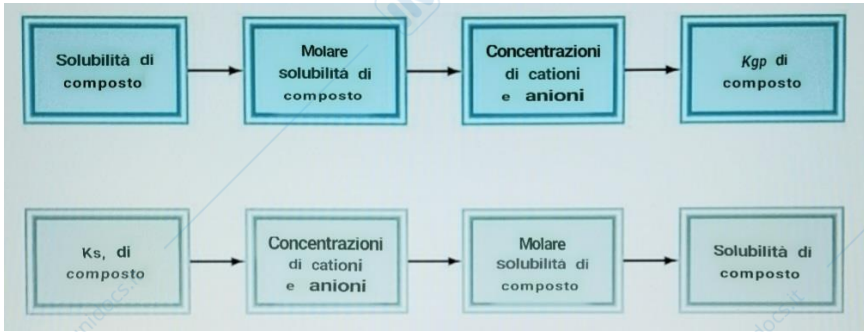
$Q = K_{ps}$       Soluzione satura

$Q > K_{ps}$       Soluzione soprassatura      **Formazione di precipitato**

**Q = prodotto ionico** = prodotto delle concentrazioni elevato al coefficiente stechiometrico

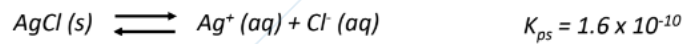
La **solubilità molare (mol/L)** corrisponde al numero di moli di soluto dissolte in 1 L di soluzione satura

La **solubilità (g/L)** è la quantità in grammi di soluto dissolte in 1 L di soluzione satura



**Esempi:**

Calcolare la solubilità del cloruro di argento in acqua



Iniziale (M)	0	0	$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$
Cambiamento (M)	+s	+s	$K_{ps} = s^2$
Equilibrio (M)	s	s	$s = \sqrt{K_{ps}}$
$[Ag^+] = 1.3 \times 10^{-5} M$	$[Cl^-] = 1.3 \times 10^{-5} M$		$s = 1.3 \times 10^{-5}$ Solubilità molare

$$Solubilità \text{ di } AgCl = \frac{1.3 \times 10^{-5} \text{ mol } AgCl}{1 L} \times \frac{143.35 \text{ g } AgCl}{1 \text{ mol } AgCl} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

Compound	$K_{sp}$ Expression	Cation	Anion	Relation Between $K_{sp}$ and s
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
BaSO <sub>4</sub>	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	2s	s	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
PbF <sub>2</sub>	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	2s	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
Al(OH) <sub>3</sub>	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	3s	$K_{sp} = 27s^4; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{4}}}{27} b$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	3s	2s	$K_{sp} = 108s^5; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{5}}}{108} b$

Se 2.00 mL di una soluzione 0.200 M di NaOH sono aggiunti a 1.00 L di una soluzione 0.100 M di CaCl<sub>2</sub>, si formerà un precipitato?

Gli ioni presenti nella soluzione sono Na<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>

L'unico possibile precipitato è Ca(OH)<sub>2</sub>

Risulta  $Q > K_{ps}$  per Ca(OH)<sub>2</sub>?

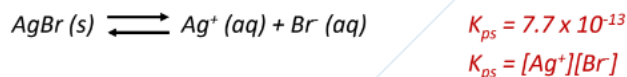
$$[Ca^{2+}]_i = 0.100 \text{ M} \quad [OH^-]_i = 4.00 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Q = [Ca^{2+}]_i [OH^-]_i^2 = 0.100 \times (4.00 \times 10^{-4})^2 = 1.60 \times 10^{-8}$$

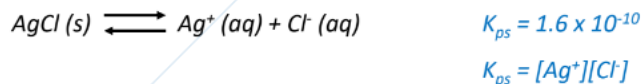
$$K_{ps} = [Ca^{2+}][OH^-]^2 = 8.0 \times 10^{-6}$$

$$Q < K_{ps} \quad \text{Non si ha precipitazione}$$

Quale concentrazione di ioni argento è richiesta al fine di far precipitare SOLO AgBr in una soluzione che contiene sia ioni Br<sup>-</sup> e Cl<sup>-</sup> ad una concentrazione di 0.020 M?



$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Br^-]} = \frac{7.7 \times 10^{-13}}{0.020} = 3.9 \times 10^{-11} \text{ M}$$

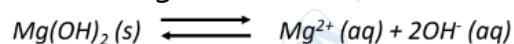


$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{0.020} = 8.0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$3.9 \times 10^{-11} \text{ M} < [Ag^+] < 8.0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

### PH e solubilità:

- La presenza di uno ione in comune diminuisce la solubilità
- Basi insolubili si sciolgono in **soluzioni acide**
- **Acidi insolubili** si sciolgono in **soluzioni basiche**



$$K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$K_{ps} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1.2 \times 10^{-11}$$

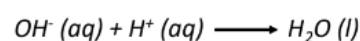
$$s = 1.4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[OH^-] = 2s = 2.8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$pOH = 3.55 \quad pH = 10.45$$

A pH **minori** di 10.45

Si ha una più bassa [OH<sup>-</sup>]



**Aumenta** la solubilità di Mg(OH)<sub>2</sub>

A pH **maggiori** di 10.45

Si ha una più alta [OH<sup>-</sup>]

**Diminuisce** la solubilità di Mg(OH)<sub>2</sub>