

# LEGAME CHIMICO



# MOLECOLE

Una molecola si forma dalla combinazione di due o più atomi.

Questi atomi possono essere dello stesso elemento come nel caso della molecola dell'ossigeno ( $O_2$ ) o di elementi diversi come nel caso dell'acido cloridrico (HCl). Una molecola più complessa è quella del glucosio,  $C_6H_{12}O_6$ .

*Che cosa mantiene uniti gli atomi in una molecola?*

*Gli atomi in una molecola sono uniti da legami chimici.*

– Solo i gas nobili sono presenti in natura come gas monoatomici

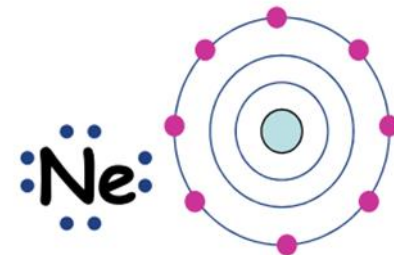


1. In genere tutti gli atomi cercano di completare il loro guscio di valenza.....e lo fanno legandosi con altri atomi

2. I “gas nobili” hanno scarsa tendenza a legarsi con altri atomi  
.....perché hanno il guscio di valenza completo  
.....hanno cioè otto elettroni nell’ultimo livello



.....esistono come gas monoatomici N



# STABILITÀ DEGLI ATOMI

## Regola dell'ottetto

- Molti atomi sono stabili (non reattivi) quando il loro livello elettronico più esterno è completo, cioè riempito con otto elettroni. I gas nobili neon, argon, cripton, xenon e radon, avendo otto elettroni nel livello più esterno, sono stabili. L'eccezione a questa regola, definita regola dell'ottetto, è rappresentata dal gas nobile più leggero, l'elio, il quale è stabile, anche se nel livello più esterno ha solo due elettroni. Ciò dipende dal fatto che il primo livello energetico può contenere solo due elettroni.
- Gli atomi che non hanno nello strato più esterno otto elettroni possono perdere, acquistare o condividere i loro elettroni di valenza con altri atomi in modo da raggiungere una configurazione elettronica più stabile cui è associata una minore energia (potenziale). Il processo del riarrangiamento degli elettroni determina il comportamento degli atomi nelle reazioni chimiche.

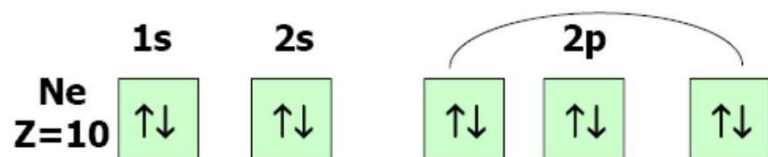


# LA STABILITÀ

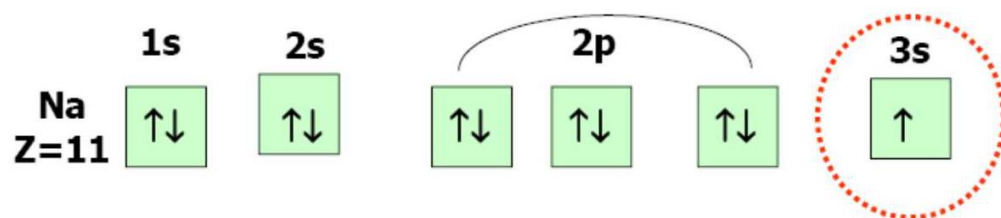
- Esistono diversi modi per raggiungere la stabilità che prevedono essenzialmente due meccanismi:
  - trasferimento di elettroni (legame ionico)
  - condivisione di elettroni (legame covalente)
- Entrambi i meccanismi prevedono il coinvolgimento degli elettroni di valenza



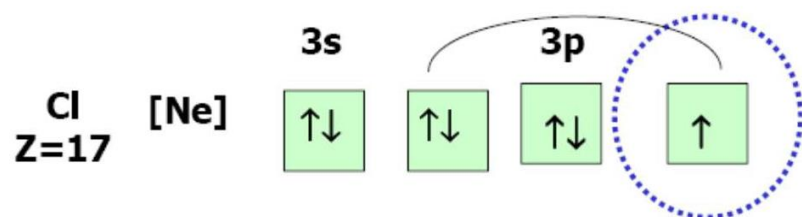
# ESEMPIO



Ne: 8 e<sup>-</sup>  $\Rightarrow$   
il livello 2 è completo.



Na: 1 e<sup>-</sup>  $\Rightarrow$   
se perdesse 1 e<sup>-</sup> avrebbe il  
livello 2 completo.



Cl: 7 e<sup>-</sup>  $\Rightarrow$   
se acquistasse 1 e<sup>-</sup> avrebbe il  
livello 3 completo.



# SIMBOLI E FORMULE

Il simbolo non solo identifica un determinato elemento, ma rappresenta anche un atomo dell'elemento. Così il simbolo Ca serve a designare l'elemento calcio e anche un atomo di calcio (il numero 1 è sottinteso e, quindi, non viene scritto). Due atomi di calcio sono rappresentati da 2 Ca.

- La formula chimica indica gli elementi presenti in un composto. Così la formula NaCl indica che il composto cloruro di sodio è formato da un atomo di sodio (Na) e un atomo di cloro (Cl).
- Se nella formula del composto è presente più di un atomo dello stesso elemento, questo viene rappresentato con un pedice numerico che serve ad indicare quanti atomi di quell'elemento sono presenti. Nel composto  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (acido carbonico) sono presenti due atomi di idrogeno (H), un atomo di carbonio (C) e tre atomi di ossigeno (O).
- Per rappresentare più di una molecola di una sostanza si utilizza un numero (coefficiente) posto davanti alla formula della molecola. Ad esempio,  $2 \text{H}_2\text{CO}_3$  rappresenta due molecole di acido carbonico.
- La formula  $\text{O}_2$  rappresenta una molecola di ossigeno (1 viene omissso perché sottinteso). Questa molecola è formata da due atomi di ossigeno. La formula  $\text{H}_2$  indica una molecola di idrogeno formata da due atomi di idrogeno. Sia  $\text{O}_2$  che  $\text{H}_2$  sono molecole biatomiche.
- Vi sono anche molecole monoatomiche, cioè formate da un solo atomo, come ad esempio i gas nobili neon (Ne) e argon (Ar). Altre molecole, come quella dello zolfo ( $\text{S}_8$ ), contengono diversi atomi e quindi vengono definite poliatomiche.

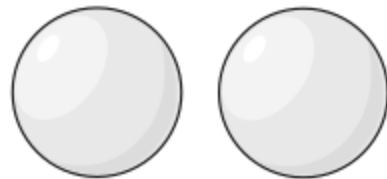


H



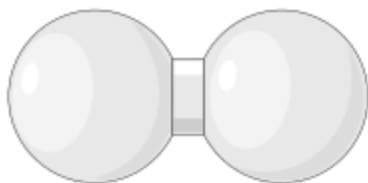
One H atom

2 H



Two H atoms

H<sub>2</sub>



One H<sub>2</sub> molecule

2 H<sub>2</sub>



Two H<sub>2</sub> molecules





- La rappresentazione della struttura elettronica mediante punti (**struttura di Lewis**) è un metodo semplice per rappresentare la struttura elettronica di un atomo, il nucleo e tutti i livelli energetici di un elemento, ad eccezione dell'ultimo livello, sono rappresentati dal simbolo dell'elemento.

## **Elettroni di valenza**

Gli elettroni di valenza (elettroni dello strato esterno) sono invece rappresentati da punti. Per esempio, il sodio (simbolo Na, numero atomico 11) ha 11 elettroni che sono così distribuiti: 2 nel primo livello energetico, 8 nel secondo livello e 1 nel terzo livello (cioè il livello energetico più esterno).

La struttura di Lewis del sodio è: Na· Il punto rappresenta l'elettrone di valenza, il simbolo Na rappresenta il nucleo del sodio e gli altri elettroni. Il carbonio, numero atomico 6, ha due elettroni nel primo livello e 4 nel secondo livello.



# RAPPRESENTAZIONE DELLA STRUTTURA ELETTRONICA

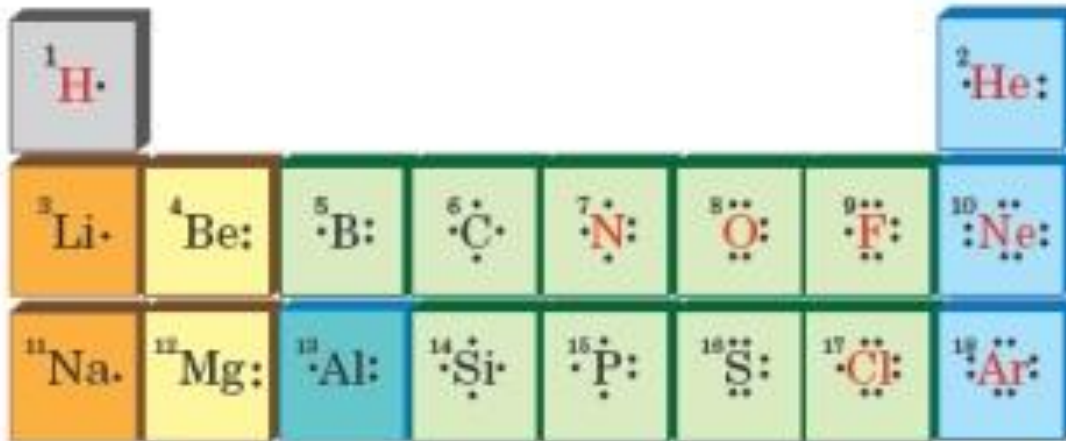


FIGURA 4.1

Rappresentazione della struttura elettronica mediante punti dei primi 18 elementi della tavola periodica.



Autori vari

Elementi di chimica e biochimica

**Edises Edizioni**



# FORMAZIONE DEGLI IONI

Quando un atomo di sodio cede un elettrone, diventa una particella carica positivamente detta ione sodio. La reazione può essere scritta come:



*dove il segno positivo indica una carica uguale a +1. La carica dello ione sodio risulta essere positiva in quanto il sodio ha 11 protoni nel nucleo, ma 10 elettroni al di fuori del nucleo.*

***Gli elementi che hanno sei o sette elettroni nel livello più esterno tendono ad acquistare elettroni per raggiungere la configurazione elettronica con otto elettroni esterni.***

Si consideri il **cloro**, che ha rispettivamente 2, 8 e 7 elettroni nel primo, secondo e terzo livello. L'atomo di cloro tende ad acquistare un elettrone per completare il livello energetico più esterno con otto elettroni e raggiungere quindi la struttura stabile dei gas nobili. L'atomo di cloro formerà così lo ione cloruro: Tale ione, avendo un elettrone in più rispetto all'atomo di cloro, acquisterà una carica -1.



# IONE

Un atomo che ha ceduto o acquistato elettroni nel suo livello energetico più esterno diventa uno ione. Uno ione formato da un metallo avrà una carica positiva pari al numero di elettroni ceduti, uno ione formato da un non metallo avrà una carica negativa uguale al numero di elettroni acquistati.

**ioni positivi**, in soluzione, sono attratti da un elettrodo negativo chiamato catodo; pertanto gli ioni positivi sono anche chiamati genericamente cationi.

**ioni negativi** sono attratti da un elettrodo positivo detto anodo, per cui essi sono chiamati genericamente anioni. I cationi più comuni presenti nei liquidi biologici sono lo ione sodio,  $\text{Na}^+$ , lo ione potassio,  $\text{K}^+$ , e lo ione calcio,  $\text{Ca}^{2+}$ . L'anione più abbondante è lo ione cloruro,  $\text{Cl}^-$ .



# RAGGIO IONICO

**Quando l'atomo di un metallo perde un elettrone** (o più elettroni), la carica nucleare positiva risulta maggiore della carica degli elettroni circostanti; ne segue che il nucleo attrarrà maggiormente verso di sé gli elettroni, con conseguente diminuzione del raggio atomico. Per i cationi, quindi, il raggio ionico è minore del raggio atomico.

**Quando un atomo acquista un elettrone** (o più elettroni), la carica positiva del nucleo risulta inferiore alla carica negativa degli elettroni, pertanto il nucleo non potrà attrarre gli elettroni con la stessa intensità di prima; quindi, per gli anioni il raggio ionico risulta maggiore del raggio atomico.



	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H <sup>+</sup>							He
2	Li Li <sup>+</sup>	Be Be <sup>2+</sup>	B	C	N	O O <sup>2-</sup>	F F <sup>-</sup>	Ne
3	Na Na <sup>+</sup>	Mg Mg <sup>2+</sup>	Al Al <sup>3+</sup>	Si	P	S S <sup>2-</sup>	Cl Cl <sup>-</sup>	Ar

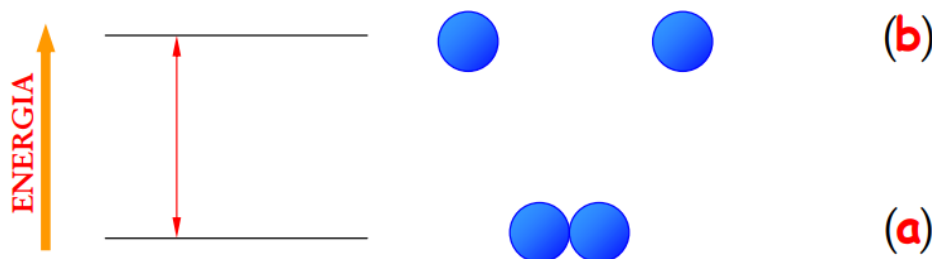
FIGURA 4.2  
Raggio atomico e  
raggio ionico  
relativi ad alcuni  
elementi.



# Il legame chimico ed ENERGIA

Quando formiamo legami chimici, gli atomi raggiungono una situazione di **MAGGIORE STABILITA'**

- L'energia totale del sistema costituito dai due atomi legati insieme (a) è minore dell'energia totale del sistema costituito dai due atomi separati (b).
- Si definisce energia di legame la quantità di energia necessaria per rompere una mole di legami del tipo considerato. Tale energia è misurata in  $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .



# TIPI di LEGAME

## Legame COVALENTE

è basato sulla **CONDIVISIONE** degli elettroni di valenza da parte di due atomi

## Legami elettrostatici IONICO

nasce dalle forze elettrostatiche **ATTRATTIVE** che si esercitano tra IONI di **CARICA OPPOSTA**

## Legame METALLICO

è basato sulla forza di coesione esercitata dagli **elettroni di valenza** liberi di muoversi in un reticolo di cationi





# LEGAME IONICO

Quando un atomo di sodio (Na) si combina con un atomo di cloro (Cl) per formare cloruro di sodio (NaCl), l'atomo di sodio perde un elettrone per formare lo ione sodio (Na<sup>+</sup>). Allo stesso tempo, l'atomo di cloro acquista un elettrone per dare origine allo ione cloruro (Cl<sup>-</sup>). La reazione è:



Lo ione sodio e lo ione cloruro, essendo di carica opposta, si attraggono elettrostaticamente. Questo tipo di legame viene chiamato **legame ionico**. Il legame ionico si origina dopo il trasferimento di un elettrone (o più elettroni) da un atomo ad un altro con la formazione di ioni, cationi e anioni, che si attraggono mediante forze di attrazione elettrostatiche. Essi non formano molecole, ma aggregati ionici cristallini.


La formula chimica di un composto ionico (per esempio NaCl) indica la più piccola parte di ioni positivi e negativi presenti nel cristallo a cui corrisponde una carica nulla. Nei composti ionici non esistono le molecole.

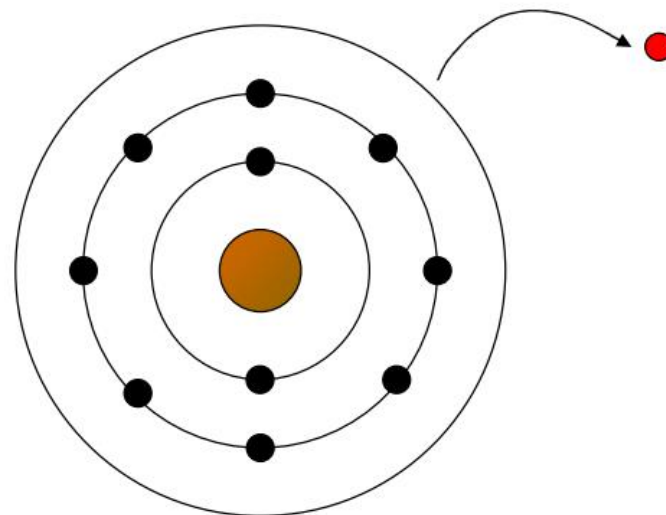
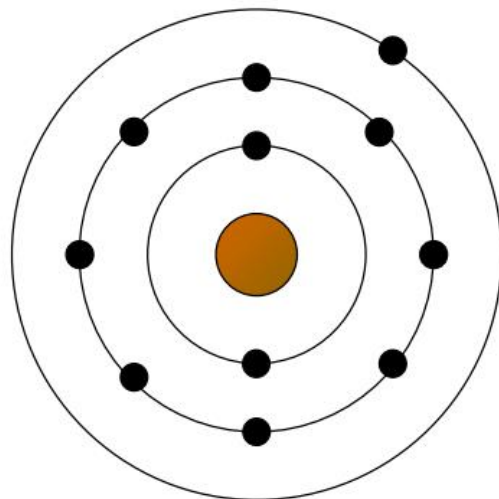


# Formazione del legame ionico nel cloruro di sodio (NaCl)

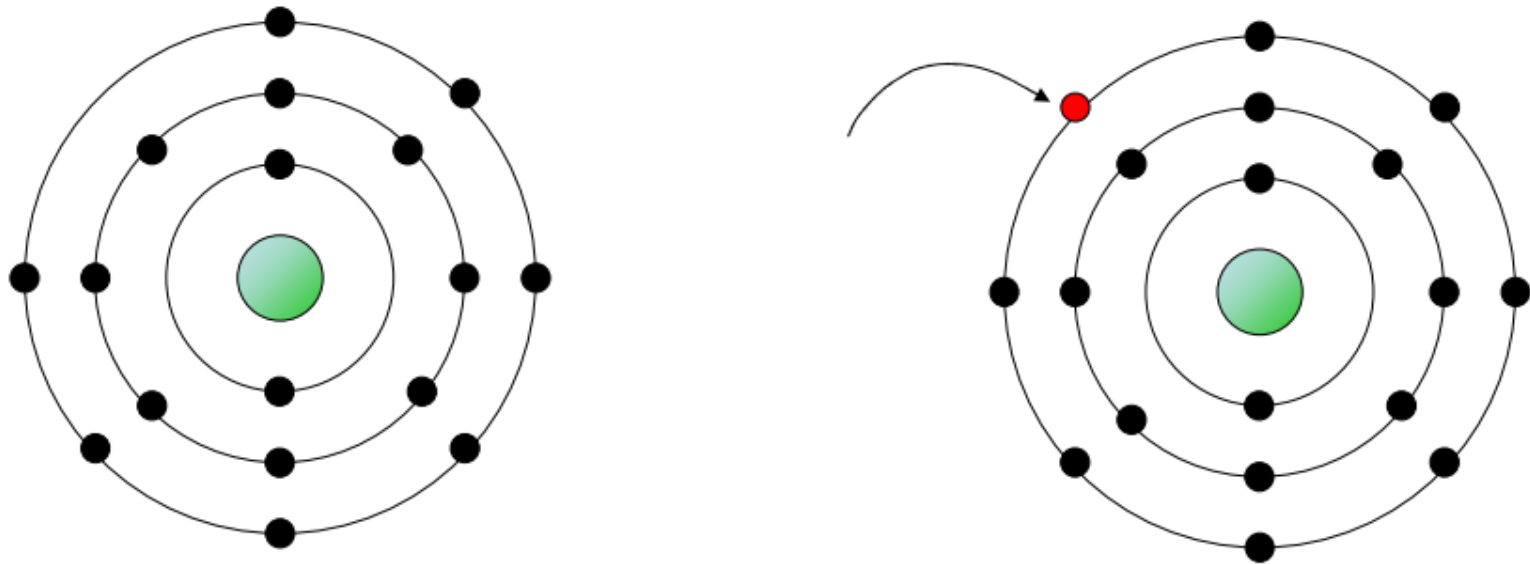
1 - L' atomo di sodio perde il suo elettrone esterno e diventa uno

**IONE POSITIVO**

 = Atomo di sodio (Na)



2 - L'atomo di cloro acquista l'elettrone perduto dal sodio e diventa  
IONE NEGATIVO



# CARATTERISTICHE DEI COMPOSTI IONICI

- ➔ I composti ionici sono tutti solidi a temperatura ambiente
- ➔ Hanno in genere **punti di fusione elevati** e **punti di ebollizione ancora più elevati**, per cui è difficile farli passare allo stato di vapore
- ➔ Ciò indica che l'attrazione fra gli ioni è forte, per cui occorre molta energia per separarli
- ➔ Sono duri, ma fragili
- ➔ Sono **SOLUBILI in acqua e in solventi POLARI**, insolubili in solventi apolari
- ➔ Sono isolanti allo stato solido, conduttori allo stato fuso



# IONI POLIATOMICI

TABELLA 4.1 Ioni poliatomici più comuni

Nome dello ione	Formula e carica
Solfato	$\text{SO}_4^{2-}$
Nitrato	$\text{NO}_3^-$
Fosfato	$\text{PO}_4^{3-}$
Diidrogenofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
(mono)Idrogenofosfato	$\text{HPO}_4^{2-}$
Carbonato	$\text{CO}_3^{2-}$
Bicarbonato	$\text{HCO}_3^-$
Idrossido	$\text{OH}^-$
Ammonio	$\text{NH}_4^+$
Acetato	$\text{CH}_3\text{COO}^-$

Uno ione formato da un gruppo di atomi che si comporta nelle reazioni chimiche come una singola unità è definito ione poliatomico. Uno ione poliatomico agisce come se fosse un singolo ione.



**Composti che contengono più di due elementi***A - Basi*

KOH      Idrossido di potassio

NaOH      Idrossido di sodio

Ca(OH)<sub>2</sub>      Idrossido di calcioNH<sub>4</sub>OH      Idrossido di ammonio*B - Acidi*HNO<sub>3</sub>      Acido nitricoH<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      Acido solforicoH<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>      Acido carbonico

HCl      Acido cloridrico

HF      Acido fluoridrico

H<sub>2</sub>S      Acido solfidrico**Composti costituiti da due elementi (il nome si ricava direttamente dagli elementi)**

NaCl      Cloruro di sodio

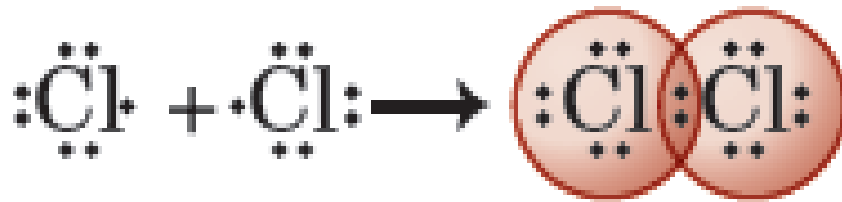
KI      Ioduro di potassio

CaCl<sub>2</sub>      Cloruro di calcio**Composti in cui uno stesso elemento presenta diverso numero di ossidazione**FeCl<sub>2</sub>      Cloruro di ferro(II)      Fe<sup>++</sup>FeCl<sub>3</sub>      Cloruro di ferro(III)      Fe<sup>+++</sup>

# LEGAME COVALENTE

Questo legame, a differenza del legame ionico, prevede **la condivisione di elettroni (legame covalente)**.

Nella molecola del cloro,  $\text{Cl}_2$ , ciascun atomo di cloro ha sette elettroni nel livello energetico esterno e, allo stesso tempo, ciascun atomo condivide elettroni in modo da completare il proprio livello energetico esterno con otto elettroni. La figura mostra i due atomi di cloro con gli elettroni posizionati in maniera tale che ciascun atomo è circondato da otto elettroni.



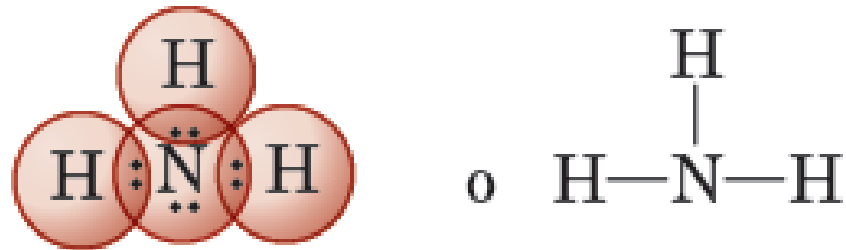
Nei composti in cui vi è un legame ionico vi sarà anche la presenza di ioni, mentre nei composti con legami covalenti non vi sono ioni.

Ciascun atomo di cloro metterà in comune un elettrone con l'altro atomo di cloro. Ciascun atomo raggiungerà l'ottetto completo, che è la configurazione stabile dei gas nobili. Il legame che unisce questi due atomi è detto legame covalente



- Il legame covalente si può formare anche tra atomi di elementi diversi. Nei composti in cui sono presenti legami covalenti, ciascun atomo generalmente tenderà a raggiungere la stabilità del livello energetico più esterno con otto elettroni. Una eccezione alla regola dell'ottetto è rappresentata dall'idrogeno, il quale raggiunge la stabilità completando il primo livello energetico con due elettroni.

L'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ , contiene tre legami covalenti e può essere rappresentata come segue:

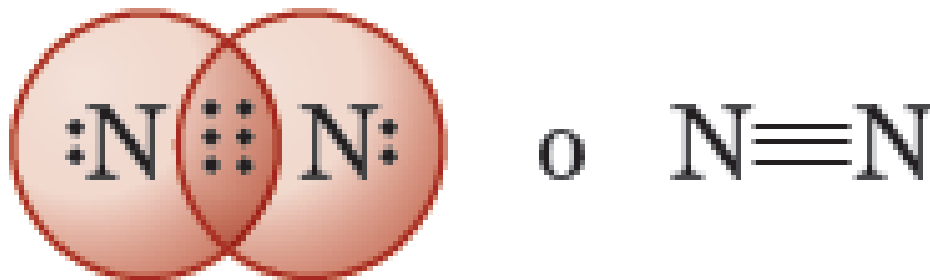


In queste strutture, ogni atomo è circondato da otto elettroni, ad eccezione dell'idrogeno che è circondato solo da due elettroni. Poiché i metalli tendono facilmente a cedere elettroni, si può assumere che il legame covalente si formi esclusivamente tra i non metalli. Nella molecola di  $\text{CO}_2$  vi sono due doppi legami covalenti.

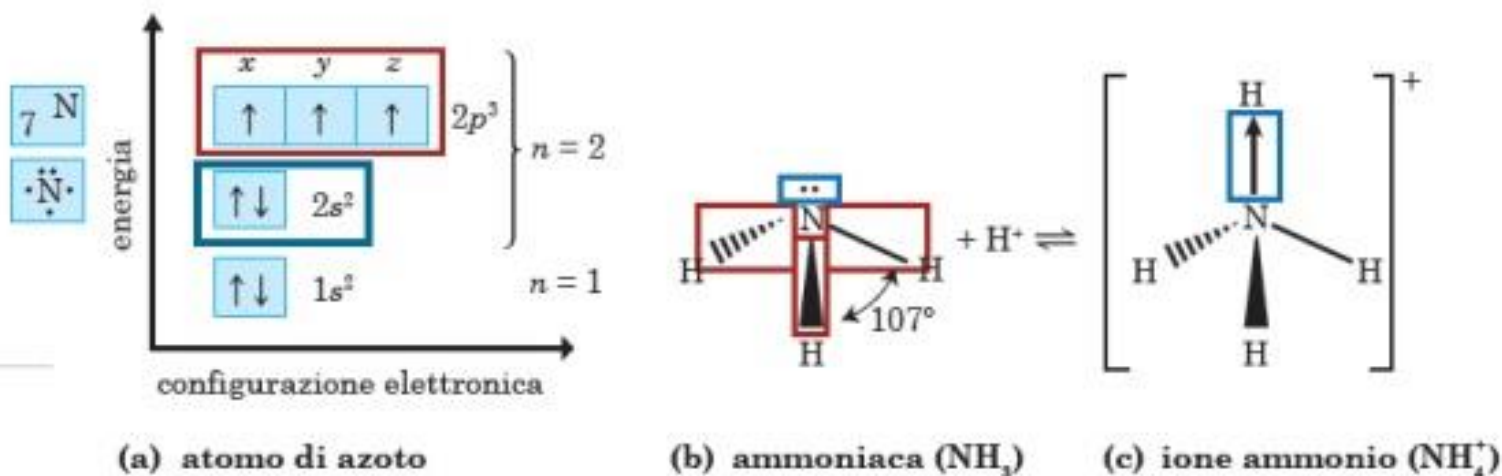




- Negli esempi mostrati precedentemente erano presenti legami covalenti rappresentanti la condivisione di una sola coppia di elettroni; tali legami sono definiti legami semplici.
- Il legame covalente doppio (detto anche doppio legame) rappresenta una doppia coppia di elettroni condivisa tra due atomi.
- Il legame covalente triplo (triplo legame) rappresenta tre coppie di elettroni condivise tra due atomi, come si verifica nella molecola dell'azoto,  $N_2$ :



# LEGAME DATIVO



Con il vecchio termine legame dativo o di coordinazione (poiché utilizzato nei complessi o composti di coordinazione) si indica un legame covalente in cui i due elettroni della coppia coinvolta nel legame derivano solo da uno degli atomi che si legano.

Ad esempio, nello ione ammonio la coppia di elettroni utilizzata per formare il legame con il quarto atomo di idrogeno è fornita dall'atomo di azoto. In realtà, una volta formatosi, questo legame risulta a tutti gli effetti identico agli altri tre, pertanto una sua classificazione a parte è ritenuta impropria.



# LEGAMI COVALENTI NON POLARI E POLARI

## *Legame covalente non polare*

Si consideri la molecola del cloro,  $\text{Cl}_2$  o  $\text{Cl—Cl}$ . In questo composto vi è un solo legame covalente tra due atomi uguali (gli atomi di cloro) e quindi gli elettroni di legame sono egualmente condivisi tra i due atomi. Tale legame è definito **legame covalente non polare (apolare o omopolare)**. Anche nella molecola dell'acido cloridrico,  $\text{H—Cl}$ , vi è un solo legame covalente; in questo caso però la coppia di elettroni non è ugualmente condivisa tra i due atomi, in quanto essi sono diversi tra loro (idrogeno e cloro).

L'**elettronegatività** è la tendenza che hanno gli atomi ad attrarre gli elettroni di legame. Più grande è il valore dell'elettronegatività, maggiore è la tendenza ad attrarre gli elettroni. Si consideri ancora una volta la molecola dell'acido cloridrico,  $\text{H—Cl}$ . Il cloro è più elettronegativo dell'idrogeno e quindi esso attrarrà gli elettroni più fortemente dell'idrogeno. Pertanto, gli elettroni saranno più vicini al cloro che non all'idrogeno



Il simbolo  $\delta$  indica una carica parziale.



# MOLECOLA dell' idrogeno (H<sub>2</sub>)

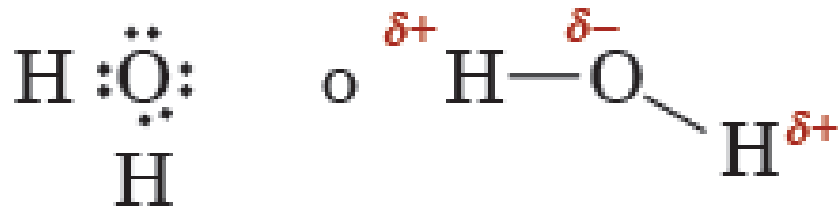


## Legame covalente polare

la molecola di HCl avrà da un lato una parziale carica negativa e dall'altro una parziale carica positiva. Non si ha pertanto la formazione di ioni, ma solo di cariche parziali. Questo tipo di legame è chiamato **legame covalente polare (eteropolare)**.

- Quando il legame covalente si forma tra atomi di uguale elettronegatività, il legame sarà non polare; se invece l'elettronegatività tra i due atomi è diversa, il legame covalente sarà polare.

Un altro esempio di composto in cui è presente il legame covalente polare è rappresentato dalla molecola dell'acqua, H<sub>2</sub>O. La sua struttura è:



Poiché l'ossigeno è più elettronegativo dell'idrogeno, sull'atomo di ossigeno si troverà una parziale carica negativa (δ<sup>-</sup>); ne segue pertanto che sull'idrogeno si avrà una parziale carica positiva (δ<sup>+</sup>).

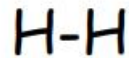


- In generale, la presenza di legami covalenti polari in una molecola fa sì che essa sia polare, cioè presenti una separazione di cariche positive e negative (momento dipolare). Questo è il caso dell'acqua.
- Tuttavia, se la molecola è simmetrica, come nel caso dell'anidride carbonica, essa risulta complessivamente apolare anche se presenta legami covalenti polari.



# LEGAME COVALENTE

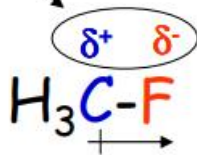
Il legame covalente è il legame chimico più forte e si distinguono due tipi di legame covalente:



Elettroni  
simmetricamente  
condivisi

Legame covalente  
**PURO** (o apolare)

Cariche parziali

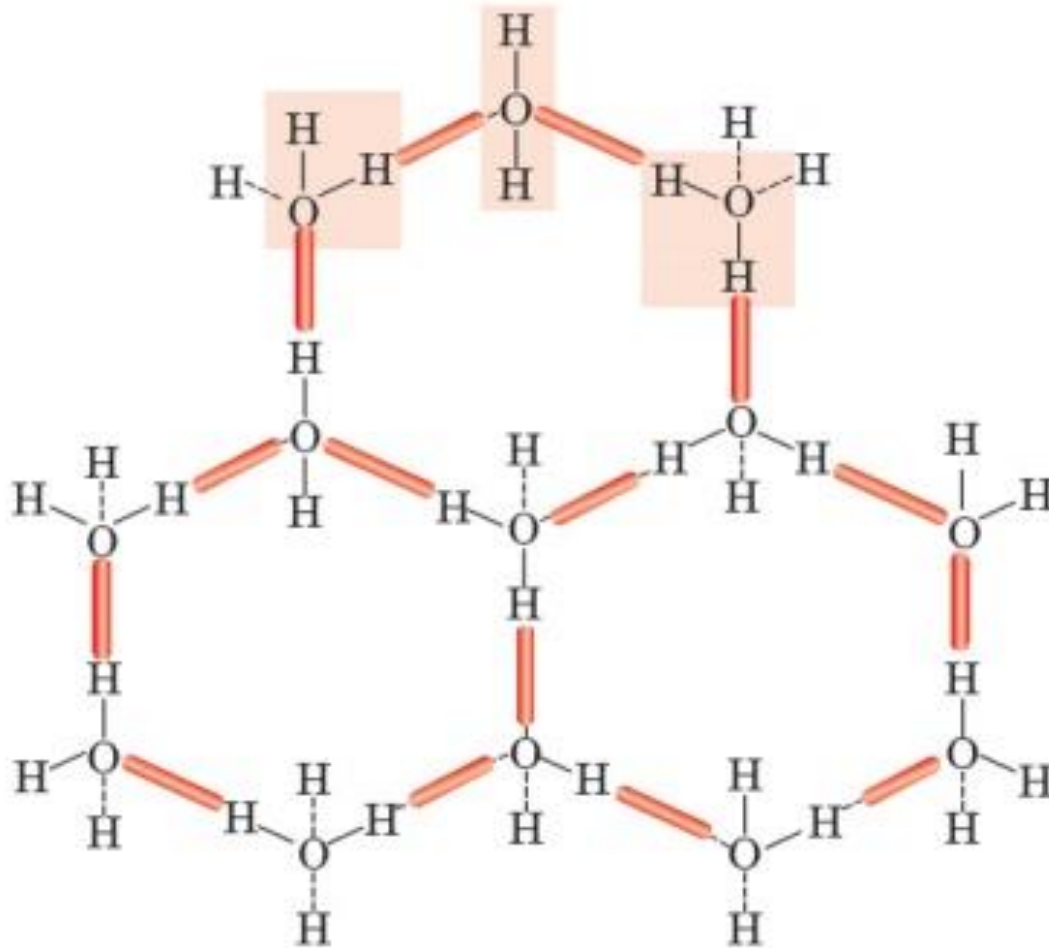


Elettroni  
NON simmetricamente  
condivisi

Legame covalente  
**POLARE**

La polarizzazione generata dal fluoro elemento più elettronegativo crea un momento di dipolo





## **LEGAME A PONTE DI IDROGENO (LEGAME IDROGENO)**

interazione, debole e non covalente, di tipo elettrostatico tra un atomo di idrogeno di una molecola legato tramite legame covalente ad ossigeno, azoto o fluoro, e un atomo di ossigeno, azoto o fluoro di una molecola vicina.

- ✓ Presente tra le molecole di acqua, determinandone l'alto punto di ebollizione.
- ✓ Presente tra i due filamenti di DNA, determinandone l'avvolgimento a spirale, e all'interno delle proteine, stabilizzandone la struttura secondaria.





## Legami deboli non covalenti

- si formano tra molecole a seguito di deboli forze di attrazione intermolecolari di natura elettrostatica (attrazione tra ioni e molecole, attrazione tra molecole).
- permettono alle molecole di associarsi in aggregati anche di grosse dimensioni.



ESEMPI: le forze di van der Waals e forze di London.



# FORZA DEL LEGAME CHIMICO

- i composti contenenti legami ionici hanno generalmente punto di fusione maggiore rispetto a quelli con legami covalenti. Occorre più energia (calore) per separare le particelle che formano un composto ionico rispetto a quella richiesta per separare le particelle che formano un composto covalente.
  - benché i legami ionici siano generalmente più deboli, nei composti ionici si trova un numero di legami più elevato che nei composti covalenti.
  - alcuni composti covalenti, come il diamante, che contengono un numero elevato di legami covalenti, presentano un punto di fusione molto elevato.
- ❑ *Le soluzioni acquose di composti ionici conducono la corrente elettrica (i composti ionici sono elettroliti) in quanto contengono ioni, mentre le soluzioni acquose di composti covalenti, non contenendo ioni, non conducono la corrente elettrica.*
- ❑ *Molti composti polari sono solubili in solventi polari come l'acqua. I composti apolari sono invece insolubili in solventi polari.*



<b>GRUPPI DI LEGAMI</b>	<b>Legami tra atomi</b>	<b>LEGAMI FORTI</b>	<b>E = 200-850 kJ/mol</b>
		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ionico</li> <li>• Covalente (polare - apolare - dativo o di coordinazione)</li> <li>• Metallico</li> </ul>	
	<b>Legami tra molecole</b>	<b>LEGAMI DEBOLI</b>	<b>E = 1-40 kJ/mol</b>
		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Legame idrogeno (ponte di idrogeno)</li> <li>• Attrazioni tra ioni e molecole</li> <li>• Attrazioni tra molecole (forze di van der Waals)</li> </ul>	



**Autori vari**

Elementi di chimica e biochimica

**EdiSES Edizioni**

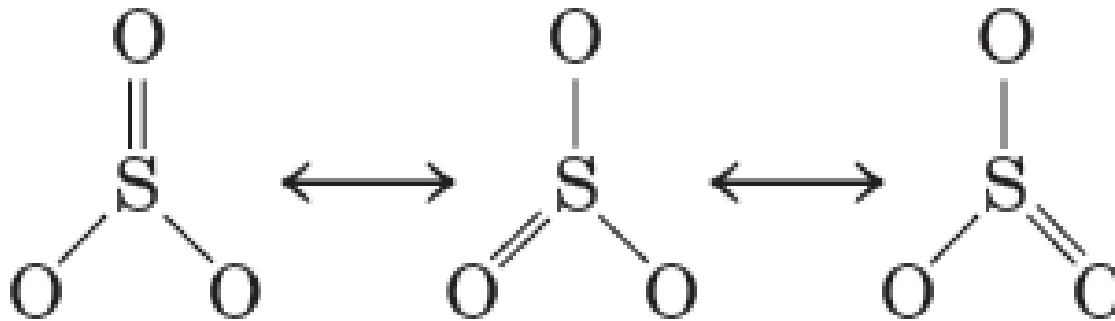


# RISONANZA

- è possibile a volte disegnare la formula di struttura di un composto attraverso due o più formule.

*Si consideri ad esempio il composto  $SO_3$ .*

Per questo composto è possibile scrivere tre differenti strutture, tutte soddisfano la regola dell'ottetto:



nella molecola di  $SO_3$  sono presenti due tipi di legame covalente: due legami semplici e un legame doppio. Evidenze sperimentali indicano però che i legami chimici in questa molecola sono tutti equivalenti.

le tre strutture sono in risonanza tra loro e quindi equivalenti.

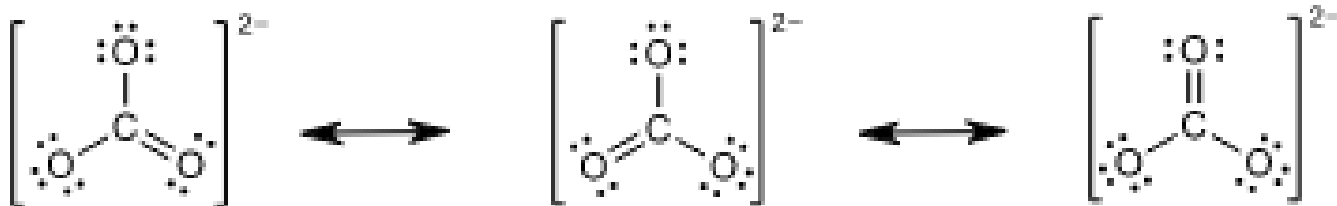
- L'uguaglianza tra le tre strutture viene rappresentata attraverso una doppia freccia.



# STRUTTURE DI RISONANZA

*La risonanza si verifica ogni qualvolta è possibile rappresentare più di una struttura per una stessa molecola. Le varie strutture sono definite strutture di risonanza.*

- La risonanza si verifica in quanto gli elettroni non sono immobili intorno agli atomi di una molecola, ma in continuo movimento.
- La rappresentazione corretta della struttura reale di una molecola è quella di una via di mezzo tra le varie strutture.
- Le strutture di risonanza sono utilizzabili per descrivere anche numerosi composti organici, come ad esempio i derivati del benzene, o il legame peptidico presente nelle proteine



# PESO MOLECOLARE

*Il peso molecolare (corrispondente alla massa molecolare relativa) di un composto è la somma dei pesi atomici (masse atomiche relative) di tutti gli atomi presenti in una molecola del composto.*

*Ad esempio, la massa molecolare del bromuro di sodio, NaBr, è 103, che rappresenta la somma della massa atomica del sodio (23) e di quella del bromo (80).*

## **Calcolo del peso molecolare di un composto**

Il peso molecolare dell'acqua può essere calcolato sommando il peso dei due atomi di idrogeno e quello dell'atomo di ossigeno.

2 atomi di idrogeno (peso atomico 1)	$2 \times 1 = 2$
1 atomo di ossigeno (peso atomico 16)	$1 \times 16 = 16$
	peso molecolare = 18

Il peso molecolare del glucosio,  $C_6H_{12}O_6$ , può essere calcolato come segue:

6 atomi di carbonio (peso atomico 12)	$6 \times 12 = 72$
12 atomi di idrogeno (peso atomico 1)	$12 \times 1 = 12$
6 atomi di ossigeno (peso atomico 16)	$6 \times 16 = 96$
	peso molecolare = 180

Il peso molecolare del fosfato di calcio,  $Ca_3(PO_4)_2$ , può essere determinato nel seguente modo:

3 atomi di calcio (peso atomico 40)	$3 \times 40 = 120$
2 atomi di fosforo (peso atomico 31)	$2 \times 31 = 62$
8 atomi di ossigeno (peso atomico 16)	$8 \times 16 = 128$
	peso molecolare = 310



# MOLE

## Numero di Avogadro

- La mole (simbolo “mol”) è l’unità di misura della grandezza “quantità di sostanza” (simbolo “n”). Una mole di una qualunque sostanza, sia essa formata da molecole, atomi, ioni o elettroni, contiene sempre lo stesso numero di particelle, corrispondente al numero di atomi contenuti in 12 g di  $^{12}\text{C}$ . Tale numero, detto **numero di Avogadro**, è  $6,022 \times 10^{23}$ .
- La massa di una mole (massa molare) di una qualunque sostanza corrisponde in pratica a una quantità in grammi di tale sostanza pari alla sua massa molecolare (o atomica) e viene espressa in g/mol o kg/mol.
- 1 mole di acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ , contiene  $6,022 \times 10^{23}$  molecole e corrisponde a 18 g (la massa di 1 molecola d’acqua corrisponde a  $2,99 \times 10^{-23}$  g o anche, se espressa in unità di massa atomica unificata, 18,01528 u).



**1 mole di carbonio, C**, contiene  $6,022 \times 10^{23}$  atomi e corrisponde a 12 g.

**1 mole di glucosio, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>**, contiene  $6,022 \times 10^{23}$  molecole e corrisponde a 180 g.

È da notare che nel caso delle molecole, come H<sub>2</sub>O e C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, il numero di Avogadro è riferito al numero di molecole. Nel caso del carbonio, il numero di Avogadro è riferito al numero di atomi.

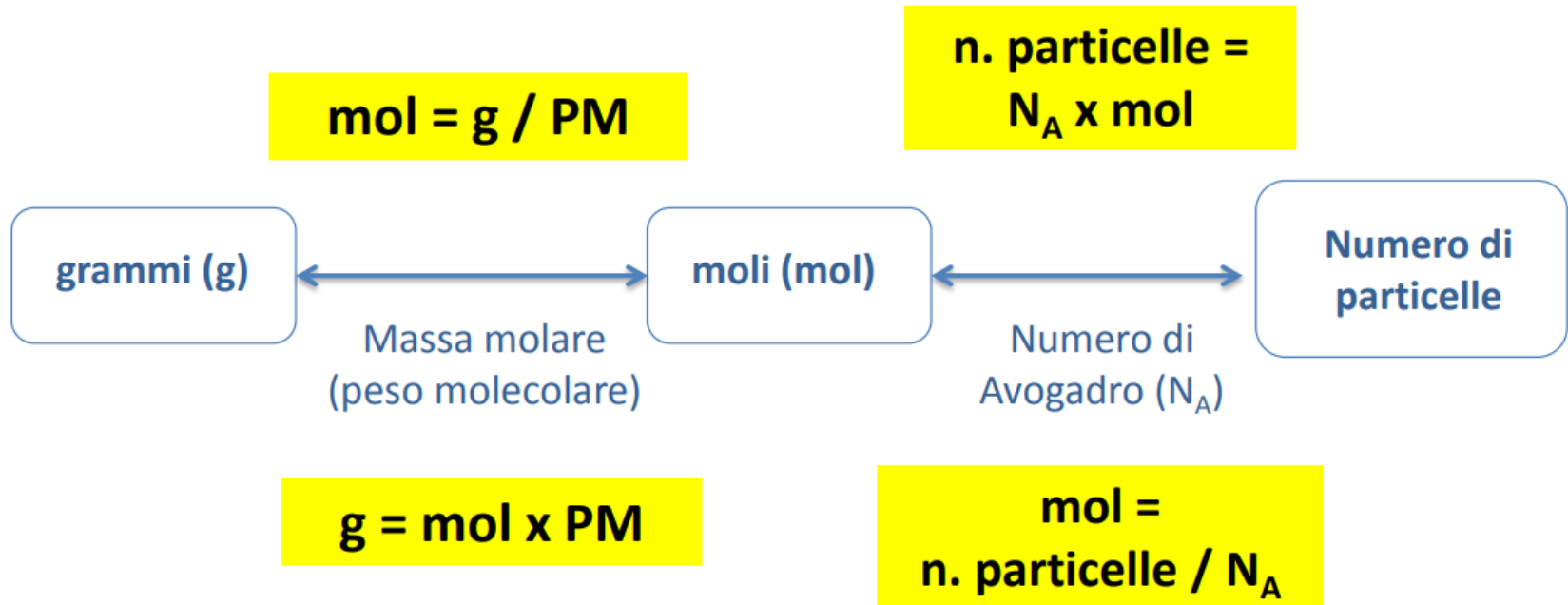
***Esempio: A quanti grammi corrisponde una mole di ammoniaca, NH<sub>3</sub>, e quante molecole sono contenute in essa?***

Poiché il peso molecolare dell'ammoniaca è uguale a 17 (N = 14, H = 1), si può facilmente calcolare che una mole di ammoniaca pesa 17 g. Dato che una mole di una sostanza contiene un numero di Avogadro di molecole, 17 g di ammoniaca contengono  $6,022 \times 10^{23}$  molecole.





## Ripasso formule:



## Si può fare il bagno in 100 moli di acqua?

Il peso molecolare di  $\text{H}_2\text{O}$  è:

$$\text{PM} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

100 mol di  $\text{H}_2\text{O}$  corrispondono a 1800 g di  $\text{H}_2\text{O}$

1800 g di  $\text{H}_2\text{O} \approx 1800 \text{ mL di } \text{H}_2\text{O} \approx 1.8 \text{ L di } \text{H}_2\text{O}$

perchè la densità dell'acqua è  $\approx 1 \text{ g/mL}$

Quindi la risposta è NO.

## Calcolare il peso di $1.5 \times 10^{21}$ molecole di $\text{CO}_2$

1 mol :  $6.022 \times 10^{23}$  molecole di  $\text{CO}_2$  = x mol :  $1.5 \times 10^{21}$  molecole di  $\text{CO}_2$

x = 0.0025 mol di  $\text{CO}_2$

PM,  $\text{CO}_2$  =  $12 + 2 \times 16 = 44$  g/mol

Quindi 0.0025 mol di  $\text{CO}_2$  pesano 0.11 g



### **Convertire in grammi 1,8 mol di ossigeno atomico (O)**

Massa atomica dell'ossigeno = 16,00 → 1 mole

$16,00 \times 1,8 \text{ moli} = 28,8 \text{ grammi.}$

### **Convertire in grammi 2,6 mol di ossigeno molecolare (O<sub>2</sub>)**

massa molecolare dell'ossigeno =  $32,00 \times 2,6 \text{ moli} = 83,2 \text{ grammi.}$

### **Convertire in grammi 2,6 mol di cloruro di sodio (NaCl)**

massa atomica del sodio = 22,99 + massa atomica del cloro = 35,45 = 58,44

(massa molecolare NaCl)

$58,44 \times 2,6 = 151,994 \text{ grammi.}$

### **Convertire in moli 11 g di ammoniaca (NH<sub>3</sub>)**

massa molecolare della NH<sub>3</sub> =  $3 \times 1,008 + 14,01 = 17,34$

$11 \text{ g} : 17,34 = 0,634 \text{ moli.}$

### **Convertire in grammi 67,2 litri di idrogeno in condizioni normali (H<sub>2</sub>)**

$67,2 \text{ L} : 22,4 \text{ L/mol} = 3 \text{ mol}$  massa molare dell'idrogeno = 1,008 g/mol x 2 =

2,016 g/mol

$3 \text{ mol} \times 2,016 \text{ g/mol} = 6,048 \text{ g}$



## CONCETTI CHIAVE

- Gli atomi di una stessa specie o di specie diverse tendono a combinarsi tra di loro in modo da raggiungere la configurazione **dell'ottetto completo**, cioè con otto elettroni esterni (tipica dei gas nobili).
- Una configurazione stabile può essere raggiunta in diversi modi: mediante perdita di elettroni, mediante acquisto di elettroni e mediante compartecipazione di elettroni.
- La **formazione di un legame chimico** avviene in quanto porta a riduzione di energia e, quindi, a una situazione di maggiore stabilità degli atomi legati rispetto a quelli liberi.
- Allo stato fondamentale gli atomi sono neutri. **Un atomo può acquistare o perdere uno o più elettroni diventando uno ione**. Esistono due tipi ioni: gli anioni, a seguito di acquisto di elettroni, con carica negativa, e i cationi, come conseguenza della perdita di elettroni, con carica positiva.



- Si definisce **legame ionico** il legame che si forma quando ioni positivi, o cationi, derivanti dalla cessione di uno o più elettroni, interagiscono con gli ioni negativi, o anioni, derivanti da acquisto di elettroni.
- **I legami ionici non formano molecole**, ma aggregati ionici cristallini. La formula chimica di un composto ionico indica la più piccola parte di ioni positivi e negativi presenti nel cristallo a cui corrisponde una carica nulla. Nei cristalli non esistono le molecole.
- La **formula chimica** di un composto è il modo più semplice di indicare la sua composizione chimica. La formula chimica contiene due informazioni: i tipi di atomi o di ioni e il rapporto tra questi atomi o ioni presenti nel composto.
- Si definisce **legame covalente** il legame che si forma in seguito alla condivisione di almeno due elettroni tra due atomi.



- La molecola è il più piccolo insieme di atomi di un elemento o composto che ne possiede tutte le caratteristiche fisiche e chimiche.
- La parziale ionizzazione del legame covalente si indica affermando che il legame è polare.
- Si definisce **legame idrogeno** l'interazione di un atomo di idrogeno legato con legame covalente ad ossigeno, azoto o fluoro, con un atomo di ossigeno, azoto o fluoro di una molecola vicina.
- Altri legami intermolecolari deboli, di natura elettrostatica, sono le forze di van der Waals e le forze di London.
- La **risonanza** si verifica quando è possibile rappresentare più di una struttura per una stessa molecola. Le varie strutture sono definite strutture di risonanza.
- Il **peso molecolare** di un composto è la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi presenti in una molecola del composto.
- La **mole** è la quantità di qualsiasi sostanza che contiene un numero di Avogadro ( $6,022 \times 10^{23}$ ) di particelle.

