

# CHI FA DA SÉ FA PER TRE MA CON TUTOR VIEN DA SÉ

*Per acquisire da soli i saperi minimi in chimica generale*

## Capitolo 3 I legami tra gli atomi, gli ioni e tra le molecole

### Avvertimento al lettore

Questo non è un materiale di lettura comune. Le pagine sono numerate nel modo consueto, ma non devono essere lette consecutivamente. Il testo è diviso in un numero programmato di unità; al termine di ogni unità troverete le istruzioni per proseguire convenientemente nella lettura.

Leggere questo capitolo sarà come avere a disposizione un insegnante privato. Il testo pone continuamente delle domande, corregge gli eventuali errori, li spiega e vi guida ad andare avanti nello studio. La rapidità con la quale giungerete alla fine del capitolo dipenderà unicamente dalla vostra capacità di scegliere le risposte esatte invece di quelle errate; e dipenderà dalla vostra costanza. È consigliabile dedicare allo studio periodi di tempo frequenti, ma brevi ed è consigliabile ripetere spesso quanto si è appreso. Si avranno così risultati migliori di quelli ottenibili con una lettura molto prolungata. Seguite le istruzioni e vedrete che sarà impossibile terminare il capitolo senza aver assimilato i concetti fondamentali della chimica generale qui esposti.

### Capitolo 3

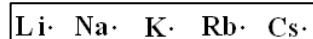
#### Conteggio e rappresentazione degli elettroni con i simboli di Lewis

Nel capitolo 1 abbiamo visto come si distribuiscono gli elettroni nei vari orbitali. Nel capitolo 2 si è preso in considerazione la tabella periodica e si è visto come gli elementi si dividano in metalli (la maggioranza degli elementi), non metalli e semimetalli. Si è inoltre fatto notare come l'idrogeno sia in grado di generare due tipi di composti, in cui ritroviamo i due principali tipi di legame chimico: il **legame ionico** o legame eteropolare e il **legame covalente** o legame omopolare.

Cerchiamo ora di capire come gli **elettroni** più esterni, quelli del **guscio di valenza**, siano utilizzati nella **formazione dei legami**. Per farlo faremo ricorso alla **simbologia di Lewis**. Per ricavare il simbolo di Lewis di un elemento, scriviamo il suo simbolo chimico circondato da un numero di puntini corrispondente agli elettroni di valenza dell'atomo. Per esempio, l'elemento litio

( ${}_3\text{Li}$ ), che ha un elettrone di valenza nell'orbitale  $2s$ , avrà il simbolo di Lewis rappresentato dalla scrittura qui a lato. Ciascun elemento del gruppo dei metalli alcalini avrà un simbolo di Lewis simile, dato che ognuno di essi possiede soltanto un elettrone di valenza.

Pertanto:



I simboli di Lewis per gli otto elementi del 2° periodo sono:

Gruppo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Simbolo	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·

Per i primi tre elementi il numero di elettroni spaiati nella rappresentazione di Lewis non coincide con quello previsto dalle loro configurazioni elettroniche. Il boro ( ${}_5\text{B}$ ), per esempio, in base allo schema energetico degli orbitali (vedi **Appendice 01, fig.1**) dovrebbe possedere, nel guscio di valenza, **due elettroni accoppiati** nell'orbitale  $2s$  e **un elettrone spaiato**, su uno dei suoi **orbitali 2p**. Tuttavia i simboli di Lewis sono rappresentati come indicato più sopra, perché quando berillio, boro e carbonio formano dei legami covalenti, si comportano come se avessero rispettivamente due, tre e quattro elettroni spaiati. Questo per tentare di raggiungere la configurazione del gas nobile a loro più prossimo: in verità, in prima battuta questo riesce solo per il carbonio; gli altri due devono "inventarsi" successivi altri stratagemmi.

(Continua alla pagina seguente)

Notate che quando un atomo possiede più di 4 elettroni di valenza, gli elettroni in più, rispetto a questo numero, risulteranno accoppiati con i precedenti.. Possiamo inoltre rilevare che per gli elementi rappresentativi (gruppi A) il **numero del gruppo** è **uguale al numero degli elettroni di valenza**.

Studieremo, adesso, quali tipi di combinazioni sono possibili fra le varie classi di elementi; in questo contesto non saranno comunque considerati i composti che alcuni gas nobili danno con elementi, come il fluoro, né quelli ottenuti dalla combinazione fra metalli.

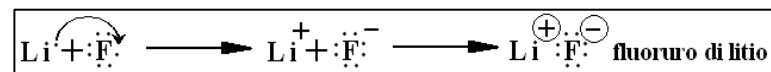
Tratteremo per primo il legame ionico.

#### Legami ionici o eteropolari

I **legami ionici** si formano facilmente fra i **metalli** e i **non metalli** in quanto i **metalli** hanno **tendenza a perdere elettroni**, mentre i **non metalli tendono ad acquistarli**. Quindi, il **metallo** è un **donatore di elettroni**, mentre il **non metallo** è un **accettore di elettroni**. In questa sede ci interesseremo unicamente la natura del legame chimico che si forma a causa di questi scambi elettronici.

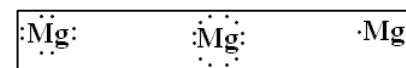
Questi trasferimenti di elettroni si giustificano con la tendenza di entrambi gli atomi, sia il donatore che l'accettore, a raggiungere la struttura elettronica del gas nobile a loro più vicino.

Consideriamo, per esempio, la reazione del litio con il fluoro. Applicando la simbologia di Lewis avremo un trasferimento di un elettrone dall'atomo di litio a quello di fluoro e conseguente formazione di un composto ionico:



Cercate, adesso di scrivere con il metodo di rappresentazione descritto, l'atomo di magnesio.

Risposte:

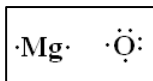


(pag. 72 B)      (pag. 77 A)      (pag. 80 B)

**70A (da pag. 80B)**

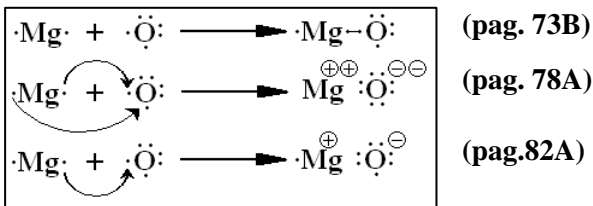
**Avete risposto:** La configurazione elettronica schematizzata per l'atomo di ossigeno è:  $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$

Esatto. Nella rappresentazione della struttura elettronica schematizzata non sono indicati i due elettroni presenti nel livello 1 perché non prendono parte alla formazione dei legami. Vengono indicati solo i 6 elettroni presenti nel livello 2 più esterno. Abbiamo quindi stabilito che le configurazioni elettroniche schematizzate per l'atomo di magnesio e per quello di ossigeno sono rispettivamente:



Secondo quanto abbiamo finora detto, quale delle tre equazioni sotto riportate rappresenta correttamente la combinazione di un atomo di magnesio con un atomo di ossigeno per dare l'ossido di magnesio?

Risposte

**70B (da pag. 91A)**

**Avete risposto:** L'atomo di cloro funziona da accettore nella formazione del legame dativo.

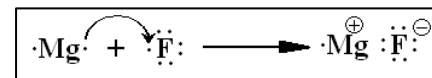
No.

Gli atomi di cloro sono già legati con il boro, prima ancora che si possa instaurare il legame dativo tra il tricloruro di boro e l'ammoniaca: essi non sono minimamente coinvolti in questo ulteriore legame.

Tornate a pag. **91A** e scegliete la risposta esatta.

**71A (da pag.78A)**

**Avete risposto:** L'equazione che descrive la formazione del fluoruro di magnesio combinando gli atomi di magnesio con quelli di fluoro è:



No.

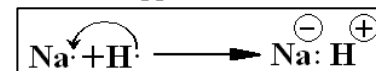
Il magnesio non ha alcun interesse a perdere uno solo dei suoi 2 elettroni esterni per formare lo ione:



Tornate a pag. 78 e scegliete la risposta esatta.

**71B (da pag. 81)**

**Avete risposto:** L'equazione che rappresenta la formazione dello idruro di sodio è:



No.

Per prima cosa, nessuno dei due ioni che si formano dagli atomi in reazione ha raggiunto la configurazione elettronica di un gas nobile.

Inoltre, si deve ricordare che un metallo (nel nostro caso il sodio) forma sempre ioni positivi.

Adesso, tornate a **pag. 81** e scegliete la risposta esatta.

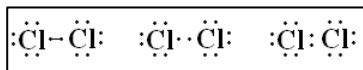
**72A (da pag.93)**

**Avete risposto:** Fra i due atomi della molecola di Cl<sub>2</sub> verrà condiviso un solo elettrone.

No.

Avete interpretato male la domanda.

Ogni atomo di cloro avendo 7 elettroni di valenza (3 coppie non condivise + 1 elettrone spaiato) per raggiungere la configurazione di gas nobile (8 elettroni = 4 coppie) mette in comune con l'altro atomo di cloro l'elettrone spaiato così che nella molecola di Cl<sub>2</sub> gli elettroni condivisi saranno due. Questa situazione la potete rappresentare in più modi: consiglio la prima:



Adesso, tornate a **pag. 93** e scegliete la risposta esatta.

**72B (da pag. 69)**

**Avete risposto:** Nel nuovo sistema di rappresentazione elettronica di un elemento, l'atomo di magnesio viene simboleggiato nella forma:



No.

Nella vostra rappresentazione, l'atomo di magnesio ha lo strato elettronico esterno completo, cioè ha la configurazione di un gas nobile e ciò non può essere.

Tornate a **pag. 69** e scegliete la risposta esatta.

**73A (da pag. 80B)**

**Avete risposto:** La configurazione elettronica schematizzata per l'atomo di ossigeno è :



No.

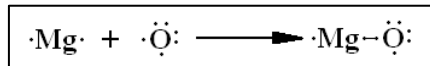
Secondo la vostra risposta, l'atomo di ossigeno avrebbe 2 elettroni nel suo strato esterno, così come avviene nell'atomo di magnesio.

Invece, nello strato di valenza, strato esterno, dell'atomo di ossigeno mancano 2 elettroni per avere la configurazione simile a quella di un gas nobile (8 elettroni).

Adesso, tornate a **pag. 80 B** e scegliete la risposta esatta.

**73B (da pag. 70)**

**Avete risposto:** L'equazione che descrive la combinazione fra gli atomi di magnesio e quelli di ossigeno per formare l'ossido di magnesio (MgO) è:



No.

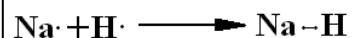
Nel processo che stiamo discutendo, cioè la combinazione di un atomo di Mg con un atomo di O per formare MgO (ossido di magnesio), nella vostra proposta, sia l'atomo di Mg che quello di O, non raggiungono la configurazione completa, simile ai gas nobili a loro più vicini.

Per giungere a ciò gli atomi di questi due elementi vengono invece trasformati in ioni. Nella vostra rappresentazione, invece gli atomi non si ionizzano ma rimangono come atomi neutri.

Adesso, tornate a **pag. 70** e scegliete la risposta esatta.

**74 (da pag. 81)**

*Avete risposto:* L'equazione che rappresenta la formazione dell'idruro di sodio è:



No.

Entrambi gli atomi che prendono parte a questa reazione devono poter arrivare a possedere una struttura elettronica simile ai gas nobili a loro più vicina.

Per l'atomo di idrogeno la condivisione del suo elettrone spaiato con quello del sodio effettivamente gli permetterebbe di completare il guscio 1, raggiungendo così alla configurazione elettronica dell'elio, il gas nobile a lui più vicino.

Per l'atomo di Na ciò è possibile solo perdendo l'elettrone che possiede nel suo strato più esterno, formando in tal modo lo ione positivo  $\text{Na}^+$ , che presenta una configurazione elettronica simile a quella del neon.

La condivisione del suo elettrone spaiato con quello dell'idrogeno non gli porta invece alcun giovamento.

Ricordate: nella formazione dei legami entrambi i soggetti coinvolti devono guadagnarci qualcosa, in termini di stabilità.

Adesso, tornate a **pag. 81** e scegliete la risposta esatta.

**74B (da pag. 96)**

*Avete risposto :* L'acqua è un composto covalente.

Esatto. Sia l'ossigeno che l'idrogeno sono due non metalli: ci si deve attendere che la combinazione di questi due elementi nella formazione dell'acqua dia luogo ad un composto covalente.

Adesso, sulla base delle conoscenze fin qui acquisite sulla formazione dei legami covalenti, l'acqua quanti legami covalenti avrà e quale sarà, di conseguenza, la sua formula?

*Risposte*

L'acqua ha un solo legame covalente e la sua formula è HO (**pag. 82 B**)

L'acqua ha due legami covalenti e la sua formula è  $\text{H}_2\text{O}$  (**pag. 87B**)

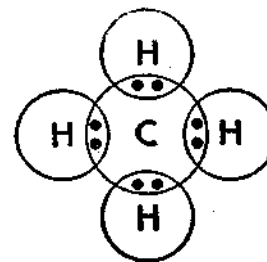
L'acqua ha tre legami covalenti e la sua formula è  $\text{H}_3\text{O}$  (**pag. 94A**)

**75 (da pag. 83)**

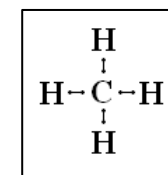
*Avete risposto:* Nella molecola di  $\text{CH}_4$  saranno condivise quattro coppie di elettroni.

Esatto. I quattro elettroni di valenza forniti dall'atomo di C uniti con ciascuno dei quattro elettroni apportati dall'atomo di H formano 4 coppie di elettroni condivisi, cioè quattro legami covalenti.

Nella figura sottostante è rappresentata schematicamente la configurazione elettronica della molecola del metano ( $\text{CH}_4$ ).



che possiamo schematizzare così:



Va osservato come in questa struttura, l'atomo di H viene a possedere 2 elettroni (configurazione elettronica dell'elio), mentre l'atomo di C, a sua volta, arriva a possedere 8 elettroni (configurazione elettronica del neon). Cerchiamo, adesso, di stabilire la formula di un dato composto chimico basandoci sulla conoscenza della Tavola periodica degli elementi.

Se un atomo di cloro ed un atomo di idrogeno si uniscono insieme per formare una molecola di cloruro di idrogeno (comunemente chiamato «acido cloridrico», mentre il prodotto commerciale impuro è detto «acido muriatico»), quante coppie di elettroni condivisi saranno coinvolti in questa combinazione ?

*Risposte*

Una molecola di cloruro di idrogeno possiede 2 coppie di elettroni condivisi (**pag. 84**)

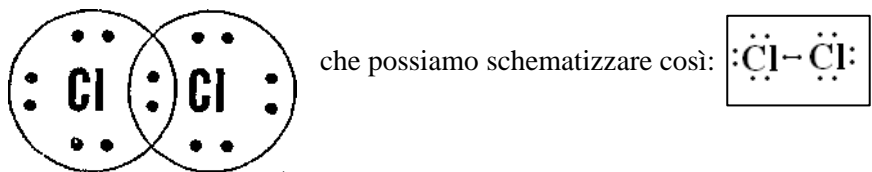
Una molecola di cloruro di idrogeno possiede 7 coppie di elettroni condivisi (**pag. 94 B**)

Una molecola di cloruro di idrogeno possiede una coppia di elettroni condivisi (**pag. 96**)

76 (da pag. 93)

**Avete risposto:** Fra i due atomi della molecola di  $\text{Cl}_2$  saranno condivisi 2 elettroni.

Esatto. Siccome gli elettroni di valenza dell'atomo di cloro sono 7 (3 coppie + 1 elettrone spaiato), nel formare una molecola di  $\text{Cl}_2$  i due atomi mettono in comune ciascuno un elettrone spaiato formando in tal modo un legame covalente:



Nella molecola di idrogeno,  $\text{H}_2$ , il legame che unisce i due atomi è formato dalla condivisione degli elettroni in essi presenti.

In una molecola di  $\text{H}_2$ , quanti saranno gli elettroni condivisi?

Risposte

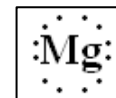
Un elettrone (pag. 79 B)

Due elettroni (pag. 83)

Quattro elettroni (pag. 78 B)

77A (da pag. 69)

**Avete risposto:** Nel nuovo sistema di rappresentazione elettronica di un elemento, l'atomo di magnesio viene simboleggiato nella forma:



No.

Nella vostra rappresentazione sono indicati tutti gli elettroni posseduti dal magnesio, mentre per i nostri scopi basta indicare gli elettroni presenti nello strato più esterno (gli elettroni di valenza).

Adesso, tornate a pag. 69 e scegliete la risposta esatta.

77B (da pag. 86A)

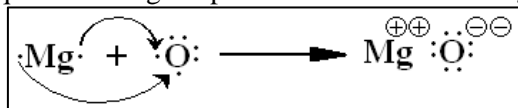
**Avete risposto:** Nella formazione del legame metallico ciascun atomo di sodio porrà nella nube elettronica che avviluppa tutta la struttura metallica un solo elettrone.

Esatto. Poiché il sodio ha numero atomico pari a 11, ciò significa che nel guscio di valenza egli dispone di un solo elettrone, nell'orbitale 3s. Allontanando questo elettrone egli può raggiungere la configurazione del neon, gas nobile a lui vicino.

(Per proseguire la lettura del testo andate direttamente a pag. 97)

**78A (da pag. 70A)**

Avete risposto: L'equazione che descrive la combinazione fra gli atomi del magnesio e quelli di ossigeno per formare l'ossido di magnesio (MgO) è:

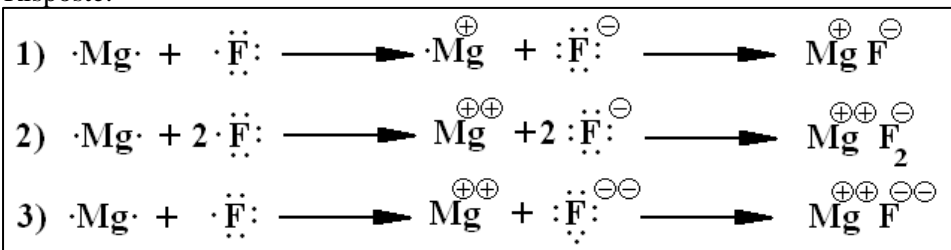


Esatto. L'atomo di magnesio dona i suoi 2 elettroni esterni all'atomo di ossigeno, in modo che il magnesio diventa uno ione con una doppia carica positiva, mentre l'ossigeno diventa uno ione con una doppia carica negativa.

Prendiamo ora in considerazione la formazione del fluoruro di magnesio, ottenuto dalla combinazione di un atomo di Mg (donatore di 2 elettroni) con un atomo di fluoro F (accettore di un solo elettrone).

L'equazione che porta alla formazione di questo composto come va scritta?

Risposte:



Eq. 1) (pag. 71A)

Eq. 2) (pag. 81)

Eq. 3) (pag. 91B)

**78B (da pag.76)**

**Avete risposto:** In una molecola di H<sub>2</sub> verranno condivisi 4 elettroni.

No.

Dalla vostra risposta si deduce che avete le idee piuttosto confuse per quanto riguarda i legami covalenti. Vi consigliamo di rileggere il paragrafo «Legami covalenti od omopolari » a pag. 93.

Adesso, tornate a **pag. 76** e scegliete la risposta esatta.

**79A (da pag.86A)**

**Avete risposto:** In un campione metallico di sodio ogni atomo di sodio metterà nella nuvola elettronica che avvolge tutta la struttura undici elettroni.

No.

Se così avvenisse il sodio (numero atomico 11) resterebbe totalmente privo di elettroni, in pratica si avrebbe solo il nucleo dell'atomo. Questo non porterebbe di certo alla sua stabilità: quale configurazione dei gas nobili raggiungerebbe in questo modo? La risposta che avete dato è proprio priva di senso.

Adesso tornate a pag. 86 A e scegliete la risposta corretta.

**79B (da pag. 76)**

**Avete risposto:** In una molecola di H<sub>2</sub> sarà condiviso un solo elettrone.

No.

Nella molecola di H<sub>2</sub> il legame che tiene uniti i due atomi è costituito da una coppia di elettroni condivisi: ciascun atomo di idrogeno mette in comune l'elettrone spaiato che possiede.

Tornate a **pag. 76** e scegliete la risposta esatta.

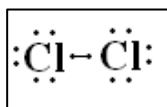
## 80A (da pag. 93)

**Avete risposto:** Fra i due atomi della molecola di Cl<sub>2</sub> saranno condivisi 17 elettroni.

No.

Poiché 17 è il numero atomico del cloro, esso indica il numero complessivo degli elettroni che sono presenti in questo atomo.

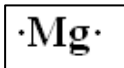
Però, ricordiamo che a noi interessano solo quegli elettroni che si trovano nello strato più esterno (elettroni di valenza) che, nel nostro caso, sono 7 (3 coppie + 1 spaiato). Per formare la configurazione stabile ad 8 elettroni (4 coppie) ciascun atomo di cloro mette in comune con l'altro atomo l'elettrone spaiato, così che nella molecola di Cl<sub>2</sub> gli elettroni condivisi sono due:



Adesso, tornate a **pag. 93** e scegliete la risposta esatta.

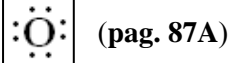
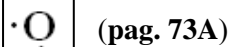
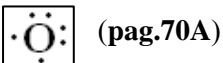
## 80B (da pag. 69)

**Avete risposto:** Nel nuovo sistema di rappresentazione elettronica di un elemento, l'atomo di magnesio viene simbolizzato nella forma:



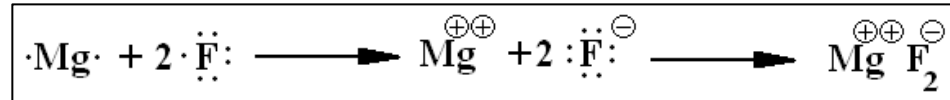
Esatto. Trascuriamo i primi due livelli del magnesio perché essendo già completi non hanno alcuna importanza nella formazione del legame. I due elettroni esterni sono indicati con due puntini.

Fra queste tre rappresentazioni elettroniche schematizzate per l'atomo di ossigeno, quale è, a vostro parere, quella giusta?



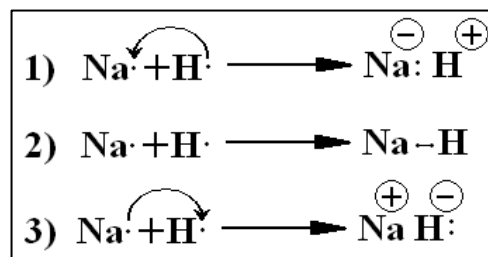
## 81 (da pag. 78A)

**Avete risposto:** L'equazione che descrive la formazione del fluoruro di magnesio combinando gli atomi di magnesio con quelli di fluoro è:



Esatto. Poiché un atomo di fluoro può assumere un solo elettrone ed un atomo di magnesio ne può donare 2, ne consegue che due atomi di fluoro si debbono unire a un atomo di magnesio, per cui la formula chimica del fluoruro di magnesio è MgF<sub>2</sub>. Riconsideriamo, adesso, il composto dell'idrogeno con il sodio (idruro di sodio) di cui abbiamo fatto cenno all'inizio di questo Capitolo.

Quale delle tre equazioni qui sotto riportate rappresenta correttamente la formazione di questo composto (idruro di sodio)?



Risposte

Eq. 1) (**pag. 71B**)

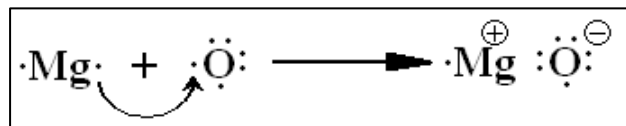
Eq. 2) (**pag. 74**)

Eq. 3) (**pag. 92**)



**82A (da pag. 70)**

**Avete risposto:** L'equazione che descrive la combinazione fra gli atomi di magnesio e quelli di ossigeno per formare l'ossido di magnesio (MgO) è:



Non è esatto. Nella combinazione che stiamo discutendo, la formazione di ossido di magnesio (MgO), entrambi gli atomi (sia il magnesio che l'ossigeno) reagiscono tra loro in forma ionica per raggiungere la configurazione dei gas nobili.

Vi ricordiamo che l'atomo di magnesio per assumere la struttura elettronica di un gas nobile deve perdere 2 elettroni diventando in tal modo uno catione con due cariche positive, mentre l'atomo di ossigeno assumerà 2 elettroni diventando un anione con due cariche negative.

Adesso, tornate a **pag. 70** e scegliete la risposta esatta.

**82B (da pag. 98B)**

**Avete risposto:** L'acqua ha un solo legame covalente e la sua formula è HO.

No.

Effettivamente John Dalton, uno dei più importanti chimici di inizio Ottocento, in base alle conoscenze di quel tempo, assegnava all'acqua questa formula. Oggi, tuttavia, sappiamo che l'atomo di H, avendo un solo elettrone di valenza, tende a dividerlo con un elettrone di un altro elemento per raggiungere la configurazione stabile del gas nobile a lui vicino (l'elio, 2 elettroni).

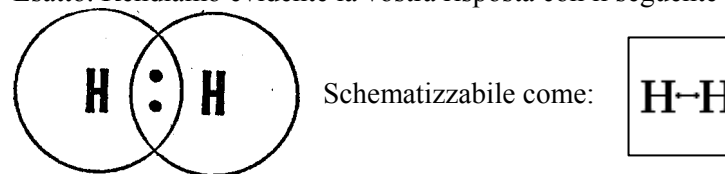
D'altra parte, l'elemento O, avendo 6 elettroni di valenza ha bisogno di assumere altri due elettroni per formare la configurazione elettronica del gas nobile argon, a lui vicino (8 elettroni nel guscio di valenza). Ora, in una molecola di formula HO, un atomo idrogeno non può fornire all'ossigeno che uno solo dei due elettroni ad esso mancanti.

Adesso, tornate a pag. **98 B** e scegliete la risposta esatta.

**83 (da pag. 76)**

**Avete risposto:** In una molecola di H<sub>2</sub>, verranno condivisi 2 elettroni.

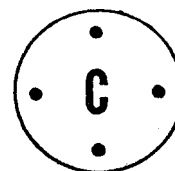
Esatto. Rendiamo evidente la vostra risposta con il seguente disegno:



Fino ad ora ci siamo occupati solo di molecole costituite da due soli atomi, esistono però molte molecole che sono costituite da parecchi atomi.

Consideriamo, per esempio, la molecola del metano, CH<sub>4</sub>, che è formata da un atomo di carbonio e da quattro atomi di idrogeno. L'atomo di C, avendo numero atomico 6, conterrà complessivamente sei elettroni, due dei quali situati nello strato interno 1 e quattro nello strato più esterno 2 e quindi disponibili per la formazione del legame.

Dalla Tavola periodica degli elementi osserviamo che entrambi questi atomi hanno un carattere non metallico e, quindi, combinandosi insieme, metteranno in comune i loro elettroni di valenza in modo che ciascuno di essi assumerà la configurazione elettronica stabile di un gas nobile (elio - 2 elettroni - per l'H e il neon - 8 elettroni - per il C).



In figura sono schematizzati gli elettroni di valenza presenti nell'atomo di carbonio.

Cercate, ora, di rispondere a questa domanda: nella molecola di CH<sub>4</sub> (metano) quanti sono gli elettroni condivisi ?

*Risposte*

Quattro coppie di elettroni (**pag. 75**)

Quattro elettroni (**pag. 95 A**)

**84 (da pag. 75)**

**Avete risposto:** Una molecola di cloruro di idrogeno (acido cloridrico) possiede 2 coppie di elettroni condivisi.

No.

Sia l'atomo di cloro che quello di idrogeno mettono in comune tanti elettroni in modo che ciascuno di essi raggiunga la configurazione elettronica stabile di un gas nobile.

Siccome un atomo di cloro contiene nella sua orbita più esterna 7 elettroni (3 coppie + 1 elettrone spaiato) e l'atomo H possiede un unico elettrone, ne consegue che entrambi gli atomi mettono in comune un elettrone formando fra loro un legame covalente (una coppia di elettroni condivisi).

Adesso, tornate a **pag. 75** e scegliete la risposta esatta.

**84B (da pag. 91A)**

**Avete risposto:** l'atomo che funziona da accettore è quello del boro.

Esatto. Il boro nel suo guscio di valenza dispone di soli tre elettroni che utilizza per legare mediante legami covalenti tre atomi di cloro. Tuttavia in questo modo non riesce a completare il guscio di valenza, poiché per farlo necessiterebbe di un'ulteriore coppia di legame. In suo aiuto può intervenire l'azoto che dispone di un doppietto non condiviso. Il tutto può andare a buon fine perché il boro, che deve agire da accettore, dispone di un orbitale vuoto (vedi Appendice 02 fig. 3). In definitiva si può quindi formare un legame dativo tra azoto e boro.

(Continua alla pagina seguente)

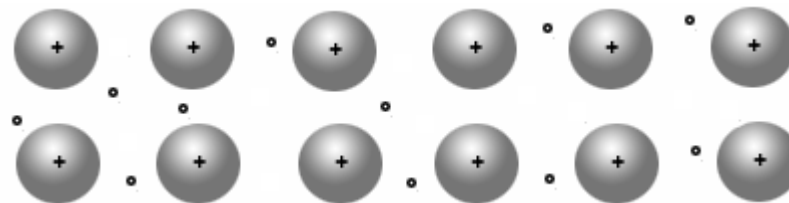
**85 (da pag. 84B)****Il legame metallico**

Il legame **ionico**, il legame **covalente** (**puro** o **polare** che sia), il legame **dativo**, sono tutti **legami primari**, perché sono legami forti, sono cioè caratterizzati da un'**elevata energia di legame** (in altre parole per romperli occorre molta energia). In realtà esiste un altro caso di interazione tra gli atomi che si registra quando sono presenti solo atomi di un metallo: il **legame metallico**.

Caratteristica comune dei metalli è quella di essere generalmente **solidi** a temperatura ambiente, presentano **comportamento plastico**, che permette di deformarli con facilità (sono cioè duttili e malleabili), sono buoni **conduttori** sia del **calore** sia della **corrente elettrica**; manifestano inoltre una **tipica lucentezza**. Queste proprietà permettono di identificarli e di differenziarli dai non metalli, che non hanno mai, contemporaneamente, tutte le proprietà sopraindicate.

Le caratteristiche dei metalli possono essere spiegate in base al legame che tiene uniti i loro atomi. Abbiamo già visto in precedenza che i metalli hanno la tendenza a cedere i loro elettroni di valenza e a trasformarsi in cationi, per poter giungere alla configurazione dei gas nobili: se contemporaneamente sono presenti atomi di non metalli la cosa è fatta! I loro elettroni verranno trasferiti all'elemento non metallico, secondo le regole del legame ionico. Ma se siamo di fronte a soli atomi metallici dove collocare gli elettroni in eccesso?

Per descrivere tutto ciò sono stati sviluppati vari modelli; il più semplice, noto come **modello a mare di elettroni** rappresenta il metallo come una struttura cristallina in cui nelle posizioni del reticolo si trovano i cationi metallici (di carica positiva); gli elettroni di valenza di cui ogni atomo metallico si disfa vengono invece posti in un'unica nube elettronica che avvolge tutto il solido, come illustrato nella figura.



(Continua alla pagina seguente)

**86A (da pag. 85)**

Mentre i cationi formati occupano posizioni fisse e ordinate, gli elettroni ceduti vengono messi in comune e costituiscono una nuvola elettronica molto mobile. Questa nuvola elettronica si muove con facilità tra i cationi ed è la responsabile delle proprietà macroscopiche di questi elementi, come ad esempio la conducibilità elettrica. Il modello ora presentato giustifica anche la plasticità dei metalli, in quanto con lo slittamento di un piano rispetto a un altro non si generano forze repulsive, come nel caso dei composti ionici (vedi in Appendice 03, figura 4)

Precisiamo che nei metalli, così come nel caso dei composti ionici, non esistono molecole vere e proprie ma aggregati reticolari: nei metalli i cationi sono tenuti insieme dalla nuvola elettronica che funge da "collante" elettrostatico.

Rispondete ora alla domanda seguente.

Il sodio (Na) ha numero atomico pari a 11. In un campione metallico di sodio quanti elettroni metterà ogni atomo di sodio nella nuvola elettronica?

Un solo elettrone (**pag. 77B**)

Undici elettroni (**pag. 79A**)

**86B (da pag. 99)**

*Avete risposto:* L'acqua è un composto ionico.

No.

L'ossigeno è un non metallo, cioè un elemento a cui mancano 2 elettroni nello strato più esterno che quindi tende ad assumere per formare la configurazione stabile del gas nobile neon (8 elettroni). Anche l'idrogeno è un non metallo, con la necessità di acquistare un secondo elettrone per raggiungere la configurazione elettronica dell'elio, cosa che può fare o acquistandolo da un metallo (come il sodio) oppure condividendolo con un altro non metallo, come è l'ossigeno. Tra questi due elementi non esiste quindi la possibilità di donare e di assumere elettroni che si ha nella formazione dei composti di tipo ionico.

Adesso, tornate a **pag. 78A** e scegliete la risposta esatta.

**87A (da pag. 80B)**

*Avete risposto:* La configurazione elettronica schematizzata per l'atomo di ossigeno è:



No.

Secondo la vostra risposta, l'ossigeno possedrebbe la configurazione elettronica di un gas nobile avendo completamente saturato (8 elettroni) lo strato esterno di valenza. All'atomo di ossigeno mancano, invece, 2 elettroni per raggiungere la struttura elettronica saturata di un gas nobile.

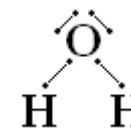
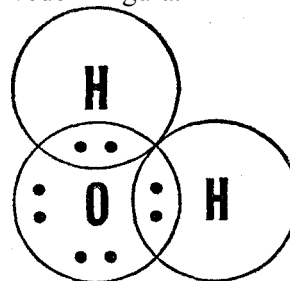
Adesso, tornate a **pag. 80B** e scegliete la risposta esatta.

**87B (da pag. 74B)**

*Avete risposto:* L'acqua ha due legami covalenti e la sua formula è: H<sub>2</sub>O.

Esatto. Infatti, i 2 elettroni di valenza provenienti da due atomi di idrogeno e i 6 elettroni di valenza provenienti da un atomo di ossigeno formano la configurazione elettronica stabile del gas nobile argon (8 elettroni) con formazione di due legami covalenti (due coppie di elettroni condivisi) come si vede in figura.

La figura può anche essere schematizzata così:



Rappresentiamo la molecola dell'acqua in questo modo perché gli atomi di H sono disposti ad angolo rispetto all'ossigeno e non linearmente.

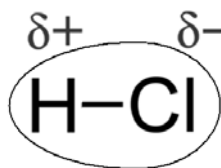
(Continua alla pagina seguente)

88 (da pag. 87B)

**Legami covalenti puri e polari**

Quando due atomi identici formano un legame covalente, come in  $H_2$  o  $Cl_2$ , ciascuno si appropria in eguale misura della coppia di elettroni impegnata nel legame. La densità elettronica da ambedue le parti del legame è la stessa, poiché gli elettroni risultano ugualmente attratti dai due nuclei. Tuttavia quando si combinano atomi di tipo diverso come in HCl, le attrazioni non risultano uguali e generalmente uno degli atomi attrae gli elettroni più fortemente dell'altro.

L'effetto di una diversa attrazione per gli elettroni di legame dà come risultato una distribuzione sbilanciata della densità elettronica. Per esempio, si è trovato che l'atomo di cloro attrae gli elettroni più fortemente di quanto non faccia quello di idrogeno. Nella molecola HCl, quindi, la nube elettronica risulta più spostata verso l'atomo di cloro e questa parte della molecola presenta un leggero accumulo di cariche negative.



La densità elettronica, spostandosi verso il cloro diminuisce sull'idrogeno, determinando su questo una leggera carica positiva.

Nella molecola HCl, il trasferimento di elettroni non è però completo; gli elettroni risultano ancora condivisi ma non più equamente. Le cariche, da ambedue le parti della

molecola, sono in ogni caso minori delle cariche intere (+1 e -1): sono in altri termini cariche parziali, normalmente indicate con la lettera greca delta  $\delta$ .

Nella molecola HCl, per esempio, l'idrogeno possiede una carica parziale di +0,17 e il cloro una carica parziale di -0,17.

Un legame che possiede **cariche parziali positive e negative** ai due estremi si chiama **legame covalente polare**.

La molecola HCl, per esempio possiede un legame covalente polare e si dice essere un dipolo.

Il grado di polarità di un legame covalente dipende dalla capacità relativa degli atomi legati ad attrarre gli elettroni. Se uno degli atomi esercita una forte attrazione per gli elettroni, e l'altro una debole, allora il legame sarà molto polare, poiché la densità elettronica sarà spostata in misura notevole verso l'atomo che attrae maggiormente gli elettroni. D'altra parte, se le differenze fra gli atomi legati sono piccole, gli elettroni risulteranno quasi equamente distribuiti.

(Continua alla pagina seguente)

89

La relativa attrazione di un atomo per gli elettroni di legame è chiamata **elettronegatività**. Nella molecola HCl, per esempio il cloro è più elettronegativo dell'idrogeno, ecco perché questa parte del legame acquista una carica parziale negativa.

Il concetto di elettronegatività è stato espresso quantitativamente: sono stati assegnati anche dei valori agli elementi della Tabella periodica (vedi Appendice 01 fig.1).

Quello che è importante per stabilire la **polarità di un legame** è tuttavia la **differenza di elettronegatività** tra i membri della coppia.

Il concetto di elettronegatività, inoltre, mette in evidenza che non esiste una netta separazione fra i legami di tipo ionico e covalente. Il legame ionico e quello covalente non polare rappresentano semplicemente i due estremi di una sequenza. Il legame ionico si forma quando la differenza di elettronegatività fra i due atomi è molto grande (superiore a 3,0); in questo caso l'atomo più elettronegativo acquista il completo controllo degli elettroni di legame. Nel legame covalente apolare invece non esiste differenza di elettronegatività, così che la coppia di elettroni di legame risulta equamente distribuita.

**Legame dativo, o legame covalente coordinato**

Abbiamo visto che quando si forma un legame covalente, puro o polare che sia, una coppia di elettroni viene messa in comune tra i due atomi che partecipano al legame, ognuno dei quali mette a disposizione un elettrone spaiato.

Se si formano legami covalenti multipli, come nella molecola dell'azoto ( $N_2$ ), in cui i due atomi sono uniti da un triplo legame, ognuno dei due atomi mette a disposizione tre elettroni spaiati.

A volte, comunque, i legami si formano in condizioni diverse, per cui la **coppia di elettroni è messa a disposizione** interamente da **uno** solo dei due atomi. Si tratta del **legame dativo**: perché esso possa formarsi è però indispensabile che siano soddisfatte due condizioni.

La prima prevede la presenza di un atomo donatore, con la disponibilità di almeno un doppietto di elettroni non condivisi: questo atomo è definito l'atomo donatore.

Deve inoltre essere presente un atomo, detto accettore, che invece deve possedere un orbitale vuoto nel guscio di valenza. Solo se entrambe le condizioni sono rispettate può aver luogo la formazione del legame dativo.

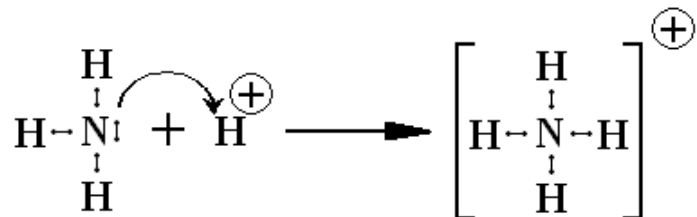
(Continua alla pagina seguente)

## 90 (da pag. 89)

Facciamo un esempio.

Quando l'ammoniaca (NH<sub>3</sub>) è posta in una soluzione acida acquista uno ione idrogeno H<sup>+</sup> (come impareremo più avanti tutti gli acidi hanno come comune caratteristica quella di generare idrogenioni), diventando lo ione ammonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).

Ciò può essere rappresentato in questo modo:



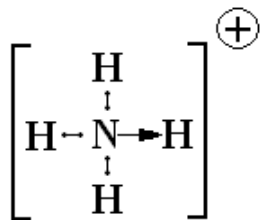
Ciò è possibile in quanto lo ione H<sup>+</sup>, possiede sul suo guscio di valenza un orbitale vuoto, avendo perduto il suo unico elettrone. È quindi in grado di poter alloggiare momentaneamente un elettrone prestatogli dall'azoto, che in questo modo, spezzando la sua coppia di elettroni non condivisa, resta con un elettrone spaiato. In questo passaggio dell'elettrone dall'azoto all'idrogeno si ha, contemporaneamente, anche la migrazione della carica elettrica positiva in senso inverso, dall'idrogeno all'azoto.

A questo punto tra azoto e idrogeno è possibile la formazione di un legame covalente di condivisione, con la formazione dello ione ammonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).

Se tuttavia la genesi di questo legame è anomala rispetto a un normale legame covalente, una volta che questo si è formato, diventa del tutto indistinguibile dal tradizionale legame covalente. Di conseguenza noi

non saremo in grado di distinguere quale dei quattro idrogeni legati all'azoto nell'ione ammonio sia unito dal legame dativo e quali dal legame covalente. Una descrizione chiara sul piano didattico, suddivisa per stadi, la potete trovare in Appendice 02, fig. 2. Ciò premesso, a volte, per indicare una coppia di elettroni corrispondente a quella del legame dativo, si usa rappresentarla con una freccia, che va

dall'atomo donatore all'atomo accettore:

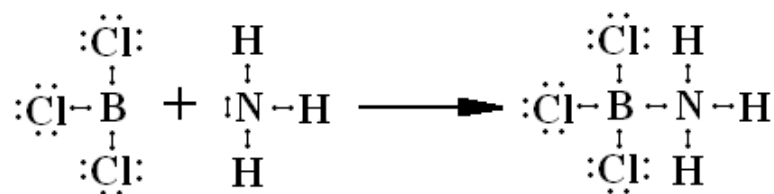


(Continua alla pagina seguente)

## 91A (da pag.90)

Consideriamo ora la seguente reazione tra ammoniaca NH<sub>3</sub> e tricloruro di boro BCl<sub>3</sub>:

In questo esempio quale atomo funziona da accettore?



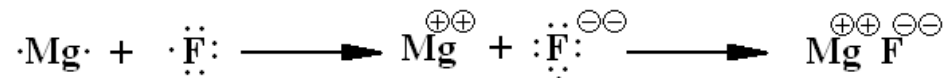
L'atomo di azoto (pag. 95B)

L'atomo di cloro (pag. 70B)

L'atomo di boro (pag. 84B)

## 91B (da pag. 78A)

**Avete risposto:** L'equazione che descrive la formazione del fluoruro di magnesio combinando gli atomi di magnesio con quelli del fluoro è:



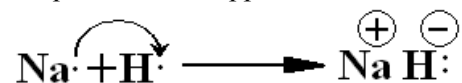
No.

Entrambi gli atomi che entrano in reazione (il Mg e il F) tendono ad assumere la struttura elettronica di un gas nobile. Così, l'atomo di Mg perde i suoi 2 elettroni interni diventando uno ione con due cariche positive, mentre l'atomo di F tenderà ad assumere l'elettrone mancante nel suo strato esterno per costituire la struttura di un gas nobile (8 elettroni) e formare così uno ione con una carica negativa (fluoruro). Nella risposta da voi scelta lo ione fluoruro possiede, invece, nove elettroni esterni ed una doppia carica negativa. Questo è impossibile, è assolutamente contrario agli interessi del fluoro.

Tornate a pag. 78A e scegliete la risposta esatta.

92 (da pag.81)

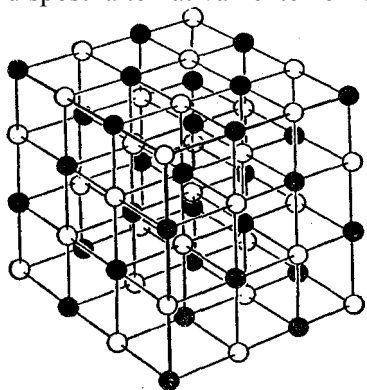
Avete risposto: L'equazione che rappresenta la formazione dell'idruro di sodio è:



Esatto. Il sodio è il donatore di elettroni, mentre l'idrogeno ne è l'accettore, come è prevedibile per un elemento non metallico.

Le sostanze allo stato solido sono costituite da *cristalli* di forma regolare tridimensionale, in cui gli atomi, gli ioni o le molecole, che li formano, hanno una determinata disposizione geometrica.

Nei cristalli di un composto ionico, gli ioni positivi e quelli negativi sono disposti alternativamente nel reticolo cristallino, come mostra la Figura



*Cristallo di cloruro di sodio (NaCl).*

Va notato che, in questo reticolo, ogni ione positivo è equidistante da 6 ioni negativi e, analogamente, ogni ione negativo è equidistante da 6 ioni positivi. Questi cristalli ionici sono duri e hanno alte temperature di fusione perché per rompere o per fondere il cristallo si devono annullare le forti forze elettriche che tengono uniti insieme i componenti.

(Continua alla pagina seguente)

93 (da pag.92)

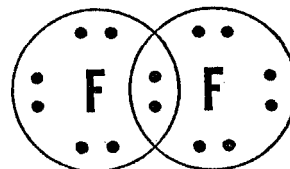
### Legami covalenti od omopolari

Contrariamente ai legami ionici che sono costituiti da forze elettrostatiche agenti fra particelle aventi una carica elettrica opposta, i *legami covalenti* (o *legami omopolari*) si formano quando una coppia di elettroni (doppio elettronico) sono messi in comune, condivisi, fra due atomi in modo che tutto l'insieme raggiunga, nell'involucro esterno, la configurazione elettronica stabile (2 od 8 elettroni) che si ritrova nei gas nobili.

Consideriamo la molecola del fluoro. Sappiamo, sperimentalmente, che essa è una molecola biatomica. In questa molecola come sono uniti i due atomi di fluoro?

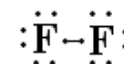
Come abbiamo già visto, all'atomo di fluoro manca un elettrone per raggiungere

la configurazione di un gas nobile e d'altra parte è impossibile una disposizione donatore-accettore del tipo di quella esistente nel legame ionico precedentemente discusso perché nessuno dei due atomi di fluoro è capace (né ha interesse) di cedere elettroni. Il problema viene risolto se ciascun atomo



di fluoro mette in comune l'unico elettrone che possiede formando così una coppia di elettroni condivisi ottenendo la disposizione rappresentata in figura. La coppia di elettroni condivisi, che forma il legame covalente, è quella che si trova nello spazio formato dalla intersecazione dei due cerchi.

La molecola F<sub>2</sub> può agevolmente essere rappresentata anche così:



Anche il cloro, Cl<sub>2</sub> (numero atomico 17), forma una molecola biatomica.

In una molecola di Cl<sub>2</sub>, quanti saranno gli elettroni condivisi?

*Risposte*

In una molecola di Cl<sub>2</sub> verrà condiviso un solo elettrone (**pag. 72 A**)

In una molecola di Cl<sub>2</sub> verranno condivisi due elettroni (**pag. 76**)

In una molecola di Cl<sub>2</sub> verranno condivisi 17 elettroni (**pag. 80 A**)

**94A (da pag. 74B)**

*Avete risposto:* L'acqua ha tre legami covalenti e la sua formula è H<sub>3</sub>O.

No.

Tre legami covalenti significano tre coppie di elettroni condivisi. Ma sappiamo che, siccome l'atomo di O possiede 6 elettroni di valenza, gliene occorrono solo altri 2 per ottenere la configurazione elettronica completa, pari a quella del neon.

Tornate a **pag. 74 B** e scegliete la risposta esatta.

---

**94B (da pag. 75)**

*Avete risposto:* Una molecola di cloruro di idrogeno (acido cloridrico) possiede 7 coppie di elettroni condivisi.

No.

Un atomo di cloro possiede 7 elettroni di valenza, ma di questi sette solo uno è spaiato. D'altra parte l'atomo di idrogeno possiede uno solo elettrone. Come si possono ottenere 7 coppie di elettroni se si hanno a disposizione solo due elettroni spaiati, uno per ciascun atomo?

Tornate a **pag. 75** e scegliete la risposta esatta.

**95A (da pag.83)**

*Avete risposto :* Nella molecola di CH<sub>4</sub> sono condivisi 4 elettroni.

No.

È vero che l'atomo di carbonio mette in comune con l'atomo di idrogeno i suoi 4 elettroni esterni, ma a sua volta ciascuno dei quattro atomi di idrogeno mette in comune con l'atomo di carbonio il suo unico elettrone di valenza, così che si hanno complessivamente 8 elettroni condivisi. Però, è più opportuno considerare il totale di questi elettroni come 4 *coppie* piuttosto che 8 elettroni singoli.

Adesso tornate a **pag. 83** e scegliete la risposta esatta.

---

**95B (da pag. 91A)**

*Avete risposto :* L'atomo di azoto funziona da accettore.

No.

L'atomo di azoto non dispone di orbitali vuoti nel guscio di valenza, condizione questa per funzionare da accettore di elettroni.

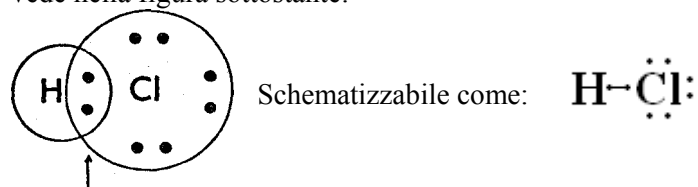
Tornate a **pag. 91A** e scegliete la risposta corretta

96 (da pag. 75)

**Avete risposto:** Una molecola di cloruro di idrogeno (acido cloridrico) possiede una coppia di elettroni condivisi.

Esatto. Mentre l'idrogeno ha un elettrone in meno dell'elio, al cloro manca un elettrone per raggiungere la configurazione elettronica dell'argon.

Quindi, se ciascuno di questi atomi mette in comune un elettrone si avrà una coppia di elettroni condivisi e l'atomo di cloro otterrà la configurazione elettronica dell'argon, mentre l'atomo di idrogeno avrà quella dell'elio, come si vede nella figura sottostante:



**coppia condivisa**

Consideriamo, adesso, l'acqua, notoriamente un composto a base di idrogeno e di ossigeno.

Osservando la Tavola periodica degli elementi, secondo voi, l'acqua è un composto di tipo covalente od un composto di tipo ionico?

Risposte

L'acqua è un composto ionico (pag. 86B)

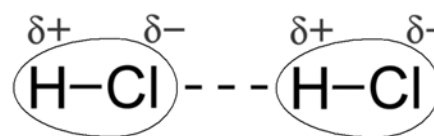
L'acqua è un composto covalente (pag. 74B)

97 (da pag.77B)

### Attrazioni intermolecolari

Finora abbiamo sempre considerato legami forti (*legami primari*), responsabili ad esempio dell'unione degli atomi all'interno delle molecole. Vediamo ora quali siano i legami tra le molecole, che devono certamente sussistere altrimenti i composti molecolari dovrebbero essere necessariamente, in loro mancanza, tutti gassosi. Per prima cosa occorre aver presente che le attrazioni *tra* le molecole sono sempre più deboli delle attrazioni esistenti *all'interno* delle molecole.

### Legame dipolo-dipolo



Abbiamo già visto che l'acido cloridrico (HCl) rappresenta un esempio di molecola polare. Molecole di questo tipo possiedono cariche parziali positive e negative, formano cioè un **dipolo elettrico permanente**: esse tenderanno

quindi a orientarsi in modo che la parte positiva di un dipolo sia vicina alla parte negativa di un altro dipolo. Tuttavia, a temperatura ambiente, l'energia termica a disposizione causa l'agitazione delle molecole, per cui esse, nel complesso, sono molto meno ordinate di quanto prevedibile (vedi Appendice 03, fig. 5). Questo tipo di interazione intermolecolare è noto come **legame dipolo-dipolo**: la sua forza è debole, pari a circa l'1% di quella del legame covalente.

Non a caso a temperatura ambiente l'acido cloridrico puro è gassoso, a conferma della debolezza dei suoi legami intermolecolari.

### Legame a ponte d'idrogeno

Un caso particolare di legame dipolo-dipolo si registra quando un idrogeno è legato covalentemente a un **atomo** che sia contemporaneamente **piccolo di volume** e che sia **altamente elettronegativo**, come il **fluoro**, l'**ossigeno** o l'**azoto** (vedi Appendice 04, figura 6). In questi casi si possono osservare inusuali forti attrazioni dipolo-dipolo. Esistono due ragioni per questo fenomeno.

Primo, data la **grande differenza di elettronegatività**, i **legami** F—H, O—H e N—H sono **molto polari**. Le parti terminali di questi dipoli portano di conseguenza una **quantità di carica elettrica** abbastanza **alta**.

Secondo, data la piccola dimensione degli atomi interessati, la carica agli estremi del dipolo risultano notevolmente concentrate in piccoli volumi; è come dire che siamo di fronte a **alte densità di cariche elettriche**.

(Continua alla pagina seguente)



98 (da pag. 97)

Questi due fattori si vanno a sommare tra loro, provocando una notevole attrazione tra le cariche opposte di due dipoli tra loro vicini. Questo tipo di interazione è noto come **legame a ponte di idrogeno**, che risulta circa cinque volte più forte di una normale attrazione dipolo-dipolo.

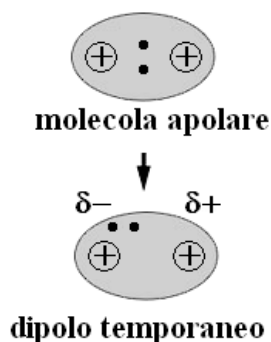
In buona sostanza, affinché si possa formare un legame a ponte d'idrogeno occorre che siano rispettate due condizioni:

- 1) nella molecola del composto deve essere presente idrogeno
- 2) l'idrogeno deve essere legato a un atomo piccolo e fortemente elettronegativo: a questi requisiti rispondono pienamente solo l'azoto, l'ossigeno, il fluoro.

La riprova della forza del legame a ponte d'idrogeno rispetto al normale legame dipolo-dipolo la possiamo ricavare dal confronto delle temperature di ebollizione dell'acido cloridrico (HCl) e dell'acqua (H<sub>2</sub>O)

sostanza	Tipo di legame intermolecolare	Massa formula (u.m.a.)	Temperatura di ebollizione (°C)
HCl	legame dipolo-dipolo	36,5	-84,9
H <sub>2</sub> O	legame a ponte di idrogeno	18	+100

### Legame di Van der Waals



Anche tra molecole apolari esistono forze elettriche attrattive seppur di minore intensità delle attrazioni dipolo-dipolo presenti tra le molecole polari; queste attrazioni prendono il nome di **forze di Van der Waals** o **forze di dispersione di London**.

Consideriamo una molecola apolare come quella del bromo. La coppia di elettroni di legame è in continuo movimento; in dato istante può succedere che entrambi gli elettroni si trovino dal medesimo lato della molecola. Questo significa che in quella zona si ha una maggiore densità di carica negativa, con la formazione di una parziale carica negativa.

(Continua alla pagina seguente)

99 (da pag. 98)

Dall'altra parte della molecola, viceversa, c'è meno copertura elettronica di quanto sia necessario; da quel lato si registrerà una parziale carica positiva.

In altre parole si è formato un **dipolo temporaneo**. Questo evento può causare in una molecola vicina, pur essa inizialmente apolare, la comparsa di un **dipolo indotto**. A questo punto la parte positiva del dipolo temporaneo eserciterà un'attrazione nei confronti della parte negativa del dipolo indotto, attrazione che comunque avrà un effetto momentaneo (per una migliore comprensione, vedi in Appendice05, fig. 7).

Il costante movimento degli elettroni farà sparire il dipolo temporaneo in un tempo brevissimo, venendo così meno anche il dipolo indotto. Tuttavia, dato il numero elevatissimo di molecole e il continuo movimento disordinato degli elettroni, anche nel più piccolo campione considerato è statisticamente probabile che un nuovo squilibrio elettronico si possa creare su una terza molecola che si trovi nelle vicinanze; questa a sua volta attirerà la prima, e così via. Questi dipoli di piccola forza e di vita breve causano quindi momentanei agganci fra le molecole. Questo tipo di legami sono i soli tipi di attrazione possibili fra molecole non polari.

Le intensità delle forze di Van der Waals dipendono da molteplici fattori. In particolare queste forze diventano via via più importanti ma mano che aumentano le dimensioni delle molecole. Ciò è dovuto al fatto che a causa della maggior grandezza molecolare in un dato istante è possibile la formazione contemporanea in una stessa molecola di un numero significativo di dipoli temporanei, che causeranno su una seconda molecola un numero analogo di dipoli indotti. Anche se l'intensità della forza di attrazione tra un singolo dipolo temporaneo e un dipolo indotto è, piccola, singolarmente considerata, l'attrazione complessiva tra due molecole apolari di grandi dimensioni può essere sufficientemente forte da consentire anche lo stato solido per quel dato composto.

Adesso, andate alla pagina seguente in cui vengono brevemente riassunti i concetti che abbiamo imparato in questo capitolo.

100 (da pag. 99)

**Legami chimici: tipologie varie - Riassunto del capitolo 3**

Nel presente Capitolo sono stati discussi quattro tipi di *legami chimici*, cosiddetti *di primo ordine*, perché particolarmente forti.

1. Il *legame ionico*, detto anche *eteropolare* oppure *elettrostatico*, tipico tra *metalli e non metalli*, in cui uno o più *elettroni* vengono *trasferiti* da un atomo (il metallo) ad un altro (il non metallo); in conseguenza di questo trasferimento di elettroni si ha la *formazione* di una *coppia di ioni*: uno con carica positiva (*catione, il metallo*) e l'altro con carica negativa (*anione, il non metallo*).
2. Il *legame covalente*, in cui una o più *coppie di elettroni spaiati* sono *condivise* fra due atomi: è il legame *tipico* tra i *non metalli*. I legami covalenti si suddividono in:
  - a) legami *covalenti puri*: la coppia (o le coppie) di legame sono equamente condivise tra i due atomi: è la situazione che si verifica quando si legano tra loro atomi uguali (H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, ecc.): la *molecola* risulta *apolare*.
  - b) legami *covalenti polari*: si verificano quando gli atomi coinvolti manifestano una diversa *elettronegatività*, intesa come la forza con cui un atomo attira a sé gli elettroni di legame. Questo porta ad una *deformazione* della *coppia di legame* verso l'atomo più elettronegativo con la formazione di *parziali cariche elettriche* (positive e negative) all'estremità del legame
3. Il *legame dativo* o coordinativo (detto anche covalente coordinato), si tratta anche in questo caso della condivisione di una coppia di elettroni ma la particolarità sta nel fatto che la *coppia di elettroni* è *messa a disposizione* interamente da *uno* solo dei due atomi. Condizioni affinché il legame dativo possa formarsi è che siano soddisfatte *due condizioni*:
  - a) la presenza di un *atomo donatore*, con la disponibilità di almeno un *doppio di elettroni non condiviso*
  - b) deve inoltre essere presente un *atomo accettore*, che invece deve possedere un *orbitale vuoto* nel guscio di valenza.

Da notare che una volta che si sia formato il legame dativo è indistinguibile da un normale legame covalente

(Continua alla pagina seguente)

101 (da pag.100)

4. Il *legame metallico*, che avviene tra gli atomi di un *metallo*, in *assenza* di *altri partner*. Anche in questo caso gli *atomi* del metallo si *trasformano in cationi*, come nel legame ionico; la differenza è che ora essi ripongono i loro *elettroni* di valenza in un'unica, *enorme nube elettronica*, che avvolge tutti i cationi formati, questo modello semplificato è noto anche come *modello a mare di elettroni*: esso è in grado di spiegare molte delle proprietà dei metalli, come la *conducibilità elettrica* e la *plasticità*.

Abbiamo inoltre preso in esame i legami tra le molecole (*legami intermolecolari*), legami che, sia pure più deboli dei legami intramolecolari, sono i soli che permettono alle molecole di legarsi tra loro, garantendo l'esistenza dello stato solido e liquido anche per questa classe di composti

**Legame dipolo-dipolo**

Molecole biatomiche, come l'acido cloridrico (HCl), essendo unite da un *legame covalente polare*, posseggono una polarità permanente, presentano cioè un *dipolo elettrico permanente*: esse tenderanno quindi a orientarsi in modo che la parte positiva di un dipolo sia vicina alla parte negativa di un altro dipolo di una seconda molecola. Questo tipo di *interazione intermolecolare* è piuttosto *debole*: la sua forza è pari a circa l'**1%** di quella di un *legame covalente*.

**Legame a ponte d'idrogeno**

Un caso particolare di legame dipolo-dipolo si registra quando un idrogeno è legato covalentemente a un *atomo* che sia contemporaneamente *piccolo di volume* e che sia *altamente elettronegativo*; in questi casi si possono osservare inusuali forti attrazioni dipolo-dipolo. Questo tipo di interazione risulta circa **cinque volte più forte** di una normale *attrazione dipolo-dipolo*.

Affinché si possa formare un legame a ponte d'idrogeno occorre che siano rispettate due condizioni:

- 1) nella molecola del composto deve essere presente idrogeno
- 2) l'idrogeno deve essere legato a un atomo piccolo e fortemente elettronegativo

A questi due requisiti rispondono pienamente solo l'azoto, l'ossigeno, il fluoro.

(Continua alla pagina seguente)

102(da pag. 101)

**Legame di Van der Waals**

Anche tra *molecole apolari* esistono *forze elettriche attrattive*, sia pure più deboli delle attrazioni precedenti: queste interazioni prendono il nome di *forze di Van der Waals* o *forze di dispersione di London*.

Esse si originano a causa del continuo movimento disordinato degli elettroni: si crea in questo modo un *dipolo temporaneo*. Questo evento può causare in una molecola vicina, pur essa inizialmente apolare, la comparsa di un *dipolo indotto*, con conseguente attrazione. Questo legame avrà comunque un effetto momentaneo, in quanto il costante movimento degli elettroni farà sparire il dipolo temporaneo in un tempo brevissimo, venendo così meno anche il dipolo indotto.

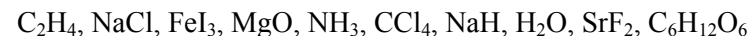
Tuttavia, dato il numero elevatissimo di molecole e il continuo movimento disordinato degli elettroni, questi squilibri elettronici si ricreano continuamente: pur cambiando partner le molecole restano comunque legate tra loro, sia pure debolmente. Le intensità delle forze di Van der Waals dipendono da molteplici fattori. In particolare queste forze diventano via via più importanti ma mano che aumentano le dimensioni delle molecole, in quanto in un medesimo istante su una stessa molecola si possono verificare più dipoli temporanei. Questi causeranno complessivamente, in termini sommatori, un'attrazione complessiva con altre molecole sufficientemente forte da consentire anche lo stato solido.

Andate ora alla pagina seguente per le domande di ripasso.

103 (da pag. 102)

**Domande e problemi riassuntivi del capitolo 3**

1. Spiegate la differenza esistente fra legami ionici e legami covalenti.
2. In base alle rispettive posizioni nella Tabella Periodica degli Elementi dite se nelle formule dei composti qui sotto elencati, sono presenti legami ionici oppure legami covalenti:



3. Tenendo presente che nei composti binari l'elemento citato per primo nel nome, nella relativa formula compare in seconda posizione (es. cloruro di sodio  $\rightarrow \text{NaCl}$ ), basandovi sulle configurazioni elettroniche dei vari elementi, desumibili dall'incrocio tra i simboli di Lewis riportati a pag. 68 di questo capitolo e dalle posizioni degli elementi nella Tabella Periodica, scrivete le formule dei seguenti composti:

Fluoruro di bario	Ossido di magnesio
Bromuro di alluminio	Ossido di alluminio
Cloruro di silicio	Solfuro di calcio
Cloruro di litio	Ioduro di potassio

4. Tra molecole polari si instaurano:
  - a) attrazioni dipolo-dipolo
  - b) legami covalenti
  - c) legami ionici
  - d) forze di van der Waals
5. Tra molecole apolari si instaurano:
  - a) legami ionici
  - b) forze di van der Waals
  - c) attrazioni dipolo-dipolo
  - d) legami covalenti

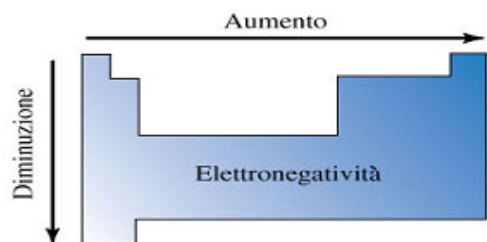
Confrontate le vostre risposte con quelle riportate nella pagina seguente.

104 (da pag.103)

**Risposte di controllo alle domande del capitolo 3**

1. Nel *legame ionico* gli elettroni si *trasferiscono* da un atomo all'altro, mentre nel *legame covalente* gli elettroni vengono *condivisi* tra due atomi.
2. Ionici: NaCl, FeI<sub>3</sub>, MgO, NaH, SrF<sub>2</sub>.  
Covalenti: C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>.
3. Fluoruro di bario BaF<sub>2</sub> - Bromuro di alluminio AlBr<sub>3</sub> - Cloruro di silicio SiCl<sub>4</sub>  
Cloruro di litio LiCl - Ossido di magnesio MgO - Ossido di alluminio Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
Solfuro di calcio CaS - Ioduro di potassio KI.
4. a)
5. b)

APPENDICE 01



## Elettronegatività degli elementi

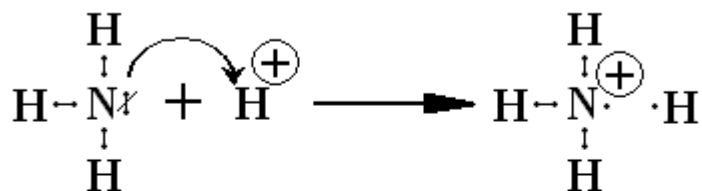
Andamento generale dei valori di elettronegatività degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

IA	IIA		Metalli										Nonmetalli					VIIIA								
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18									
1 H 2.1																	2 He									
2 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne									
3 Na 1.0	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar									
4 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3										22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
5 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2										40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
6 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1										72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn
7 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1										58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2	
												90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5	

\*I valori di elettronegatività sono indicati nella parte bassa delle caselle.

Figura 1 – Valori e andamento dell'elettronegatività nella tabella periodica

## APPENDICE 02



**fase 1: il doppietto sull'azoto viene scisso; un elettrone viene ceduto all'idrogeno. Contemporaneamente la carica positiva si trasferisce sull'azoto**



**fase 2: i due elettroni spaiati si mettono in comune formando il legame dativo: i due elettroni provengono in origine dall'azoto**

figura 2 – Formazione del legame dativo tra ammoniaca e un ione idrogeno

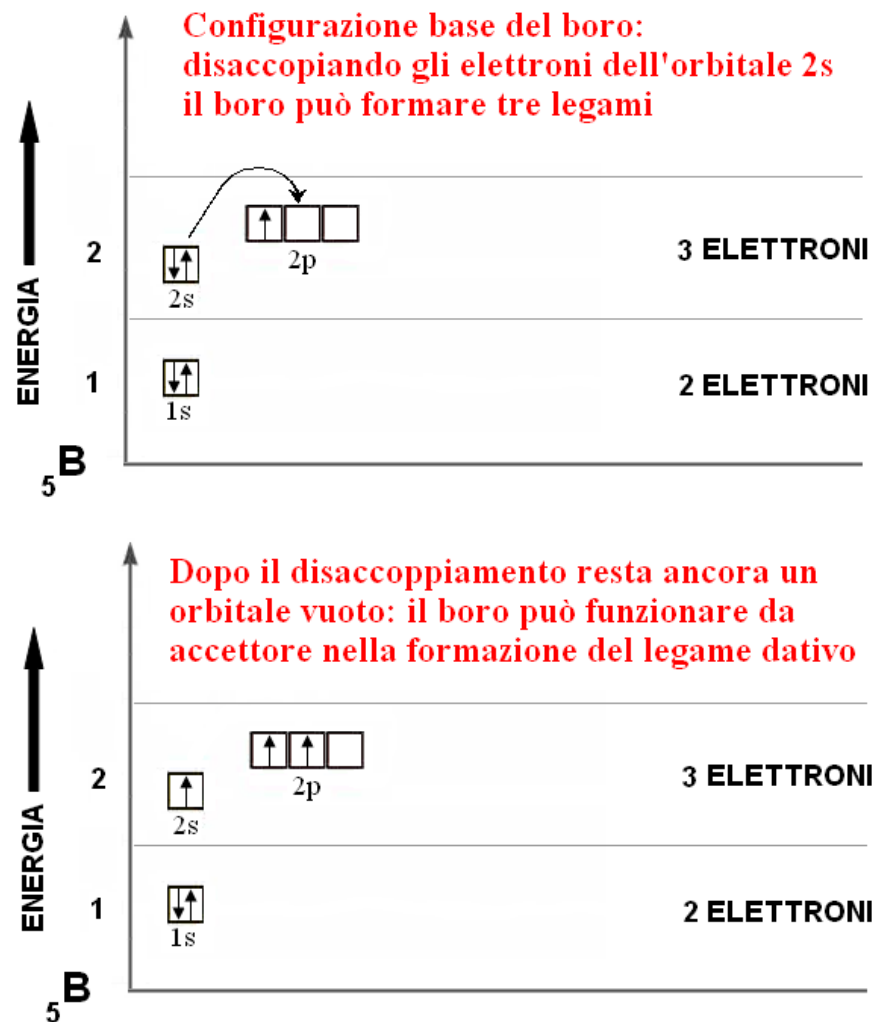
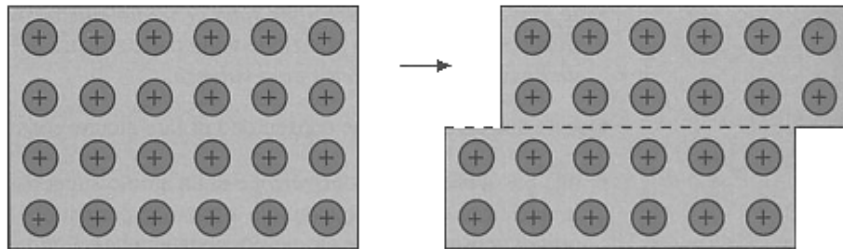
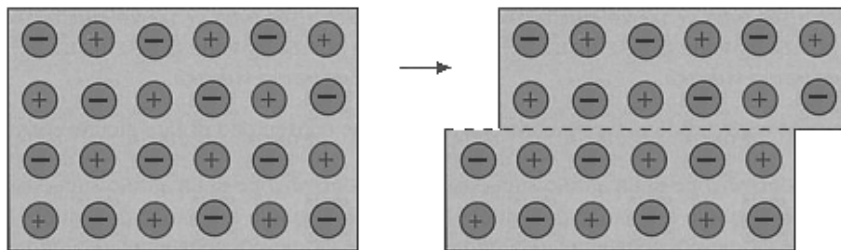


fig. 3 – Il boro modifica la sua configurazione disponendo così di tre elettroni spaiati. Grazie all'orbitale vuoto rimasto può funzionare da accettore di elettroni nella formazione di un legame dativo, raggiungendo in tal modo il completamento del guscio esterno.

## APPENDICE 03



Nel metallo lo scivolamento di una posizione del piano superiore non modifica la situazione: il metallo manifesta proprietà plastiche



Nel composto ionico lo scivolamento di una posizione del piano superiore instaura forze repulsive: il cristallo ionico è fragile

figura 4 – Il carattere particolare del legame metallico permette lo scivolamento dei piani senza rottura: situazione opposta si registra nei composti ionici, che manifestano invece comportamento fragile.

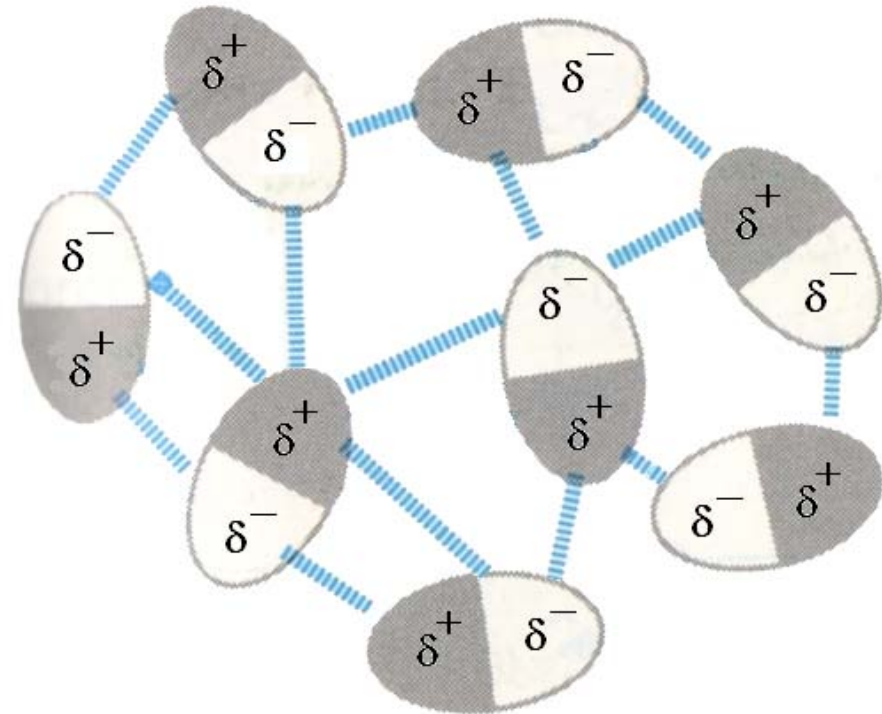


figura 5 – In un composto polare come l'acido cloridrico la debolezza dei legami dipolo-dipolo non permette che un modesto orientamento spaziale; non a caso HCl puro è gassoso a temperatura ambiente, a riprova della scarsa forza dei suoi legami intermolecolari.



APPENDICE 04

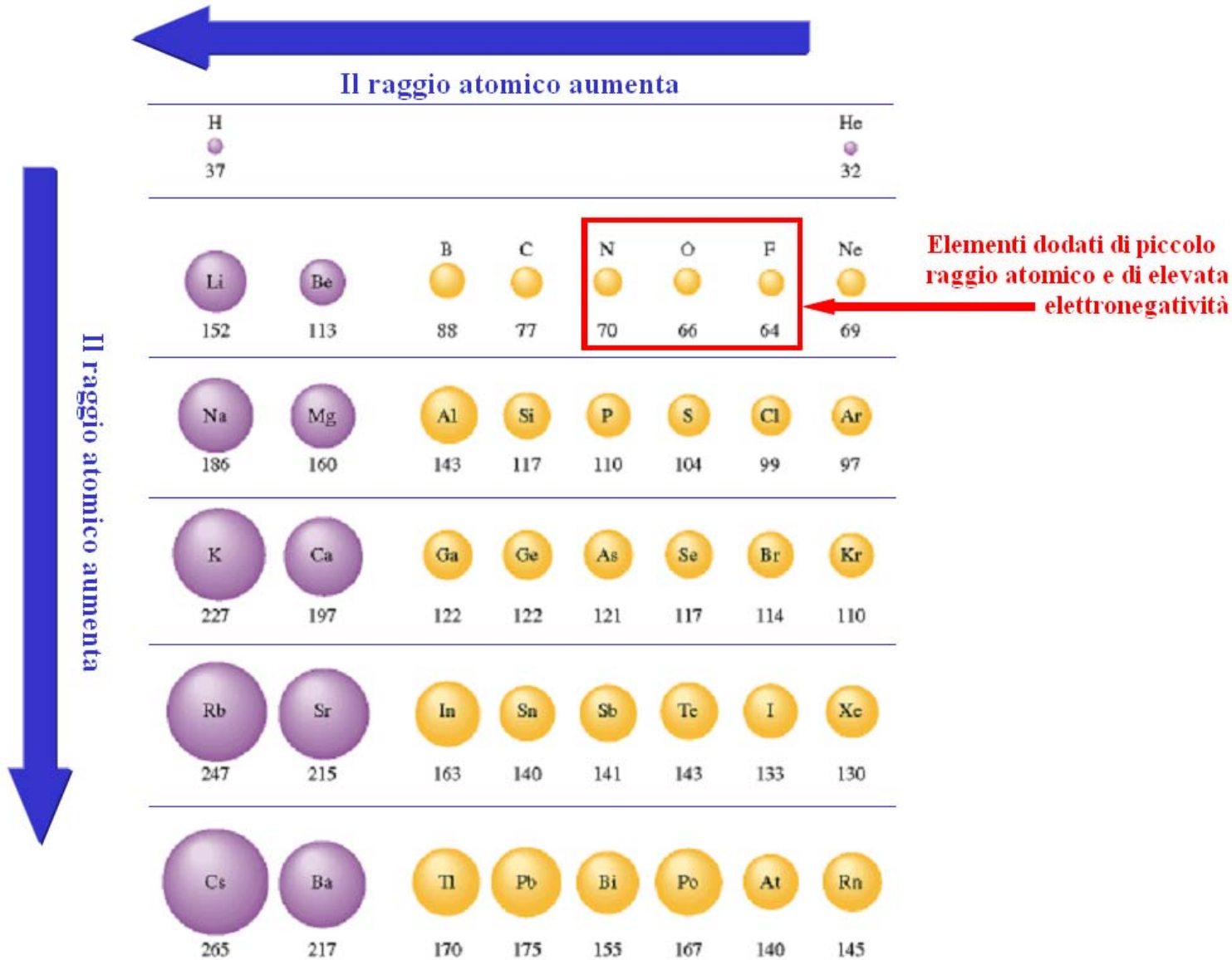


Figura 6 – Andamento dei raggi atomici nella tabella periodica: solo il fluoro, l'ossigeno e l'azoto hanno contemporaneamente alta elettronegatività e piccoli raggi atomici: sono quindi in grado, legandosi con un atomo di idrogeno di dare luogo a legami a ponte d'idrogeno.



## APPENDICE 05

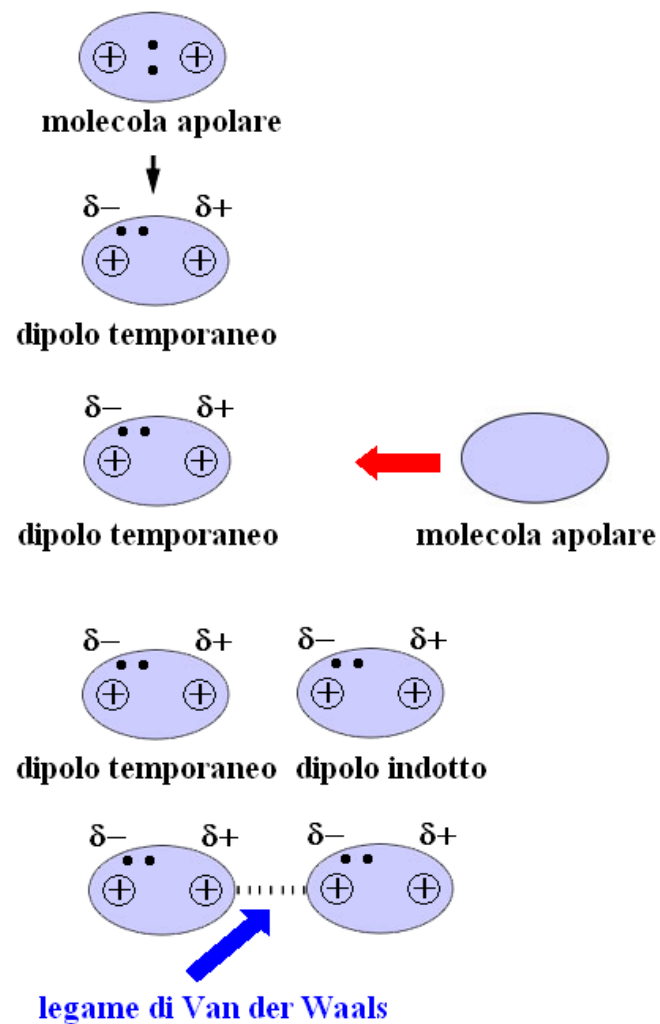


figura 7 – La formazione di un dipolo temporaneo su una molecola inizialmente apolare induce un dipolo indotto su una molecola vicina: in questo modo esse possono temporaneamente legarsi.