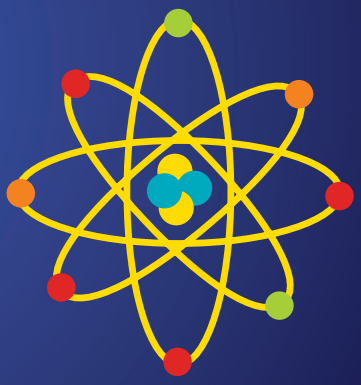
Parte I

CHIMICA



La chimica è lo studio della materia, delle sue proprietà chimiche e fisiche e dei suoi cambiamenti. È una scienza che coinvolge tutti i sensi: vista, udito, gusto, tatto e olfatto. Viene trattata per prima in questo manuale perché i concetti della chimica sono alla base di tutte le altre scienze. Non è possibile comprendere il concetto di elettricità in fisica se non si conosce la chimica degli atomi, né si può comprendere la formazione di cristalli nelle grotte in scienze della terra, oppure le reazioni biochimiche che si verificano durante la maturazione dei frutti se non si ha nozione delle reazioni chimiche.

La chimica non è prerogativa esclusiva degli scienziati che lavorano in laboratorio; al contrario, la conoscenza della chimica è importante anche nella vita di tutti i giorni. Non si può mai sapere. Magari in futuro potresti partecipare a un reality show e trovarti ad affrontare una situazione di sopravvivenza inaspettata. Potresti non avere accesso a dispositivi elettrici e la conoscenza della chimica ti permetterebbe di utilizzare le risorse che hai a disposizione. Proprio così: in situazioni d'emergenza il tuo cervello è lo strumento di sopravvivenza migliore, ed è anche il miglior strumento di risoluzione dei problemi di cui disponi. La chimica si fonda sulla risoluzione dei problemi, e le indagini oggetto di questo libro costituiscono le basi su cui fondare e perfezionare la tua conoscenza della chimica.

La materia

La **materia** è tutto ciò che occupa uno spazio e ha una **massa** (la quantità di materia che costituisce un materiale). La materia è ciò di cui è fatto l'Universo. La Figura 1 mostra un diagramma di flusso dei diversi tipi di materia esistenti. Il termine **sostanza pura** è riferito a un tipo di materia, come un elemento o un composto; il termine **sostanza** privo dell'aggettivo "pura" in genere viene usato per indicare qualsiasi materiale, puro o meno, e in questo libro viene impiegato in questo senso. **Miscela** è un termine che si riferisce a una combinazione di sostanze diverse.

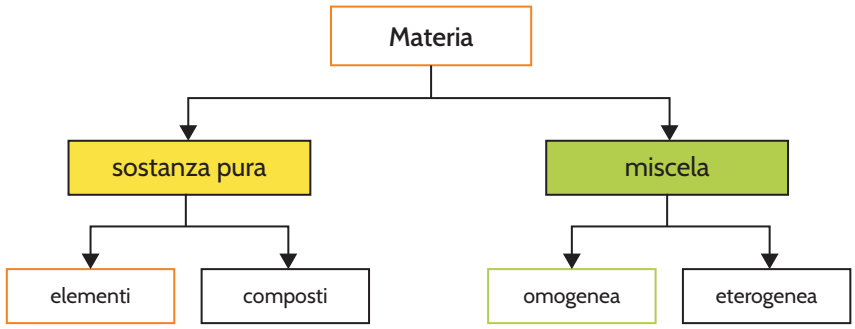


Figura 1

Elementi

Attualmente, sono stati identificati 118 elementi diversi. I 94 elementi esistenti in natura sono detti **elementi naturali**, come per esempio il carbonio, l'ossigeno, l'azoto e lo zolfo. Gli **elementi di sintesi** sono i 24 elementi creati in laboratorio dagli scienziati. Tra gli elementi di sintesi possiamo citare il californio, il plutonio, il nobelio e l'einstenio.

La **tavola periodica** è una tabella in cui sono elencati tutti gli elementi noti. La posizione che gli elementi occupano al suo interno fornisce informazioni circa la loro struttura fisica, le loro caratteristiche e le possibili reazioni con altri elementi. Capire come funziona la tavola periodica equivale ad avere una specie di "dizionario" concentrato degli elementi.

Composti

I **composti** sono sostanze costituite da due o più elementi diversi in proporzioni specifiche, dove gli elementi sono **legati** (collegati) tra di loro. Esistono due tipi di composti: covalenti e ionici, e la differenza tra i due dipende dal tipo di legame. I **composti covalenti** sono caratterizzati da **legami covalenti** tra due atomi che mettono in condivisione gli elettroni. Le **molecole** sono i più piccoli costituenti dei composti covalenti in grado di esistere in maniera indipendente. I costituenti dei **composti ionici**, invece, sono gli ioni positivi e negativi.

Miscele

Le miscele sono una combinazione di due o più sostanze, ciascuna delle quali mantiene le sue proprietà chimiche. Esistono due tipi di miscele di base: omogenee ed eterogenee. Le **miscele omogenee** sono uguali in ogni loro parte, vale a dire che hanno un aspetto uniforme e la stessa composizione in ogni loro parte. Le **miscele eterogenee** non sono uguali in ogni loro parte. Le miscele di questo tipo, infatti, sono composte da sostanze visibilmente diverse, come per esempio una miscela di ghiaccio e bibita o una miscela di frutti in una ciotola.

01 La tavola periodica

La **tavola periodica degli elementi** comprende 118 elementi, 94 dei quali si trovano in natura, mentre i rimanenti 24 sono elementi **di sintesi**. A ogni elemento è stato assegnato un numero specifico, detto **numero atomico**, in base al quale gli elementi vengono ordinati all'interno della tavola.

Le righe della tavola periodica sono dette **periodi** e sono numerate da 1 a 7; in ciascuna riga, gli elementi sono disposti da sinistra a destra per numero atomico crescente.
Le colonne della tavola sono dette **gruppi** o **famiglie** e sono numerate da 1 a 18. A volte, la tavola periodica è colorata, a indicare la posizione dei principali **tipi di elementi**; ciascun tipo di elemento rientra all'interno di un'area che può comprendere più periodi e gruppi. I **metalli** sono solidi generalmente duri, ma facili da piegare o da trasformare in fili. I **non metalli** sono solidi generalmente opachi e con caratteristiche opposte a quelle dei metalli.

Prova tu

Materiali

foglio di carta millimetrata
penna
righello
pennarelli colorati

Procedimento

1. Utilizzando come esempio la Figura 1, crea la tua tavola periodica disegnando le caselle sulla carta millimetrata, poi numera periodi e gruppi come mostrato. Conserva e usa la tua tavola periodica per altre attività.
2. Utilizzando come riferimento i numeri della Figura 2, numera tutte le 118 caselle della tua tavola periodica. Ricorda, i numeri aumentano da sinistra a destra in tutte le righe.

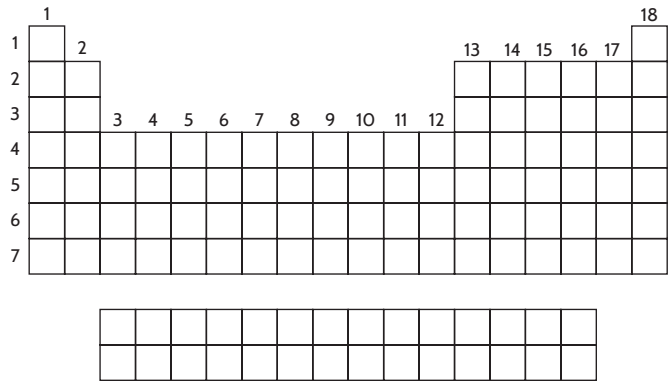


Figura 1

3. Stavolta, usa come esempio la Figura 2 per colorare le nove sezioni della tavola periodica. Non importa che colori usi, per esempio potresti scegliere:

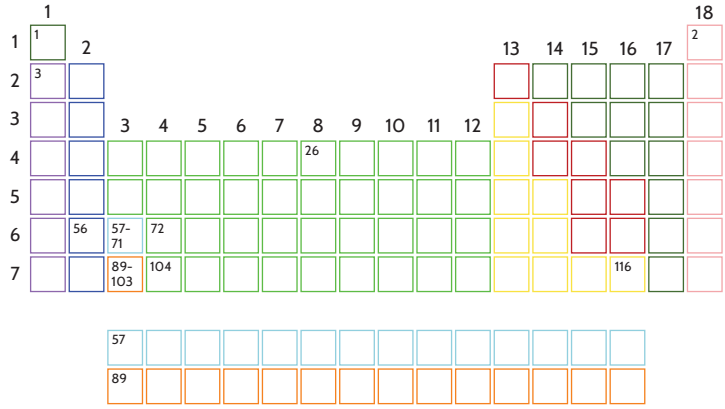


Figura 2

viola (gruppo 1): metalli alcalini; metalli molto reattivi.
blu (gruppo 2): metalli alcalino terrosi; più reattivi di altri metalli, ma meno rispetto ai metalli alcalini.
verde chiaro (gruppi da 3 a 12): metalli di transizione; hanno una struttura atomica diversa rispetto agli altri metalli.
giallo: metalli di base.
rosso: semimetalli; hanno caratteristiche proprie dei metalli e dei non metalli.
verde scuro: non metalli di base; il gruppo 17 comprende i gas alogeni, che sono i non metalli più reattivi.
rosa (gruppo 18): gas nobili; reattivi in determinate condizioni.
azzurro (periodo 6, elementi da 57 a 70): serie dei lantanoidi; occupano una posizione a parte perché hanno una struttura fisica atomica diversa.
arancione (periodo 7, elementi da 89 a 102): serie degli attinoidi; occupano una posizione a parte perché hanno una struttura fisica atomica diversa.

4. Aggiungi alla tavola una legenda per spiegare i colori usati.

Spiegazione

I vari tipi di elementi della tavola periodica sono stati identificati. La tavola contiene più metalli di qualsiasi altro tipo di elemento. I non metalli sono elencati sul lato destro della tavola periodica. Lungo la riga rossa a zig-zag presente nella Figura 2 si trovano i **semimetalli**, che hanno proprietà tipiche dei metalli e dei non metalli. In pratica, i semimetalli separano i metalli dai non metalli.

Sfida

Usando la tavola periodica che hai preparato, riesci a stabilire che tipo di elemento è il litio (Li), numero 3?

Pensa!

- L'elemento numero 3 si trova nel gruppo 1 della tavola periodica.
- Aiutandoti con la legenda della tua tavola periodica, identifica il tipo di elementi che appartengono al gruppo 1.
- A eccezione dell'elemento numero 1, l'idrogeno (H) – che è un gas –, tutti gli elementi del gruppo 1 della tavola periodica sono metalli alcalini solidi.
- Il litio (Li) è un metallo alcalino.

02 I simboli degli elementi

Gli **elementi**, i mattoncini che costituiscono la materia, sono sostanze pure formate da **atomi**. Un **simbolo chimico** può essere considerato come un codice che rappresenta il nome di un elemento. I simboli chimici sono composti da una o due lettere. Per i simboli da una sola lettera si usano lettere maiuscole, per esempio H per l'idrogeno e C per il carbonio. I simboli da due lettere hanno la prima lettera maiuscola e la seconda minuscola, per esempio He per l'elio.

(Alcune vecchie tavole periodiche contengono anche simboli da tre lettere, per esempio Uup per l'ununpentio. Questo corrisponde a "115", che è il numero atomico di questo elemento creato dall'uomo. Al 2016, tutti i 118 elementi hanno un nome e un simbolo a una o due lettere. L'elemento 115 è detto moscovio, Mc).

Simbolo e nome non sempre corrispondono, per esempio il simbolo del sodio è Na, mentre Au è il simbolo dell'oro (il simbolo Na ha origine dalla parola latina *natrium* e il simbolo Au dalla parola latina *aurium*). Sono ben poche le persone che conoscono a memoria tutti i 118 elementi noti, ma chi studia le scienze dovrebbe conoscere almeno i primi 20 elementi della tavola. Si possono creare opuscoli degli elementi per aiutare a memorizzare i singoli elementi e i rispettivi simboli, oltre alla loro posizione all'interno della tavola periodica.

Simbolo	Nome	Numero atomico
Al	alluminio	13
Ar	argon	18
B	boro	5
Be	berillio	4
C	carbonio	6
Ca	calcio	20
Cl	cloro	17
F	fluoro	9
H	idrogeno	1
He	elio	2
K	potassio	19
Li	litio	3
Mg	magnesio	12
N	azoto	7
Na	sodio	11
Ne	neon	10
O	ossigeno	8
P	fosforo	15
S	zolfo	16
Si	silicio	14

Prova tu

Materiali

20 fogli di carta bianca
pennarello nero
la tavola periodica dell'esperimento n. 1, "La tavola periodica"

Procedimento

1. Crea un opuscolo piegando a metà due volte, una per il lungo e una per il largo, un foglio di carta (Figura 1).

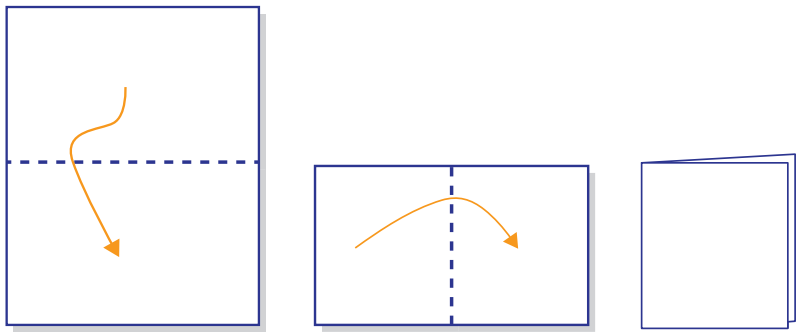


Figura 1

2. Prepara un opuscolo per l'alluminio, Al, il primo elemento dell'elenco in ordine alfabetico (per simbolo) degli elementi della tavola. Con il pennarello nero, scrivi in stampatello il simbolo e il numero atomico dell'alluminio sulla parte anteriore dell'opuscolo, e il nome sul retro, come illustrato nella Figura 2.

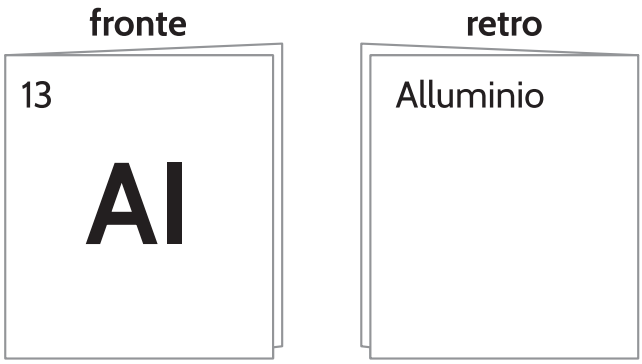


Figura 2

3. Ripeti i passaggi 1 e 2 e crea un opuscolo per i restanti 19 elementi della Tabella 1.
4. Metti i 20 opuscoli uno sull'altro con i simboli rivolti verso l'alto. Uno alla volta, guardando il simbolo presente sul primo opuscolo, cerca di risalire al nome dell'elemento.
5. Gira il primo opuscolo. Se hai azzeccato il nome dell'elemento, appoggia l'opuscolo sul tavolo con il nome rivolto verso l'alto. Se invece hai dato una risposta sbagliata, inizia a formare una seconda pila di opuscoli con il simbolo rivolto verso l'alto.

6. Ripeti il passaggio 5 fino a esaurire tutti i 20 opuscoli.
7. Ricomincia con la seconda pila di opuscoli. Continua finché non riesci ad associare correttamente simbolo e nome di tutti i 20 elementi.
8. Ora ripeti il passaggio 5 associando a ciascun nome il simbolo corretto.
9. Conserva gli opuscoli e aggiungi informazioni a mano a mano che impari altre cose sugli elementi.

Spiegazione

Gli opuscoli dei primi 20 elementi della tavola periodica sono stati realizzati e usati per apprendere simboli e nomi di questi elementi.

Sfida

Usando la tua tavola periodica, sei capace di suddividere gli opuscoli in base a gruppi e periodi?

Pensa!

- I periodi sono le righe orizzontali.
- I gruppi sono le colonne verticali.
- La figura 3 mostra i numeri atomici dei primi 20 elementi della tavola periodica.

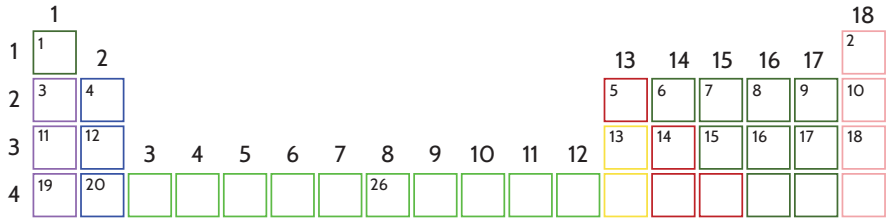


Figura 3

Usando gli opuscoli, aggiungi i primi 20 simboli alla tua tavola periodica.

03 La struttura atomica

Gli atomi sono composti da due aree:

1. il centro dell'atomo, chiamato **nucleo**, che contiene protoni (P^{1+}) e neutroni (n^0);
2. all'esterno del nucleo, a distanze fisse, si trovano i **livelli di energia** o orbitali con elettroni (e1-) che hanno quantità di energia diverse.

Il numero del periodo nella tavola periodica è uguale al numero dei livelli di energia di ciascun elemento di quel **periodo**. Il **numero di massa** di un elemento è la somma dei protoni e dei neutroni presenti nel nucleo degli atomi di quell'elemento. Il **numero atomico** di un elemento è uguale al numero dei protoni presenti nel nucleo e al numero degli elettroni che si trovano nei livelli di energia all'esterno del nucleo.

La Figura 1 mostra il numero atomico, il numero di massa e i numeri del gruppo A dei primi 20 elementi. Aggiungi questi numeri alla tua tavola periodica, così potrai usarla per disegnare le strutture atomiche.

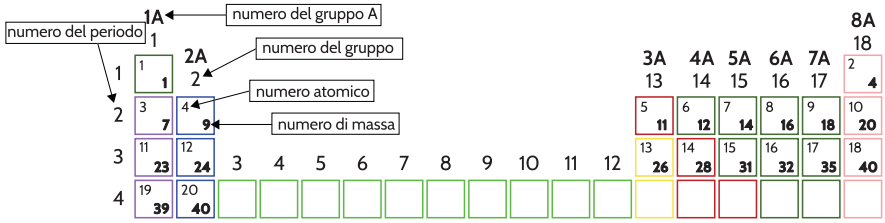


Figura 1

Prova tu

Materiali

pennarello nero
opuscoli degli elementi (dall'esperimento n. 2)
tavola periodica (dall'esperimento n. 1)

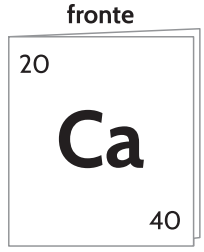


Figura 2

Procedimento

1. Nell'opuscolo di ciascun elemento, aggiungi il numero di massa al simbolo dell'elemento. Il simbolo del calcio deve risultare così: $^{20}Ca_{40}$.
2. Usa il numero atomico 20 e il numero di massa 40 per determinare il numero di neutroni presenti in un atomo di calcio.

numero di neutroni = numero di massa – numero atomico

3. Nell'opuscolo del calcio, traccia un cerchio e aggiungi il numero di protoni e neutroni così determinato.
4. Per aggiungere il livelli di energia all'esterno del nucleo, procedi così:
   - trova l'elemento nella tavola periodica: il numero del periodo dell'elemento è uguale al numero dei livelli di energia;
   - per rappresentare i livelli di energia, traccia delle linee curve, come quelle mostrate nella Figura 3.
5. Per aggiungere gli elettroni a ciascun livello di energia, procedi così:
   - il numero degli elettroni presenti in un atomo è uguale al numero dei protoni (numero atomico);
   - il calcio ha 20 elettroni: il primo livello ha $2e^-$, il secondo ha $8e^-$, il terzo $8e^-$ e il quarto i restanti $2e^-$.
6. Ripeti il procedimento per disegnare le strutture atomiche degli altri 19 elementi nei rispettivi opuscoli.

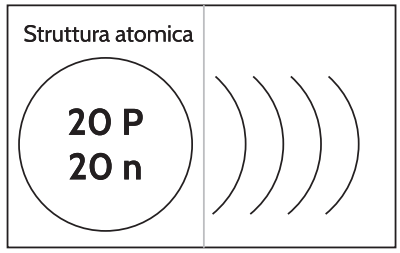


Figura 3

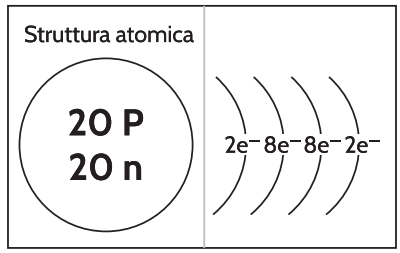


Figura 4

Spiegazione

Negli opuscoli sono state disegnate le strutture atomiche degli elementi da 1 a 20. Anche se il numero atomico di un elemento non cambia, il numero di massa può cambiare. Questo a causa dei diversi numeri di neutroni presenti Gli atomi di uno stesso elemento con numeri di neutroni diversi sono chiamati **isotopi**. Il magnesio ha 18 isotopi, il più comune dei quali è Mg-24. Mg-24 rappresenta un atomo di magnesio con un numero di massa di 24.

Sfida

Confronta gli isotopi dell'idrogeno della Figura 5. In che cosa sono uguali? In che cosa sono diversi?

Pensa!

- Tutti gli isotopi dell'idrogeno hanno lo stesso numero atomico di uno. Questo perché tutti gli atomi dell'idrogeno hanno lo stesso numero di protoni, ossia uno.
- Gli isotopi hanno tutti lo stesso numero di livelli di energia e lo stesso numero di elettroni. Questo perché gli isotopi sono tutti atomi di idrogeno, che hanno lo stesso numero di elettroni e protoni.
- Gli isotopi hanno tutti un numero di massa diverso perché, in quanto isotopi, hanno tutti un numero di neutroni diverso.

Isotopi dell'idrogeno

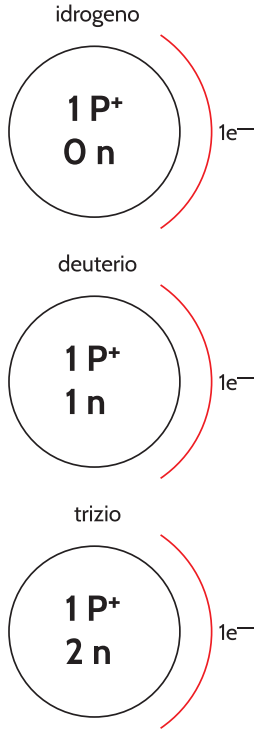


Figura 5

04 Le strutture di Lewis

Le **strutture di Lewis** sono una rappresentazione degli **elettroni di valenza** di un elemento, cioè gli elettroni che si trovano nel livello di energia più esterno dell'elemento. Le strutture di Lewis sono costituite dal simbolo di un elemento, e da puntini che rappresentano gli elettroni disposti attorno al simbolo. Le strutture di Lewis rappresentano gli atomi neutri, che si hanno quando il numero dei protoni all'interno del nucleo è uguale al numero totale degli elettroni all'esterno del nucleo.

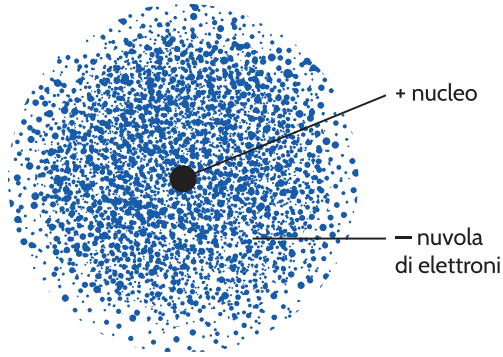


Figura 1

In realtà, la posizione degli elettroni non è fissa, poiché essi sono costantemente in movimento. Se dovessimo contrassegnare la posizione di un elettrone in un qualsiasi momento, lo schema del suo movimento somiglierebbe alla **nuvola di elettroni** illustrata nella Figura 1. Come puoi notare, la densità della nuvola è maggiore vicino al nucleo e minore ai bordi. Questo perché l'attrazione tra gli elettroni, con carica negativa, e il nucleo, con carica positiva, è maggiore quanto più gli elettroni si trovano vicino al nucleo.

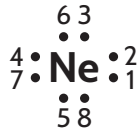


Figura 2

Le strutture di Lewis servono a indicare il numero degli elettroni di valenza. Puoi usare la struttura del neon (Ne) della Figura 2 per guidarti nel posizionamento degli elettroni di valenza. Ricorda che gli elementi noti non hanno mai più di otto elettroni di valenza. Il neon appartiene al gruppo 8A e ha il numero massimo di elettroni di valenza. Negli elementi del gruppo A, il numero degli elettroni di valenza è uguale al numero del gruppo. Seguendo lo schema di posizionamento degli elettroni della Figura 2, è facile disegnare le strutture di Lewis di tutti gli elementi del gruppo A.

Prova tu

Materiali

opuscoli degli elementi (dall'esperimento n. 2)
pennarello nero
tavola periodica (dall'esperimento n. 1)

Procedimento

1. Apri l'opuscolo dell'azoto e a sinistra scrivi il simbolo dell'elemento sotto alla sua struttura atomica.
2. Seguendo le istruzioni qui di seguito, disegna la struttura di Lewis dell'azoto (N).
   - Individua l'azoto nella tavola periodica. Il numero del gruppo A dell'azoto equivale al numero di elettroni di valenza dell'elemento.
   - Ora, seguendo l'ordine di posizionamento degli elettroni dell'azoto mostrato nella Figura 3, disegna dei puntini attorno al simbolo N.

3. Ripeti il procedimento disegnando le strutture di tutti gli elementi nei rispettivi opuscoli.

Spiegazione

Figura 3

L'azoto appartiene al gruppo 5A, perciò tutti gli elementi che appartengono a questo gruppo verticale hanno cinque elettroni di valenza. Utilizzando i numeri del gruppo A, nei rispettivi opuscoli sono state disegnate le strutture di Lewis di tutti i 20 elementi.
Gli **ioni** sono atomi che hanno perso o acquisito elettroni. I metalli tendono a perdere elettroni di valenza, formando ioni positivi detti **cationi**, mentre i non metalli tendono a guadagnare elettroni, formando ioni negativi detti **anioni**.

Sfida

Si possono usare le strutture di Lewis per mostrare come si formano anioni e cationi. **Sai spiegare come si formano gli ioni della Figura 4?**

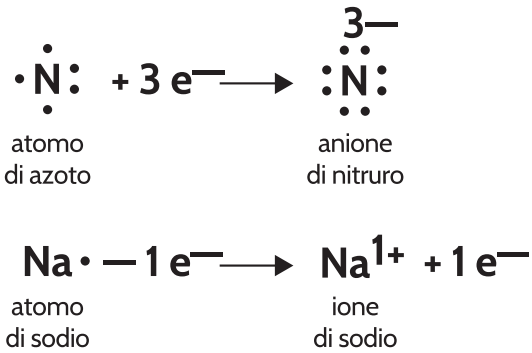


Figura 4

Pensa!

- L'azoto acquisisce elettroni mentre il sodio perde elettroni.
- Gli atomi neutri hanno lo stesso numero di cariche positive e negative, cioè hanno lo stesso numero di protoni ed elettroni.
- Gli elettroni hanno carica negativa; quando un atomo acquisisce elettroni, ha un numero di elettroni (negativi) maggiore rispetto ai protoni (positivi).
- L'azoto acquisisce tre elettroni, perciò si forma un anione con carica 3–.
- Quando un atomo perde elettroni, acquisisce una carica positiva, perché ha più protoni che elettroni; il sodio forma un catione con carica 1+.

Hai notato che gli anioni hanno il suffisso -uro, mentre i cationi mantengono il nome dell'elemento? Questa informazione ti sarà utile nella prossima attività.
Gli elettroni che si trovano a maggior distanza dal nucleo hanno maggiori probabilità di essere coinvolti in reazioni chimiche: si tratta degli elettroni di valenza.