

## *LA TAVOLA PERIODICA*



### **LA TAVOLA PERIODICA**

#### **5.A PRE-REQUISITI**

#### **5.B PRE-TEST**

#### **5.C OBIETTIVI**

### **5.4.3 AFFINITA' ELETTRONICA**

### **5.V VERIFICA SE HAI CAPITO**

### **ESERCIZI**



### **5.1 CRITERI DI CLASSIFICAZIONE**

#### **5.1.1 MENDELEEV: PESO ATOMICO E PROPRIETA' CHIMICHE**

#### **5.1.2 NUMERO ATOMICO E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA**



### **5.2 LA STRUTTURA DELLA TAVOLA PERIODICA**

### **5.3 GRUPPI CARATTERISTICI**

### **5.4 PROPRIETA' PERIODICHE**



#### **5.4.1 RAGGIO ATOMICO E RAGGIO IONICO**

#### **5.4.2 ENERGIA DI IONIZZAZIONE**





## LA TAVOLA PERIODICA



### 5.A PRE-REQUISITI

dai metalli alcalini, dagli alogeni e dai gas nobili.



Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- comprendere i concetti di sostanza semplice, sostanza composta, atomo e molecola;
- avere chiaro il significato del termine “elemento”;
- sapere cosa sono gli isotopi;
- costruire la configurazione elettronica di un qualsiasi elemento, a partire dal suo numero atomico;
- conoscere il significato di massa atomica/ molecolare relativa;
- avere un’idea generale sui composti formati dai metalli e dai non-metalli.



### 5.B PRE-TEST

1. Giustifica la posizione nella Tavola periodica degli elementi sodio, potassio, fluoro e cloro in base alla loro configurazione elettronica.
2. Identifica nella Tavola periodica la zona occupata



[Soluzione](#)

### 5.C OBIETTIVI

Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- consultare agevolmente la tavola periodica, ricavando di volta in volta le informazioni di cui hai bisogno;
- comprendere la struttura generale della tavola periodica, riconoscendo al suo interno i gruppi ed i periodi, i blocchi s, p, d, f e le zone occupate da metalli, non-metalli, semimetalli;
- conoscere le caratteristiche principali di alcuni gruppi;
- comprendere il significato della legge periodica individuata da Mendeleev in relazione al

## LA TAVOLA PERIODICA



comportamento chimico ed al valore del peso atomico;



- spiegare la posizione degli elementi nella Tavola Periodica sulla base della loro configurazione elettronica;



- comprendere il significato di alcune proprietà degli elementi, come il raggio atomico e ionico, l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica;



- interpretare la variazione di queste proprietà in relazione alla periodicità ed alla posizione nella Tavola periodica.



### 5.1 CRITERI DI CLASSIFICAZIONE

#### 5.1.1 MENDELEEV: PESO ATOMICO E PROPRIETÀ CHIMICHE



I chimici hanno sempre tentato di ordinare le sostanze studiate in base a somiglianze che permettessero, in qualche modo, di raggrupparle in modo schematico; questa esigenza divenne progressivamente più sentita nel secolo scorso, quando il progresso delle tecniche di analisi permise di scoprire nuove sostanze semplici.

Mendeleev, come già altri prima di lui, si era interrogato sulle cause dell'analogia tra gruppi di elementi e sul rapporto di questi vari gruppi tra loro. Partendo da metodi di classificazione proposti da altri, ed in verità accolti nel mondo scientifico con un po' di scetticismo, egli propose una classificazione basata essenzialmente su due criteri:

- la similitudine nel comportamento chimico, non sempre valutabile con precisione;
- il peso atomico (corrispondente alla odierna massa atomica molare), quantità esattamente misurabile, che rappresenta invece un criterio quantitativo di valutazione.

Mendeleev notò che, disponendo gli elementi



## LA TAVOLA PERIODICA



secondo il peso atomico crescente, si poteva osservare una ripetizione periodica nelle proprietà chimiche, che può essere sintetizzata dalla legge periodica.



**LEGGE PERIODICA:** “le proprietà dei corpi semplici, come le forme e le proprietà delle combinazioni, sono funzione periodica della grandezza del peso atomico” (1868).



La classificazione proposta da Mendeleev si ritrova nella attuale Tavola periodica con l'aggiunta di alcuni gruppi di elementi non ancora noti all'epoca, come i gas rari (prima colonna a destra). Egli poté collocare tutti gli elementi allora noti; e fu anche in grado di lasciare nella Tavola alcune caselle vuote, prevedendo la collocazione e le caratteristiche di elementi non ancora scoperti, la cui posizione e le cui proprietà sono state in seguito confermate.



Ad esempio, l'elemento che Mendeleev aveva chiamato “eka-silicio” fu scoperto alcuni anni dopo e chiamato germanio; le proprietà previste da Mendeleev concordano con quelle osservate.

Proprietà	Previste (Eka-Si, 1871)	Osservate (Ge, 1886)
massa atomica	72	72,6
densità (g/cm <sup>3</sup> )	5,5	5,47
colore	grigio	bianco-grigio
densità dell'ossido (g/cm <sup>3</sup> )	EsO <sub>2</sub> , 4,7	GeO <sub>2</sub> , 4,703
punto di ebollizione del cloruro	EsCl <sub>4</sub> , sotto i 100° C	GeCl <sub>4</sub> , 86° C
densità del cloruro (g/cm <sup>3</sup> )	EsCl <sub>4</sub> , 1,9	GeCl <sub>4</sub> , 1,887



## LA TAVOLA PERIODICA



### 5.1.2 NUMERO ATOMICO E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA



Grazie agli studi di [Moseley](#), che, esaminando i raggi X emessi dai diversi elementi, fu in grado di risalire alla carica nucleare e, quindi, al numero atomico, quest'ultimo divenne il criterio per stabilire la posizione degli elementi nella [TAVOLA PERIODICA](#). La legge periodica, che per Mendeleev era correlata con il peso atomico crescente, dipende ora dal numero atomico crescente. Come osservato riguardo al significato del termine [elemento](#), il numero atomico è alla base della moderna definizione di elemento, i cui atomi (eventualmente appartenenti a diversi isotopi) sono caratterizzati tutti dallo stesso valore di numero atomico.



Mendeleev aveva osservato che certi gruppi di elementi avevano proprietà chimiche simili; sulla base della configurazione elettronica fu possibile notare che elementi di uno stesso gruppo, cioè di una stessa colonna della Tavola, presentano una forte somiglianza nella configurazione elettronica. Ad esempio, tutti gli elementi che occupano la prima

colonna a sinistra (come Li, Na, K, ecc.) presentano un solo elettrone nello strato esterno. Il livello che contiene questo elettrone varia a seconda del numero atomico (ad esempio,  $2s^1$  per Li,  $3s^1$  per Na,  $4s^1$  per K, in generale  $ns^1$ ), ma la distribuzione degli elettroni risulta molto simile. Analogamente, gli elementi della seconda colonna (Be, Mg, Ca, ecc.) hanno due elettroni nel livello esterno ( $ns^2$ ), quelli della penultima colonna (F, Cl, Br, ecc.) ne hanno sette ( $ns^2 np^5$ ) e quelli dell'ultima ne hanno otto ( $ns^2 np^6$ , con l'eccezione di He che ha soltanto due elettroni  $1s^2$ , in quanto caratterizzato soltanto dal primo livello).

All'interno della Tavola periodica possono essere individuati vari blocchi, corrispondenti al riempimento di orbitali di diverso tipo, che verranno descritti tra poco.

### 5.2 LA STRUTTURA DELLA TAVOLA PERIODICA

Nella Tavola periodica di Mendeleev gli elementi erano suddivisi in 8 gruppi, secondo una forma "ridotta" della Tavola, che viene oggi per lo più





## LA TAVOLA PERIODICA



rappresentata nella cosiddetta forma “estesa” (18 gruppi). Al suo interno sono disposti 105 elementi; si distinguono:



I **GRUPPI**, rappresentati dalle colonne verticali, che riuniscono gli elementi con configurazioni elettroniche simili; poiché gli elettroni esterni sono quelli che entrano in gioco nei fenomeni di tipo chimico, elementi di uno stesso gruppo presentano proprietà chimiche analoghe, soprattutto per quanto riguarda gli elementi successivi al primo, che spesso presenta in parte caratteristiche proprie.



I **PERIODI**, rappresentati dalle righe orizzontali, con gli elementi disposti in ordine di peso atomico crescente, sono indicati da un numero progressivo all'estrema sinistra della Tavola. Lungo il periodo si ha una graduale variazione delle proprietà, legata alle variazioni nella struttura elettronica.



I gruppi vengono generalmente numerati progressivamente da sinistra a destra secondo convenzioni comuni; le principali **proprietà di**

**alcuni gruppi** significativi verranno descritte nel paragrafo successivo.

Se, invece, rivolgiamo la nostra attenzione ai periodi, possiamo osservare che il primo periodo è costituito soltanto da due elementi (idrogeno ed elio), cui seguono due periodi di otto elementi ciascuno. A partire dal quarto periodo, la zona centrale è occupata dai cosiddetti elementi di transizione con variazioni di proprietà molto limitate. Il quarto ed il quinto periodo comprendono 18 elementi, mentre il sesto ed il settimo comprendono un numero maggiore di elementi, per cui è stato necessario sistemare due serie di elementi a parte: si tratta, rispettivamente, dei LANTANIDI, o terre rare, (che seguono il lantanio, La  $Z = 57$ ) e degli ATTINIDI (che iniziano con l'attinio, Ac  $Z = 89$ ). Gli elementi che costituiscono ciascuna di queste due serie presentano tra loro proprietà chimiche molto simili e si sono sempre incontrate notevoli difficoltà per separarli.

Come accennato, nella Tavola Periodica possono essere individuate zone corrispondenti al



## LA TAVOLA PERIODICA



riempimento dei diversi tipi di orbitali; possiamo distinguere vari **BLOCCHI**:



- BLOCCO-S: in cui gli elettroni più esterni occupano ORBITALI S, e che comprende i gruppi I e II (primi due gruppi a sinistra).



- BLOCCO-P: in cui gli elettroni esterni occupano ORBITALI P, e che comprende i gruppi III, IV, V, VI, VII, oltre al Gruppo 0 (ultimi sei gruppi a destra).



- BLOCCO-D: in cui vengono progressivamente riempiti gli ORBITALI D, e che comprende elementi nella parte centrale della Tavola che, oltre a presentare proprietà analoghe verticalmente, si somigliano anche orizzontalmente.



- BLOCCO F: in cui vengono riempiti gli ORBITALI F, e che comprende lantanidi ed attinidi.



Gli otto gruppi del blocco-s e del blocco-p sono i cosiddetti **ELEMENTI RAPPRESENTATIVI**; per gli elementi di questa sezione della Tavola periodica il numero del gruppo indica il numero di elettroni nel livello più esterno. Gli elementi del blocco-d e del blocco-f rappresentano, invece, gli **ELEMENTI DI**



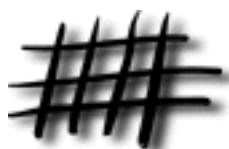
**TRANSIZIONE**; per questi, la relazione tra il numero del gruppo e gli elettroni esterni è un po' più complicata. Lantanidi ed attinidi rappresentano i cosiddetti **ELEMENTI DI TRANSIZIONE INTERNI**.

Secondo un'ultima suddivisione, si può osservare che la maggior parte degli elementi della Tavola periodica sono **METALLI**, mentre i **NON-METALLI** sono concentrati nella parte destra della Tavola; i gas nobili (ultima colonna a destra) vengono considerati un gruppo particolare di non-metalli. Metalli e non-metalli vengono spesso separati da una linea diagonale a scalini: gli elementi lungo questa linea sono i **METALLOIDI** (chiamati anche semi-metalli), non classificabili in modo preciso, che per certi aspetti presentano proprietà metalliche, pur avendo anche alcune proprietà dei non-metalli. Tra le proprietà considerate per distinguere i metalli dai non-metalli, la conducibilità elettrica e la natura (acida o basica) degli ossidi.

Quindi, il carattere metallico diminuisce lungo i



## LA TAVOLA PERIODICA



periodi da sinistra verso destra ed aumenta nei gruppi dall'alto in basso: l'elemento con più spiccate caratteristiche metalliche è il cesio, quello con caratteristiche in assoluto più non-metalliche il fluoro.

### 5.3 GRUPPI CARATTERISTICI

#### 1. METALLI ALCALINI (GRUPPO I) ED ALCALINO-TERROSI (GRUPPO II)

Tutti i metalli del Gruppo I hanno un elettrone s nello strato esterno ( $ns^1$ ), mentre i metalli del Gruppo II hanno due elettroni s esterni ( $ns^2$ ); gli elettroni esterni debolmente trattenuti dal nucleo, rendono molto reattivi questi metalli, che perdono facilmente gli elettroni esterni e formano **ioni** stabili (con carica +1 per i metalli alcalini, +2 per gli alcalino-terrosi).

Ad esempio:



Presentano sempre stati di ossidazione di +1 e +2, rispettivamente; questi sono perfettamente

giustificabili, osservando i valori delle energie di ionizzazione: ad esempio, nel caso di Na staccare il secondo elettrone richiede nove volte più energia rispetto al primo.

#### 2. ALOGENI (Gruppo VII)

Caratterizzati tutti da molecole biatomiche, gli alogeni possono presentarsi in diversi stati fisici (lo iodio è solido, il bromo è liquido, cloro e fluoro sono gas); il loro nome, che significa “generatori di sali”, sottolinea la forte reattività di questi non metalli che mostrano, nonostante alcune differenze, proprietà molto simili tra loro, conseguenza della somiglianza tra le strutture elettroniche ( $ns^2 np^5$ , 7 elettroni nello strato esterno). Diversamente dagli elementi del blocco s, possono assumere nei composti diversi numeri di ossidazione.

#### 3. GAS NOBILI (GRUPPO 0)

Sono caratterizzati da una grande inerzia chimica, che può essere messa in relazione con lo strato esterno completo (orbitali s e orbitali p completamente riempiti,  $ns^2 np^6$ ), molto stabile. Si





## LA TAVOLA PERIODICA



presentano come molecole monoatomiche e, a causa delle ridotte interazioni tra atomi, hanno bassi punti di ebollizione e di fusione.



### 4. DAL CARBONIO AL PIOMBO (GRUPPO IV)

Gli elementi di questo gruppo, tutti con configurazione elettronica dello strato esterno  $ns^2 np^2$ , mostrano, caratteristiche meno omogenee rispetto ad altri gruppi: il carbonio è un non-metallo, silicio e germanio sono metalloidi, stagno e piombo presentano le caratteristiche tipiche dei metalli. Le differenze di proprietà al crescere del numero atomico possono essere messe in relazione con l'aumento del carattere metallico (cui corrisponde una diminuzione del carattere non-metallico) a mano a mano che si scende lungo il gruppo.



### 5. METALLI DI TRANSIZIONE

Gli elementi dallo scandio ( $Z = 21$ ) allo zinco ( $Z = 30$ ) formano la prima serie degli elementi di transizione; analogamente, nei periodi successivi possono essere individuate una seconda ed una terza serie. Nelle tre serie si ha il riempimento degli

orbitali 3d, 4d e 5d, rispettivamente. In questa zona della Tavola periodica gli elementi presentano analogia di proprietà anche orizzontalmente, ed ancora una volta questo può essere messo in relazione con la struttura elettronica poco dissimile. Il terzo ed il quarto livello hanno energie vicine e risultano parzialmente sovrapposti: infatti, nell'ordine di riempimento degli orbitali l'orbitale 4s viene riempito prima del 3d, pur appartenendo ad un livello successivo. Quindi, questi elementi che differiscono per il riempimento di un livello sottostante quello esterno manifestano proprietà molto simili.

Possiamo notare che le configurazioni di Cr e di Cu sembrano violare l'ordine di riempimento degli orbitali.

Cr ( $Z = 24$ )  $[Ar]3d^5 4s^1$  (invece di  $3d^4 4s^2$ ): un sottolivello semiriempito, in cui ogni orbitale contiene un elettrone, risulta particolarmente stabile.

Cu ( $Z = 29$ )  $[Ar]3d^{10} 4s^1$  (invece di  $3d^9 4s^2$ ): il sottolivello d completamente riempito risulta più



## LA TAVOLA PERIODICA



stabile.

Possono essere considerati metalli di transizione quelli che formano almeno uno ione con orbitale d parzialmente riempito; la vicinanza di energia tra gli orbitali d ed s fa sì che essi possano presentare stati di ossidazione variabili. Inoltre, le ridotte dimensioni degli atomi e la struttura compatta che li caratterizzano (ogni atomo è circondato da altri 12 atomi) conferiscono loro alti punti di ebollizione e di fusione.

### 5.4 PROPRIETA' PERIODICHE

#### 5.4.1 RAGGIO ATOMICO E RAGGIO IONICO

Determinare le dimensioni di un atomo pone qualche difficoltà, in quanto l'atomo non ha limiti definiti; sono state formulate varie definizioni di raggio atomico, inteso come metà della distanza tra i nuclei misurata alla distanza minima a cui possono avvicinarsi due atomi uguali. Nella tavola periodica, il raggio atomico cresce nei GRUPPI dall'alto in basso,

cioè all'aumentare del numero di livelli elettronici: infatti, al crescere di  $n$ , i livelli si troveranno mediamente ad una maggiore distanza dal nucleo, e questo effetto sarà maggiore per piccoli valori di  $n$ , vista la più ampia differenza di energia tra due livelli successivi.

Muovendosi lungo un PERIODO, i raggi atomici diminuiscono da sinistra a destra, in quanto le cariche positive del nucleo risultano progressivamente maggiori; di conseguenza gli elettroni sono più trattenuti, con conseguente contrazione delle dimensioni atomiche. Tuttavia, l'entità della diminuzione del raggio diventa meno rilevante a mano a mano che gli atomi sono più pesanti: in proporzione, l'aggiunta di un protone provoca una variazione della forza minore rispetto a quello che accade in un atomo piccolo. Infine, all'interno di una SERIE DI TRANSIZIONE, si ha una variazione di dimensioni molto limitata, dovuta al fatto che la forza attrattiva del nucleo si mantiene approssimativamente costante.

Per quanto riguarda gli ioni, i cationi (a carica +)

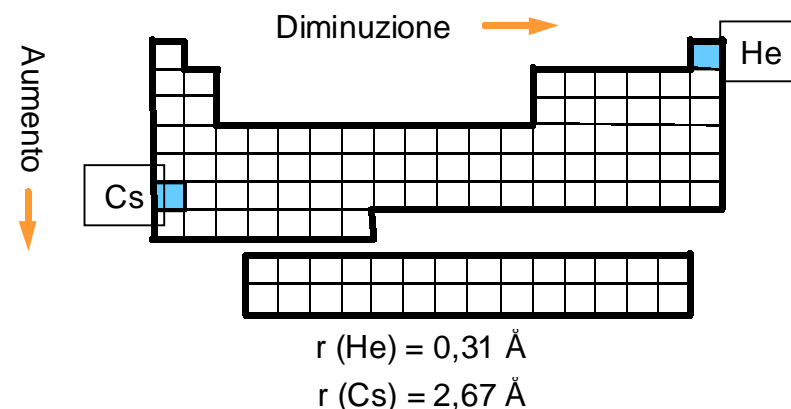


## LA TAVOLA PERIODICA



sono più piccoli degli atomi da cui derivano, in quanto gli elettroni rimasti sono più attratti dal nucleo. Al contrario, gli anioni (a carica  $-$ ) hanno dimensioni maggiori, in quanto gli elettroni sono meno trattenuti dal nucleo e tendono ad allontanarsi a causa della reciproca repulsione. Per specie isoelettroniche, che hanno cioè lo stesso numero di elettroni e la stessa configurazione, il raggio ionico diminuisce al crescere della carica e del numero atomico. Ad esempio, se confrontiamo Na, Mg, Ne,  $\text{Na}^+$  e  $\text{Mg}^{2+}$ , abbiamo che Mg è più piccolo di Na (si trova più a destra nello stesso periodo), Ne ancora più piccolo (ha solo due livelli), i cationi sono più piccoli dei rispettivi atomi, in particolare, essendo Ne,  $\text{Na}^+$  e  $\text{Mg}^{2+}$  isoelettronici (10 elettroni,  $1s^2 2s^2 2p^6$ ),  $\text{Na}^+$  è più piccolo di Ne (carica nucleare 11 contro 10 del neon) ed  $\text{Mg}^{2+}$  è ancora più piccolo.

Andamento generale del raggio degli atomi



### 5.4.2 ENERGIA DI IONIZZAZIONE

L'energia necessaria per estrarre un elettrone è in relazione con la distribuzione degli elettroni nei vari livelli e con il carattere metallico di un elemento; inoltre, le energie necessarie per strappare elettroni successivi al primo sono in genere progressivamente più elevate.

Il valore dell'energia di ionizzazione è influenzata principalmente da tre parametri:



## LA TAVOLA PERIODICA

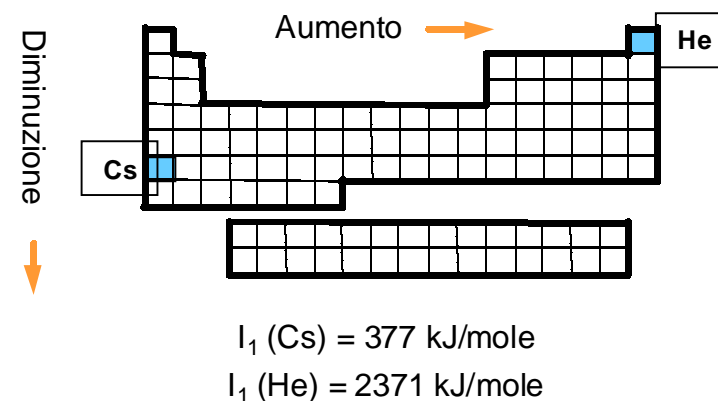


- la distanza dal nucleo degli elettroni esterni: al crescere della distanza, diminuisce l'attrazione del nucleo sugli elettroni, che vengono quindi strappati più facilmente ( $E$  di ionizzazione minore);
- l'entità della carica positiva del nucleo: al crescere della carica positiva del nucleo, aumenta l'attrazione sugli elettroni ( $E$  di ionizzazione maggiore);
- l'effetto schermante degli elettroni interni: gli elettroni esterni, oltre ad essere attratti dal nucleo, sono respinti dagli strati più interni di elettroni, per cui l'attrazione da parte del nucleo risulta meno efficace; l'effetto dovuto agli elettroni dello stesso strato esterno è invece minimo.

Le energie di prima ionizzazione diminuiscono scendendo dall'alto in basso lungo i gruppi (dimensioni degli atomi progressivamente maggiori) e, salvo eccezioni, aumentano muovendosi lungo i periodi da sinistra a destra verso elementi a raggio atomico minore e a carattere progressivamente meno metallico, che cedono elettroni con più difficoltà; lungo un periodo l'effetto di schermo si mantiene

approssimativamente costante.

Andamento generale del potenziale di prima ionizzazione,  $I_1$  (kJ/mole)



### 5.4.3 AFFINITÀ ELETTRONICA

Mentre l'energia di ionizzazione si riferisce alla cessione di elettroni, l'**AFFINITÀ ELETTRONICA** è una misura della variazione di energia che accompagna l'acquisto di un elettrone.

## LA TAVOLA PERIODICA

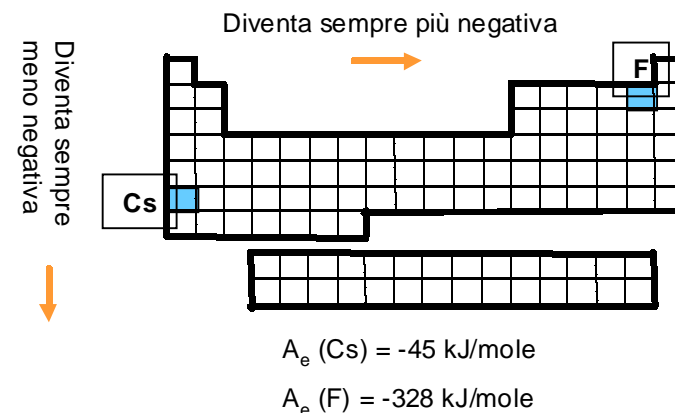


Secondo le convenzioni comunemente adottate, essa è negativa se la reazione è esotermica, e positiva per processi endotermici; valori positivi si hanno anche per acquisto di un secondo elettrone, che deve vincere la repulsione con uno ione negativo.

Passando da valori negativi a valori progressivamente più positivi, l'acquisto di un elettrone avviene via via con maggiore difficoltà.

In generale, atomi piccoli che occupano la parte destra della Tavola periodica hanno affinità elettroniche molto negative, dovute al fatto che un elettrone acquisito può disporsi più vicino al nucleo in un atomo di ridotte dimensioni. Per motivi opposti, gli atomi nella parte bassa dei gruppi, di dimensioni maggiori, avranno in generale affinità elettroniche meno negative rispetto agli elementi all'inizio del gruppo.

Andamento generale dell'affinità elettronica (per un elettrone),  $A_e$  (kJ / mole)

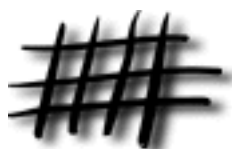


Quando un atomo fa parte di una molecola, la sua tendenza ad attrarre gli elettroni di legame può essere espressa in termini di elettronegatività.

Di questa proprietà periodica si parlerà in relazione alla natura dei legami.



## LA TAVOLA PERIODICA



### 5.V VERIFICA SE HAI CAPITO

5.V.1 Senza consultare la Tavola periodica, costruisci le configurazioni elettroniche dei seguenti elementi, e ragionando in base al criterio di classificazione attuale, raggruppa quelli che hanno configurazioni dell'ultimo livello simili; verifica sulla Tavola la loro appartenenza ad uno stesso gruppo.

Li ( $Z = 3$ )	C ( $Z = 6$ )
N ( $Z = 7$ )	Ne ( $Z = 10$ )
Na ( $Z = 11$ )	Si ( $Z = 14$ )
P ( $Z = 15$ )	Ar ( $Z = 18$ )
K ( $Z = 19$ )	Kr ( $Z = 36$ )

5.V.2 Valutando gli andamenti dell'energia di ionizzazione e dell'affinità elettronica, scrivi le reazioni relative alla cessione o all'acquisto di elettroni per gli elementi seguenti:

Na (I gruppo)  
Ca (II gruppo)  
F (VII gruppo)  
S (VI gruppo)

5.V.3 Partendo dalla struttura della tavola periodica, individua tra gli elementi seguenti i metalli, i non-metalli ed i metalloidi.

Ferro	Rame
Sodio	Calcio
Carbonio	Zolfo
Bromo	Alluminio
Silicio	Germanio

5.V.4 Sulla base dell'andamento del raggio atomico e ionico, indica nelle seguenti coppie quale ha dimensioni maggiori.

Li-Rb  
F-I  
Ca-As  
Co-Ni  
Ca-Ca<sup>2+</sup>  
Cl-Cl<sup>-</sup>



## LA TAVOLA PERIODICA



### Soluzione Pre-Test

sinistra)

Alogeni: Gruppo VII (seconda colonna a destra)

Gas nobili: Gruppo 0 (prima colonna a destra)



1. Consideriamo le configurazioni elettroniche dei quattro elementi:



Na ( $Z = 11$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

K ( $Z = 19$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



I due elementi hanno la stessa configurazione elettronica dello strato esterno (1 elettrone nell'orbitale s, 3s per Na e 4s per K): quindi, si troveranno nello stesso gruppo. La loro appartenenza al I Gruppo può essere messa in relazione con il fatto che hanno un elettrone spaiato nell'ultimo livello.



F ( $Z = 9$ )  $1s^2 2s^2 2p^5$

Cl ( $Z = 17$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Entrambi sono caratterizzati da 7 elettroni nell'ultimo livello; saranno collocati nello stesso gruppo, e precisamente nel VII Gruppo.



2. Metalli alcalini: Gruppo I (prima colonna a