

## - Lezione 2 -

### Esercizio 1

**NOTA: le risposte con evidenziato in giallo sono quelle selezionate**

Si definisce grammomole o mole:

1. la quantità in grammi di un elemento e/o composto pari al suo peso equivalente
2. la somma dei pesi atomici degli atomi costituenti la molecola
3. il rapporto tra la massa di una molecola e la dodicesima parte del nuclide 12 del carbonio
4. un  $N_A$  di grammi di sostanza
5. la quantità in grammi di un elemento e/o composto pari al suo peso molecolare

R: n.5.-

### Esercizio 2

Il modello atomico di Rutherford ha definito:

1. la carica elettrica dell'elettrone
2. il valore della costante  $h$
3. la distribuzione delle cariche nell'atomo
4. l'esistenza delle orbite stazionarie
5. la dimensione del nucleo atomico

R: n.1,3,4,5.-

### Esercizio 3

Scrivere nell'ordine il numero di protoni, di neutroni e di elettroni spaiati del nuclide di numero atomico 18 e massa 40.

R:  $Z = 18$  ;  $A = 40$

Ricordando che  $A = Z + N$  e  $Z = \text{Protoni} = \text{E elettroni}$

Possiamo affermare che:

- Protoni = Elettroni = 18
- Neutroni =  $A - Z = 40 - 18 = 22$
- Elettroni spaiati = Nessuno

#### Esercizio 4

Con quale espressione viene indicata la massa atomica di un nuclide:

1.  $Z = A + N$
2.  $A = P + N$
3.  $M = P + N$
4.  $M = A + Z$
5.  $A = Z + N$

R:  $A = Z + N$

#### Esercizio 5

Illustrare il sistema periodico degli elementi.

R:

La necessità da parte dei chimici di organizzare le sostanze in base alle loro affinità (chimico-fisiche) ha determinato la realizzazione di una rappresentazione schematica degli elementi.

In particolare il chimico russo *Mendeleev* riuscì a classificare gli elementi in base alle similitudini nel comportamento chimico e al peso atomico (ad oggi massa atomica molare). Rispetto ai suoi predecessori Mendeleev inventò il sistema periodico, o tabella periodica, che riusciva a prevedere le caratteristiche di elementi non ancora scoperti.

L'attuale sistema periodico è stato arricchito di nuovi elementi, grazie agli studi di *Bohr*, chiamandosi *sistema periodico a lunghi periodi* mantenendo, comunque, le caratteristiche del sistema periodico "ridotto" di Mendeleev.

Il sistema periodico è diviso in *gruppi* e *periodi*. In particolare si hanno 18 gruppi rappresentati da altrettante colonne numerate nel rispetto della normativa IUPAC e 7 periodi rappresentati da altrettante righe che corrispondono a quello dello strato più esterno occupato dagli elettroni nello stato fondamentale con una graduale variazione delle proprietà.

Inoltre il numero della posizione assunta dagli elementi corrisponde al rispettivo numero atomico per complessivi 105 elementi.

Osservando la tabella si può rilevare che:

- 1- Gli elementi appartenenti alla medesima colonna (gruppo) presentano forti analogie chimiche determinate dalla configurazione elettronica simile degli elementi;
- 2- Alcuni gruppi assumono dei nomi caratteristici quali:  
Gas nobili (gruppo VIIIB);  
Metalli alcalini (Gruppo IA);  
Metalli alcalino-terrosi (Gruppo IIA)  
Alogeni (Gruppo VIIB);
- 3- Il primo periodo è costituito da due soli elementi (H e He) seguito da due periodi di otto elementi ciascuno.  
A partire dal quarto periodo, la zona centrale è rappresentata dagli elementi di *transizione* con caratteristiche molto simili;

- 4- È rappresentata una suddivisione in *blocchi* corrispondenti al riempimento degli orbitali più esterni. Si vengono a realizzare 4 blocchi rispettivamente da sinistra a destra indicati con le lettere *s, p, d, f*;
- 5- La maggior parte degli elementi sono *metalli* mentre i restanti sono *non-metalli*. Una linea diagonale a scalini che rappresenta i *metalloidi* separa i metalli dai non-metalli. Si osserva che il carattere metalli diminuisce progressivamente con i periodi da sinistra verso destra ed aumenta nei gruppi dall'alto verso il basso;
- 6- Il raggio atomico cresce nei gruppi dall'alto al basso cioè all'aumentare dei numero di livelli elettronici mentre i raggi atomici diminuiscono nei periodi da sinistra a destra;
- 7- Le energie di prima ionizzazione diminuiscono nei gruppi dall'alto al basso e normalmente aumentano nei periodi da sinistra a destra;
- 8- L'affinità elettronica è molto negativa per gli atomi che occupano la parte destra del sistema periodico e atomi di dimensioni maggiori nella parte inferiore del gruppo di appartenenza avranno affinità elettroniche meno negative rispetto agli elementi nella parte superiore.-