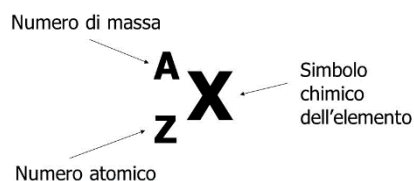


STRUTTURA ATOMICA E SISTEMA PERIODICO

Atomo

Dopo diversi e innumerevoli studi si è arrivati a definire l'atomo come una struttura vuota costituita da un nucleo di protoni e neutroni attorno al quale ruotano gli elettroni.

Si parla il numero atomico (Z) per indicare il numero di protoni mentre si usa il termine numero di massa (A) per indicare la somma del numero di protoni e del numero di neutroni. Il numero di neutroni si può dunque calcolare come A-Z. Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno uguale numero di protoni ma possono avere diverso numero di neutroni dando così vita a diversi isotopi. Gli isotopi sono dunque atomi che hanno lo stesso numero atomico (e quindi appartengono allo stesso elemento), ma differiscono per il numero di massa.



$$Z = n^{\circ} \text{ protoni}$$

$$A = n^{\circ} \text{ protoni} + n^{\circ} \text{ neutroni}$$

$$n^{\circ} \text{ neutroni} = A - Z$$

Massa molecolare e numero di Avogadro

Dal momento in cui gli atomi hanno dimensioni molto ridotte è stato necessario introdurre una nuova unità di misura detta unità di massa atomica (uma) cioè 1/12 della massa dell'isotopo 12 del carbonio, contenente 6 neutroni nel nucleo. La massa atomica si differenzia ovviamente dalla massa molecolare. Per confrontare dunque due elementi presenti in quantità diverse non è efficiente sfruttare la massa molecolare poiché un atomo può pesare di più di un altro e quindi è stato introdotto il numero di Avogadro cioè il numero esatto di atomi contenuti in 12 grammi dell'isotopo 12 del carbonio: $6.02 \cdot 10^{23}$. La quantità di materia che contiene un numero di Avogadro di particelle misura in mole (mol). In questo modo è possibile confrontare 2 o più sostanze a partire dal numero di atomi.

$$\text{Numero Avogadro: } N_0 = 6.022 \cdot 10^{23}$$

$$\text{Numero particelle contenute in un campione: } N = N_0 \cdot n(\text{mol})$$

$$\text{Numero moli: } n = \frac{m(\text{g})}{MM(\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$$

Orbitali atomici

Il modello ondulatorio dell'elettrone consente di stabilire le zone dello spazio attorno al nucleo di un atomo ove è massima la densità della carica elettrica negativa dovuta agli elettroni dell'atomo stesso. A partire da questo modello si è arrivati a descrivere la quantizzazione degli stati degli elettroni tramite diversi numeri quantici:

Numero quantico principale	n	indica la dimensione dell'orbitale e l'energia dell'elettrone	
Numero quantico secondario (momento angolare)	l	indica la forma dell'orbitale	$0 < l < n-1$
Numero quantico magnetico	m	indica l'orientamento dell'orbitale nello spazio	$-l < m < l$
Numero quantico di spin	m_s	indica il senso dell'orientazione dell'elettrone	$\pm \frac{1}{2}$

N.B.: n = coincide con il numero dei sottolivelli nel livello in oggetto

$2l+1$ = numero di orbitali nel sottolivello in oggetto

n^2 = numero di orbitali di un livello elettronico

$2n^2$ = numero massimo di elettroni in un livello

Ogni orbitale è dunque caratterizzato da dimensione, forma, orientamento nello spazio e contenuto energetico. La forma dell'orbitale stesso è indicata dalla funzione d'onda al quadrato. Gli elettroni non risentono totalmente della carica positiva del nucleo ma risentono della carica effettiva. Dal momento

in cui in un atomo ci sono più elettroni questi risentono non solo della forza attrattiva del nucleo ma anche della forza repulsiva tra gli elettroni stessi. Elettroni più interni tendono a fare un'azione di schermo maggiore rispetto agli elettroni più esterni quindi la carica efficace che subiscono è sempre inferiore alla carica nucleare effettiva.

Gli elettroni che si trovano in posizione 1s avranno un'azione di schermo maggiore di quelli che si trovano in 2s. Dal momento in cui l'elettrone nell'orbitale s spende più tempo vicino al nucleo dell'elettrone p avente lo stesso numero quantico n, 2s è più penetrante di 2p perché 2s scherma 2p. Per n = 3 3s è più penetrante.

N.B.: tutti gli elettroni che hanno lo stesso n appartengono allo stesso strato.

N.B.: gli orbitali sono caratterizzati al massimo da 2 elettroni con 3 numeri quantici uguali un solo numero quantico (m_s) diverso.

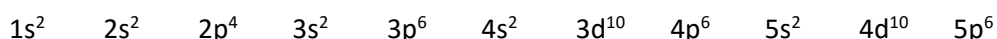
Proprietà magnetiche

A partire dal principio di Pauli derivano anche le proprietà magnetiche della materia; le cariche con diversa direzionalità possono infatti creare un campo magnetico. Dalla configurazione elettronica dipendono le proprietà fisiche magnetiche della materia. Se l'atomo possiede due elettroni spaiati allora si creeranno dei dipoli magnetici e quindi tali sostanze risulteranno essere paramagnetiche. Se invece l'atomo possiede degli elettroni accoppiati allora gli elettroni saranno debolmente respinti dal campo magnetico e quindi si avranno sostanze diamagnetiche.

Configurazione elettronica

- Principio di esclusione di Pauli = due elettroni in un atomo non possono avere tutti e quattro i numeri quantici uguali: ogni orbitale può essere occupato da un massimo di 2 elettroni aventi spin opposto.
- Regola di Hund = se sono disponibili più orbitali aventi la stessa energia gli elettroni si disporranno preferenzialmente in orbitali diversi e con lo stesso valore del numero quantico di spin.
- Principio dell'Aufbau = le strutture elettroniche degli atomi nello stato fondamentali possono essere determinate ordinando gli orbitali secondo energie crescenti e riempiendoli nel rispetto del principio di Pauli e della regola di Hund a cominciare dall'energia più basse

N.B.: gli elettroni sono prima assegnati al sottolivello con valore n più basso



Classificazione degli elementi

Come già accennato Mendeleev aveva intuito che gli elementi possono essere raggruppati in base al numero atomico e per questo aveva lasciato degli spazi vuoti all'interno della sua classificazione. Gli elementi si classificano quindi in periodi e gruppi. Mendeleev aveva anche capito che le proprietà fisiche di un elemento dipendono dalla configurazione esterna degli orbitali e quindi da come sono riempiti i gusci esterni.

- Elementi del I° gruppo = metalli alcalini (ns^1 – tranne H) che cedono un elettrone per cercare di essere stabili [1 carica]
- Elementi del II° gruppo = metalli alcalino-terrosi (ns^2) che cedono due elettroni per cercare di assumere la configurazione del gas nobile che li precede [1 carica doppia]
- Elementi del VII° gruppo = alogeni (ns^2, np^5) che prendono un elettrone per assumere la configurazione del gas nobile che li segue
- Elementi del VIII° gruppo = gas nobili (ns^2, np^6)

N.B.: l'energia necessaria per strappare elettroni viene fornita quindi si avrà una reazione endotermica; l'energia che si libera quando si acquisisce elettroni darà una reazione esotermica.

I metalli e il non metalli sono divisi nella tavola periodica da una linea. A cavallo di questa linea sono presenti semimetalli cioè elementi che hanno proprietà intermedie come lucentezza e conducibilità termica. I metalli invece sono tutti quegli elementi che possono presentarsi solidi o come gas molecolari e hanno tendenza a creare legami con H. I non metalli al contrario sono elementi che si formano a partire dall'unione di atomi tramite legame ionico.

Le proprietà periodiche dipendono da:

1. Carica nucleare effettiva = carica di cui risente un particolare elettrone di un atomo polielettronico come conseguenza della presenza del bilanciamento delle forze attrattive del nucleo e quelle

repulsive degli altri elettroni: $z_{eff} = z - s$ dove z è il numero atomico e s rappresenta lo schermo degli elettroni più interni.

2. Raggio atomico = cioè la distanza di avvicinamento tra due atomi dello stesso elemento di una molecola (gas). Il raggio diminuisce lungo il periodo e cresce lungo il gruppo.

N.B.: un catione (elemento che perde e^-) ha raggio atomico inferiore rispetto all'elemento da cui deriva

Un anione (elemento che acquista e^-) ha raggio atomico maggiore dell'elemento da cui deriva

3. Energia di ionizzazione = minima quantità di energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo nello stato fondamentale; energia necessaria per trasformare l'atomo di un elemento nel suo catione monovalente. Cresce lungo periodo e decresce lungo il gruppo.

N.B.: esiste anche l'energia di 2a o 3a ionizzazione cioè la quantità di energia necessaria per rimuovere un elettrone dallo ione monovalente o dallo ione divalente positivo

4. Affinità elettronica = quantità di energia che un atomo libera allorché cattura un elettrone che si trova a distanza infinita con valore 0 di energia cinetica: $X + e^- \rightarrow X^- + EA$

5. Elettronegatività = misura della tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé gli elettroni del legame covalente