

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

Per acquisire da soli i saperi minimi in chimica generale

Capitolo 1 L'atomo

A chi serve, a che serve e quando usare questo materiale?

- Questo fascicolo, scritto in maniera inusuale, fa parte di una “triade” rivolta principalmente agli studenti del *quarto anno* dell'*Istituto d'Arte*, sia del corso *diurno* che *serale*
- Le tre dispense servono a *verificare autonomamente* la propria *preparazione* su *argomenti* assolutamente *essenziali* per una *proficua prosecuzione* degli studi nell'*anno successivo*. In altre parole potete *testare da soli* quelle che in linguaggio pomposo, si definiscono le *competenze minime*, al di sotto delle quali c'è solo il “deserto”. Attenzione! Ciò non significa che se siete in grado di padroneggiare questi argomenti il vostro impegno sarà finito! Il programma di chimica del quarto anno è decisamente più vasto ma se non conoscete almeno questi argomenti la vostra preparazione sarà del tutto inadeguata per la *comprensione* degli *argomenti* trattati nell'*anno finale*, quello dell'esame, per intenderci...
- Avviso ai naviganti! Per gli *allievi del diurno* suggerisco di *usare* il materiale *man mano* che l'Insegnante tratterà in classe i tre argomenti: se dopo aver partecipato alle lezioni e letto il materiale messo qui a disposizione avete ancora delle difficoltà sconsiglio a chiunque di sottovalutare la situazione: forse è il momento di attivare azioni tempestive di rinforzo (lo Sportello Didattico potrebbe essere un'ottima soluzione). Per gli allievi del quarto anno del *corso serale* valgono i medesimi suggerimenti, con una *precisazione*, rivolta a coloro che intendessero avvalersi di *eventuali crediti scolastici*. Per costoro suggerisco di *utilizzare tutto il materiale prima dell'inizio delle lezioni*: se trovassero delle difficoltà importanti su questi argomenti suggerisco calorosamente di rinunciare al credito e di frequentare regolarmente le lezioni: a buon intenditore poche parole!

CORSO DI CHIMICA – MATERIALI PER L'AUTOVALUTAZIONE

Elemento chimico	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica*	Elemento chimico	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica*	Elemento chimico	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica*
AFNIO	Hf	72	178,490	LAWRENZIO	Lr	103	260,110	TORIO	Th	90	232,038
ALLUMINIO	Al	13	26,982	LITIO	Li	3	6,941	TULIO	Tm	69	168,934
AMERICIO	Am	95	243,061	LUTEZIO	Lu	71	174,967	TUNGSTENO	W	74	183,840
ANTIMONIO	Sb	51	121,757	MAGNESIO	Mg	12	24,305	URANIO	U	92	238,051
ARGENTO	Ag	47	107,868	MANGANESE	Mn	25	54,938	VANADIO	V	23	50,942
ARGO	Ar	18	39,948	MENDELEVIO	Md	101	256,094	XENO	Xe	54	131,290
ARSENICO	As	33	74,922	MERCURIO	Hg	80	200,590	ZINCO	Zn	30	65,390
ASTATO	At	85	209,987	MOLIBDENO	Mo	42	95,940	ZIRCONIO	Zr	40	91,224
ATTINIO	Ac	89	227,028	NEODIMIO	Nd	60	144,240	ZOLFO	S	16	32,066
AZOTO	N	7	14,007	NEON	Ne	10	20,180	POLONIO	Po	84	209,983
BARIO	Ba	56	137,327	NETTUNIO	Np	93	237,048	POTASSIO	K	19	39,098
BERILLIO	Be	4	9,012	NICHEL	Ni	28	58,693	PRASEODIMIO	Pr	59	140,908
BERKELIO	Bk	97	247,070	NIOBIO	Nb	41	92,906	PROMEZIO	Pm	61	144,913
BISMUTO	Bi	83	208,980	NOBELIO	No	102	259,101	PROTOATTINIO	Pa	91	231,036
BORO	B	5	10,811	OLMIO	Ho	67	164,930	RADIO	Ra	88	226,025
BROMO	Br	35	79,904	ORO	Au	79	196,967	RADON	Rn	86	222,018
CADMIO	Cd	48	112,411	OSMIO	Os	76	190,230	RAME	Cu	29	63,546
CALCIO	Ca	20	40,078	OSSIGENO	O	8	15,999	RENIO	Re	75	186,207
CALIFORNIO	Cf	98	251,080	PALLADIO	Pd	46	106,420	RODIO	Rh	45	102,906
CARBONIO	C	6	12,011	PIOMBO	Pb	82	207,200	RUBIDIO	Rb	37	85,468
CERIO	Ce	58	140,115	PLATINO	Pt	78	195,080	RUTENIO	Ru	44	101,070
CESIO	Cs	55	132,905	PLUTONIO	Pu	94	244,064	SAMARIO	Sm	62	150,360
CLORO	Cl	17	35,453	POLONIO	Po	84	209,983	SCANDIO	Sc	21	44,956
COBALTO	Co	27	58,933	POTASSIO	K	19	39,098	SELENIO	Se	34	78,960
CRIPTO	Kr	36	83,800	PRASEODIMIO	Pr	59	140,908	SILICIO	Si	14	28,086
CROMO	Cr	24	51,996	PROMEZIO	Pm	61	144,913	SODIO	Na	11	22,990
CURIO	Cm	96	247,070	PROTOATTINIO	Pa	91	231,036	STAGNO	Sn	50	118,710
DISPROSIO	Dy	66	162,500	RADIO	Ra	88	226,025	STRONZIO	Sr	38	87,620
EINSTENIO	Es	99	252,083	RADON	Rn	86	222,018	TALLIO	Tl	81	204,383
ELIO	He	2	4,003	RAME	Cu	29	63,546	TANTALIO	Ta	73	180,948
ERBIO	Er	68	167,260	RENIO	Re	75	186,207	TECNEZIO	Tc	43	98,906
EUROPIO	Eu	63	151,965	RODIO	Rh	45	102,906	TELLURIO	Te	52	127,600
FERMIO	Fm	100	257,095	RUBIDIO	Rb	37	85,468	TERBIO	Tb	65	158,925
FERRO	Fe	26	55,847	RUTENIO	Ru	44	101,070	TITANIO	Ti	22	47,880
FLUORO	F	9	18,998	SAMARIO	Sm	62	150,360	TORIO	Th	90	232,038
FOSFORO	P	15	30,974	SCANDIO	Sc	21	44,956	TULIO	Tm	69	168,934
FRANCIO	Fr	87	223,020	SELENIO	Se	34	78,960	TUNGSTENO	W	74	183,840
GADOLINIO	Gd	64	157,250	SILICIO	Si	14	28,086	URANIO	U	92	238,051
GALLIO	Ga	31	69,723	SODIO	Na	11	22,990	VANADIO	V	23	50,942
GERMANIO	Ge	32	72,610	STAGNO	Sn	50	118,710	XENO	Xe	54	131,290
IDROGENO	H	1	1,008	STRONZIO	Sr	38	87,620	ZINCO	Zn	30	65,390
INDIO	In	49	114,818	TALLIO	Tl	81	204,383	ZIRCONIO	Zr	40	91,224
IODIO	I	53	126,904	TANTALIO	Ta	73	180,948	ZOLFO	S	16	32,066
IRIDIO	Ir	77	192,220	TECNEZIO	Tc	43	98,906				
ITTEBIO	Yb	70	173,040	TELLURIO	Te	52	127,600				
ITTRIO	Y	39	88,906	TERBIO	Tb	65	158,925				
LANTANIO	La	57	138,906	TITANIO	Ti	22	47,880				

Elementi chimici in ordine alfabetico

* Su alcuni testi potrete trovare al posto di *massa atomica* il termine *peso atomico*, termine da evitare perché massa e peso **NON** sono sinonimi!

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 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 1

L'atomo

Gli eventi chimici, quali ad esempio: il bruciare del carbone, l'arrugginarsi del ferro, l'ossidarsi dell'argento, la corrosione del rame, l'inacidirsi del latte, il putrefarsi della carne, l'imbrunirsi delle pesche sbucciate, l'ingiallirsi di una pittura bianca sono alcuni dei numerosi fenomeni chimici che avvengono continuamente intorno a noi e che possiamo direttamente osservare. Questi fenomeni sono stati notati dall'uomo sin dall'antichità, ma la loro comprensione e la capacità di predirli e controllarli è avvenuta solo recentemente. Infatti, la chimica è diventata una scienza solo all'inizio del XIX secolo, e precisamente dopo l'introduzione della teoria atomica avvenuta nel 1808 ad opera di John Dalton, un insegnante che voleva capire più a fondo le cause dei fatti che vedeva accadere intorno a sé. La teoria atomica non è qualche cosa di preesistente e che, un bel giorno, è stata scoperta, ma, invece, è un prodotto scaturito dalla vivida immaginazione di Dalton basata, però, sulla precisa osservazione ed elaborazione di dati sperimentali. Così come un mappamondo tende a descrivere la configurazione del globo terrestre, la teoria atomica cerca di illustrare il piccolo mondo degli atomi. Questo è stato il grande contributo di John Dalton alla conoscenza del mondo.

Scegliete, ora, tra le due affermazioni qui sotto riportate quella che, a vostro parere, riassume meglio quanto avete letto:

John Dalton *scoprì* la teoria atomica e l'annunciò al mondo (**pag. 4B**)

John Dalton *inventò* la teoria atomica per spiegare i fatti osservati e l'annunciò al mondo (**pag. 9**)

Non avete letto attentamente le istruzioni sul modo di leggere questo materiale. Non dovete passare direttamente da una pagina alla successiva come in un libro ordinario.

Alla fine della pagina 1 avete trovato due affermazioni. Fra queste scegliete quella che ritenete sia corretta e andate alla pagina indicata accanto alla risposta da voi scelta.

Se avete scelto la risposta esatta, siete mandati a leggere una pagina nella quale sono esposte nuove nozioni; se, invece, avete scelto una risposta errata, vi sarà spiegata la ragione dell'errore e vi si indicherà di ritornare alla pagina di partenza per scegliere una nuova risposta.

Avete risposto: L'importanza della teoria atomica di Dalton sta nel fatto che forniva un modello atomico tale da poter essere adattata, opportunamente modificata e sviluppata, a nuovi fenomeni che man mano venivano scoperti.

Esatto. La teoria di Dalton è stata indubbiamente migliorata nei 150 anni che seguirono alla sua presentazione. Siccome il nostro principale interesse riguarda la chimica moderna e non la storia della chimica, ci occuperemo soltanto della prima anche se attraverso una sua versione semplificata. Questa versione semplificata è, tuttavia, sufficiente per spiegare e predire molti fenomeni della chimica elementare e, d'altra parte, per uno studente è di più facile comprensione che non una versione più completa e dettagliata.

In seguito, il lettore troverà che l'interpretazione di fenomeni più complessi richiederanno anche una teoria più complessa e, quindi, amplieremo con maggiori dettagli la nostra versione semplificata.

Questo è appunto il modo in cui uno scienziato impiega le sue teorie; spesso, egli possiede molte versioni di una unica teoria e, di volta in volta, usa la versione più semplice e adeguata allo scopo del momento.

Il mondo della materia è composto di molte differenti sostanze pure o composte ma tutte le sostanze, quando vengono analizzate, risultano costituite da uno o più elementi chimici.

Si conoscono 118 elementi chimici di cui troverete un elenco all'inizio di questo fascicolo.

Osservando questo elenco alfabetico degli elementi, noterete che ogni elemento è contraddistinto da un simbolo chimico. Studiate l'elenco per un paio di minuti e decidete se la seguente affermazione è vera o falsa:

« Ogni simbolo chimico è tratto dalla prima o dalle prime due lettere del nome (in italiano) del corrispondente elemento ».

Risposte

Questa affermazione è falsa (**pag. 7**)

Questa affermazione è vera (**pag. 14**)

4A (da pag.8)

Avete risposto: La colonna dei simboli sembra essere la più ordinata e disposta nel modo più semplice.

Ma secondo quale criterio ?

Tornate a **pag. 8** e, dopo aver esaminato attentamente le tre colonne, scegliete la risposta esatta.

4B (da pag. 1)

Avete risposto: John Dalton *scoprì* la teoria atomica e l'annunciò al mondo.

No. John Dalton è l'uomo responsabile di aver introdotto i principi della teoria atomica moderna, ma si trattò di una costruzione della sua mente, anche se suggerita dall'esperienza, piuttosto che di una scoperta.

Tornate a **pag. 1**, rileggetene il testo, confrontate le due affermazioni e, dopo aver notato la differenza fra di esse, scegliete quella esatta.

5 (da pag. 12)

Avete risposto: Il seguente gruppo di elementi ne contiene uno con un numero atomico sbagliato:

Gruppo A:

Idrogeno	1
Litio	3
Cadmio	48
Piombo	82

No. Ricontrollate l'elenco degli elementi e vedrete che ciascuno di essi ha esattamente il numero atomico indicato nell'elenco sopra riportato. Accertatevi di non aver letto, per errore, la colonna delle masse atomiche.

Tornate a **pag. 12** e scegliete la risposta esatta.

6 (da pag. 21)

Avete risposto: Sono incerto; ho bisogno di ripassare brevemente i fondamenti dell'elettricità.

Molto bene. Ricordiamo, quindi, alcuni fatti essenziali dell'elettricità.

Quando si strofina una bacchetta di plastica o un pettine su una pezza di pelo, l'oggetto strofinato acquista la capacità di attrarre pezzettini di carta o granuli di polvere. Si dice, allora, che la bacchetta o il pettine si sono elettrizzati, ossia essi hanno assunto una carica elettrica. Se con il pettine così elettrizzato tocchiamo una coppia di leggeri oggetti metallici appesi ad un filo e molto vicini tra loro, vedremo che i due oggetti si respingono a vicenda e cominciano a oscillare. Se ripetiamo lo stesso esperimento strofinando una bacchetta di vetro su un pezzo di seta o di nylon, i risultati saranno identici: i due oggetti metallici si respingeranno a vicenda e oscilleranno..

Se, però, combiniamo i due esperimenti, toccando un oggetto con il pettine di plastica (strofinato sul pelo) e l'altro con la bacchetta di vetro (strofinata su seta o su nylon), osserviamo che, adesso, i due oggetti si attirano a vicenda.

Da questi esperimenti risulta evidente che esistono *due tipi di cariche elettriche* che sono state chiamate (da Benjamin Franklin): *cariche positive* e *cariche negative*.

Un corpo è elettricamente neutro se contiene un egual numero di cariche positive e negative. L'unità elementare di carica positiva si chiama *protone*, l'unità elementare di carica negativa si chiama *elettrone*.

Un corpo caricato positivamente contiene più protoni che elettroni; il contrario accade per un corpo caricato negativamente, il quale contiene un eccesso di elettroni rispetto ai protoni.

Adesso, tornate a **pag. 21**, rileggetene il testo, e quindi scegliete la risposta esatta.

7 (da pag. 3)

Avete risposto: L'affermazione: «Ogni simbolo chimico è tratto dalla prima o dalle due prime lettere del nome (in italiano) del corrispondente elemento», è falsa.

Esatto. Questi simboli sono usati da tutti i chimici del mondo ed è una fortuna per i lettori di lingua italiana che la maggior parte dei simboli ufficiali internazionalmente accettati siano facilmente riferibili al nome usato comunemente per gli elementi stessi.

D'altra parte, i nomi degli elementi chimici sono stati scelti per ragioni piuttosto insignificanti:

- 1) Ag è stato scelto come simbolo dell'argento perché il nome latino dell'argento deriva dal nome della più grande miniera romana di argento situata vicino alla città di Argentum.
- 2) L'elio è stato così chiamato, e gli fu assegnato il simbolo He, perché è stato scoperto, per la prima volta, durante lo studio degli spettrogrammi della luce solare (la parola greca per indicare il sole è Helios).
- 3) Al bromo è stato dato questo nome perché l'elemento è un liquido puzzolente e la parola greca che significa puzzo è bromos.

Come vedete, i nomi ed i simboli sono stati assegnati agli elementi per ragioni diverse e casuali. Possiamo trovare un ordine fra i vari elementi? Tornate all'elenco degli elementi riportati all'inizio di questo fascicolo e, usando l'elenco ivi contenuto, completate la tabella riportata nella pagina seguente.

(Continua nella pagina seguente)

8 (da pag. 7)

Per facilitarvi il compito, abbiamo già scritto i dati caratteristici dell'idrogeno. Completate a matita tutta la tabella.

Nome dell'elemento	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica
Idrogeno	H	1	1,00797
Elio			
Litio			
Berillio			
Boro			
Carbonio			
Azoto			
Ossigeno			
Fluoro			

Dopo aver completato la tabella, studiatela attentamente e rispondete alla seguente domanda.

Quale delle tre colonne: la colonna del simbolo, la colonna del numero atomico o la colonna della massa atomica, vi sembra che sia la più ordinata e disposta nel modo più semplice?

La colonna del simbolo (pag. 4A)

La colonna del numero atomico (pag. 12)

La colonna della massa atomica (pag. 16B)

9 (da Pag. 1)

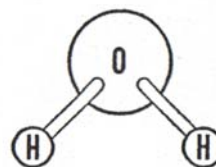
Avete risposto: John Dalton inventò la teoria atomica per spiegare i fatti osservati e l'annunciò al mondo.

Esatto. Dalton concepì la teoria atomica come un modello per poter spiegare le reazioni chimiche. Però fece molti errori evidenti, soprattutto a causa della scarsità di dati quantitativi attendibili.

Per esempio, non avendo alcuna indicazione che affermasse il contrario, egli suppose che un atomo di idrogeno si combinasse con un atomo di ossigeno per formare un «atomo» di acqua. Egli rappresentò simbolicamente questa combinazione nel modo seguente:



Oggi sappiamo che una molecola di acqua è costituita da due atomi di idrogeno e da un atomo di ossigeno non disposti linearmente, bensì con un angolo ben definito come mostra la figura.



Molecola dell'acqua: formula H₂O.

Quale di queste due affermazioni riassume meglio quanto è stato appena detto?

L'importanza della teoria atomica di Dalton sta nel fatto che il suo lavoro era sostanzialmente privo di errori, così che può essere usato ancor oggi nella sua forma originale (pag. 13)

L'importanza della teoria atomica di Dalton sta nel fatto che forniva un modello atomico tale da poter essere adattato, opportunamente modificato e sviluppato, ai nuovi fenomeni che man mano venivano scoperti (pag. 3)

10 A (da pag. 20)

Avete risposto: La carica sarà -2.

No. Se un corpo neutro (nel nostro caso un atomo di calcio), costituito da un numero eguale di protoni positivi e di elettroni negativi, perde degli elettroni, rimane, ovviamente, con un numero di protoni superiore al numero di elettroni, cioè con una carica di segno positivo.

Adesso, tornate a **pag. 20** e scegliete la risposta esatta.

10B (da pag. 31A)

Avete risposto: Il simbolo per lo ione formato da un atomo di cloro che ha acquistato un solo elettrone è Cl^+ .

No. Infatti, un atomo di cloro elettricamente neutro possiede 17 protoni e 17 elettroni. Se quest'atomo acquista un elettrone, lo ione formatosi avrà 17 protoni e 18 elettroni, cioè avrà un eccesso di elettroni, per cui non può dare origine ad una carica positiva.

Tornate a **pag. 31 A** e scegliete la risposta esatta.

11 (da pag.21)

Avete risposto: La carica di un elettrone è negativa.

Esatto. Gli elettroni costituiscono l'unità di carica negativa, mentre i protoni sono l'unità di carica positiva. Un corpo è neutro quando ha un egual numero di cariche negative e di cariche positive, cioè quando ha un egual numero di elettroni e di protoni.

Siete ora in grado di rispondere alla seguente domanda: Quanti elettroni contiene un atomo di calcio ?

Risposte

Un atomo di calcio contiene 40,08 elettroni (**pag. 15 B**)

Un atomo di calcio contiene 20 elettroni (**pag. 20**)

Non so come ricavarlo (**pag. 28B**)

12 (da Pag. 8)

Avete risposto: La colonna del numero atomico è la più ordinata e disposta nel modo più semplice.

Esatto. La disposizione dei numeri interi in ordine crescente, dall'uno al nove, della colonna dei numeri atomici è certamente più ordinata che non la disposizione che si ha nella colonna dei simboli o in quella delle masse atomiche. Anche queste sono disposte in ordine crescente, però non in maniera così regolare. Poiché il comportamento chimico di un atomo è stabilito dal numero dei protoni presenti, ciò ha portato ad assegnare ad ogni elemento un numero intero, pari al numero dei suoi protoni: il numero atomico. Si conoscono oggi 118 elementi e ogni elemento differisce da ogni altro elemento per il numero di protoni che contiene. Ad esempio, il cloro (numero atomico 17) contiene 17 protoni; il potassio (numero atomico 37) ne contiene 37, mentre l'elemento con 51 protoni è l'antimonio (numero atomico 51). In tal modo, ogni elemento possiede un proprio numero atomico che indica il numero di protoni contenuti nell'atomo di quel dato elemento. Accertiamoci che questo concetto vi sia chiaro e che siete in grado di usare correttamente l'elenco degli elementi, riportato all'inizio di questa dispensa.

Quale dei seguenti tre gruppi di elementi contiene un elemento con un numero atomico sbagliato ?

Risposte

Gruppo A:

Idrogeno	1	(pag. 5)
Litio	3	
Cadmio	48	
Piombo	82	

Gruppo B:

Stagno	50	(pag. 16A)
Stronzio	38	
Zinco	30	
Azoto	7	

Gruppo C:

Fluoro	19	(pag. 21)
Boro	5	
Argento	47	
Iodio	53	

13 (da pag.9)

Avete risposto: L'importanza della teoria atomica di Dalton sta nel fatto che il suo lavoro era sostanzialmente privo di errori, così che può essere ancor oggi usato nella sua forma originale.

La risposta è sbagliata, forse avete capito male il testo. Dalton fu il precursore dei chimici moderni ma molte delle sue asserzioni sui «fenomeni conosciuti» sono considerate oggi incomplete o false.

Infatti; le sue quattro maggiori ipotesi teoriche sono state ampiamente rivedute dalla moderna teoria dell'atomo.

Tornate a **pag. 9**, ristudiate il testo, e poi scegliete la risposta esatta.

14 (da pag. 3)

Avete risposto: L'affermazione: «Ogni simbolo è tratto dalla prima o dalle prime due lettere del nome (in italiano) del corrispondente elemento », è vera.

Non ci siamo. Non avete controllato molto attentamente l'elenco, altrimenti avreste notato che vi sono molti elementi i cui simboli non sono le iniziali della prima o delle prime due lettere del corrispondente nome italiano.

Per esempio:

Il simbolo per l'arsenico è As e non Ar.

Il simbolo per l'argento è Ag e non Ar.

Il simbolo per il manganese è Mn e non Ma.

Vi sono alcuni elementi i cui simboli derivano dai loro vecchi nomi latini, come, per esempio:

Antimonio (latino: *Stibium*), simbolo Sb,

Rame (latino: *Cuprum*), simbolo Cu,

Sodio (latino: *Natrium*), simbolo Na,

Potassio (latino: *Kalium*) simbolo K,

Mercurio (latino: *Hydrargyrium*), simbolo Hg.

Tornate alla tavola degli elementi all'inizio del libro, osservate più attentamente l'elenco dei nomi degli elementi, rileggete la domanda a **pag. 3** e quindi scegliete la risposta esatta.

15 A (da pag.20)

Avete risposto: La carica sarà + 18.

No. Avete ragione (in parte) nel pensare che l'atomo di calcio, costituito da 20 protoni (carichi positivamente) e da 20 elettroni (carichi negativamente) acquisti una carica di segno positivo quando perde elettroni.

Tuttavia abbiamo detto che l'atomo di calcio diventa ione di calcio perdendo solo 2 elettroni. Gli altri 18 elettroni rimangono nello ione, per cui la sua carica positiva dipenderà soltanto dal numero di protoni **in più** rispetto agli elettroni.

Adesso, tornate a **pag. 20** e scegliete la risposta esatta.

15 B (da pag.11)

Avete risposto: Un atomo di calcio contiene 40,08 elettroni.

No. Dalla vostra risposta si deduce che nel consultare l'elenco degli elementi riportato all'inizio del libro avete sbagliato colonna.

Abbiamo detto che il numero dei protoni corrisponde al numero atomico, mentre voi avete consultato la colonna dei pesi atomici.

Adesso, tornate a **pag. 11** e scegliete la risposta esatta.

16 A (da pag.)

Avete risposto: il gruppo che contiene un elemento con un numero atomico sbagliato è:

Gruppo B:

Stagno	50
Stronzio	38
Zinco	30
Azoto	7

No. Ricontrollate la tavola degli elementi e troverete che gli elementi sopra indicati hanno proprio i numeri atomici qui riportati.

Assicuratevi di non aver letto, per errore, la colonna dei pesi atomici.

Tornate a **pag. 12** e scegliete la risposta esatta.

16 B (da pag. 8)

Avete risposto: La colonna delle masse atomiche appare come la più ordinata e disposta nel modo più semplice.

La vostra risposta è sbagliata. È vero che la colonna delle masse atomiche è ordinata perché in essa i numeri aumentano dall'alto in basso, ma non è quella disposta nel modo più semplice perché l'aumento da un elemento al successivo non è regolare (lineare). Riguardate attentamente le tre colonne a pag. 8. Osserverete che anche la colonna dei numeri atomici aumenta dall'alto in basso, ma in essa la successione è molto regolare, essendo ogni numero atomico maggiore di una unità rispetto a quello che lo precede.

Adesso, tornate a **pag. 8** e scegliete la risposta esatta.

17 (da pag. 26)

Avete risposto: Dato che le particelle che formano un atomo sono molto più piccole dell'atomo stesso, questo deve essere costituito, in gran parte, da spazio vuoto.

Esatto. L'atomo, secondo il modello attribuitogli dalla scienza moderna, è formato da un **nucleo centrale** (composto di **protoni** e di **neutroni**) circondato da un **mantello elettronico**, una specie di nuvola di **elettroni**, di dimensioni molto più grande del nucleo atomico. Siccome gli atomi sono elettricamente neutri, vuol dire che il numero di elettroni (cariche negative) è eguale a quello dei protoni (cariche positive).

Gli elettroni nel mantello sono disposti secondo un ordine preciso, in una serie di **strati** o **livelli energetici**. Questi strati elettronici, a partire da quello più vicino al nucleo, sono designati con dei numeri interi (da 1 a 7), detti **numeri quantici principali** (un tempo si utilizzavano le lettere maiuscole K, L, M, ecc.).

Ognuno di questi strati può contenere solo un determinato numero di elettroni, e precisamente:

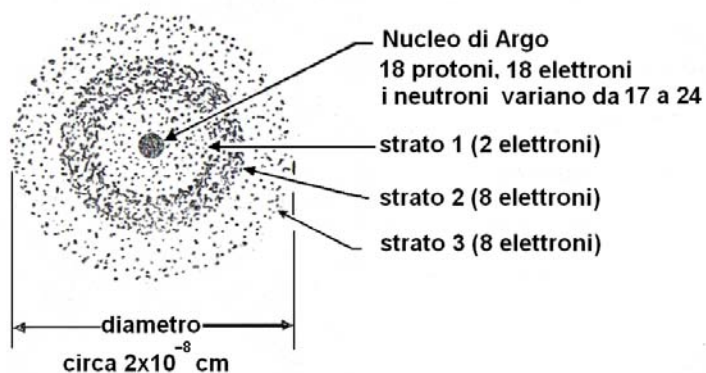
livello energetico	N° max. di elettroni per un dato guscio	Numero totale di elettroni (comprensivi dei gusci sottostanti)
1	2	2
2	8	10
3	8	18
4	18	36
5	18	54
6	32	86
7	32	118

Da osservare che gli elettroni vanno disponendosi a partire dai livelli energetici più vicini al nucleo. Questo si spiega considerando che gli elettroni, negativi, sono fortemente attratti dal nucleo, positivo. Quando uno strato è completamente occupato, gli elettroni non ancora sistemati devono trovare posto in uno strato successivo e così via.

(Continua alla pagina seguente)

18 (da pag. 17)

Proviamo a rappresentare con un disegno schematico un atomo di Argon (numero atomico 18).



Atomo di Argon.

Sono sufficienti queste poche nozioni sui livelli energetici per determinare la disposizione elettronica negli elementi più semplici.

Per esempio, l'atomo di azoto ha numero atomico 7, cioè possiede 7 protoni e quindi deve avere un numero complessivo di 7 elettroni.

Poiché gli elettroni tendono a sistemarsi, finché c'è posto, negli strati più interni, 2 si trovano nel livello 1 (che non può contenerne di più) e i rimanenti 5 si trovano nel livello 2.

Ora, cercate di stabilire la distribuzione elettronica in un atomo di ossigeno (vi ricordiamo che il numero atomico dell'ossigeno è 8).

Risposte

L'ossigeno contiene 8 elettroni nello strato 1 (**pag. 24 A**)

L'ossigeno contiene 8 elettroni nello strato 2 (**pag. 29**)

L'ossigeno contiene 2 elettroni nello strato 1 e 6 nello strato 2 (**pag. 32B**)

L'ossigeno contiene 6 elettroni nello strato 1 e 2 nello strato 2 (**pag. 40 B**)

19 (da pag. 30)

Avete risposto: (a) e (b) sono isotopi dello stesso elemento

No. Vediamone la ragione.

Due isotopi dello stesso elemento debbono avere lo stesso numero di protoni (numero atomico).

Nel nostro caso, (a) contiene 32 protoni mentre (b) ne contiene 33, perciò si tratta di atomi di elementi diversi e non di isotopi.

Tornate a **pag. 30** e scegliete la risposta esatta.

20 (da pag. 11)

Avete risposto: Un atomo di calcio contiene 20 elettroni

Esatto. Un atomo di calcio contiene 20 protoni (20 cariche positive), perciò, per essere elettricamente neutro, deve possedere 20 cariche negative, cioè 20 elettroni.

La caratteristica essenziale dell'atomo di calcio (come, del resto, dell'atomo di qualsiasi altro elemento) è data dal numero di protoni in esso contenuti. Se un atomo di calcio acquistasse, o cedesse, un protone non potrebbe rimanere a lungo un atomo di calcio. (Tale processo non è però un processo chimico, ma una trasformazione nucleare).

Però, un atomo di calcio può, teoricamente, acquistare o perdere elettroni quando partecipa ad un processo chimico. In realtà essendo il calcio un **metallo** ha **interesse a perdere elettroni** e, nello specifico, tende a perdere **2 elettroni**. Più in generale quando un atomo acquista o perde elettroni non è più neutro, quindi non è più un atomo. Un atomo che ha acquistato, o perso, uno o più elettroni viene chiamato **ione**.

Quando l'atomo di calcio perde 2 elettroni diventa uno ione di calcio; quando un atomo di bario perde 2 elettroni diventa uno ione di bario.

Quale sarà la carica dello ione di calcio formatosi dalla perdita di 2 elettroni da parte di un atomo di calcio ?

Risposte

La carica sarà -2 (pag. 10 A)

La carica sarà +18 (pag. 15 A)

La carica sarà +2 (pag. 31 A)

La carica sarà -18 (pag. 39 B)

21 (da pag. 12)

Avete risposto: il gruppo che contiene un elemento con un numero atomico sbagliato è:

<i>Gruppo C:</i>	
Fluoro	19
Boro	5
Argento	47
Iodio	53

Esatto. Infatti il numero atomico del fluoro è 9 e non 19. I protoni costituiscono una parte fondamentale della materia e si trovano nei nuclei di tutti gli atomi. I protoni sono particelle dotate di massa e costituiscono l'unità di carica elettrica positiva.

Nelle normali condizioni, tutti gli atomi sono corpi elettricamente neutri, cioè non possiedono alcuna carica elettrica. In tal caso, la carica positiva dei protoni esistenti nel nucleo di un elemento è esattamente neutralizzata dalla carica di elettricità trasportata da un certo numero di elettroni che circondano il nucleo. In base a questa asserzione e con un minimo di conoscenza degli elementi fondamentali dell'elettricità, si può dedurre immediatamente quale deve essere la natura della carica degli elettroni.

Quale è il segno della carica di un elettrone ?

Risposte

Sono incerto; ho bisogno di ripassare brevemente i fondamenti dell'elettricità (pag. 6)

La carica di un elettrone è negativa (pag. 11)

Un elettrone non ha alcuna carica elettrica, cioè è neutro (pag. 28 A)

La carica di un elettrone è positiva (pag. 31 B)

22 (da pag. 31A)

Avete risposto: Il simbolo dello ione formato da un atomo di cloro che ha acquistato un elettrone è Cl^- .

Esatto. Un atomo di cloro neutro possiede 17 protoni e 17 elettroni. L'acquisto di un elettrone darà luogo ad uno ione con 17 protoni e 18 elettroni, cioè con un eccesso di elettroni (carica negativa), che viene rappresentato con il simbolo Cl^- . Notate che è la differenza fra il numero di elettroni e quello dei protoni che determina la carica di uno ione. Un eccesso di protoni rispetto agli elettroni darà uno ione carico positivamente, mentre un eccesso di elettroni rispetto ai protoni darà uno ione carico negativamente. Considerate attentamente la seguente tabella:

Simbolo dello ione	Nome dello ione	Numero di protoni	Numero di elettroni
Cl^-	Cloruro	17	18
Br^-	Bromuro	35	36
I^-	Ioduro	53	54
O^-	Ossido	8	10
S^-	Solfuro	16	18
Li^+	Litio	3	2
Na^+	Sodio	11	10
K^+	Potassio	19	18
Ca^{++}	Calcio	20	18
Sr^{++}	Stronzio	38	36
Ba^{++}	Bario	56	54

(Notate che per gli ioni negativi, ad eccezione dell'ossigeno, si usano nomi formati aggiungendo al nome dell'atomo la desinenza «uro»).

(Continua alla pagina seguente)

23 (da pag. 22)

Ricordatevi che gli atomi sono sempre elettricamente neutri. Gli atomi, però, possono acquistare, o perdere, elettroni e in tal caso diventano ioni.

Più precisamente, quando un atomo acquista uno o più elettroni diventa uno ione negativo, mentre quando un atomo perde uno o più elettroni diventa uno ione positivo.

Gli elettroni, con carica unitaria -1, e i protoni, con carica unitaria + 1, sono due dei tre tipi fondamentali di particelle che stanno alla base della moderna teoria atomica. La terza particella fondamentale è chiamata neutrone e appare come una combinazione intima di un protone e di un elettrone. Come suggerisce il loro stesso nome, i neutroni non hanno alcuna carica elettrica; essi, insieme ai protoni, costituiscono il nucleo di un atomo. Per esempio, il nucleo dell'elio contiene 2 protoni e 2 neutroni.

Quale è la carica di un nucleo di elio formato da 2 protoni e da 2 neutroni? .
Fra le risposte qui sotto elencate scegliete quella più completa e corretta.

Risposte

La carica del nucleo di elio è + 2 (pag. 30)

Il nucleo di elio non ha alcuna carica, è neutro (pag. 39 A)

La carica del nucleo di elio è positiva (pag. 41)

24A (da pag. 18)

Avete risposto: L'atomo di ossigeno contiene 8 elettroni nel livello 1.

No. Infatti, sappiamo che il livello 1 non può mai contenere più di 2 elettroni.

Adesso, tornate a pag. 18 e scegliete la risposta esatta.

24B (da pag. 30)

Avete risposto : (b) e (c) sono isotopi dello stesso elemento.

Esatto. Sia (b) che (c) possiedono 33 protoni e questo è il numero dei protoni (chiamato comunemente **numero atomico**) dell'arsenico. Quindi entrambi sono atomi di arsenico. Il numero di neutroni di questi due isotopi non ha alcuna importanza per stabilire l'identità dell'atomo. Il numero di neutroni è invece di fondamentale importanza per stabilire la massa atomica di un atomo. Tutti gli atomi di arsenico sono formati da 33 protoni, ma il numero dei neutroni non è eguale per tutti gli atomi di questo elemento. Per **tutti** gli atomi si definisce il **numero di massa** che è costituito dalla **somma** del numero dei **protoni** più il numero dei **neutroni** contenuti nel nucleo degli atomi stessi. Un atomo di arsenico con 42 neutroni avrà un numero di massa eguale a 75, mentre un atomo di arsenico con 43 neutroni avrà un numero di massa eguale a 76.

Andiamo ora a definire la **massa** di un atomo: essendo l'atomo una particella infinitamente piccola l'unità di misura da adottare deve essere giocoforza molto piccola, sulla stessa scala dimensionale della massa degli atomi. I chimici hanno scelto **arbitrariamente** come **unità di massa atomica** (u.m.a.) la massa corrispondente a **1/12 della massa dell'isotopo ^{12}C del carbonio** che, ricordiamolo, è costituito da 6 protoni e 6 neutroni. Parlando un po' a spanne questo significa utilizzare come **u.m.a.** la massa di un **singolo nucleone**.

A volte potrete trovare la massa atomica espressa in dalton (Da), non spaventatevi, parliamo della stessa cosa: 1 u.m.a. = 1 Da

La scelta di questa unità di misura non è arzigogolata: conoscendo il numero di massa di un atomo (es. 40) la sua massa sarà molto prossima a 40 u.m.a.

Se invece abbiamo un atomo con numero di massa pari a 100, la sua massa atomica sarà in buona approssimazione pari a 100 u.m.a.

(Continua alla pagina seguente)

25 (da pag. 24B)**La massa atomica degli elementi**

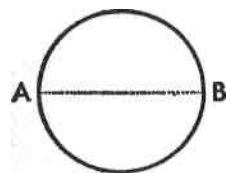
La **massa atomica** un **elemento** chimico può essere definita come la **media ponderale** delle **masse** degli **isotopi** di quell'elemento, media che tiene conto della **proporzione** in cui tali **isotopi** esistono in **natura**.

Per esempio, poiché la maggior parte degli atomi di idrogeno ha un numero di massa 1 e solo pochi hanno numero di massa 2 (e una piccolissima parte di atomi di idrogeno ha il numero di massa eguale a 3), la massa atomica dell'elemento idrogeno sarà data dalla media ponderata dei suoi isotopi: per l'elemento idrogeno si avrà una massa atomica pari a 1,00797 u.m.a., solo leggermente maggiore alla massa atomica dell'isotopo prevalente ^1H , con massa atomica pari a 1 u.m.a. Tutto questo spiega perché le masse atomiche degli elementi, riportate nella tabella all'inizio di questa dispensa, presentino quasi tutti valori decimali.

Cerchiamo ora di farci un'idea, anche se molto approssimativa, delle dimensioni di un atomo.

Come sapete, gli atomi sono corpuscoli estremamente piccoli, invisibili non solo ad occhio nudo, ma anche con l'impiego dei più potenti microscopi. Sarebbe necessario disporre in fila 1.000.000.000 (un miliardo) di atomi per coprire un segmento lungo 10 cm.

Il nucleo di un atomo poi è ancora molto più piccolo. Supponiamo che il cerchio rappresentato in figura rappresenti la dimensione di un atomo (poiché il diametro del cerchio è lungo 2 cm vuol dire che questo cerchio rappresenta un atomo ingrandito 200 milioni di volte).



Un atomo ingrandito 200 milioni di volte.

(Continua alla pagina seguente)

26 (da pag. 25)

Siccome il nucleo è composto da protoni e da neutroni, queste particelle dovranno essere ancora più piccole del nucleo che le contiene. Anche gli elettroni sono caratterizzati da dimensioni piccolissime.

Anche un atomo, che possiamo considerare un “collage” di particelle elementari, è talmente piccolo che, certamente, non ci sarà mai possibile vederne uno quando osserviamo una reazione chimica in cui, in realtà, vediamo l'effetto provocato da miliardi e miliardi di atomi che reagiscono tutti nella stessa maniera. Possiamo immaginarci un atomo, ma non potremo mai vederlo, nemmeno con il più potente microscopio.

Concludendo, abbiamo visto che un atomo è composto da protoni, neutroni ed elettroni, particelle che sono (in volume) mille milioni di milioni di volte più piccole dell'atomo stesso.

Sulla base di ciò che avete finora imparato sugli atomi, quale delle asserzioni qui sotto riportate vi sembra corretta ?

Dato che le particelle che formano un atomo sono molto più piccole dell'atomo stesso, questo deve essere costituito in gran parte da spazio vuoto (pag. 17)

Dato che le particelle che formano un atomo sono molto più piccole dell'atomo stesso, questo dovrà contenere molti milioni di quelle particelle (pag. 32)

27 (da pag. 38)

Avete risposto: No, la disposizione degli elettroni nello iodio nel più alto livello elettronico non è simile alla disposizione che si ha nel corrispondente livello del cloro e del bromo.

No! Dalla risposta si deduce o che avete commesso un errore nel conteggio degli elettroni, oppure che non avete capito la domanda. Lo schema della distribuzione elettronica nello iodio è rappresentato più sotto. I vari orbitali sono stati riempiti a partire dal più basso e procedendo verso l'alto. L'ordine da seguire è quello che prevede il posizionamento degli elettroni a partire dai livelli inferiori e via proseguendo. Ora, confrontate questo schema con quello del cloro e del bromo ricordandovi che l'analogia che dovete ricercare riguarda solo il guscio più esterno dei tre elementi, corrispondente quindi alla parte superiore dei tre schemi.

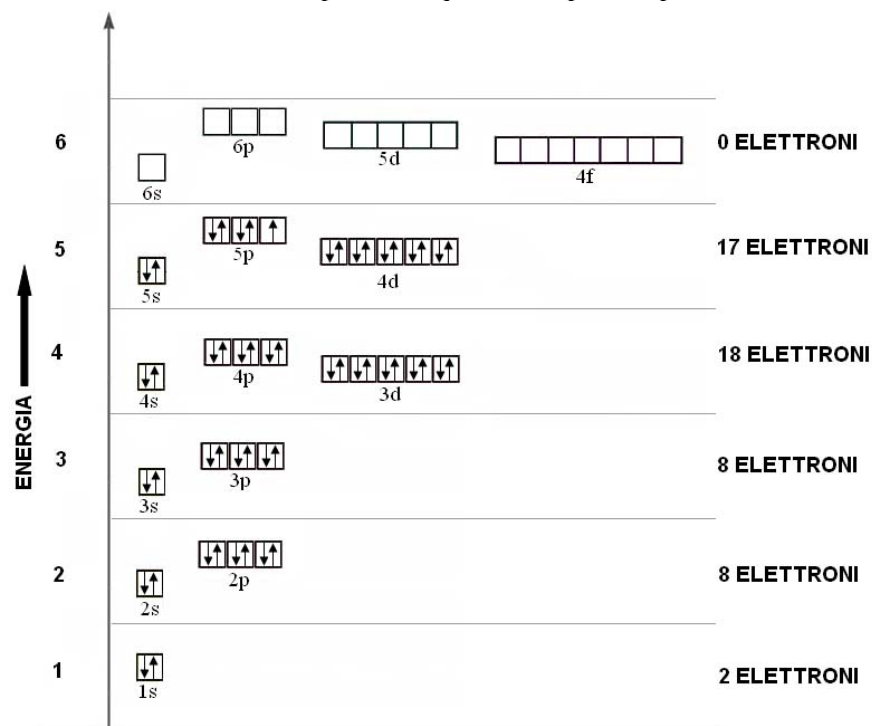


Diagramma dei livelli energetici degli elettroni in un atomo di iodio.

Adesso, tornate a **pag. 38** e scegliete la risposta esatta.

28A (da pag. 21)

Avete risposto: Un elettrone non ha alcuna carica elettrica, cioè è neutro.

Siete fuori strada. Dovete ripassare le nozioni fondamentali sulle cariche elettriche.

A. questo proposito, dopo aver letto il riassunto riportato a **pag. 6**, tornate a **pag. 21** e scegliete la risposta esatta.

28B (da pag. 11)

Avete risposto : Non so come ricavarlo.

È molto semplice. Dovete servirvi di due nozioni che già conoscete :

- 1) Dalla Tavola degli elementi potete conoscere il numero di protoni contenuti in un atomo di calcio (corrispondente al suo numero atomico).
- 2) Sapete che per essere elettricamente neutro l'atomo di calcio deve avere un numero eguale di protoni e di elettroni.

Adesso, tornate a **pag. 11** e scegliete la risposta esatta.

29 (da pag. 18)

Avete risposto: L'atomo di ossigeno ha 8 elettroni nel livello 2.

No. È ben vero che il livello 2 può contenere fino ad 8 elettroni, ma se il livello 2 contenesse tutti gli 8 elettroni posseduti dall'atomo di ossigeno, il livello 1, cioè quello più interno, risulterebbe vuoto e noi, invece, sappiamo che gli elettroni tendono ad occupare prima i livelli più interni e successivamente quelli più esterni.

Tornate a **pag. 18** e scegliete la risposta esatta.

30 (da pag. 23)*Avete risposto:* La carica del nucleo di elio è + 2.

Esatto. I nuclei di tutti gli atomi (con la sola eccezione del nucleo dell'atomo d'idrogeno, che contiene un solo protone e nessun neutrone) sono formati da un certo numero di protoni e da un certo numero di neutroni.

Il numero di neutroni che si trovano nel nucleo di un elemento può variare. Per esempio, mentre tutti gli atomi di cloro presenti in natura contengono 17 protoni, in media, circa un quarto di essi hanno nel nucleo 20 neutroni e tre quarti ne hanno 18. Gli **atomi** di un **dato elemento**, che hanno lo **stesso numero di protoni** e un **diverso numero di neutroni**, sono chiamati **isotopi** di quell'elemento.

Naturalmente le masse dei diversi isotopi di un elemento (ad esempio i due isotopi del cloro) sono diverse.

Il **numero di massa** di un **isotopo** è la **somma del numero di protoni e di neutroni presente nel nucleo** dell'isotopo in questione.

Numero di massa = numero di protoni + numero di neutroni

Quale coppia dei seguenti atomi sono isotopi dello stesso elemento ?

- (a) Un atomo con 32 protoni e 43 neutroni.
- (b) Un atomo con 33 protoni e 42 neutroni,
- (c) Un atomo con 33 protoni e 43 neutroni.

Risposte

- (a) e (b) sono isotopi dello stesso elemento (**pag. 19**)
- (b) e (c) sono isotopi dello stesso elemento (**pag. 24 B**)
- (a) e (c) sono isotopi dello stesso elemento (**pag. 40 A**)

31A (da pag.20)*Avete risposto:* La carica sarà + 2.

Esatto. Un atomo di calcio neutro possiede 20 protoni e 20 elettroni. La perdita di 2 elettroni dà origine ad un corpo carico positivamente: lo ione di calcio. Il simbolo che indica lo ione di calcio è Ca^{++} , che può anche essere scritto Ca^{2+} .

Seguendo lo stesso ragionamento, potete rispondere alla seguente domanda:

Quale sarà il simbolo per lo ione formato da un atomo di cloro che ha acquistato un elettrone ?

Risposte

Il simbolo per lo ione formatosi è Cl^+ (**pag. 10 B**)

Il simbolo per lo ione formatosi è Cl^- (**pag. 22**)

31B (da pag. 21)*Avete risposto:* La carica di un elettrone è positiva.

Siete fuori strada. Dovete ripetere le nozioni fondamentali sulle cariche elettriche.

A questo proposito, andate a **pag. 6** e leggete il riassunto ivi contenuto. Quindi tornate a **pag. 21** e scegliete la risposta esatta.

32 (da pag. 26)

Avete risposto: Dato che le particelle che formano un atomo sono molto più piccole dell'atomo stesso, questo dovrà contenere molti milioni di queste particelle.

Se aveste considerato con maggiore attenzione l'atomo che finora conoscete meglio, cioè quello di idrogeno, non avreste dato questa risposta.

L'atomo di idrogeno contiene un solo protone, un solo elettrone e al massimo due neutroni (ma nella maggior parte degli atomi i neutroni sono assenti). Comunque l'atomo di idrogeno può possedere al massimo 4 particelle.

Sappiamo che esiste un'enorme differenza tra le dimensioni del nucleo (o dell'elettrone) e quelle dell'atomo di cui queste particelle occupano solo una piccola parte.

Ora dovrebbe esservi chiara la natura della parte rimanente. Ricordate anche che è proprio il numero delle varie particelle che differenzia un atomo dall'altro.

Tornate a **pag. 26** e scegliete la risposta esatta.

32B (da pag. 18)

Avete risposto: L'atomo di ossigeno ha 2 elettroni nel livello 1 e 6 nel livello 2.

Esatto. L'atomo di ossigeno, che possiede un totale di 8 elettroni, ha il suo livello inferiore (il livello 1) completamente riempito con 2 elettroni, mentre i rimanenti 6 elettroni occupano parzialmente il secondo livello.

Lo schema completo dei **livelli energetici** degli elettroni degli **atomi polielettronici**, come è ora concepito dalla scienza, è piuttosto complesso ed è mostrato in appendice, alla fine di questo fascicolo (**Appendice, fig. 1**).

In questo schema sono riportati tanti piccoli quadrati, ognuno dei quali rappresenta un **orbitale atomico**.

A questo punto vi devo, credo, alcune precisazioni.

(Continua alla pagina seguente)

33 (da pag. 32B)

DAL CONCETTO DI ORBITA A QUELLO DI ORBITALE ATOMICO

Innanzitutto: **orbita e orbitale non sono sinonimi!** L'orbita, introdotta nei modelli elettronici all'inizio del XX secolo, era una traiettoria geometrica precisa, circolare o ellittica, come quelle tracciate dai pianeti.

Successivamente si comprese che in realtà il **moto** di un **elettrone** era decisamente più **disordinato**, per cui noi al massimo possiamo **descrivere** il suo **movimento** solo in **termini probabilistici**.

Ad esempio, se consideriamo un **atomo di idrogeno**, il suo **unico elettrone** avrà un movimento descritto da una nube sferica che va rarefacendosi man mano che ci si allontana dal nucleo (**Appendice, fig. 2**). Delimitando quel volume in cui l'elettrone permane per il 90% del suo tempo si ottiene un **orbitale sferico**, indicato con la sigla **1s**, in cui **1** sta ad indicare che l'elettrone si trova nel suo stato di **minima energia**, corrispondente al **primo livello**, mentre la lettera **s** ci indica la **forma** dell'orbitale.

L'**elettrone** dell'idrogeno che, come si è detto, normalmente staziona sull'orbitale 1s, se gli viene fornito **energia**, può essere passare ai **livelli energetici successivi**: 2, 3, 4, ecc. Qui può ancora descrivere delle traiettorie disordinate che comunque possono ancora essere ricondotte a orbitali a forma sferica (**Appendice fig. 3**), che si differenziano dall'1s essenzialmente per le loro maggiori dimensioni e energie.

Tuttavia già al **livello 2** (**Appendice fig. 4**) l'elettrone può avere delle traiettorie decisamente più complesse, che possono comunque essere definite mediante un orbitale a forma di due gocce d'acqua unite ai vertici, orbitale indicato con la lettera **p** (**Appendice fig. 5**). Dallo schema si può osservare come gli orbitali p siano in realtà tre: tra loro uguali per forma, dimensioni ed energia: si differenziano esclusivamente per il loro diverso orientamento spaziale (**Appendice fig. 6**).

Salendo al **livello 3** troviamo altri tipi di orbitali: gli **orbitali d**, in numero di cinque. La loro forma è decisamente più complessa rispetto ai precedenti (**Appendice fig. 7**). Ora che li avete visti potete anche dimenticarli.

Al **livello 4**, oltre agli orbitali già visti, si hanno anche ben sette **orbitali f**: se qualcuno vuole soffrire può sollazzarsi con le loro rappresentazioni grafiche (**Appendice fig. 8**).

(Continua alla pagina seguente)

34 (da pag.33)

Da tutto ciò possiamo ricavare, **limitatamente** per l'**atomo d'idrogeno**, un paio di regolette mnemoniche, facili facili:

1. Al **livello energetico 1** è presente **un solo tipo** di orbitale
2. Al **livello energetico 2** sono presenti **due tipi** di orbitali
3. Al **livello energetico 3** sono presenti **tre tipi** di orbitali
4. Al **livello energetico 4** sono presenti **quattro tipi** di orbitali

E ancora:

- a) Per un dato livello energetico è presente **1 orbitale di tipo s**
- b) Per un dato livello energetico sono presenti **3 orbitali di tipo p**
- c) Per un dato livello energetico sono presenti **5 orbitali di tipo d**
- d) Per un dato livello energetico sono presenti **7 orbitali di tipo f**

Se ora, forti di quanto visto per l'**atomo d'idrogeno**, andiamo a riprendere il grafico che riporta la distribuzione degli orbitali per gli **atomi polielettronici**, saremo sicuramente presi dallo sconforto. Le nostre regole sono finite alle ortiche!

Se vi accontentate di una spiegazione facile facile eccola servita: mentre nell'**atomo d'idrogeno** la **sola** interazione elettrica che l'unico elettrone può subire è quella di **attrazione** con il **nucleo**, quando si cominciano ad avere **atomi polielettronici** compaiono, in **aggiunta**, anche **forze repulsive** con gli **altri elettroni**.

L'**entità** di queste **forze repulsive** dipende essenzialmente dalla **forma** dell'orbitale occupato.

Queste interferenze fanno sì che **orbitali** di un medesimo livello, **inizialmente** tra loro **isoenergetici**, subiscano degli **spostamenti**, anche notevoli, sulla **scala dell'energia**.

Riprendendo l'analisi del grafico (**Appendice fig. 1**) possiamo stabilire quanto segue:

- I. Per gli **orbitali np** questo si traduce in uno lieve spostamento verso l'alto dei loro livelli energetici rispetto al corrispondente **orbitale ns** : questo significa che pur rimanendo nel livello di appartenenza essi sono meno stabili del rispettivo orbitale s.

(Continua alla pagina seguente)

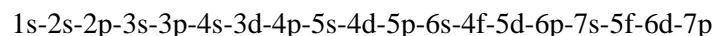
35 (da pag. 34)

II. Per gli **orbitali nd** le cose vanno decisamente peggio: essi diventano più instabili degli orbitali s appartenenti al livello superiore: in altre parole gli orbitali **nd** salgono di un livello: $n \rightarrow (n+1)$

III. Per gli orbitali **nf** le cose vanno ancora peggio: essi salgono di due livelli: $n \rightarrow (n+2)$

IV. Ogni livello **n** inizia con l'orbitale **ns** e si conclude con gli orbitali **np**.

V. In conclusione, l'**ordine di stabilità** degli **orbitali** per un **atomo polielettronico** diventa il seguente:



Ora che abbiamo compreso come si dispongano gli orbitali sulla scala dell'energia vediamo quale siano le regole per popolarli con gli elettroni. Prima però dobbiamo dare un'altra informazione aggiuntiva. Gli elettroni sono dotati di due tipi di moto:

- A. un **moto attorno al nucleo**, molto **irregolare**, tant'è che possiamo descriverlo solo invocando il concetto di **orbitale**, come si è già visto
- B. un **moto rotatorio** attorno a proprio **asse**, che può essere, ovviamente, solo di due tipi: **orario** e **antiorario**. Questo tipo di rotazione viene indicato con il termine anglosassone di **spin** (in inglese, girare). Tradizionalmente il moto di spin viene rappresentato con una freccia verso l'alto (spin orario) o verso il basso (spin antiorario).

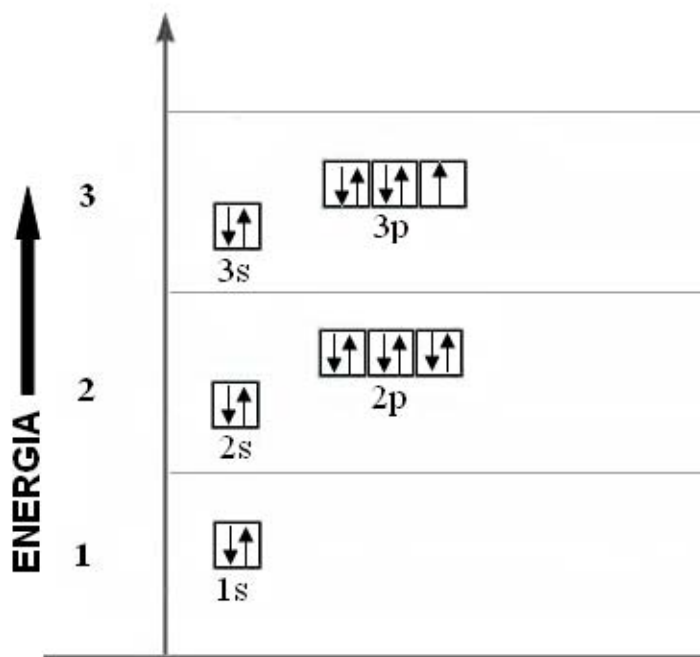
REGOLE DI RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI

1. Come si è già affermato in precedenza gli elettroni cominciano a disporsi a partire dall'orbitale a **minore contenuto di energia** (orbitale 1s): **PRINCIPIO DI MINIMA ENERGIA**
2. In un **orbitale** possono essere contenuti al **massimo due elettroni**: in questo caso devono possedere **spin opposti**: **PRINCIPIO DI PAULI**
3. Poiché gli elettroni non si amano (hanno la stessa carica elettrica) se si hanno a disposizione più orbitali isoenergetici (ad es. tre orbitali p) gli elettroni si dispongono inizialmente su più orbitali, con spin tra loro paralleli e solo in un secondo momento andranno a occupare gli orbitali semioccupati, ovviamente con spin opposto al precedente elettrone: **REGOLA DI HUND**

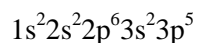
(Continua alla pagina seguente)

36 (da pag.35)

Per esempio, se consideriamo l'atomo di **cloro**, elemento con **numero atomico 17**, i suoi 17 elettroni saranno disposti secondo il seguente schema:



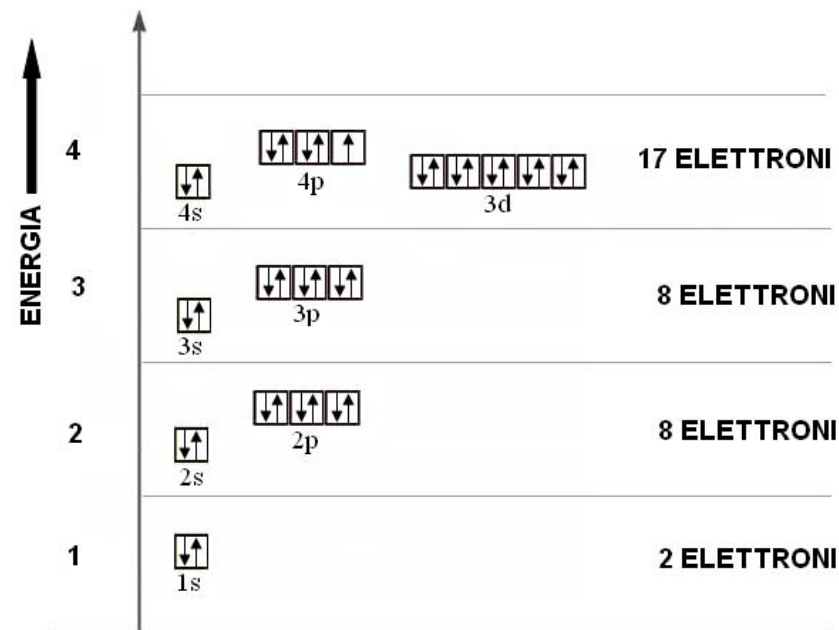
Ciò può essere riassunto con la seguente scrittura:



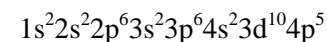
(Continua alla pagina seguente)

37 (da pag.36)

Consideriamo ora il **bromo**, elemento con **numero atomico 35**. I suoi 35 elettroni si disporranno secondo lo schema:



Ciò può essere riassunto con la seguente scrittura:



I due elementi considerati, il **cloro** e il **bromo**, sono molto **simili** per le loro **proprietà chimiche**, in quanto il loro **strato più esterno**, quello che è definito come **guscio di valenza**, è tra loro **simile**. Vi prego di riflettere un attimo sulla questione. È ben vero che nel bromo il livello a maggior contenuto energetico è il livello 4, livello che prevede la presenza di 10 elettroni **3d** che nel cloro mancano. Tuttavia questi **orbitali 3d** sono **meno espansi** degli orbitali **4s** e **4p**, per cui rispetto ad essi risultano più interni: in altre parole la **“buccia”** del **mantello elettronico** è costituita solo dall'orbitale 4s e dai tre orbitali p.

(Continua alla pagina seguente)

38 (da pag. 37)

Ora provate a risolvere un problema analogo.

Considerate l'atomo di **iodio**, elemento con **numero atomico 53**. Ricopiatevi su un foglio a parte lo schema riportato in **Appendice fig. 1**; riempite gli orbitali a cominciare da quello di più bassa energia segnando gli elettroni che andrete a collocare mediante delle frecce, come vi è già stato spiegato. Quando avrete terminato di disegnare il diagramma, rispondete alla seguente domanda.

La disposizione degli elettroni dello iodio nel più alto livello elettronico è simile alla disposizione che si ha nel più alto livello del cloro e del bromo ?

Risposte

No, la disposizione degli elettroni dello iodio nel più alto livello elettronico non è simile alla disposizione che si ha nel corrispondente livello del cloro e del bromo (**pag. 27**)

Si, la disposizione degli elettroni dello iodio nel più alto livello elettronico è simile alla disposizione che si ha nel corrispondente livello del cloro e del bromo (**pag. 42**)

39A (da pag. 23)

Avete risposto: Il nucleo di elio non ha alcuna carica, è neutro.

No. Il nucleo di elio contiene 2 protoni, che comportano una carica di + 2, e 2 neutroni, senza alcuna carica e quindi non influiscono affatto sulla carica del nucleo.

Adesso, tornate a **pag. 23** e scegliete la risposta esatta.

39B (da pag. 20)

Avete risposto: La carica sarà -18.

La vostra risposta è errata. Infatti, se un corpo neutro (nel nostro caso un atomo di calcio), costituito da un egual numero di protoni positivi e di elettroni negativi, perde alcuni elettroni, rimarrà con un eccesso di cariche positive (cioè con un numero di protoni superiore a quello degli elettroni).

La vostra risposta (-18) indica solo il numero di cariche negative presenti nello ione di calcio, ma avete dimenticato che ci sono anche 20 protoni positivi (+ 20).

Rileggete il testo a **pag. 20** e quindi scegliete la risposta esatta.

40A (da pag. 30)

Avete risposto: (a) e (c) sono isotopi dello stesso elemento.

No. Vediamone la ragione.

Due isotopi dello stesso elemento debbono avere lo stesso numero di protoni (numero atomico).

Nel nostro caso, (a) contiene 32 protoni mentre (c) ne contiene 33. Quindi, essi sono atomi di due elementi diversi e non isotopi dello stesso elemento.

Adesso, tornate a **pag. 30** e scegliete la risposta esatta.

40B (da pag. 18)

Avete risposto: L'atomo di ossigeno ha 6 elettroni nel livello 1 e 6 nel livello 2.

Assolutamente no. Ricordatevi che il livello 1 non può mai contenere più di 2 elettroni.

Adesso tornate a **pag. 18**, rileggetene il testo attentamente e quindi scegliete la risposta esatta.

41 (da pag. 23)

Avete risposto: La carica del nucleo di elio è positiva.

La vostra risposta, pur essendo giusta, non è la più completa tra quelle che avete a disposizione.

Infatti, essa è esatta in quanto la carica del nucleo di elio è certamente positiva perché in esso si trovano 2 protoni positivi e 2 neutroni che, essendo neutri, non influenzano la carica complessiva del nucleo stesso. Ma quale è il valore numerico di questa carica positiva?

Tornate a **pag. 23** e scegliete la risposta più completa.

Avete risposto: Sì, la disposizione degli elettroni dello iodio nel più alto livello elettronico è simile alla disposizione che si ha nel corrispondente livello del cloro e del bromo.

Esatto. Lo iodio è simile al bromo e al cloro per il fatto che il cloro ha 2 elettroni nell'orbitale 3s e 5 elettroni negli orbitali 3p, il bromo ha 2 elettroni nell'orbitale 4s e 5 elettroni negli orbitali 4p e lo iodio ha 2 elettroni nell'orbitale 5s e 5 elettroni negli orbitali 5p. La disposizione degli elettroni nel livello più esterno in ciascuno di questi tre atomi è identico e quindi prevediamo che il cloro, il bromo e lo iodio abbiano anche proprietà chimiche molto simili fra loro. L'esperienza conferma la nostra previsione. Ricordate che il numero di protoni di un atomo neutro (numero atomico) è eguale al numero di elettroni; il diagramma dei livelli energetici ci permette di determinare il numero di elettroni presenti nello strato più esterno. In ogni atomo, questo livello è chiamato « guscio di valenza ».

Nel capitolo successivo, basandoci sulla distribuzione degli elettroni nei vari livelli, elencheremo tutti gli elementi conosciuti in una disposizione chiamata Tavola periodica degli elementi. Con tale Tavola, che dipende dalla struttura atomica e dai livelli energetici dei singoli elementi, si ha una visione completa delle loro proprietà. Nella storia della chimica la Tavola, inoltre, ha permesso di prevedere, con buona approssimazione, le proprietà degli elementi non ancora scoperti.

Adesso, passate alla pagina seguente in cui sono brevemente riassunte le nozioni e i concetti che avete ora imparato.

L'atomo - Riassunto del capitolo 1

Tutte le sostanze sono formate da uno o più elementi. Ciascuno degli elementi conosciuti viene contrassegnato con un nome e con un simbolo costituito da una o due lettere. Ad esempio, O = ossigeno; K = potassio (dal latino Kalium); Ag = argento; Cu = rame (dal latino Cuprum).

Ogni elemento è costituito da un nucleo, situato al centro dell'atomo e formato da un certo numero (detto numero atomico) di particelle cariche positivamente chiamate protoni. La maggior parte degli atomi contengono nel loro nucleo anche un certo numero di particelle neutre chiamate neutroni. Gli atomi che hanno lo stesso numero di protoni (e di elettroni), ma un diverso numero di neutroni sono detti isotopi. La somma del numero dei protoni e dei neutroni contenuti nel nucleo di un atomo costituisce il numero di massa di un isotopo di quell'atomo.

La massa atomica di un elemento è la media ponderale delle masse degli isotopi contenuti in quell'elemento come esso si trova in natura.

Poiché l'atomo è elettricamente neutro, la carica positiva dei protoni presenti nel nucleo viene bilanciata dalle cariche negative portate da particelle chiamate elettroni. In un atomo il numero di elettroni, carichi negativamente, è esattamente eguale al numero di protoni, carichi positivamente, presenti nel nucleo.

(Continua alla pagina seguente)

44 (da pag.43)

In un atomo, gli elettroni sono disposti in vari livelli energetici o strati contraddistinti con i numeri 1, 2, 3, 4, ecc.

Il numero massimo di elettroni che si può trovare in ogni strato è rispettivamente:

Strato	Numero massimo di elettroni
1	2
2	8
3	18
4	18
5	18
6	32
7	32

Ogni strato, a sua volta, contiene uno o orbitali che vengono indicati con le lettere: s, p, d, f. Gli orbitali rappresentano una zona dello spazio attorno al nucleo nella quale possono trovarsi uno o (al massimo) due elettroni, oppure nessuno.

Affinché in un orbitale appartenente a un gruppo di orbitali isoenergetici possa entrare un secondo elettrone è necessario che tutti gli orbitali del gruppo risultino semioccupati.

Per un dato livello è presente un solo orbitale di tipo s che può contenere fino a 2 elettroni.

Per un dato livello gli orbitali p sono tre, con la possibilità di ospitare fino a 6 elettroni

Per un dato livello gli orbitali d sono cinque, con la possibilità di ospitare fino a 10 elettroni.

Per un dato livello gli orbitali f sono sette con la possibilità di ospitare fino a 14 elettroni).

Gli elementi che possiedono una distribuzione elettronica simile negli orbitali più esterni mostrano proprietà chimiche analoghe. Quando un atomo, elettricamente neutro, acquista uno o più elettroni assume una carica negativa diventando uno ione negativo (**anione**). Il nome dell'anione si ottiene aggiungendo la desinenza «uro» alla radice del nome dell'atomo. Così, ad esempio il cloro forma lo ione cloruro Cl⁻. Quando, invece, un atomo elettricamente neutro perde uno o più elettroni diviene uno ione positivo (catione). Ad esempio, dall'atomo di calcio si forma lo ione di calcio Ca⁺⁺ (oppure Ca²⁺).

Andate ora alla pagina seguente per le domande di ripasso.

Domande e problemi riassuntivi del capitolo 1

1. Usando la tabella degli elementi posta all'inizio del fascicolo trovate il simbolo, il numero atomico e il peso atomico dei seguenti elementi: cloro, cadmio, cromo e carbonio.

2 Usando la stessa tabella, trovate il numero atomico, il peso atomico e il nome dei seguenti elementi: Mn, Mg, Mo, Hg, H.

3 In un atomo del più comune fra gli isotopi del carbonio, dell'ossigeno e del calcio, quanti elettroni, quanti protoni e quanti neutroni ci sono ?

4. Un atomo che contiene 47 protoni, 47 elettroni e 64 neutroni, di quale elemento è isotopo ?

5 In base a quale prova possiamo affermare che un atomo deve contenere un numero eguale di elettroni e di protoni? E perché questa affermazione non è valida per gli ioni?

6. Quale è la disposizione nei vari orbitali dei 15 elettroni del fosforo ?

Confrontate le vostre risposte con quelle riportate nella pagina seguente.

46 (da pag.45)

Risposte di controllo alle domande del capitolo 1

1. Cloro, simbolo Cl, numero atomico 17, peso atomico 35,45.
Cadmio, simbolo Cd, numero atomico 48, peso atomico 112,40.
Cromo, simbolo Cr, numero atomico 24, peso atomico 52,00.
Carbonio, simbolo C, numero atomico 6, peso atomico 12,01.
2. Mn, manganese, numero atomico 25, peso atomico 54,94.
Mg, magnesio, numero atomico 12, peso atomico 24,31.
Mo, molibdeno, numero atomico 42, peso atomico 95,94.
Hg, mercurio, numero atomico 80, peso atomico 200,59.
H, idrogeno, numero atomico 1, peso atomico 1,01
3. Carbonio: l'isotopo avente numero di massa 12 ha 6 elettroni, 6 protoni e 6 neutroni.
Ossigeno: l'isotopo avente numero di massa 16 ha 8 elettroni, 8 protoni e 8 neutroni.
Calcio: l'isotopo avente numero di massa 40 ha 20 elettroni, 20 protoni e 20 neutroni.
4. È un isotopo dell'argento.
5. Se un atomo contiene più elettroni che protoni la sua carica elettrica è negativa; se, invece, avviene il contrario, cioè l'atomo possiede più protoni che elettroni, la sua carica elettrica è positiva. Dato, però, che gli atomi sono elettricamente neutri, non si può verificare alcuna di queste condizioni. D'altra parte, siccome uno ione deve possedere necessariamente una carica elettrica, esso deve avere o un eccesso di elettroni o un eccesso di protoni.
6. Il fosforo ha 2 elettroni nell'orbitale 1s, 2 elettroni nell'orbitale 2s, 6 nell'orbitale 2p, 2 elettroni nell'orbitale 3s ed un elettrone in ciascuno dei tre orbitali p.

APPENDICE 01

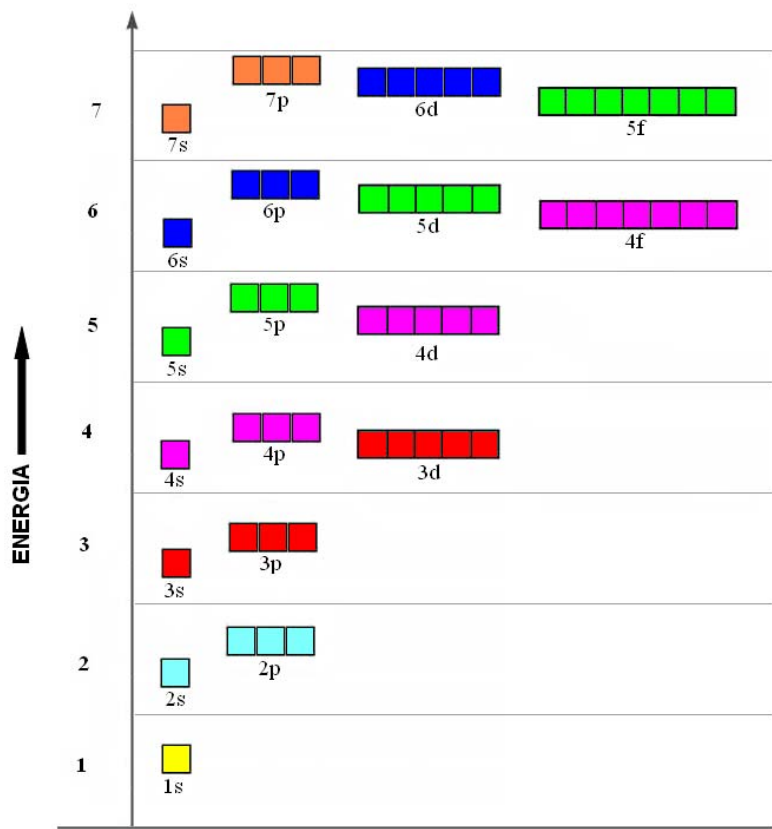


Figura 1 – Schema della distribuzione degli orbitali di atomi polielettronici

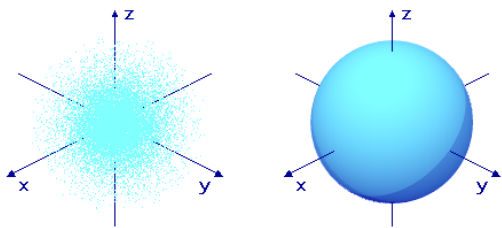


Figura 2 - Orbitale 1s dell'atomo di idrogeno

APPENDICE 02

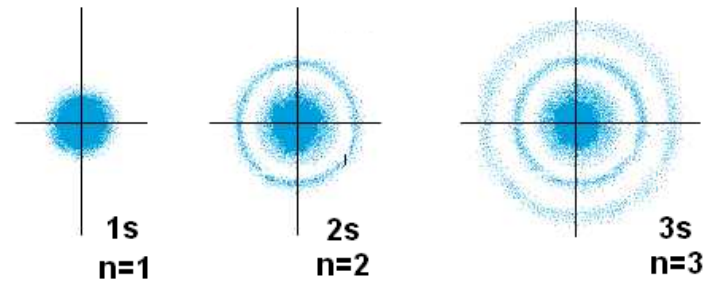


Figura 3 – Orbitali s a confronto

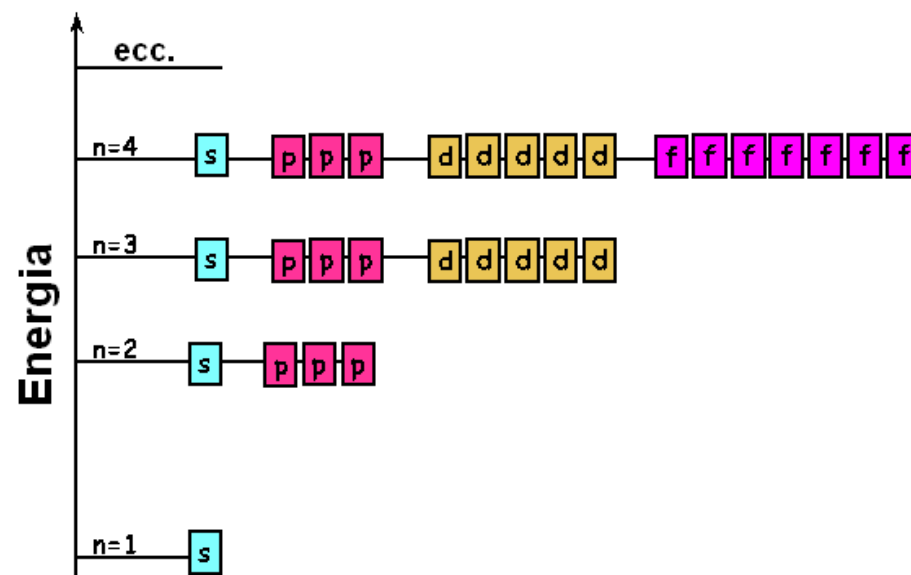


Figura 4 – Schema degli orbitali per l'atomo d'idrogeno

APPENDICE 03

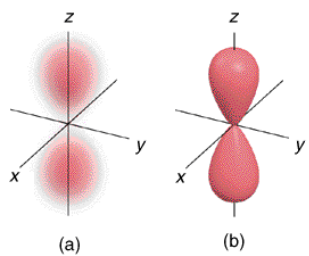


Figura 5 – Orbitale di tipo p

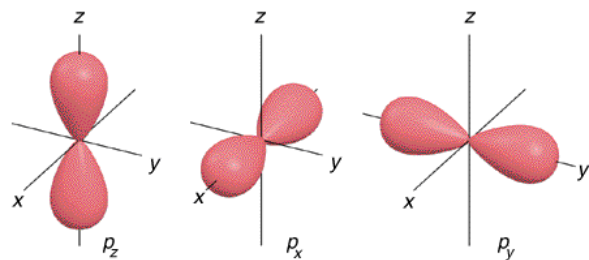


Figura 6 – Gli orbitali p sono tra loro ortogonali, disposti con i loro assi di simmetria sugli assi cartesiani.

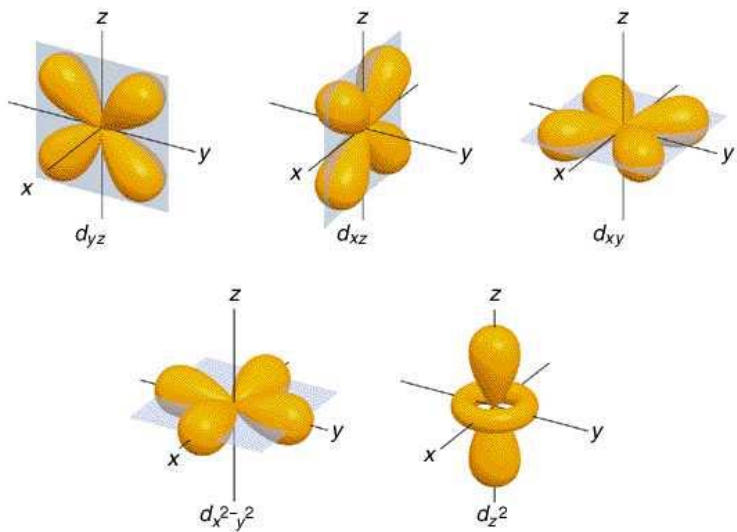


Figura 7 – Orbitali di tipo d

APPENDICE 04

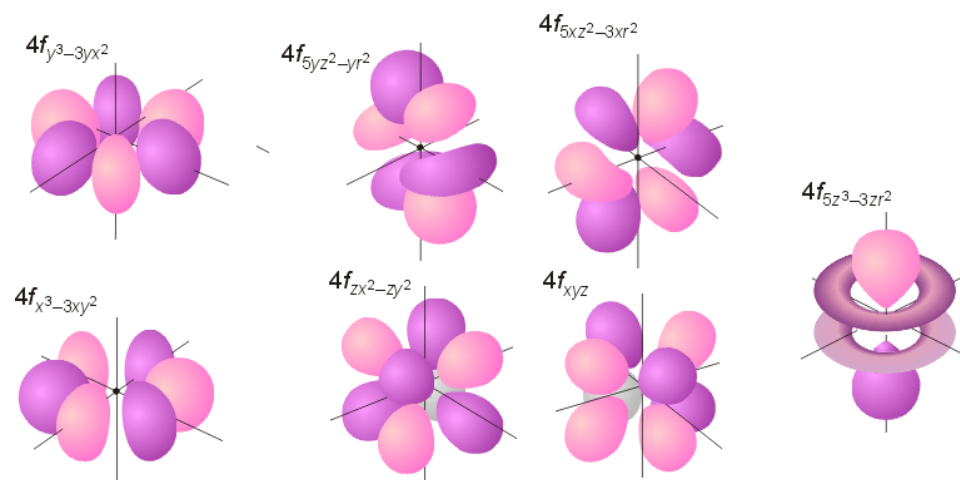


Figura 8 – Orbitali di tipo f