

# OTTO ELETTRONI

Mia risposta alla domanda comparsa su Quora:

“Perché gli atomi tendono ad avere 8 elettroni di valenza?”

## I. DOVEROSA PREMESSA.

Alla domanda “Perché gli atomi tendono ad avere 8 elettroni di valenza?” si potrebbe rispondere in poche parole: *a causa della “regola dell’ottetto”*, che risale a G. N. Lewis (1916) e afferma *“ogni atomo tende, attraverso la formazione di legami chimici, ad acquistare o a perdere o a mettere in compartecipazione elettroni fino a raggiungere una configurazione elettronica esterna costituita da otto elettroni (uguale a quella del gas nobile più vicino nella tavola periodica).”*

Ma, francamente, una simile risposta non può essere soddisfacente.

Intanto la regola dell’ottetto è una **regola empirica** che vale (secondo me) strettamente solo per i primi 18 elementi, cioè fino all’Argo, escludendo i primi due, che però concettualmente si comportano come se la regola si applicasse anche a loro, come duetto piuttosto che ottetto. Non per questo la regola sarebbe inutile, poiché si applicherebbe ad alcuni tra gli elementi più abbondanti in natura. Tuttavia, interpretandola in modo elastico, la si fa valere in tutto per circa quaranta elementi della tavola del sistema periodico. Si tratta degli elementi del cosiddetto “gruppo principale”, costituito dai gruppi di elementi identificati nelle vecchie tavole del sistema periodico con i numeri romani I,II, III, IV, V, VI, VII, e 0, che indicavano in cifre romane la valenza di tali atomi.

Viceversa, la regola, empirica, non vale certamente per *circa* trenta “elementi di transizione” (non trascurabili: ne fanno parte Ferro, Platino, Argento e Oro). Infine, per quindici elementi (Lantanio più “lantaniidi”) ed altri quindici (Attinio più “attinidi”), i chimici non sono d’accordo se essi possano essere inclusi tra gli elementi che rispettano la regola (se si guarda la tavola in appendice, in effetti è difficile capire perché dovrebbero esserlo).

(Qualche pignolo noterà che  $40+60$  fa 100 e non 92 – numero atomico dell’Uranio. Il fatto è che otto attinidi non sono stabili.)

## II. GROSSOLANA SPIEGAZIONE DELLA REGOLA DELL’OTTETTO.

### II.1. Evoluzione del modello dell’Atomo.

Il modello di Rutherford (1911), che distingueva nell'atomo un nucleo e una nuvola di elettroni (scoperti da J.J. Thomson nel 1897), permise di dare alla valenza chimica una base fisica in termini di elettroni. Nel 1913 Bohr diede una prima versione della struttura atomica in termini della cosiddetta "vecchia teoria dei quanti", e introdusse il concetto di "strati o gusci o livelli di energia" possibili all'elettrone, concetto immediatamente dimostrato corretto con misure di spettrometria X da parte di C. G. Barkla e H.G.J. Moseley. Secondo il modello di Bohr, negli elementi più pesanti il nucleo era circondato da gusci in cui potevano sussistere elettroni di egual energia. Ma ogni guscio poteva contenere soltanto un numero limitato di elettroni. Quando il guscio era al completo, si passava al guscio/livello di energia seguente. Bohr continuò a raffinare il suo modello, in particolare l'ordine di riempimento dei gusci, introducendo successivamente dei "numeri quantici" (in cui era presente una certa arbitrarietà) che permettevano di riprodurre le qualità fisiche degli atomi. Va detto che Bohr nel 1923 era stato il primo ad affermare che doveva essere possibile spiegare le proprietà degli atomi del sistema periodico in termini degli elettroni degli atomi. Il suo modello non era ancora completo nel 1926, quando fu pubblicata l'equazione di Schroedinger, che ne decretò la morte.

Intanto già si era notato che i gas nobili sono molto stabili e assai raramente formano (per lo più instabili) composti. Si era anche concluso che il loro guscio più esterno, il "guscio di valenza", possiede otto elettroni (a eccezione dell'elio, che possiede 2 elettroni), cioè è completo. Come già notato, nel 1916, Gilbert N. Lewis spiegò la valenza e il legame chimico in termini di una "tendenza" degli atomi (del gruppo principale) ad ottenere un ottetto stabile di 8 elettroni nel "guscio di valenza", cioè nel guscio più esterno. Secondo Lewis, il legame *covalente* porta agli ottetti per mezzo della condivisione di elettroni, e il legame *ionico* porta agli ottetti mediante trasferimento di elettroni da un atomo all'altro.

**Ma perché questo numero otto?** (questa mi pare sia lo domanda a cui bisogna rispondere).

Evidentemente, la nuvola elettronica che circonda il nucleo non è uniforme, ma la sua struttura ci può essere data solo dalla meccanica quantistica, in particolare dalla soluzione dell'equazione di Schroedinger per i vari atomi. Sfortunatamente, una soluzione *esatta* che identifica i "posti" in cui possiamo trovare un elettrone può esser data solo per l'atomo di idrogeno. L'applicazione agli altri novantun elementi che hanno almeno un isotopo stabile è frutto di approssimazioni e di calcoli piuttosto complicati, e deve fare affidamento su conoscenze sperimentali di natura fisica (spettroscopia soprattutto) e chimica (soprattutto analisi dei composti).

Nondimeno, la soluzione dell'equazione di Schroedinger per l'atomo di idrogeno ci dà un panorama complessivo fondamentalmente valido per tutti gli atomi. Essa, come è noto, non dà delle orbite disponibili all'elettrone esatte come quelle di un pianeta intorno al Sole, ma solo una distribuzione di probabilità (in realtà dell'ampiezza di probabilità, funzione complessa il cui modulo è la probabilità) di trovare l'elettrone ad una certa distanza dal nucleo e in una certa direzione. L'equazione di Schroedinger identifica "i

posti", chiamati anche "orbitali", disponibili all'elettrone per mezzo di tre numeri quantici, chiamati numero quantico principale ( $n$ ), angolare ( $l$ ), e magnetico ( $m$ ). *Questi numeri quantici si trovarono coincidere con quelli già introdotti in modo semi-empirico per il modello di Bohr.* Per questo mi avventuro a spiegare la regola dell'ottetto basandomi essenzialmente solo sui numeri quantici: non occorre una conoscenza della soluzione completa dell'equazione di Schroedinger, bastano i numeri quantici che, come ho detto, erano già stati introdotti semi-empiricamente dai predecessori di Schroedinger, che della sua equazione non sapevano nulla.

Ai primi tre si aggiunge un quarto numero quantico, detto di "spin". Questo non fu dedotto dall'equazione di Schroedinger, ma dalla scoperta dello "spin" dell'elettrone, originariamente interpretato come una rotazione dell'elettrone intorno al proprio asse (1925). Oggi se ne ha un'idea più complicata, o meglio, **non** si ha una concreta rappresentazione dello spin. Per Feynman, in ultima analisi la definizione è che "un fascio di particelle di **spin**  $s$  sottoposto ad un'esperienza di tipo Stern-Gerlach (in cui l'elemento essenziale è un campo magnetico non uniforme) si scinde in  **$2s+1$  componenti**". Allora, si fa passare un fascio di elettroni attraverso un campo magnetico non uniforme, e si trova che il fascio si scinde in due. Ma  $2 = 2s + 1$ , da cui deduciamo che, per l'elettrone,  $s$  (lo spin totale) vale  $\frac{1}{2}$ . Per l'elettrone, il numero quantico di spin (**qualunque cosa esso sia**), proiettato su un asse  $z$  arbitrario, può avere solo due valori,  $+\frac{1}{2}$  ("su") e  $-\frac{1}{2}$ , ("giù"). Vale la pena notare che un numero quantico di valore  $\frac{1}{2}$  destò un notevole scalpore quando fu inizialmente proposto.

## II.2. Significato e valori possibili dei numeri quantici dell'atomo di idrogeno (ed elementi più pesanti, per quanto si può).

1) Il numero quantico principale  $n$  caratterizza la *distanza* media dal nucleo del fascio di orbitali che hanno lo stesso  $n$ . Nell'idrogeno, gli elettroni che hanno lo stesso  $n$  hanno la stessa energia, o meglio, già per l'atomo di idrogeno, il livello di energia ha una struttura fine (cioè è suddiviso in livelli di energia di poco differente) a causa dell'interazione fra i due momenti angolari, il momento "orbitale"  $l$ , e lo spin dell'elettrone. Per il momento trascuriamo questa differenza, e notiamo che l'energia di uno strato con numero quantico principale  $n$  vale  $E(n) = (\text{costante})/n^2$ , il che vuol dire che al crescere di  $n$  i livelli energetici si avvicinano tra loro. Questo fatto è foriero di confusione per quando avremo a che fare con atomi con molti elettroni. *Infatti, principalmente a causa dell'interazione degli elettroni fra loro, gli orbitali con uno stesso  $n$  non hanno la stessa energia in un atomo con molti elettroni.*

Per quanto riguarda i valori possibili,  $n$  può in linea di principio avere qualsiasi valore intero, naturale (cioè positivo), zero escluso.

2) Il numero quantico  $l$ , o secondario o orbitale o azimutale, dà il valore del *momento angolare* dell'elettrone che lo possiede. Più concretamente (vista l'astrattezza del concetto di momento angolare in meccanica quantistica) esso caratterizza la forma degli "orbitali"

che hanno lo stesso  $n$ . La forma può essere a simmetria sferica, se  $l=0$ , orbitale che tradizionalmente è indicato con "s", oppure può presentare dei lobi, che suddividono la forma sferica. Orbitali con  $l=1$  hanno due lobi e sono detti "p". Le forme si complicano per gli orbitali con  $l=2$  ("d") e  $l=3$  ("f"). Per un dato numero quantico  $n$ ,  $l$  può assumere i valori da 0 a  $n-1$ . Nondimeno, per quanto si abbiano elementi stabili con  $n=7$ , è raro dover ricorrere a orbitali con  $l > 3$ .

3) Il numero quantico  $m$ , o magnetico, rappresenta la proiezione del momento angolare dell'elettrone su un asse  $z$  (arbitrario, ma rispetto al quale saranno definiti gli assi  $x$  e  $y$  su cui si collocheranno i vari lobi). Per un elettrone con numero quantico  $l$ , il numero quantico  $m$  può assumere i valori  $+1, 1-1, 1-2 \dots 0, -1, -2 \dots -1$ : totale,  $2l + 1$  valori.

Quanto sopra viene spiegato meglio da una rappresentazione grafica degli orbitali come quella data in <https://it.wikipedia.org/wiki/Or...> (mi riferisco in particolare alla figura alla fine del testo), che qui riproduco. Il colore blu indica una fase positiva, il colore rosso indica una fase negativa (Condon & Shortley). Per questo saggio i colori sono irrilevanti, se non per distinguere taluni orbitali..

	$s (l=0)$	$p (l=1)$			$d (l=2)$					$f (l=3)$						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=\pm 3$	
	s	$p_z$	$p_x$	$p_y$	$d_{z^2}$	$d_{xz}$	$d_{yz}$	$d_{xy}$	$d_{x^2-y^2}$	$f_{z^3}$	$f_{xz^2}$	$f_{yz^2}$	$f_{xyz}$	$f_{z(x^2-y^2)}$	$f_{x(x^2-3y^2)}$	$f_{y(3x^2-y^2)}$
$n=1$	•															
$n=2$	•															
$n=3$	•															
$n=4$																
$n=5$										...	...	...	...	...	...	...
$n=6$					...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...
$n=7$		...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...

This file is licensed under the [Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/) license.

"By The original uploader was DMacks at English Wikipedia. [GFDL (<http://www.gnu.org/copyleft/fdl.html>) or CC-BY-SA-3.0 (<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons" href="https://commons.wikimedia.org/wiki/File:AtomicOrbital\_n3\_l0"><img width="64" alt="AtomicOrbital n3 l0" src=[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/68/AtomicOrbital\\_n3\\_l0.png](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/68/AtomicOrbital_n3_l0.png)

Per chi ama le sensazioni forti suggerisco la tavola:  
<http://www.orbitals.com/orb/orbtable.htm>

4) In un orbitale, inteso come fascio di orbite di un elettrone che ha numeri quantici  $n, l, m$ , possono situarsi in tutto due elettroni, a seconda del valore del quarto numero quantico, di spin, che può appunto assumere solo due valori,  $s = +\frac{1}{2}$  e  $s = -\frac{1}{2}$ , “su” e “giù” rispetto all’asse  $z$  arbitrario già utilizzato per il numero quantico  $m$ .

Riassumendo, due elettroni che hanno lo stesso  $n$ , appartengono allo stesso strato o guscio o shell o livello energetico (termine improprio per atomi a molti elettroni). Due elettroni che hanno eguali  $n$  e  $l$  appartengono allo stesso sottostrato. Due elettroni che hanno eguali  $n, l, m$  appartengono allo stesso orbitale (e ce ne possono essere solo due). Infine, due elettroni che hanno eguali  $n, l, m, s$  non possono esistere. La chiave della varietà del mondo fisico, chimico, biologico - in una parola, dell’Universo sta in questo divieto: due particelle quantistiche con spin semi-intero (in questo caso l’elettrone) non possono convivere nello stesso “stato”, che per esempio per l’atomo è caratterizzato dai quattro numeri quantici  $n, l, m, s$ .

**E’ questo il PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI (1925, per gli elettroni), fondamentale per la nostra esistenza, ma le cui cause sono ignote, come credo di poter ancora dire oggi (2018). D’altronde, i “principi” non hanno cause.**

Per quanto riguarda la **valenza**, si è ritenuta per quanto possibile la “regola dell’ottetto” di Lewis, già notata, che *ogni atomo tende, attraverso la formazione di legami chimici, ad acquistare o a perdere o a mettere in compartecipazione elettroni fino a raggiungere una configurazione elettronica esterna costituita da otto elettroni (uguale a quella del gas nobile più vicino nella tavola periodica)*. In altre parole, nello strato più esterno ci sarebbero otto posti. Se vi sono 1,2,3 elettroni, l’atomo ha tendenza a perderli, diventando uno ione positivo; se ve ne sono 4,5,6,7, l’atomo ha tendenza ad acquistarne altri, diventando ione negativo. Altri trucchi possono essere usati dagli atomi nel legame covalente, in cui uno o più elettroni sono condivisi. Ma qui si vede anche la tacita affermazione che gli  $Z$  dei gas nobili differiscono di otto o multipli di otto nel sistema periodico, il che a rigore vale solo per l’Elio ( $Z=2$ ), il Neon ( $Z=10$ ), l’Argo ( $Z=18$ ). Invece il Krypton ha  $Z = 36$ , Lo Xenon ha  $Z = 54$ , il Radon ha  $Z = 86$ . Nondimeno, il concetto che gli elementi vicini ai gas nobili sulla tavola del sistema periodico tendano a perdere o ad acquistare elettroni in modo da assumerne la configurazione, rimane valido, ed è ciò che permette di estendere la “regola dell’ottetto” agli elementi del “gruppo principale” con  $Z \gg 18$ .

Altrettanto notevole è il fatto che tutti i gas nobili abbiano 2 elettroni nell’orbitale  $s$  (cioè  $l=0$ ) e 6 nell’orbitale  $p$  (cioè  $l=1$ ) qualunque sia  $n$ , cioè hanno otto elettroni nel livello  $n$ , e sono stabili. Per  $n$  sufficientemente grande ci possono essere altri orbitali oltre l’orbitale  $p$ , ma gli elementi in cui si chiudono gli orbitali  $d, f$  non sono altrettanto stabili quanto i gas nobili. Similmente, tra l’orbitale  $s$  e l’orbitale  $p$  si può inserire un orbitale con  $n$  più basso, ma non se ne tiene conto in questo ragionamento. Quindi la regola che un gas nobile

presenta otto elettroni, **due nell'orbitale s e sei nell'orbitale p**, vale per qualsiasi n nel gruppo principale. Inoltre, è vero che **se un gas nobile perde questi otto elettroni, s e p, e non altri**, raggiunge la configurazione del gas nobile precedente. In tre casi, tuttavia, il guscio più esterno ha comunque otto posti, di cui sei appartenenti all'orbitale p (4p, 5p, 6p) e due appartenenti rispettivamente agli orbitali 3d, 4d, 5d. Però, persi questi due ultimi elettroni, non abbiamo un gas nobile, bensì, rispettivamente, Ni 28, Pd 46, Pt78. L'inverso invece è sempre verificato, perché, dato un numero quantico n, **una volta riempito l'orbitale np, invariabilmente si passa allo stato (n+1)s**, anche se restano da riempire altri orbitali n, per cui la configurazione del gas nobile che **invariabilmente termina l'orbitale p** viene raggiunta quando il gas nobile successivo perde gli **otto elettroni s e p**. Tutto questo indipendentemente dall'esistenza di altri orbitali n o n+1. Quindi si può dire che la regola dell'ottetto valga per gli elementi del gruppo principale, anche se non credo che si possa affermare con eguale certezza che l'orbitale s e l'orbitale p costituiscono un unico orbitale di valenza, in quanto, a partire da n =4, altri orbitali d e/o f si inseriscono fra i due.

**In conclusione, la risposta alla domanda "perché il numero otto?", è:**

**Perché gli elementi tendono ad assomigliare ai gas nobili, i quali sono stabili, per cui nello strato più esterno tendono**

**I. a perdere elettroni in modo di avere otto posti liberi, cioè:**

- 1. o liberi gli orbitali s (2 posti) e p (6 posti) . Ciò risulta dai numeri di occupazione possibili per gli orbitali con numero quantico  $m = 0$  per  $l=0$ , e  $m = -1, 1$ , per  $l=1$  (il tutto moltiplicato per 2 a causa del possibile spin,  $+1/2$  o  $-1/2$ )**
- 2. o libero l'orbitale p (sei posti) a cui si aggiungono due posti da uno degli orbitali interposti fra s e p per gli atomi più pesanti (a partire da Krypton 36)**

**II. ad acquistare elettroni , in modo di occupare tutti i posti disponibili sopra-indicati (che sono otto).**

### **II.3. Un abbozzo di sistema periodico "fai da te"**

*(Quanto segue viene compreso meglio provvedendosi di una copia dell'ultima pagina di "College Chemistry" di Linus Pauling: [College Chemistry : Linus Pauling : Free Download, Borrow, and Streaming : Internet Archive](#))*

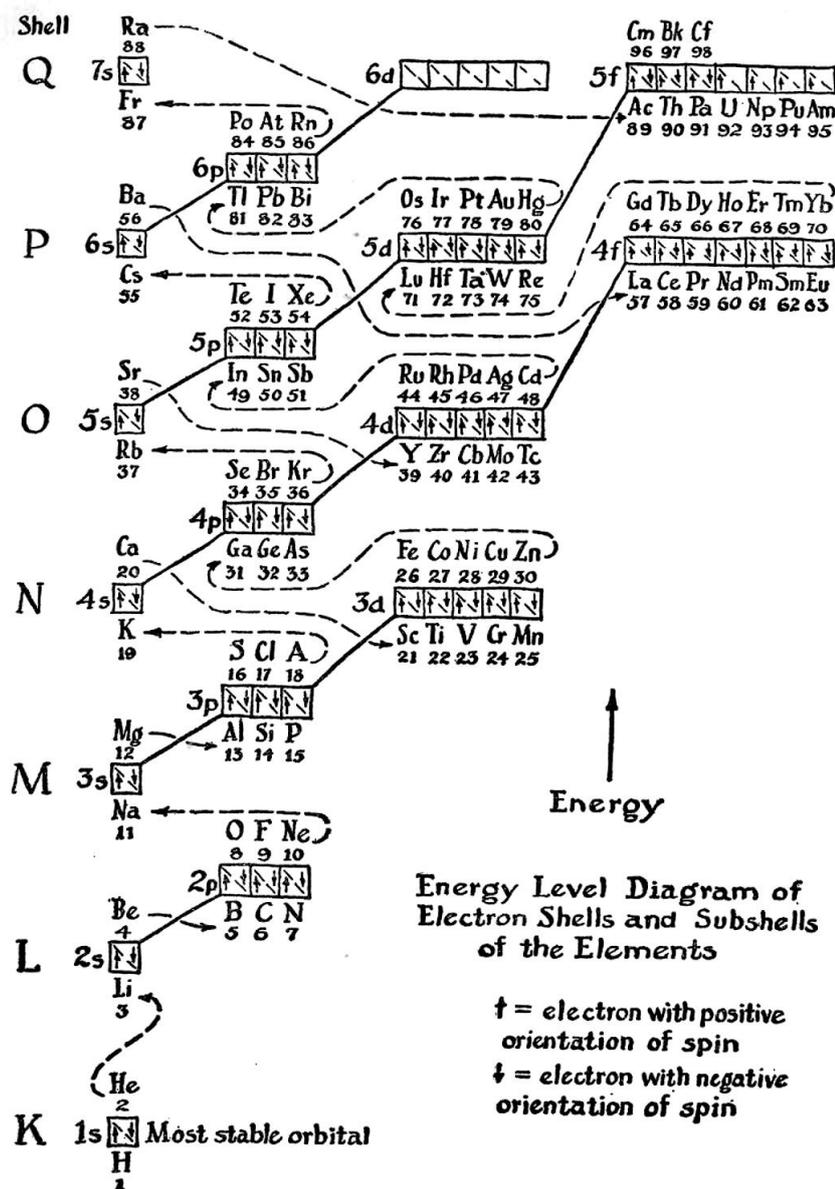


Fig.2

Nella figura la linea intera indica l'appartenenza a un dato numero quantico principale; la linea tratteggiata indica l'ordine di riempimento degli orbitali; la scala verticale, approssimata, è quella dell'energia.

A questo punto, il lettore può divertirsi a costruire un abbozzo di tavola del sistema periodico. Ma deve tener conto del fatto che ora i sotto-strati o sotto-gusci o sub-shell di un guscio corrispondente a un dato valore  $n$  non hanno più la stessa energia. Non solo questa viene perturbata dall'"interazione spin-orbita", ma anche e soprattutto – come già si è osservato - dall'interazione fra gli elettroni.

Possiamo tuttavia costruirci un sistema periodico, con qualche aggiustamento, incominciando con un elettrone ed aggiungendo altri elettroni uno dopo l'altro

(nell'ipotesi che intanto il nucleo aggiunga protoni in egual numero), con numeri quantici diversi, in stati di energia crescente e nel rispetto del principio di esclusione.

Partendo dal basso, (i) gli orbitali vengono riempiti seguendo l'ordine crescente della somma  $n+l$ . (ii) Se ci sono due risultati eguali, viene riempito per primo l'orbitale che corrisponde al numero quantico principale più basso. Queste due regole erano state trovate empiricamente da C. Janet (1927) e E. Madelung (1936), ma a quest'ultimo erano già probabilmente note fin dal 1926. Più tardi le regole ricevettero una giustificazione rigorosa (V. Klechkovsky, 1962). Ricordando che i valori di  $l$  sono: per  $s$ , 0; per  $p$ , 1; per  $d$ , 2; per  $f$ , 3, si ottiene la successione:

(I)  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$

(si noti la successione  $np, (n+1)s$ , sempre presente, a cui si era accennato in precedenza, per giustificare la regola dell'ottetto).

Se uno vuole proprio lavorare di fino per prevedere la disposizione degli elementi nel diagramma in Fig.2, noti che nei singoli orbitali gli elettroni tendono a stare il più lontano possibile gli uni dagli altri dagli altri, essendo tutti carichi negativamente. Per questo non si formano subito le coppie "spin su, spin giù", ma gli elettroni incominciano col collocarsi nelle diverse caselle, che indicano i diversi valori di  $m$  (Regola empirica di F. Hund, circa 1927), che trova una giustificazione più o meno valida nel fatto che gli elettroni sono negativi e si respingono elettrostaticamente fra loro. .

### La costruzione.

Nel primo fascio di orbite abbiamo una sola possibilità:  $n=1, l=0, m=0$ : un solo posto, se non ci fosse lo spin, quindi 2 posti. Se vogliamo occupare entrambi i posti,  $Z$  può valere solo 1 o 2. Lo strato  $n=1$  è completo con  $Z=2$ , Elio (gas nobile).

Se  $Z$  vale 3, dobbiamo passare al livello  $n=2$ .

Qui  $l$  può valere 1 o 0. Per  $l=1$  (orbitale "p") abbiamo  $m=1, 0, -1$ ; per  $l=0$  (orbitale "s") abbiamo  $m=0$ . In tutto quattro possibilità, ma ciascuna ha posto per due stati di spin ( $+1/2, -1/2$ ), quindi otto elettroni. Con questo possiamo accomodare gli elementi con  $Z$  che va da 3 a 10 (non dobbiamo dimenticare che il guscio 1 è completo, e ha già i suoi 2 elementi). Ma intanto notiamo che nel guscio 2 coabitano otto elettroni, cioè  $2 \times 4$  ovvero  $2 \times 2^2$ . Con  $Z=10$  abbiamo raggiunto un secondo gas nobile, il Neon, e lo strato 2 è completo.

Se  $Z$  vale 11 dobbiamo passare a  $n=3$ .

Qui  $l$  può valere 2 (orbitale "d"), con  $m=2, 1, 0, -1, -2$ , cinque posti in tutto, più spin, che fa dieci elettroni. Poi  $l$  può valere 1, e abbiamo già visto che ci sono sei posti disponibili. Infine  $l$  può valere 0,  $m=0$ , con 2 posti disponibili. Totale, 18 posti. E qui abbiamo che il guscio  $n=3$  ha 18 posti, cioè  $2 \times 3^2$ . Dovremmo arrivare a  $Z=28$  senza problemi.

Invece il problema c'è. Noi ci aspetteremmo valenze da 1 a 10 sullo strato più esterno, e questo non lo si vede. Inoltre, dovremmo aspettarci che l'elemento 28 sia un gas nobile (ma il Nichelio non lo è).

In effetti, completato l'ottetto  $l=0$ , e  $l=1$ , il costruttore di atomi prende fiato e decide che è energeticamente più conveniente salire al guscio 4s (con  $l=0$ ) prima di completare il guscio 3. L'elemento A (il gas nobile Argon,  $Z=18$ ) chiude un "falso" sottostrato di valenza di otto elettroni, che però non è l'ultimo sottostrato dello strato  $n=3$ . Secondo Feynman, lo stato 4s in un atomo con molti elettroni ha un'energia più bassa dello strato 3d a causa del momento angolare, interpretato classicamente come dovuto alla rivoluzione dell'elettrone sull'orbita. Ne risulterebbe un "forza centrifuga" che innalzerebbe l'energia del livello 3d al di sopra di quella del livello 4s. Spiegazioni più rigorose sono comunque possibili.

Completato lo strato 4s finalmente viene riempito il sottostrato 3d, con una serie di dieci elementi di transizione (dallo Scandio 21 allo Zinco 30), che, come già annunciato, *non rispettano* la regola dell'ottetto così come fu formulata. Tuttavia, l'ultimo e il penultimo (Zinco e Rame) dei dieci elementi sembrano comportarsi (accidentalmente?) come membri dell'ottetto: si parla allora di "ottetto espanso". Con l'arrivo di questi 10, lo strato  $n=3$  ha infine 18 elementi, come già detto, e siamo giunti allo Zinco 30.

Si torna allo strato 4, di cui abbiamo già riempito il sottostrato s ( $l=0$ ). Ora si aggiungono i sei elettroni dello strato 4p, ma dire che abbiamo un ottetto è un po' tirare le cose per i capelli. Tra lo strato 4s, con 2 elettroni, e lo strato 4p, con 6 elettroni, ce ne sono dieci dello strato 3d. Vero è che nello strato 4 gli orbitali s e p sono completi, con otto elettroni, e con questo siamo giunti ad un altro gas nobile, il Kriptone 36, a 18 posti e non 8 dal più vicino, l'Argon 18. Anche qui, però, (accidentalmente?) Argento e Cadmio si comportano come membri di un ottetto, anche se l'elemento che li precede, il Palladio 46, non è un gas nobile.

Aumentando  $Z$  avremo che tra 5s e 5p, che avrebbero insieme otto posti, e tra 6s e 6p, otto posti anche per loro, si inserisce un numero crescente di elettroni appartenenti ad altri strati, rispettivamente 10 tra 5s e 6p, 24 tra 6s e 6p, e i gas nobili si trovano alla fine di due sestetti, più che di due ottetti continui.

È quindi inutile procedere in una costruzione qualitativa come la nostra, perché i livelli energetici si confondono sempre di più. Certo, se si ignora lo scompiglio dei livelli dal punto di vista dell'energia, è chiaro che il numero di posti occupati con un dato numero quantico  $n$  è  $2n^2$ , ma le energie non sono eguali né lo riempimento dei vari orbitali che competono a  $n$  si svolge in successione regolare. Incidentalmente, il fattore 2 viene dallo spin, mentre il fattore  $n^2$  viene dalla somma dei  $2l+1$  stati  $m$ , con  $l$  che va da zero a  $(n-1)$  (è noto che la somma dei numeri dispari successivi ci dà in ordine i quadrati perfetti).

Anche il Feynman nel suo breve sommario del sistema periodico lancia la spugna una volta giunto al Kriptone 36 (*Lectures on Physics*, Vol.III, capo 19), ma ciò non gli impedisce di

dichiarare che *“L’equazione di Schroedinger è stata una dei grandi trionfi della fisica: provvedendo la chiave del macchinario che sottostà alla struttura atomica, ha dato una spiegazione degli spettri atomici, della chimica e della struttura della materia”*.

Nel sistema periodico si possono vedere diverse regolarità e molto di quello che si vuole. Ma secondo me la domanda “Perché gli atomi tendono ad avere 8 elettroni di valenza?”, dovrebbe essere piuttosto “Perché gli atomi tendono ad avere 8 elettroni di valenza, per atomi con numeri atomici fino a  $Z=18$ ?”, nel qual caso penso di aver risposto. Per il resto, decida il lettore coraggioso che è arrivato sin qui.

APPENDICE:

### **Numeri di occupazione dei vari orbitali per gli elementi stabili (con Z da 1 a 92).**

I vari numeri che compaiono sulla riga di ogni elemento sono i numeri di elettroni presenti negli strati di numero quantico  $n$  in successione. ciascuno dei numeri quantici in successione. Titanium 2, 8, 10, 2, significa che il Titanio ha 2 elettroni nel livello di numero quantico 1, che in base alla formula  $2n^2$  quindi è completo; 8 nel livello  $n=2$ , che è ancora completo; 10 nel livello  $n=3$ , che ha 18 posti. In più ha aggiunto un elettrone nel livello  $n=4$ , con 32 posti. *L’ultimo numero per ogni elemento dà il numero di elettroni nel guscio di valenza.*

Un’attento esame della tabella mostra alcune irregolarità nell’ordine di riempimento, quali il Cromo e il Gadolinio, per cui non esistono atomi con 12 elettroni nel livello  $n=3$ , e non esistono atomi con 26 elettroni nel livello  $n=4$ .

(La tavola sottostante è un’elaborazione della tavola data in “Electron shell”  
[https://en.wikipedia.org/wiki/Electron\\_shell](https://en.wikipedia.org/wiki/Electron_shell))

Z	Element	No. of electrons/shell
1	Hydrogen	1
2	Helium	2
3	Lithium	2, 1
4	Beryllium	2, 2
5	Boron	2, 3
6	Carbon	2, 4
7	Nitrogen	2, 5
8	Oxygen	2, 6
9	Fluorine	2, 7
10	Neon	2, 8
11	Sodium	2, 8, 1
12	Magnesium	2, 8, 2
13	Aluminium	2, 8, 3
14	Silicon	2, 8, 4
15	Phosphorus	2, 8, 5
16	Sulfur	2, 8, 6
17	Chlorine	2, 8, 7
18	Argon	2, 8, 8

19	Potassium	2, 8, 8, 1
20	Calcium	2, 8, 8, 2
21	Scandium	2, 8, 9, 2
22	Titanium	2, 8, 10, 2
23	Vanadium	2, 8, 11, 2
24	Chromium	2, 8, 13, 1
25	Manganese	2, 8, 13, 2
26	Iron	2, 8, 14, 2
27	Cobalt	2, 8, 15, 2
28	Nickel	2, 8, 16, 2 non gas noble
29	Copper	2, 8, 18, 1 non orb. S
30	Zinc	2, 8, 18, 2 non orb. S
31	Gallium	2, 8, 18, 3
32	Germanium	2, 8, 18, 4
33	Arsenic	2, 8, 18, 5
34	Selenium	2, 8, 18, 6
35	Bromine	2, 8, 18, 7
36	Krypton	2, 8, 18, 8

37	Rubidium	2, 8, 18, 8, 1
38	Strontium	2, 8, 18, 8, 2
39	Yttrium	2, 8, 18, 9, 2
40	Zirconium	2, 8, 18, 10, 2
41	Niobium	2, 8, 18, 12, 1
42	Molybdenum	2, 8, 18, 13, 1
43	Technetium	2, 8, 18, 13, 2
44	Ruthenium	2, 8, 18, 15, 1 non gas noble
45	Rhodium	2, 8, 18, 16, 1 non orb. S
46	Palladium	2, 8, 18, 18 non orb. S
47	Silver	2, 8, 18, 18, 1
48	Cadmium	2, 8, 18, 18, 2
49	Indium	2, 8, 18, 18, 3
50	Tin	2, 8, 18, 18, 4
51	Antimony	2, 8, 18, 18, 5
52	Tellurium	2, 8, 18, 18, 6
53	Iodine	2, 8, 18, 18, 7
54	Xenon	2, 8, 18, 18, 8

55	Caesium	2, 8, 18, 18, 8, 1
56	Barium	2, 8, 18, 18, 8, 2
57	Lanthanum	2, 8, 18, 18, 9, 2
58	Cerium	2, 8, 18, 19, 9, 2
59	Praseodymium	2, 8, 18, 21, 8, 2
60	Neodymium	2, 8, 18, 22, 8, 2
61	Promethium	2, 8, 18, 23, 8, 2
62	Samarium	2, 8, 18, 24, 8, 2
63	Europium	2, 8, 18, 25, 8, 2
64	Gadolinium	2, 8, 18, 25, 9, 2
65	Terbium	2, 8, 18, 27, 8, 2
66	Dysprosium	2, 8, 18, 28, 8, 2
67	Holmium	2, 8, 18, 29, 8, 2
68	Erbium	2, 8, 18, 30, 8, 2
69	Thulium	2, 8, 18, 31, 8, 2
70	Ytterbium	2, 8, 18, 32, 8, 2
71	Lutetium	2, 8, 18, 32, 9, 2
72	Hafnium	2, 8, 18, 32, 10, 2

73	Tantalum	2, 8, 18, 32, 11, 2
74	Tungsten	2, 8, 18, 32, 12, 2
75	Rhenium	2, 8, 18, 32, 13, 2
76	Osmium	2, 8, 18, 32, 14, 2
77	Iridium	2, 8, 18, 32, 15, 2
78	Platinum	2, 8, 18, 32, 17, 1
79	Gold	2, 8, 18, 32, 18, 1
80	Mercury	2, 8, 18, 32, 18, 2
81	Thallium	2, 8, 18, 32, 18, 3
82	Lead	2, 8, 18, 32, 18, 4
83	Bismuth	2, 8, 18, 32, 18, 5
84	Polonium	2, 8, 18, 32, 18, 6
85	Astatine	2, 8, 18, 32, 18, 7
86	Radon	2, 8, 18, 32, 18, 8
87	Francium	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1
88	Radium	2, 8, 18, 32, 18, 8, 2
89	Actinium	2, 8, 18, 32, 18, 9, 2
90	Thorium	2, 8, 18, 32, 18, 10, 2
91	Protactinium	2, 8, 18, 32, 20, 9, 2
92	Uranium	2, 8, 18, 32, 21, 9, 2

non gas nobile

non orbitale s

non orbitale s