Konfiguracje elektronów w atomie, czyli sposób obsadzenia poszczególnych orbitali w atomie, są zdeterminowane budową atomu (liczby kwantowe), zakazem Pauliego (najwyżej 2 elektrony na orbitalu) i zasadą obsadzania orbitali w kolejności wzrostu ich energii (elektrony zajmują wolne miejsca o aktualnie najniższej energii). Warto pamiętać tu także o regule Hunda.
Kolejne powłoki (główna liczba kwantowa 1-7 lub historycznie K, L, M, N, O, P, Q) zawierają różne ilości podpowłok (poboczna liczba kwantowa **s**, **p**, **d**, **f**) zaś ilość orbitali w danym typie podpowłoki określona jest magnetyczną liczbą kwantową – dla podpowłoki **s** wynosi **1**, dla **p** wynosi **3**, dla **d** wynosi **5** i dla **f** wynosi **7** (kolejne liczby nieparzyste). Dla konkretnej powłoki, orbitale w obrębie danej podpowłoki mają takie same energie. Jeśli będziemy brać pierwiastki w kolejności ich liczby atomowej, to w pierwszym przybliżeniu elektrony poszczególnych pierwiastków powinny obsadzać orbitale kolejno:
1s^1; **1**s^2; **2**s^1; **2**s^2; **2**p_x^1; **2**p_y^1; **2**p_z^1; **2**p_x^2; **2**p_y^2; **2**p_z^2; **3**s^1; **3**s^2; **3**p_x^1; **3**p_y^1; **3**p_z^1; **3**p_x^2; **3**p_y^2; 3p_z^2;
i dalej konsekwentnie powinno nastąpić obsadzenie pięciu orbitali typu **d:**
$3d_{xy}$; $3d_{xz}$; $3d_{yz}$; $3d_{x^2-y^2}$; $3d_{z^2}$
W rzeczywistości jednak orbitale **4**s mają niższą energię niż **3**d, **5**s mniejszą niż **4**d itp. i obsadzanie orbitali przebiega następująco:

okres I. **1**s^1; **1**s^2;
okres II. **2**s^1; **2**s^2; **2**p_x^1; **2**p_y^1; **2**p_z^1; **2**p_x^2; **2**p_y^2; **2**p_z^2;
okres III. **3**s^1; **3**s^2; **3**p_x^1; **3**p_y^1; **3**p_z^1; **3**p_x^2; **3**p_y^2; **3**p_z^2;
okres IV. **4**s^1; **4**s^2; { **3d**$^{1-10}$; } **4**p_x^1; **4**p_y^1; **4**p_z^1; **4**p_x^2; **4**p_y^2; **4**p_z^2; (*tu pojawia się już typ orbitali **f**, ale ze względu na wysoką energię **4f** nie jest na razie obsadzany*)
okres V. **5**s^1; **5**s^2; {**4d**$^{1-10}$; } **5**p_x^1; **5**p_y^1; **5**p_z^1; **5**p_x^2; **5**p_y^2; **5**p_z^2;
okres VI. 6s^1; 6s^2; { **5d**^{1} ; **4f**$^{1-14}$; **5d**$^{2-10}$; } 6p_x^1; 6p_y^1; 6p_z^1; 6p_x^2; 6p_y^2; 6p_z^2;
okres VII. 7s^1; 7s^2; { **6d**^{1} ; **5f**$^{1-14}$; 6d^{2-10}; } 7p_x^1; 7p_y^1; 7p_z^1; 7p_x^2; 7p_y^2; 7p_z^2;

Pierwiastki, w których następuje zapełnianie orbitali **d** należą do bloku d układu okresowego pierwiastków, zaś wypełnianie orbitali **f** następuje w grupie lantanowców i aktynowców.
Tu pora wspomnieć o jeszcze jednej „anomalii" dotyczącej kolejności obsadzania orbitali. Podpoziomy typu **d** dążą do uzyskania 5 lub 10 elektronów w swojej podpowłoce. Trochę to przypomina dążność do wysycenia powłoki walencyjnej oktetem elektronowym. Skutek tej dążności jest taki, że w 10 indywidualnych przypadkach dodatkowo zakłócona jest kolejność wypełniania orbitali; pamiętać szczególnie warto o **Cr**, **Mo** (grupa 6; zamiast d^4 - s^2 mamy d^5 - s^1), **Cu**, **Ag**, **Au** (grupa 11; zamiast d^9 - s^2 mamy d^{10} - s^1), **Pt**, **Pd** (grupa 10; zamiast d^8 - s^2 mamy d^9 - s^1 lub d^{10} - s^0).
Tak więc aby sprawnie i poprawnie zapisać konfigurację elektronową danego pierwiastka musimy znać jego liczbę atomową (ilość protonów w jądrze i odpowiednio elektronów na orbitalach) i obsadzać kolejne orbitale zgodnie z powyższą, nieco skomplikowana kolejnością.
Ta „niekonsekwencja" w kolejności obsadzania poszczególnych orbitali wynika głównie z faktu, że w dużych odległościach od jądra (powłoka 4 i dalej) siła jego oddziaływania znacznie maleje a rośnie wpływ na energię orbitali pobliskich elektronów.

Tabela poniżej podaje teoretycznie możliwa ilość elektronów na danej powłoce (z rozbiciem na podpowłoki).
Jeśli chodzi o ilości elektronów w powłokach P i Q, to zależy ile pierwiastków mamy na myśli – czy kończymy na ostatnim naturalnym:
(uran $_{92}U$: **1**s^2 **2**s^2p^6 **3**$s^2p^6d^{10}$ **4**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **5**$s^2p^6d^{10}$ f^3 **6**s^2p^6 d^1 $7s^2$;)
czy ostatnim z aktynowców:
($_{103}$**Lw** : **1**s^2 **2**s^2p^6 **3**$s^2p^6d^{10}$ **4**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **5**$s^2p^6d^{10}$ f^{14} **6**s^2p^6 d^1 $7s^2$;)
czy też układ uznajemy za „otwarty" z możliwością tworzenia nowych pierwiastków (teoretycznie w nieskończoność).

Powłoki (główna liczba kwantowa)	K	L	M	N	O	P	Q
	1	2	3	4	5	6	7
Podpowłoki w danej powłoce	s	s + 3·p	s + 3·p + 5·d	s + 3·p + 5·d + 7·f			
Maksymalna ilość elektronów na danej powłoce	**2**	2 + 3·2 = **8**	2 + 3·2 + 5·2 = **18**	2 + 3·2 + 5·2 + 7·2 = **32**			
Maksymalne obsadzenia elektronowe w poszczególnych okresach układu okresowego pierwiastków							
Okres I	s^2						
Okres II	s^2	s^2p^6					
Okres III	s^2	s^2p^6	s^2p^6 (d^0)				
Okres IV	s^2	s^2p^6	$s^2p^6d^{10}$	s^2p^6 (d^0 f^0)			
Okres V	s^2	s^2p^6	$s^2p^6d^{10}$	$s^2p^6d^{10}$ (f^0)	s^2p^6 (d^0f^0)		
Okres VI	s^2	s^2p^6	$s^2p^6d^{10}$	$s^2p^6d^{10}f^{14}$	$s^2p^6d^{10}$ (f^0)	s^2p^6 (d^0 f^0)	
Okres VII	s^2	s^2p^6	$s^2p^6d^{10}$	$s^2p^6d^{10}f^{14}$	$s^2p^6d^{10}$ f^{14}	s^2p^6 d^{10} (f^0)	s^2p^6 (d^0 f^0)

Szare symbole z indeksem 0 (np. d^0f^0) oznaczają, że dane orbitale są w danej powłoce, ale są nieobsadzone („puste", bez elektronów). Te „puste" orbitale odgrywają ważna role w tworzeniu kompleksów i mają duże znaczenie dla właściwości związków z nich zbudowanych.

Na zakończenie kilka przykładów dla przybliżenia praktycznej strony zagadnienia.

Określenie konfiguracji wapnia:
Wapń jest w czwartym okresie, czyli ma cztery powłoki, a więc maksymalnie mógłby obsadzić konfigurację: $\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^6d^{10}f^{14}$
Jednocześnie wiemy, że jego liczba atomowa to 20 (20 elektronów), a ponieważ jest w drugiej grupie ma 2 elektrony walencyjne na czwartej powłoce. Czyli „pewne" jest obsadzenie zaznaczone na czerwono:
$\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^0d^0f^0$
Sumując ilość tych „pewnych" elektronów otrzymujemy wartość 20, czyli inne orbitale nie są obsadzone i konfigurację możemy zapisać:
$\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^0\ \mathbf{4}s^2p^0d^0f^0$ lub prościej $\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6\ \mathbf{4}s^2$

Zapiszmy konfigurację dla wolframu $_{74}W$:
Wolfram leży w okresie VI. Teoretycznie możliwa konfiguracja (punkt wyjścia do rozważań) to:
$\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^6d^{10}f^{14}\ \mathbf{5}s^2p^6d^{10}f^{14}\ \mathbf{6}s^2p^6d^1$
Na zapełnienie pierwszych czterech powłok potrzeba 60 elektronów. Zatem na piąta i szóstą pozostaje nam 14 elektronów. Ponieważ orbitale 5f zapełniane są przez lantanowce (a wolfram do nich nie należy) w powłoce 5 zostają do ewentualnego zapełnienia $\mathbf{5}s^2p^6d^{10}$. Daje to potrzebę „posiadania" 18 elektronów, a mamy tylko 16, a i część z nich musi zostać dla powłoki 6. Ponieważ w takiej sytuacji na pewno zostanie wypełnione $\mathbf{5}s^2p^6$ (8 elektronów), na „resztę" mamy 6.
$\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^6d^{10}f^{14}\ \mathbf{5}s^2p^6d^{(?)}f^0\ \mathbf{6}s^{(?)}p^{(?)}d^0$
Ponieważ uzupełnianie na 5d zaczyna się od La, to przy „regularnym" przebiegu dla wolframu powinno być $5d^4$ i dla powłoki 6 pozostają 2 elektrony, czyli $6s^2$:
$\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^6d^{10}f^{14}\ \mathbf{5}s^2p^6d^4f^0\ \mathbf{6}s^2p^0d^0$,
lub krócej: $\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2p^6\ \mathbf{3}s^2p^6d^{10}\ \mathbf{4}s^2p^6d^{10}f^{14}\ \mathbf{5}s^2p^6d^4\ \mathbf{6}s^2$

I jeszcze przykład z radem.
Liczba atomowa 88, okres 7, grupa 2.
Punkt wyjścia - **1**s^2 **2**s^2p^6 **3**$s^2p^6d^{10}$ **4**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **5**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **6**$s^2p^6d^1$ **7**s^2
„Pewny" układ to **1**s^2 **2**s^2p^6 **3**$s^2p^6d^{10}$ **4**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **5**$s^2p^6d^{10}f^0$ (przyjmujemy $5f^0$, bo 5f osadzane jest w grupie aktynowców) co daje 78 elektronów. Pozostaje jeszcze 10. Ponieważ Ra to druga grupa, ma więc $7s^2$, zatem pozostałe 8 elektronów obsadzić musimy na powłoce 6, a to może tylko oznaczać $6s^2p^6$. Czyli w efekcie **1**s^2 **2**s^2p^6 **3**$s^2p^6d^{10}$ **4**$s^2p^6d^{10}f^{14}$ **5**$s^2p^6d^{10}f^0$ **6**$s^2p^6d^0$ **7**s^2

Koniecznie zajrzyj też pod poniższe linki:

http://www.mlyniec.gda.pl/~chemia/pierwiastki/nieorganiczna/ogolne.htm#1
http://www.mlyniec.gda.pl/~chemia/pierwiastki/nieorganiczna/ogolne.htm#2
http://www.mlyniec.gda.pl/~chemia/pierwiastki/grupa_3_12.htm