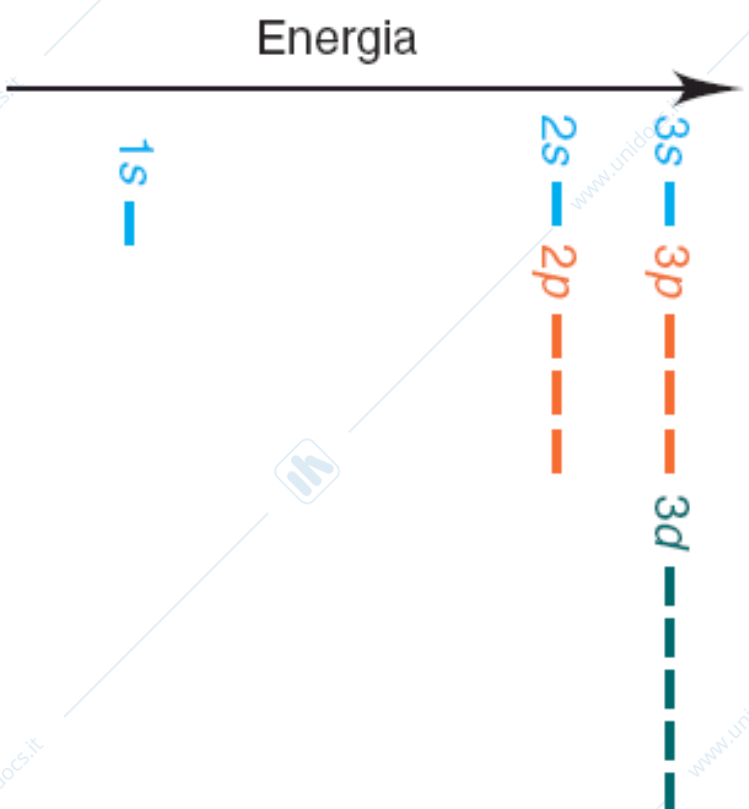


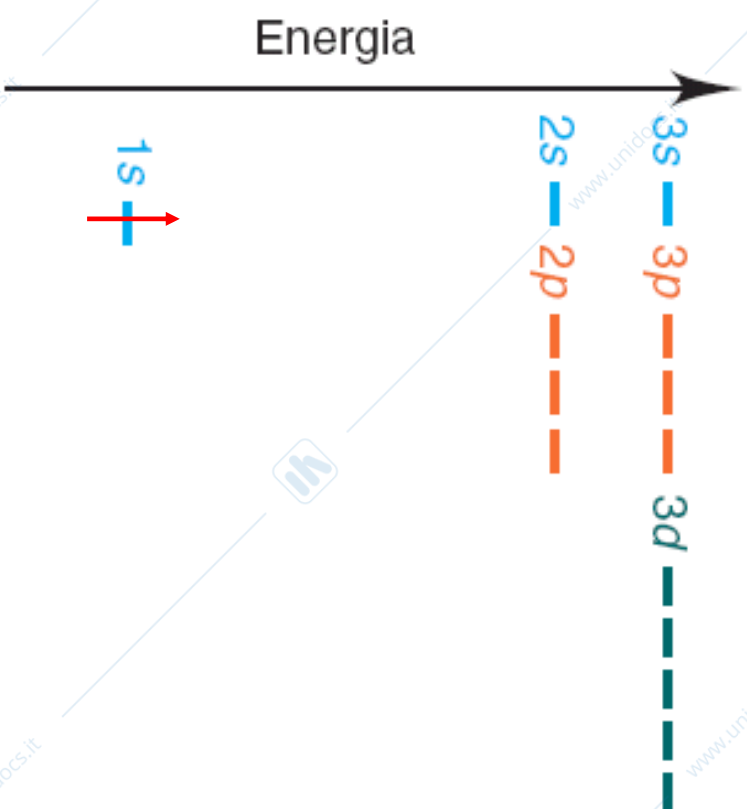
Il procedimento da seguire per collocare ogni elettrone nel rispettivo orbitale segue tre regole, dette regole dell'**Aufbau**.

- **Regola n° 1** Gli orbitali vanno riempiti in ordine di energia crescente, dal meno energetico al più energetico;
- **Regola n°2** (principio di esclusione di **Pauli**) = Due elettroni in un atomo non possono avere gli stessi quattro numeri quantici. Questo vuol dire che a parità di n , l e m_l , gli elettroni devono avere numero quantico di spin diverso. In parole ancora più semplice, in ogni orbitale non possono entrarci più di due elettroni! Quindi gli orbitali s possono ospitare massimo due elettroni, quelli p ne possono ospitare due ciascuno (quindi 6 in totale, 2 nel p_x , due nel p_y e due nel p_z). I cinque orbitali d potranno ospitare massimo dieci elettroni e i sette orbitali f 14;
- **Regola n°3** (regola di **Hund**) = Quando ci sono orbitali degeneri, gli elettroni vanno equamente distribuiti. Se ho due elettroni da distribuire tra i tre orbitali p , un orbitale resterà vuoto e gli altri due prenderanno un elettrone a testa. Se ne devo distribuire quattro, allora un orbitale sarà riempito con due elettroni di spin opposto e due orbitali saranno semi-riempiti con un solo elettrone.

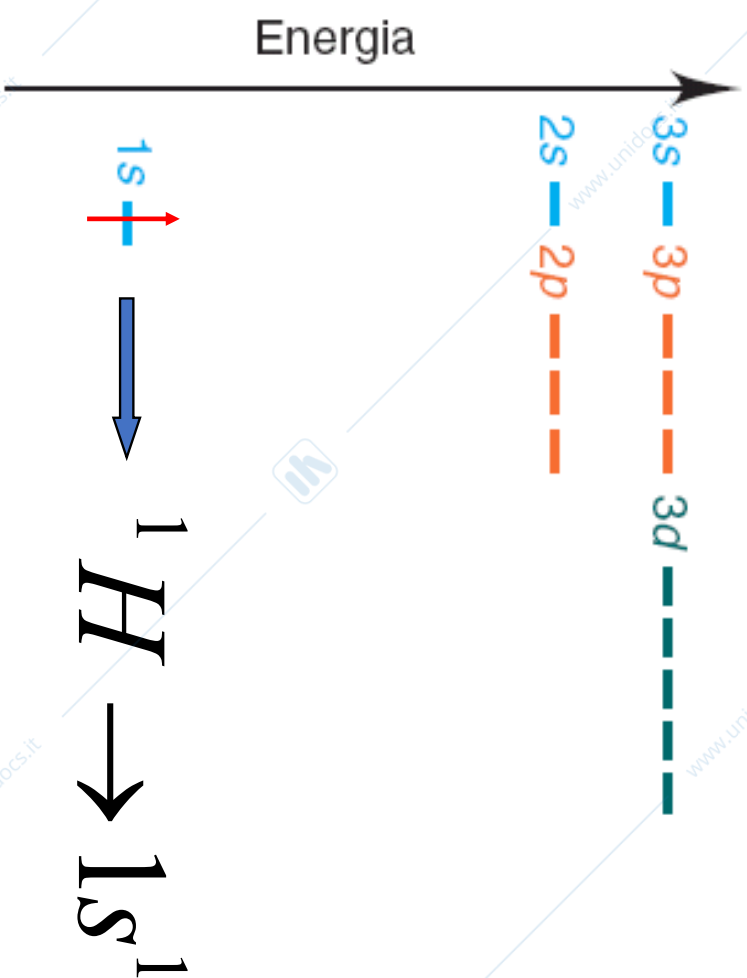
I livelli energetici dell'atomo di idrogeno



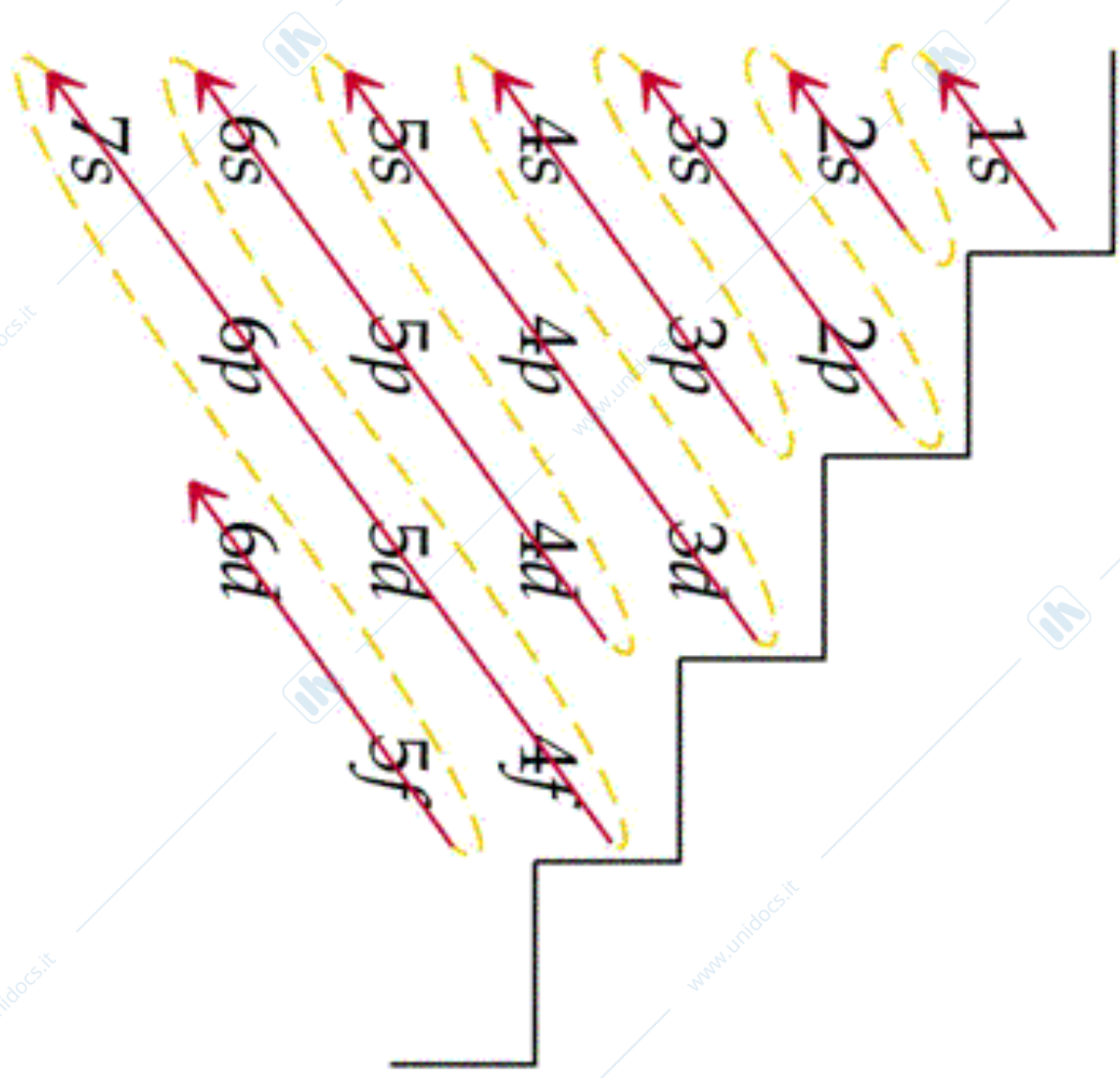
La configurazione elettronica dell'atomo di idrogeno



La configurazione elettronica dell'atomo di idrogeno



<http://winter.group.shef.ac.uk/orbitron/AOs/1s/wave-fn.html>

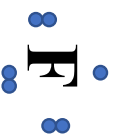
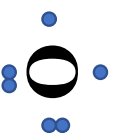


		Periodo											
I	1	1 H $1s^1$								XVIII			
		II		XIII		XIV		XV		XVI		XVII	
	2	3 Li $[\text{He}] 2s^1$	4 Be $[\text{He}] 2s^2$	5 B $[\text{He}] 2s^2 2p^1$	6 C $[\text{He}] 2s^2 2p^2$	7 N $[\text{He}] 2s^2 2p^3$	8 O $[\text{He}] 2s^2 2p^4$	9 F $[\text{He}] 2s^2 2p^5$	10 Ne $[\text{He}] 2s^2 2p^6$				
3	11 Na $[\text{Ne}] 3s^1$	12 Mg $[\text{Ne}] 3s^2$	13 Al $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	14 Si $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	15 P $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	16 S $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	17 Cl $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	18 Ar $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$					

Elettroni di Valenza

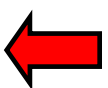
Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno la stessa configurazione elettronica esterna.

Simbologia di Lewis



Elettroni di valenza

Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno gli stessi elettroni di valenza
Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno simile comportamento chimico.



Configurazioni elettroniche simili sono correlate con comportamenti chimici simili.

Legge Periodica

Le proprietà chimiche degli elementi sono una funzione periodica della configurazione elettronica esterna

Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche* per gli elementi del Periodo 4

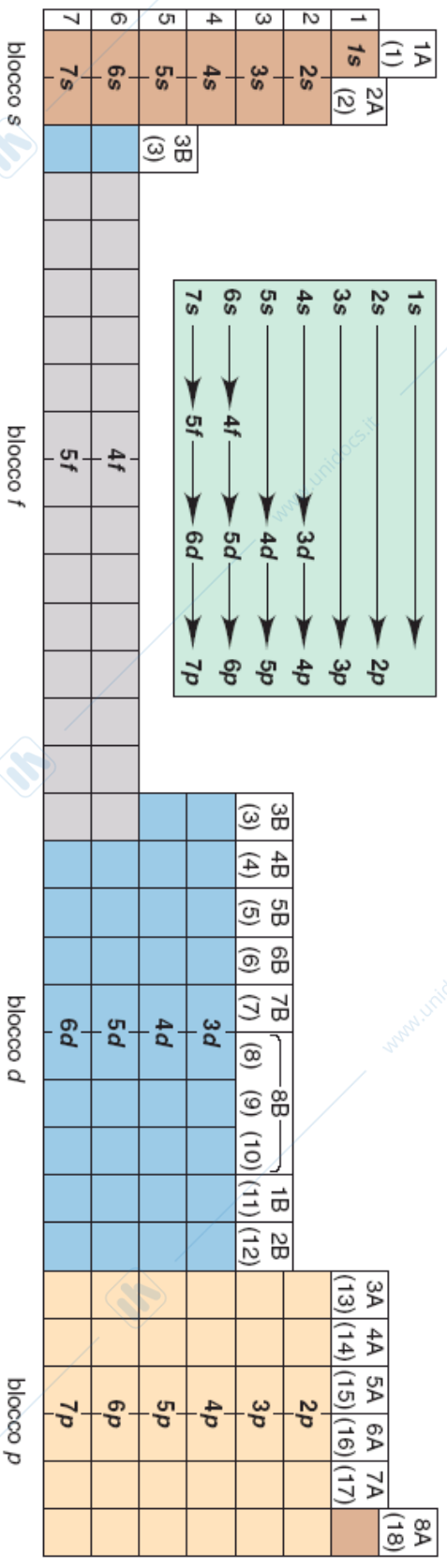
Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)			Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
19	K	4s ↑			$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1$	[Ar] 4s ¹
20	Ca	4s ↑↓			$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2$	[Ar] 4s ²
21	Sc	4s ↑↓	↑		$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^1$	[Ar] 4s ² 3d ¹
22	Ti	4s ↑↓	↑	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^2$	[Ar] 4s ² 3d ²
23	V	4s ↑↓	↑	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^3$	[Ar] 4s ² 3d ³
24	Cr	4s ↑	↑	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^5$	[Ar] 4s ¹ 3d ⁵
25	Mn	4s ↑↓	↑	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^5$	[Ar] 4s ² 3d ⁵
26	Fe	4s ↑↓	↑↓	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^6$	[Ar] 4s ² 3d ⁶
27	Co	4s ↑↓	↑↓	↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^7$	[Ar] 4s ² 3d ⁷

*È indicato in colore il sottolivello a cui è aggiunto l'ultimo elettrone

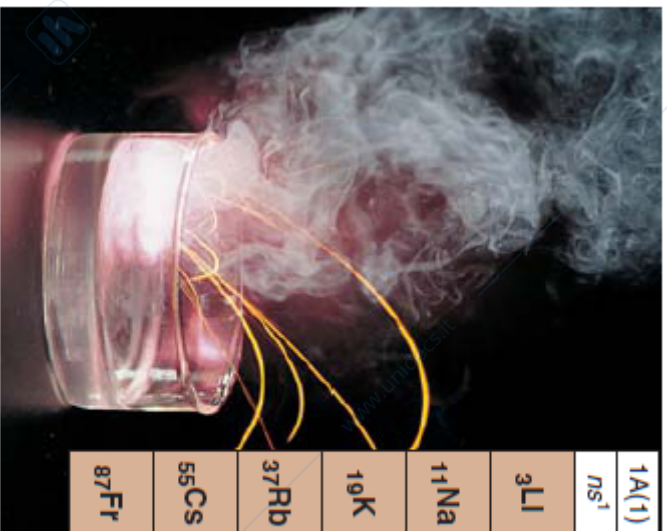
Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche* per gli elementi del Periodo 4

Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
28	Ni	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ $4p$: $\square \square$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^8$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
29	Cu	$4s$: \uparrow $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\square \square$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^{10}$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$
30	Zn	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\square \square$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$
31	Ga	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow \square \square$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow \uparrow \square$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow \uparrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	$4s$: $\uparrow\downarrow$ $3d$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $4p$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

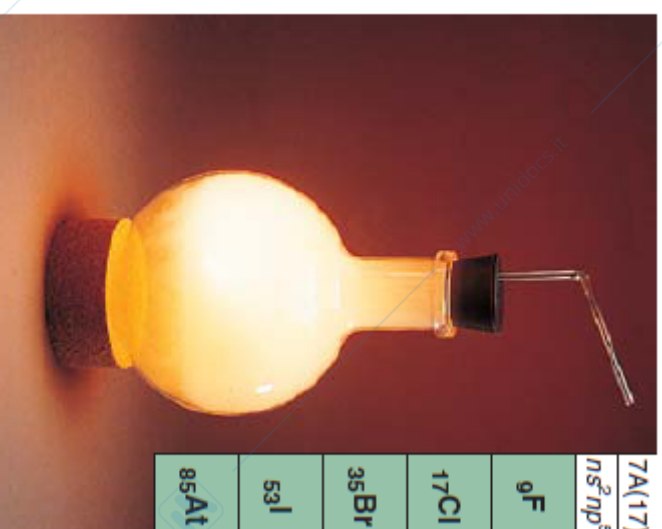
*È indicato in **colore** il sottolivello a cui è aggiunto l'ultimo elettrone



Reattività simili in un gruppo



Reazione del potassio con l'acqua.



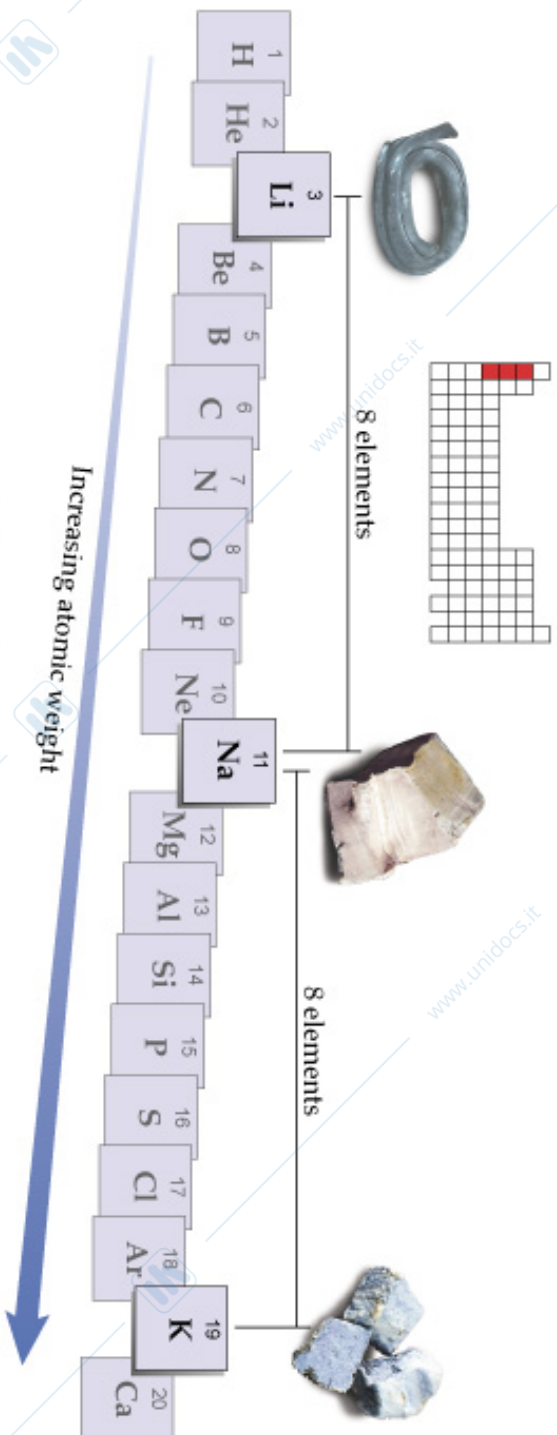
Reazione del cloro con il potassio.



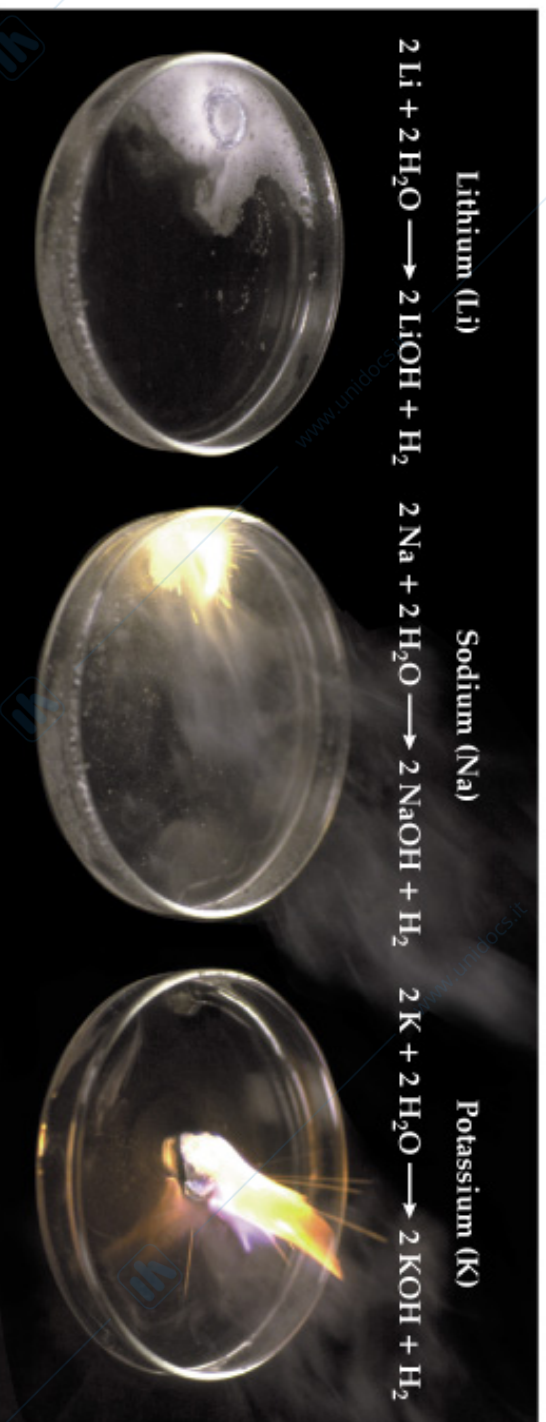
CHEMICAL PERIODICITY



CHEMICAL PERIODICITY



CHEMICAL PERIODICITY



GAS NOBILI

- Hanno gusci elettronici completi
- Le strutture elettroniche sono simili
 - He $1s^2$
 - Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
 - Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - Kr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$
 - etc.

ELEMENTI RAPPRESENTATIVI

- Elementi nei gruppi A della tavola periodica
- Rappresentativi perché
 - sono i più facili
 - rappresentano meglio quanto sappiamo della struttura elementare e della periodicità

Representative Elements

1A	H	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra						

Categorie di elettroni

Elettroni interni (o elettroni di core): sono quelli nel gas nobile precedente e in ogni serie di transizione completata. Riempiono tutti i livelli energetici inferiori di un atomo.

Elettroni esterni sono quelli nel livello energetico più alto (valore di n più alto). Trascorrono la maggior parte del loro tempo alla massima distanza dal nucleo.

Gli elettroni di valenza sono quelli che intervengono nella formazione dei composti.

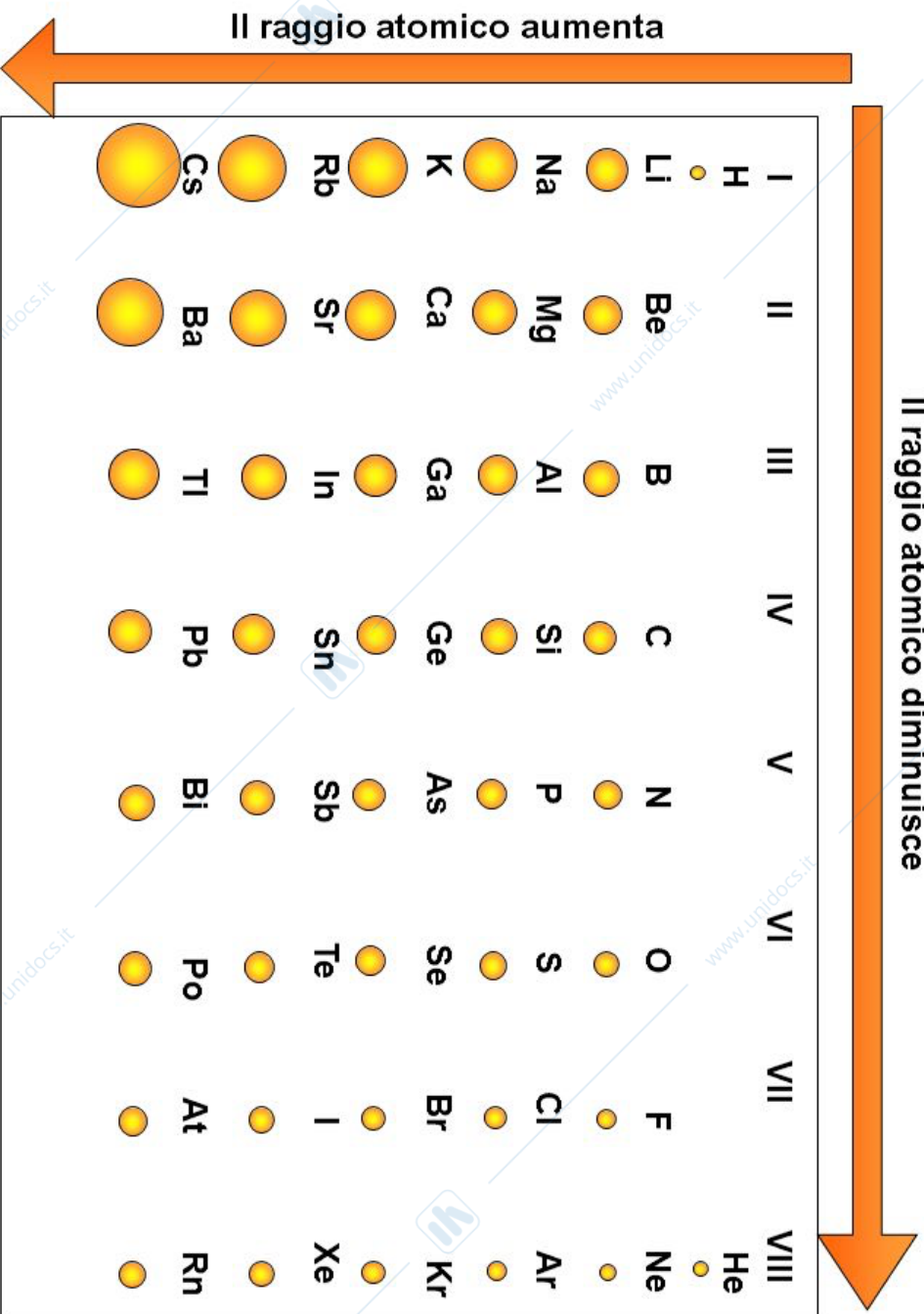
Negli elementi dei gruppi principali, gli elettroni di valenza sono gli elettroni esterni.

Negli elementi di transizione, nella formazione del legame intervengono spesso anche alcuni elettroni d interni, $(n-1)d$, che sono annoverati tra gli elettroni di valenza.

Proprietà periodiche

Raggi atomici

Il raggio atomico diminuisce



Raggi atomici

- **Diminuiscono da sinistra a destra**

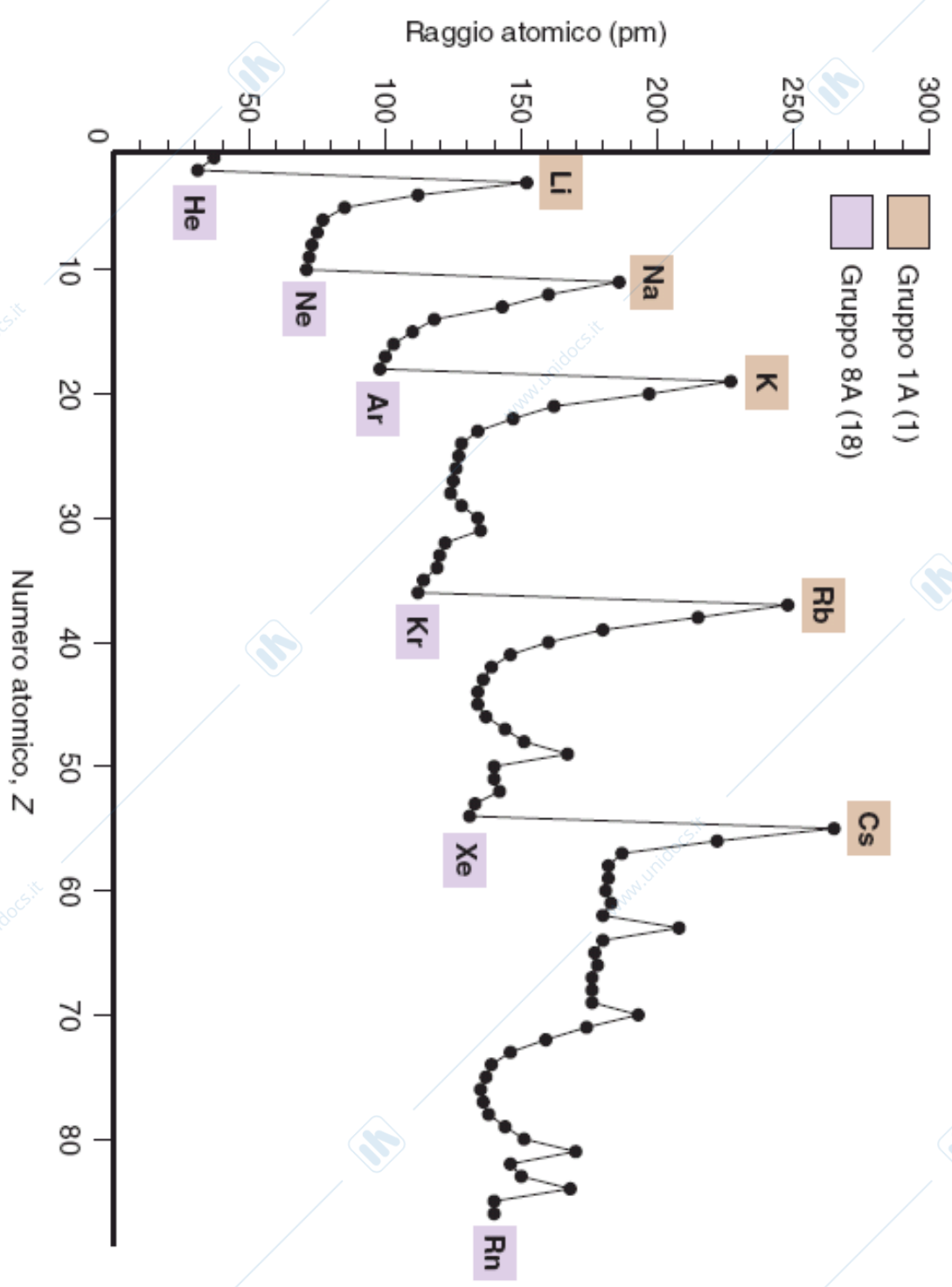
Il raggio atomico **diminuisce** all'aumentare della carica nucleare effettiva, Z_{eff} . Man mano che Z_{eff} aumenta, gli elettroni esterni sono attratti maggiormente dal nucleo

- **Aumentano dall'alto in basso**

Il raggio atomico **aumenta** all'aumentare del numero quantico principale n . Man mano che n aumenta, aumenta la probabilità che gli elettroni esterni siano a una maggiore distanza dal nucleo

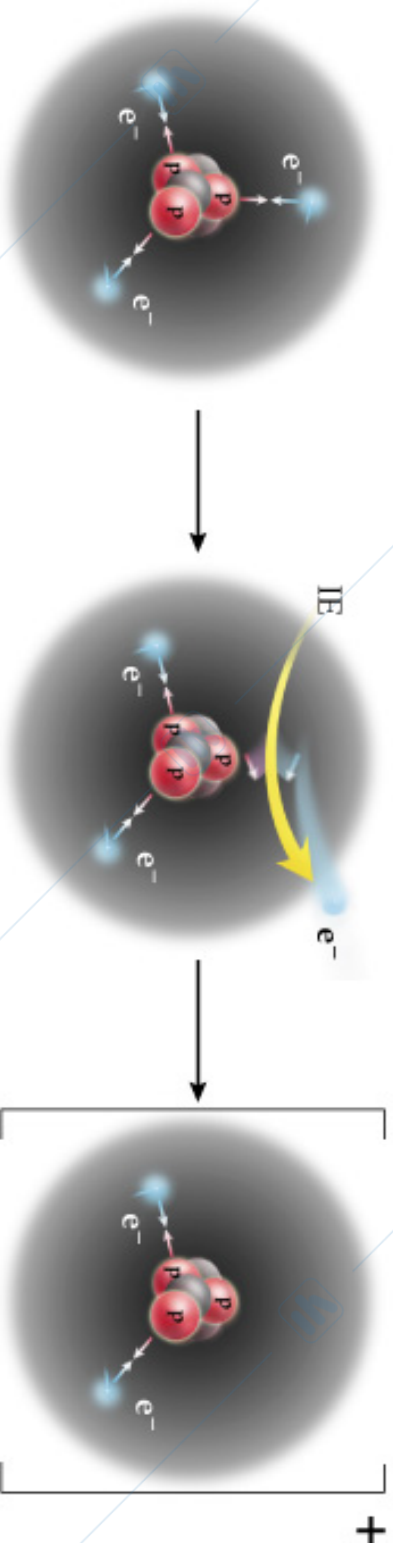
Per gli elementi dei gruppi principali:

Il raggio atomico **aumenta** lungo un gruppo del sistema periodico e **diminuisce** lungo un periodo.



Energia di ionizzazione

- **Quantità minima di energia richiesta per rimuovere l'elettrone più lontano da un atomo gassoso isolato**
 - **misura la tendenza di un elemento a formare ioni positivi**



Negative electrons cannot leave the atom unless energy is supplied to overcome their attraction to the nucleus.

Ionization energy (IE) kicks an electron out of the atom.

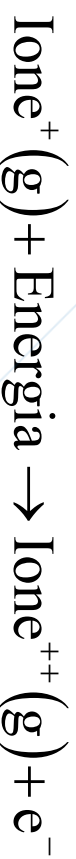
The resulting surplus of one proton gives the atom an overall +1 charge. The atom has been ionized and is now a cation.

Prima energia di ionizzazione



Seconda energia di ionizzazione

- Energia richiesta per rimuovere un 2° elettrone



si possono avere energie di 3a, 4a, etc ionizzazione

L'energia di seconda ionizzazione è sempre maggiore di quella della prima ionizzazione e così per le energie di ionizzazione successive

Energia di prima ionizzazione

- ❖ **F' sempre > 0 : nessun elemento isolato ha tendenza a perdere spontaneamente un elettrone, e quindi bisogna spendere energia.**
- ❖ **Lungo un periodo aumenta il numero di protoni nel nucleo e degli e^- dello stesso strato: l'energia di ionizzazione aumenta lungo un periodo.**
- ❖ **L'energia di ionizzazione diminuisce scendendo lungo un gruppo perché l' e^- è sempre più lontano nucleo.**

Energia di Ionizzazione

- Le prime 4 energie di ionizzazione (kJ/mol) – 3° Periodo

	Gruppo I	Gruppo II	Gruppo XIII	Gruppo XIV
	Na	Mg	Al	Si
E_{I1}	496	738	578	786
E_{I2}	4562	1451	1817	1577
E_{I3}	6912	7733	2745	3232
E_{I4}	9540	10550	11580	4356

Energia di Ionizzazione

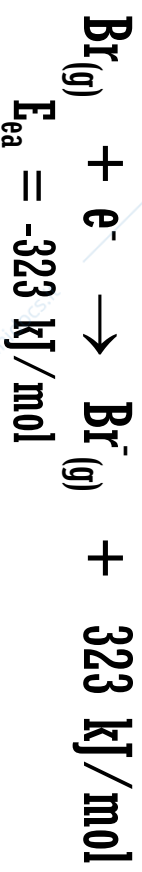
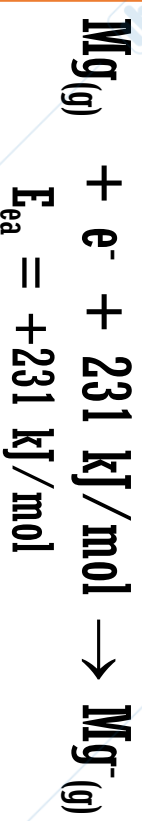
- Queste energie spiegano esattamente perché
- Na diventa Na^+
- Mg diventa Mg^{2+}
- Al diventa Al^{3+}
- Si non forma ioni semplici

Affinità elettronica

- **Quantità di energia assorbita quando un elettrone viene aggiunto ad un atomo gassoso isolato per formare uno ione -1**
- **Ha valore negativo quando viene rilasciata energia e positivo quando viene assorbita energia**
- **Misura la tendenza di un atomo a formare ioni negativi**

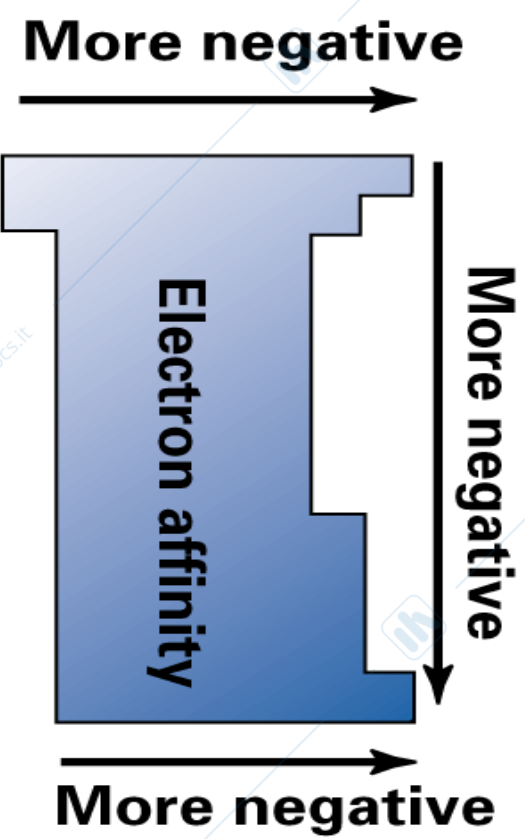


Affinità Elettronica



EA in genere:

- Diventa più negativa lungo un periodo
- Diventa più negativa salendo lungo un gruppo



Affinità elettroniche degli elementi nei gruppi principali (in kJ/mol)

1A (1)									8A (18)
H -72,8	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	He (0,0)		
Li -59,6	Be (+18)	B -26,7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)		
Na -52,9	Mg (+21)	Al -42,5	Si -134	P -72,0	S -200	Cl -349	Ar (+35)		
K -48,4	Ca (+186)	Ga -28,9	Ge -119	As -78,2	Se -195	Br -325	Kr (+39)		
Rb -46,9	Sr (+146)	In -28,9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)		
Cs -45,5	Ba (+46)	Tl -19,3	Pb -35,1	Bi -91,3	Po -183	At -270	Rn (+41)		

Tendenze in E_i e E_{ea}

Non metalli reattivi: [Gruppo 16 e 17] hanno **ENERGIE di IONIZZAZIONE molto grandi e AFFINITÀ ELETTRONICHE negative.**

Questi elementi cedono elettroni con difficoltà, ma li attraggono fortemente. Perciò, tendono a formare ioni negativi.

Metalli reattivi: hanno **basse ENERGIE di IONIZZAZIONE e AFFINITÀ ELETTRONICHE lievemente negative**

Questi elementi cedono elettroni facilmente e, quindi, tendono a formare ioni positivi.

Gas nobili: hanno **ENERGIE DI IONIZZAZIONE molto elevate e AFFINITÀ ELETTRONICHE positive.**

Questi elementi tendono a non cedere e a non acquistare elettroni..

Tendenze in tre proprietà atomiche

