

*Corso di CHIMICA*

*LEZIONE 3*

# TAVOLA PERIODICA

		I II												III IV V VI VII VIII						s <sup>2</sup>			
		s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>											p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>	He			
1		H																					
2		Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
3		Na	Mg	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
4		K	Ca		Ti		Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn					Br	Kr				
5												Ag	Cd		Sn			I	Xe				
6			Ba	La							Pt	Au	Hg		Pb				Rn				
7		Fr		Ac																			
		<b>blocco s</b>			<b>blocco d</b>										<b>blocco p</b>								
					f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>					
6																			Lantanidi				
7																			Attinidi				
					<b>blocco f</b>																		

# TAVOLA PERIODICA

	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1s <sup>1</sup>																		1s <sup>2</sup>
2	2s <sup>1</sup>	2s <sup>2</sup>											2p <sup>1</sup>	2p <sup>2</sup>	2p <sup>3</sup>	2p <sup>4</sup>	2p <sup>5</sup>	2p <sup>6</sup>	
3	3s <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup>											3p <sup>1</sup>	3p <sup>2</sup>	3p <sup>3</sup>	3p <sup>4</sup>	3p <sup>5</sup>	3p <sup>6</sup>	
4	4s <sup>1</sup>	4s <sup>2</sup>	3d <sup>1</sup>	3d <sup>2</sup>	3d <sup>3</sup>	3d <sup>4</sup>	3d <sup>5</sup>	3d <sup>6</sup>	3d <sup>7</sup>	3d <sup>8</sup>	3d <sup>9</sup>	3d <sup>10</sup>	4p <sup>1</sup>	4p <sup>2</sup>	4p <sup>3</sup>	4p <sup>4</sup>	4p <sup>5</sup>	4p <sup>6</sup>	
5	5s <sup>1</sup>	5s <sup>2</sup>	4d <sup>1</sup>	4d <sup>2</sup>	4d <sup>3</sup>	4d <sup>4</sup>	4d <sup>5</sup>	4d <sup>6</sup>	4d <sup>7</sup>	4d <sup>8</sup>	4d <sup>9</sup>	4d <sup>10</sup>	5p <sup>1</sup>	5p <sup>2</sup>	5p <sup>3</sup>	5p <sup>4</sup>	5p <sup>5</sup>	5p <sup>6</sup>	
6	6s <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup>	5d <sup>1</sup>	5d <sup>2</sup>	5d <sup>3</sup>	5d <sup>4</sup>	5d <sup>5</sup>	5d <sup>6</sup>	5d <sup>7</sup>	5d <sup>8</sup>	5d <sup>9</sup>	5d <sup>10</sup>	6p <sup>1</sup>	6p <sup>2</sup>	6p <sup>3</sup>	6p <sup>4</sup>	6p <sup>5</sup>	6p <sup>6</sup>	
7	7s <sup>1</sup>	7s <sup>2</sup>	6d <sup>1</sup>																
	<b>blocco s</b>			<b>blocco d</b>										<b>blocco p</b>					
6				4f <sup>1</sup>	4f <sup>2</sup>	4f <sup>3</sup>	4f <sup>4</sup>	4f <sup>5</sup>	4f <sup>6</sup>	4f <sup>7</sup>	4f <sup>8</sup>	4f <sup>9</sup>	4f <sup>10</sup>	4f <sup>11</sup>	4f <sup>12</sup>	4f <sup>13</sup>	4f <sup>14</sup>	Lantanidi	
7				5f <sup>1</sup>	5f <sup>2</sup>	5f <sup>3</sup>	5f <sup>4</sup>	5f <sup>5</sup>	5f <sup>6</sup>	5f <sup>7</sup>	5f <sup>8</sup>	5f <sup>9</sup>	5f <sup>10</sup>	5f <sup>11</sup>	5f <sup>12</sup>	5f <sup>13</sup>	5f <sup>14</sup>	Attinidi	
				<b>blocco f</b>															

# CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA

Per ogni elemento, la formula che indica quanti elettroni vi sono negli orbitali  $s$  e  $p$  col più alto valore di  $n$  si chiama configurazione elettronica esterna.

Gli elementi dello stesso gruppo hanno la stessa configurazione elettronica esterna.

# CONFIGURAZIONE ELETTRONICA E PROPRIETÀ DEGLI ELEMENTI

Le proprietà chimiche degli elementi non dipendono dal numero totale degli elettroni, ma dalla loro configurazione elettronica esterna.

Le proprietà chimiche degli elementi dello stesso gruppo, aventi a stessa configurazione elettronica esterna, sono simili.

# OTTETTO

→ nel livello esterno il numero massimo di elettroni è sempre **otto** ( $s^2 p^6$ ) con l'unica eccezione dell'idrogeno e dell'elio che possono avere un massimo di 2 elettroni ( $s^2$ ).

La configurazione elettronica esterna  $s^2 p^6$  si chiama **OTTETTO**.

Gli elementi dell'ottavo gruppo (**gas nobili**) hanno l'ottetto completo: questo determina una loro forte stabilità, una scarsa reattività e una bassa energia.

# REGOLA DELL'OTTETTO

Un elemento chimico, nel corso delle reazioni in cui è coinvolto, tende a raggiungere la configurazione elettronica esterna  $s^2 p^6$ , cioè l'ottetto, che è la configurazione stabile a bassa energia del gas nobile più vicino.

# 1. VOLUME E RAGGIO ATOMICO

Il volume atomico è una misura dello spazio occupato dal nucleo e dagli elettroni di un atomo.

→ Aumenta lungo i gruppi, in quanto al crescere di  $n$ , cresce la distanza degli elettroni dal nucleo

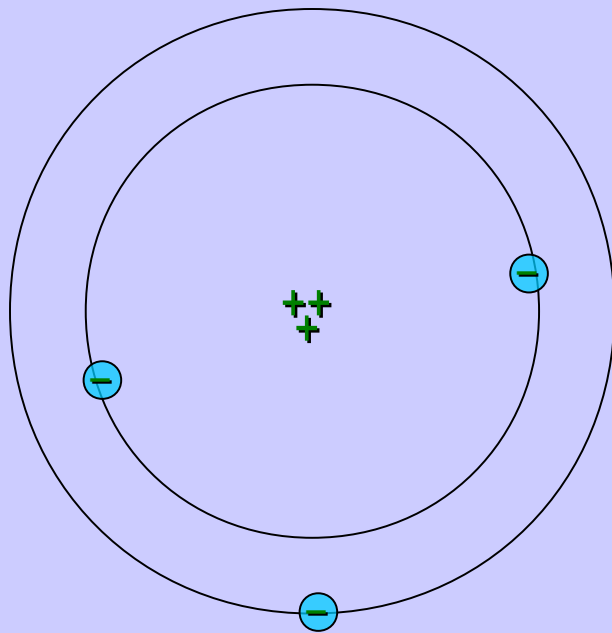
→ Diminuisce lungo i periodi, in quanto all'aumentare di  $Z$ , aumenta la carica nucleare, cioè la forza di attrazione che i protoni esercitano sugli elettroni. Ciò determina una progressiva contrazione dell'atomo



LITIO Li ... ha 2 livelli energetici

Secondo periodo

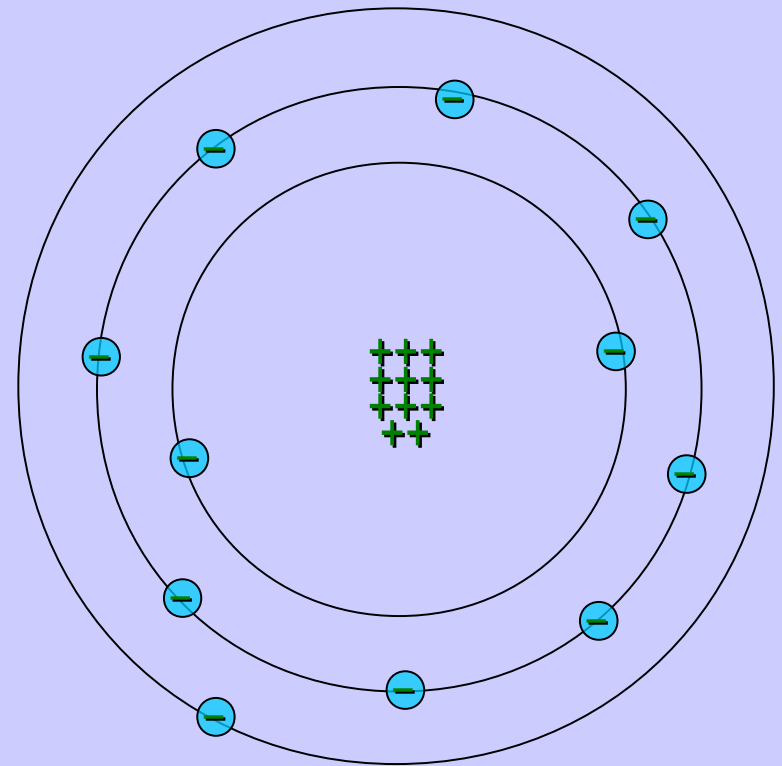
Raggio minore



SODIO Na ... ha 3 livelli energetici

Terzo periodo

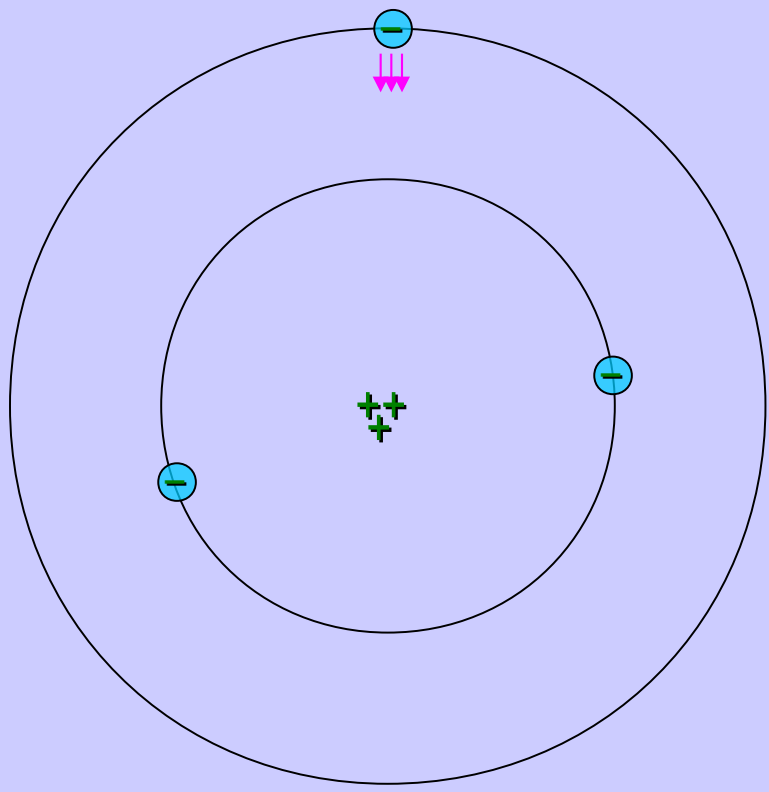
Raggio maggiore



LITIO  $Z = 3$  ... ha 3 protoni e 3 elettroni

Meno attrazione del nucleo sugli elettroni esterni

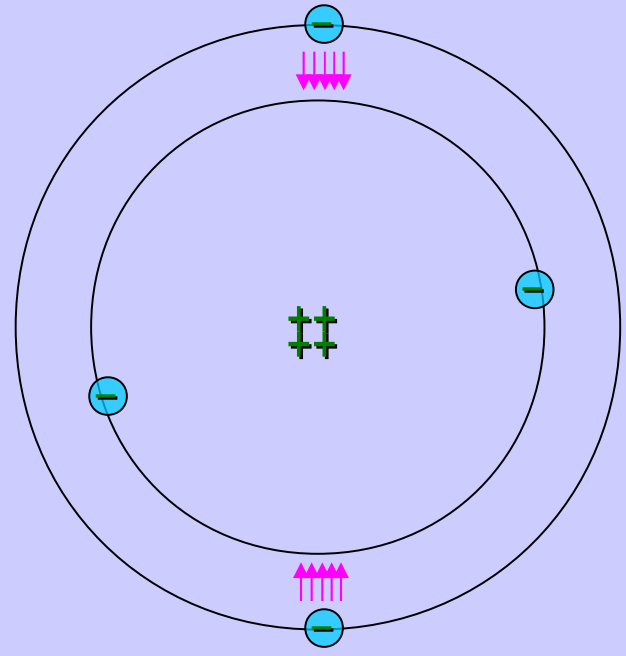
Raggio maggiore



BERILLIO  $Z = 4$  ... ha 4 protoni e 4 elettroni

Più attrazione del nucleo sugli elettroni esterni

Raggio minore





## **CATIONI (IONI POSITIVI)**

Hanno perso uno o più elettroni per raggiungere l'ottetto e pertanto hanno minore energia e sono più stabili

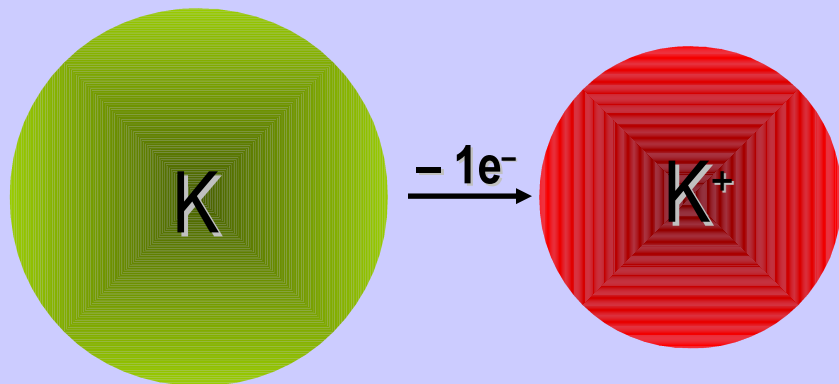
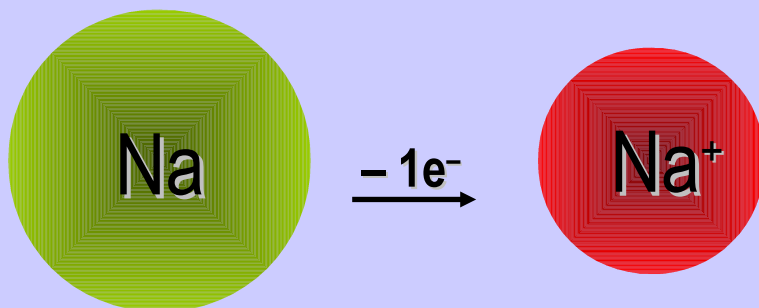
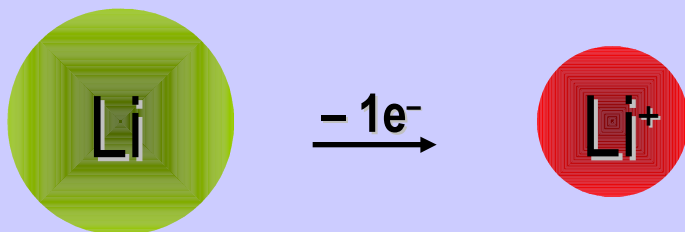
Hanno un volume minore dell'atomo di origine in quanto hanno perso un livello energetico

## **ANIONI (IONI NEGATIVI)**

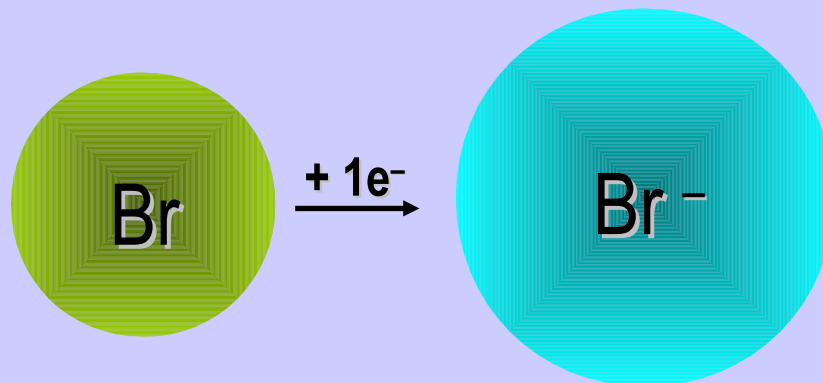
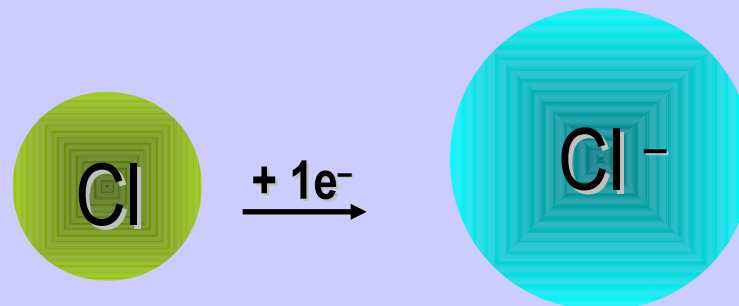
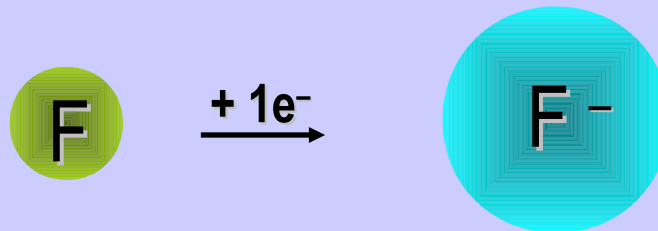
Hanno acquistato uno o più elettroni per raggiungere l'ottetto e pertanto hanno minore energia e sono più stabili

Hanno un volume maggiore dell'atomo di origine in quanto la forza con cui ogni elettrone viene attratto dal nucleo diminuisce

# CATIONI

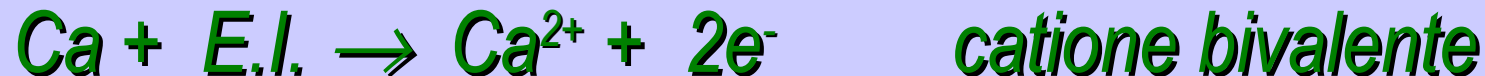
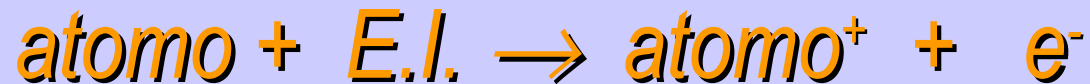


# ANIONI



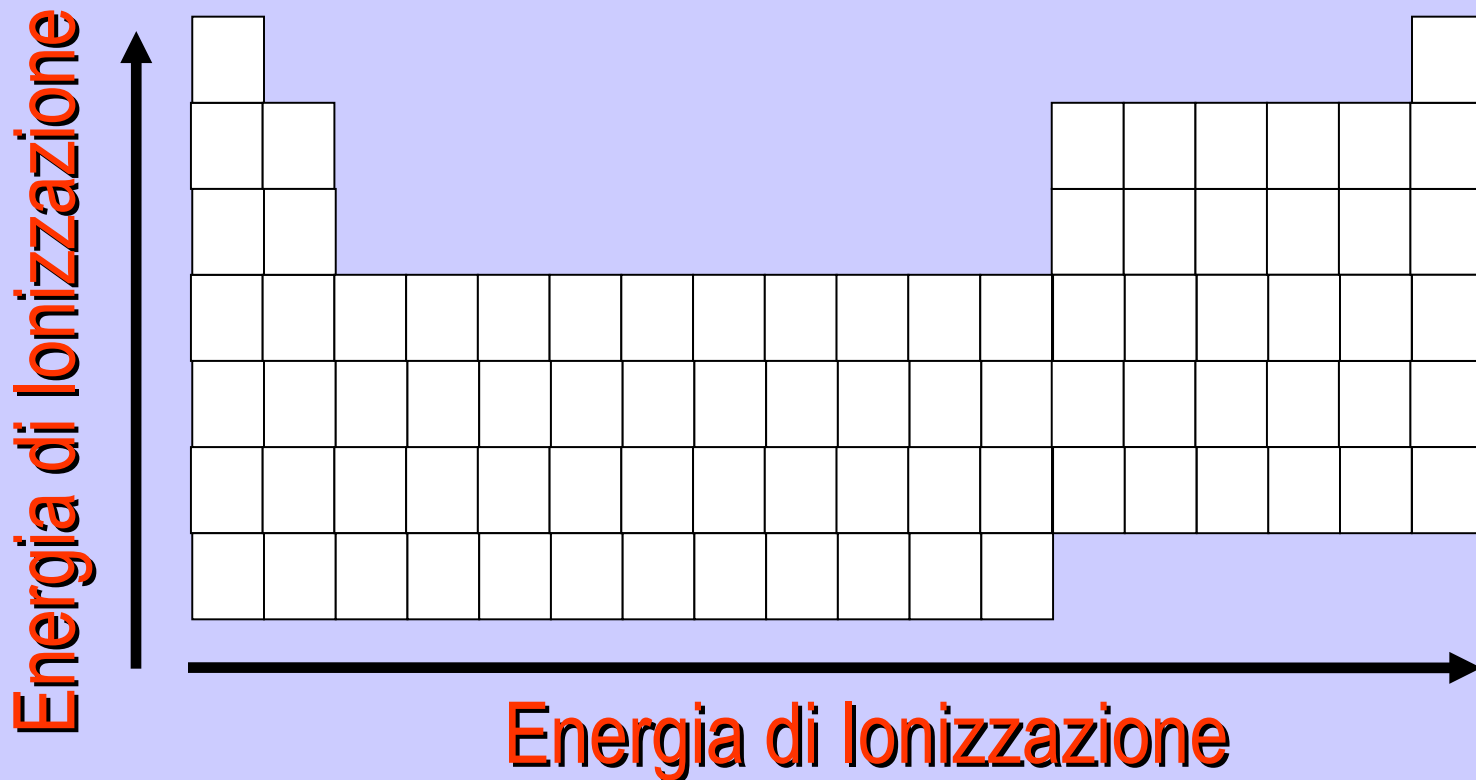
## 2. ENERGIA DI IONIZZAZIONE (E.I.)

Energia di ionizzazione → l'energia che è necessario fornire a un atomo per sottrarre l'elettrone più esterno trasformandolo in catione:



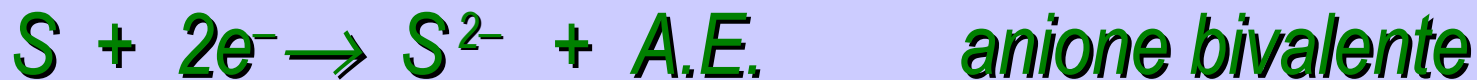
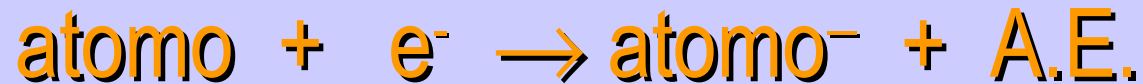
→ Aumenta lungo i periodi, in quanto all'aumentare della carica nucleare, gli elettroni sono maggiormente trattenuti dal nucleo e pertanto più difficilmente estraibili

→ Diminuisce lungo i gruppi in quanto all'aumentare di  $n$  gli elettroni esterni sono via via più lontani dal nucleo



### 3. AFFINITA' ELETTRONICA (A.E.)

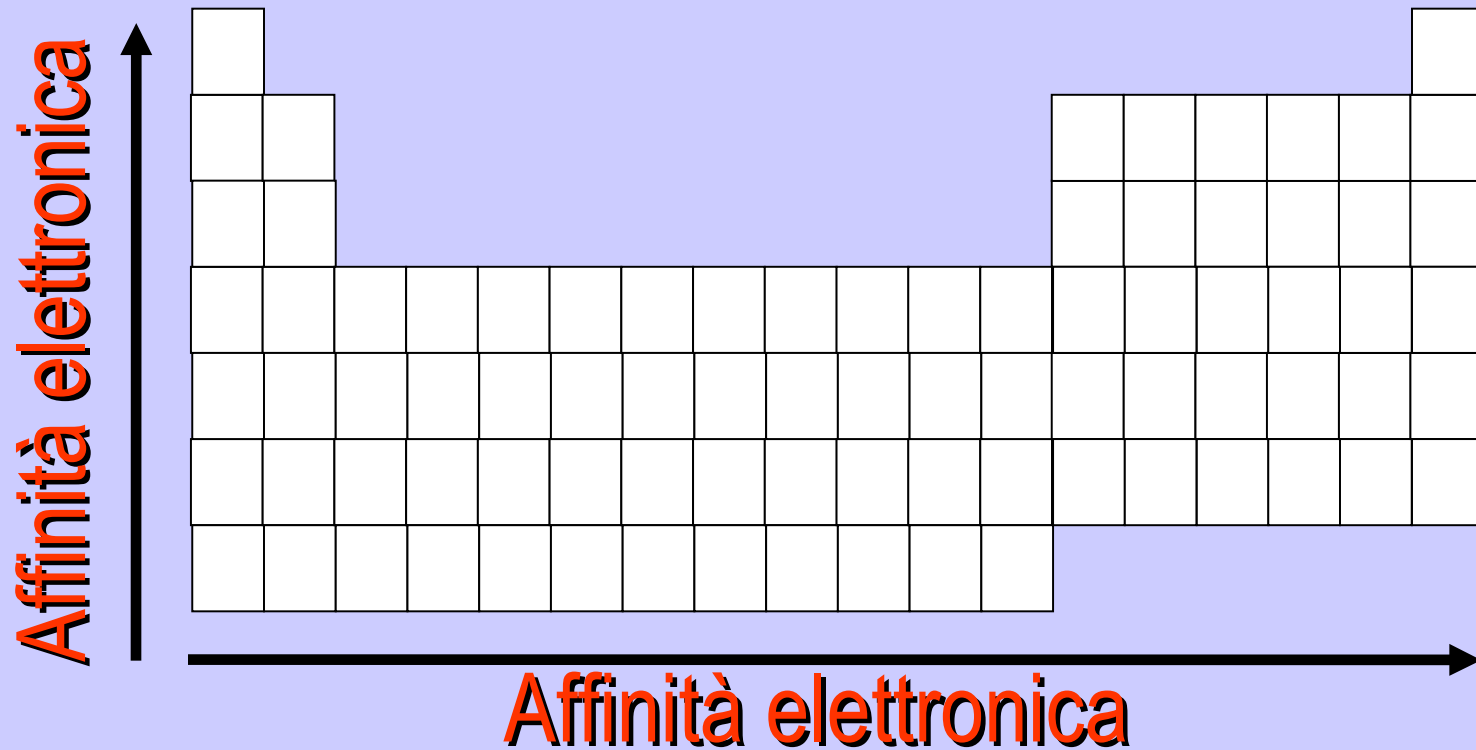
È l'energia liberata da un atomo quando cattura un elettrone e si trasforma in anione:





→ Aumenta lungo i periodi

→ Diminuisce lungo i gruppi



## 4. ELETRONEGATIVITA'

È la tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni del legame con altri elementi. È una combinazione dell'energia di ionizzazione e dell'affinità elettronica.

I valori di elettronegatività sono inversamente proporzionali al volume atomico: minore è il volume di un atomo maggiore è la sua forza di attrazione verso gli elettroni di legame e perciò maggiore è la sua elettronegatività.

→ Aumenta lungo i periodi

→ Diminuisce lungo i gruppi

È una grandezza dimensionale il cui valore è riportato nella Tavola periodica:

Fluoro	4
Ossigeno	3,5
Azoto	3
Cloro	3
Carbonio	2,5
Idrogeno	2,1

Per i gas nobili non ha senso parlare di elettronegatività

## METALLI

## SEMIMETALLI

## NON METALLI

Quasi tutti solidi (ad eccezione del mercurio), duri. Sono i più abbondanti

Sono un ristretto numero di elementi con proprietà intermedie.

Prevalentemente gassosi. Sono meno abbondanti

Hanno bassa energia di ionizzazione e si trasformano facilmente in cationi.

Di particolare importanza è la loro capacità di condurre la corrente solo in determinate condizioni. Per questo vengono definiti semiconduttori.

Hanno alta energia di ionizzazione e si trasformano facilmente in anioni.

Lucenti. Buoni conduttori di calore ed elettricità. Duttile e malleabili.

Non sono lucenti. Cattivi conduttori di calore ed elettricità.

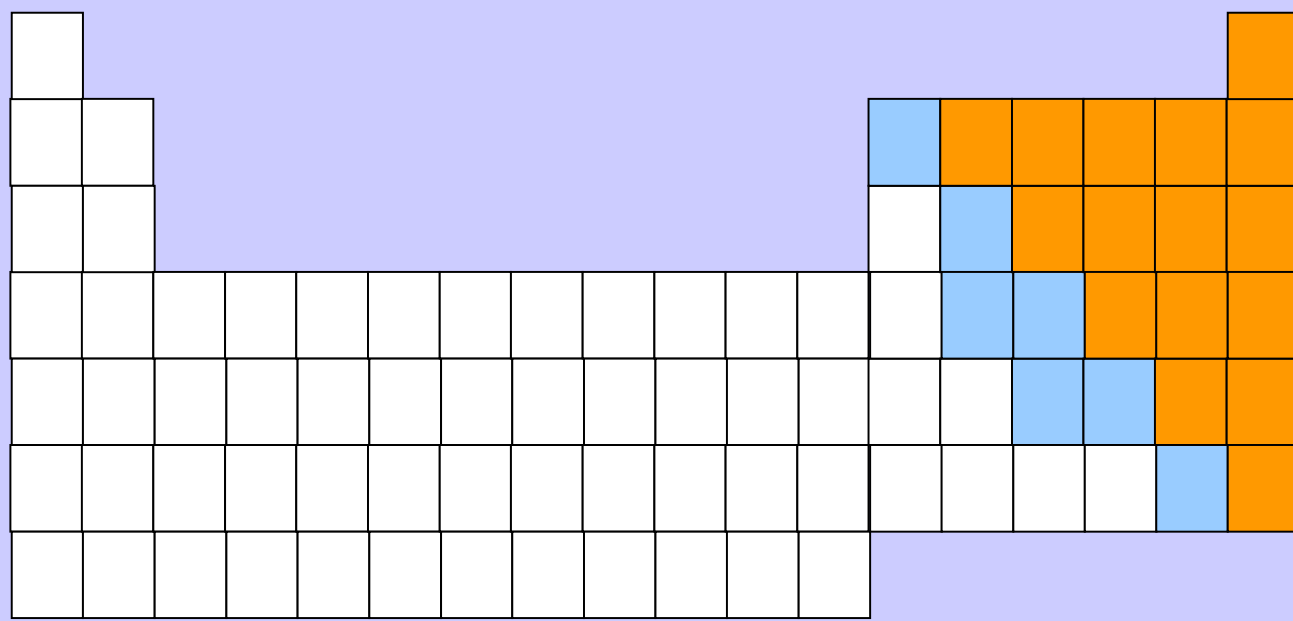
Raggio atomico

Carattere metallico

Energia di ionizzazione

Affinità elettronica

Elettronegatività



Energia di ionizzazione

Affinità elettronica

Elettronegatività

Raggio atomico

Carattere metallico