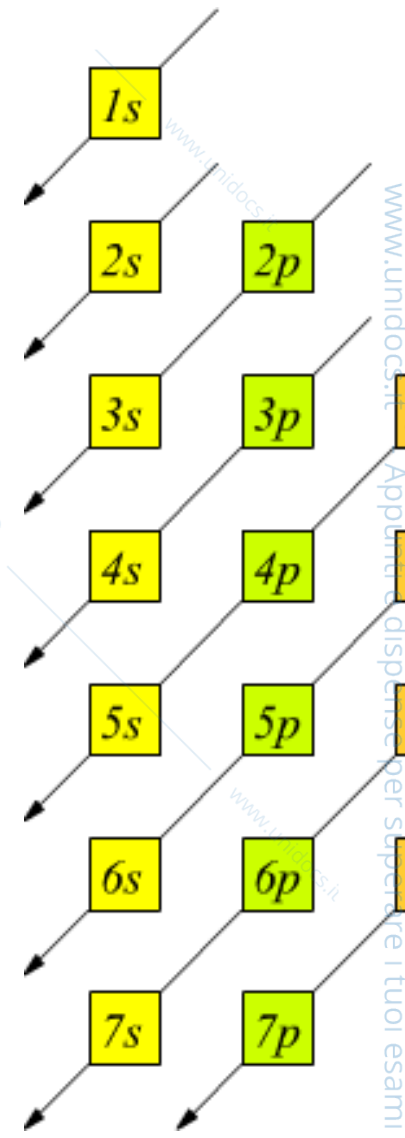
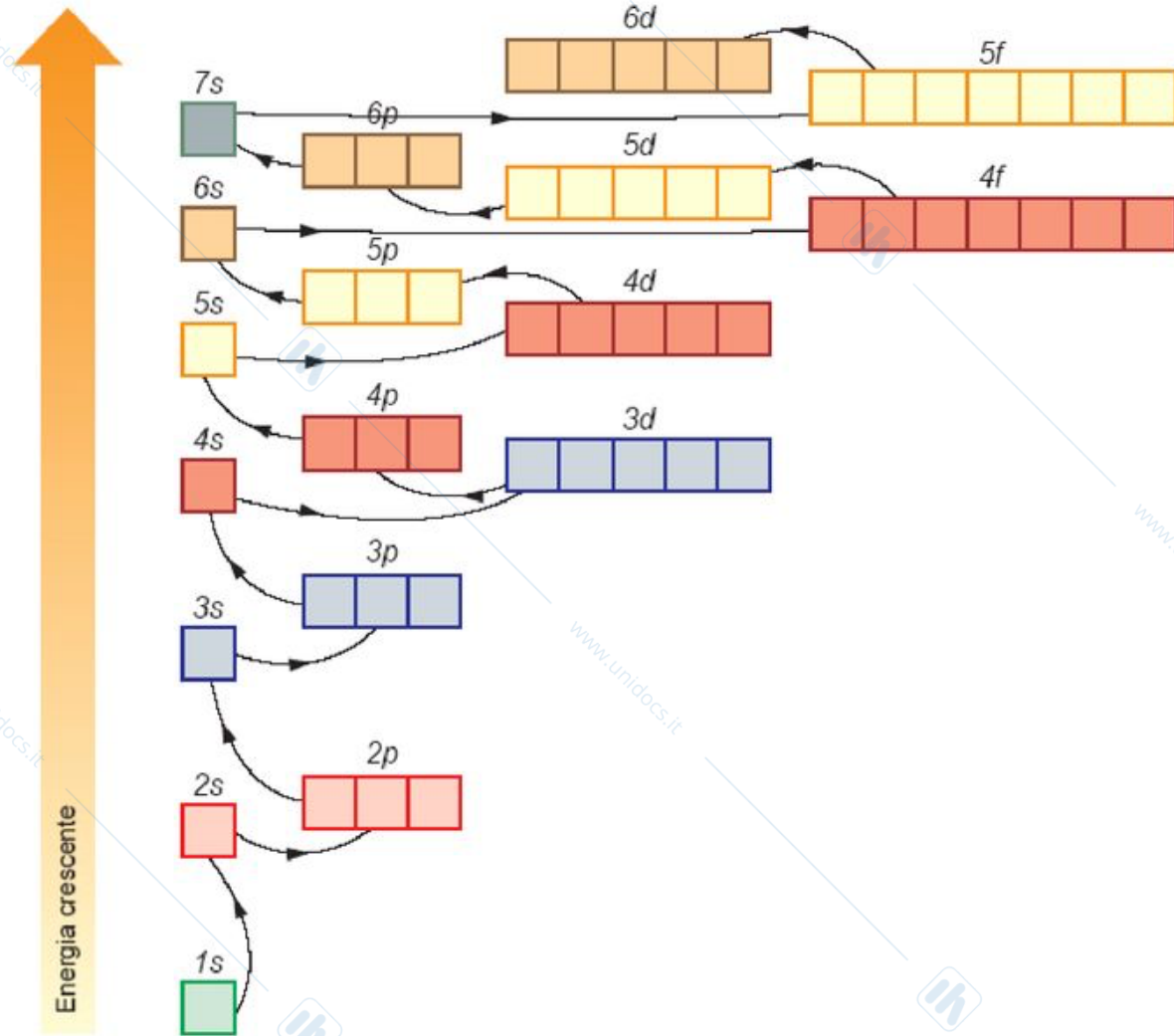


# Ordine di riempimento degli orbitali

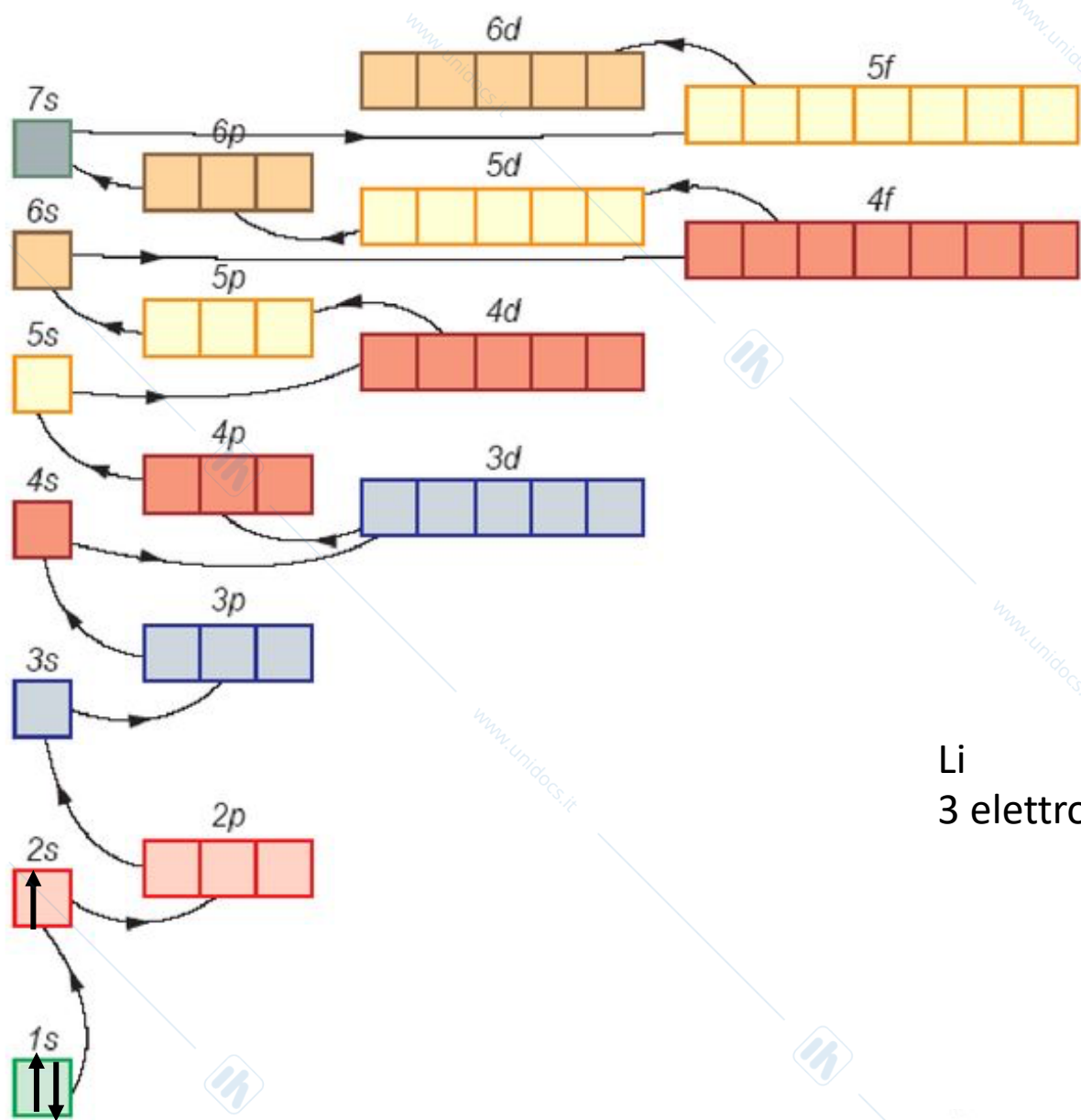
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.



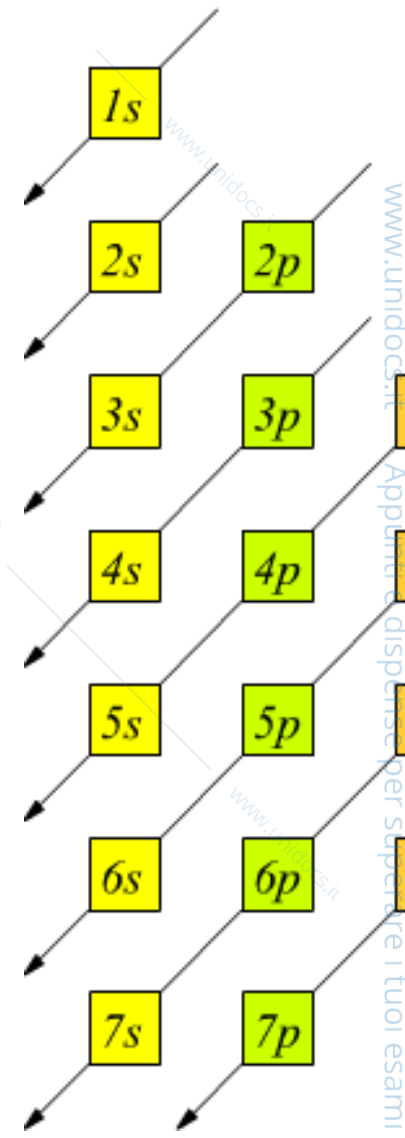
# LITIO

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

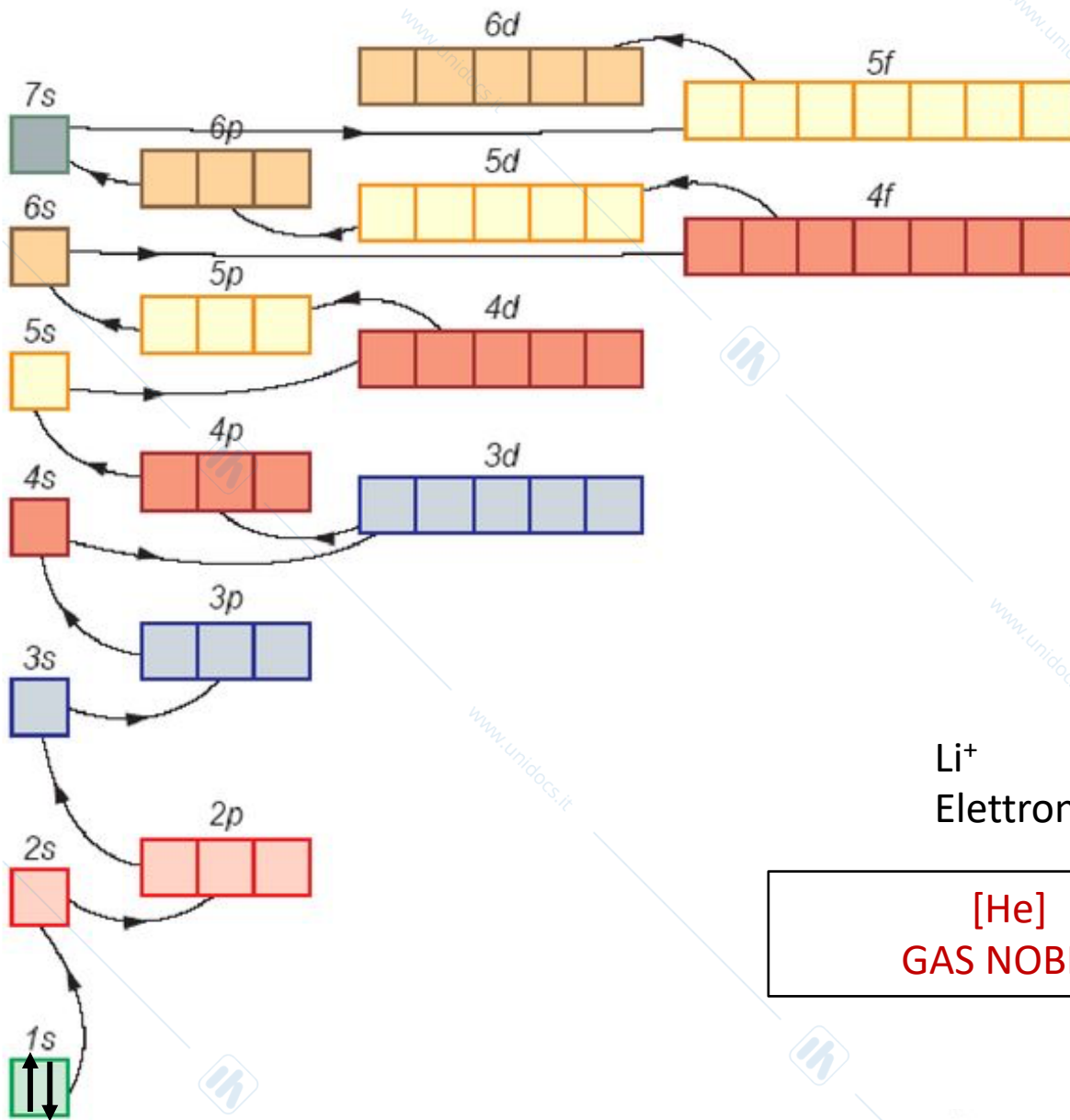
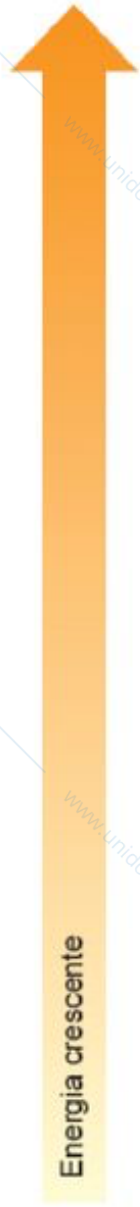
Energia crescente



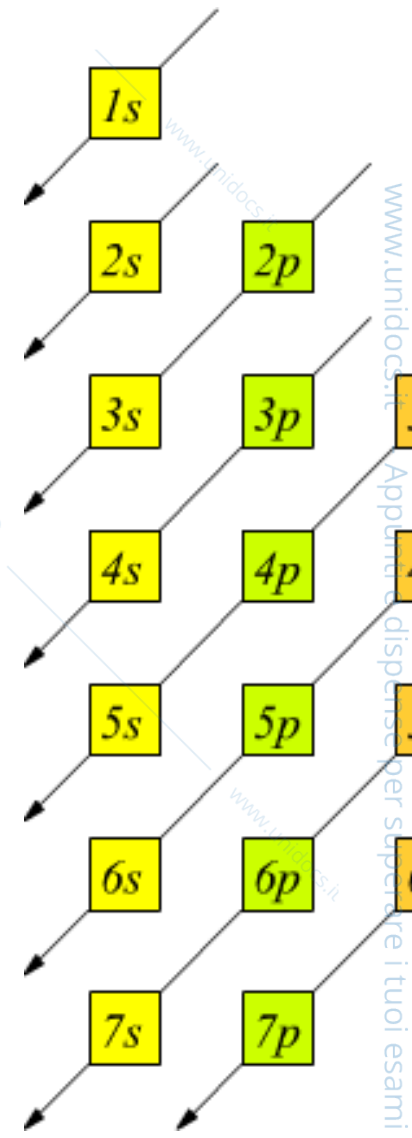
Li  
3 elettroni



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

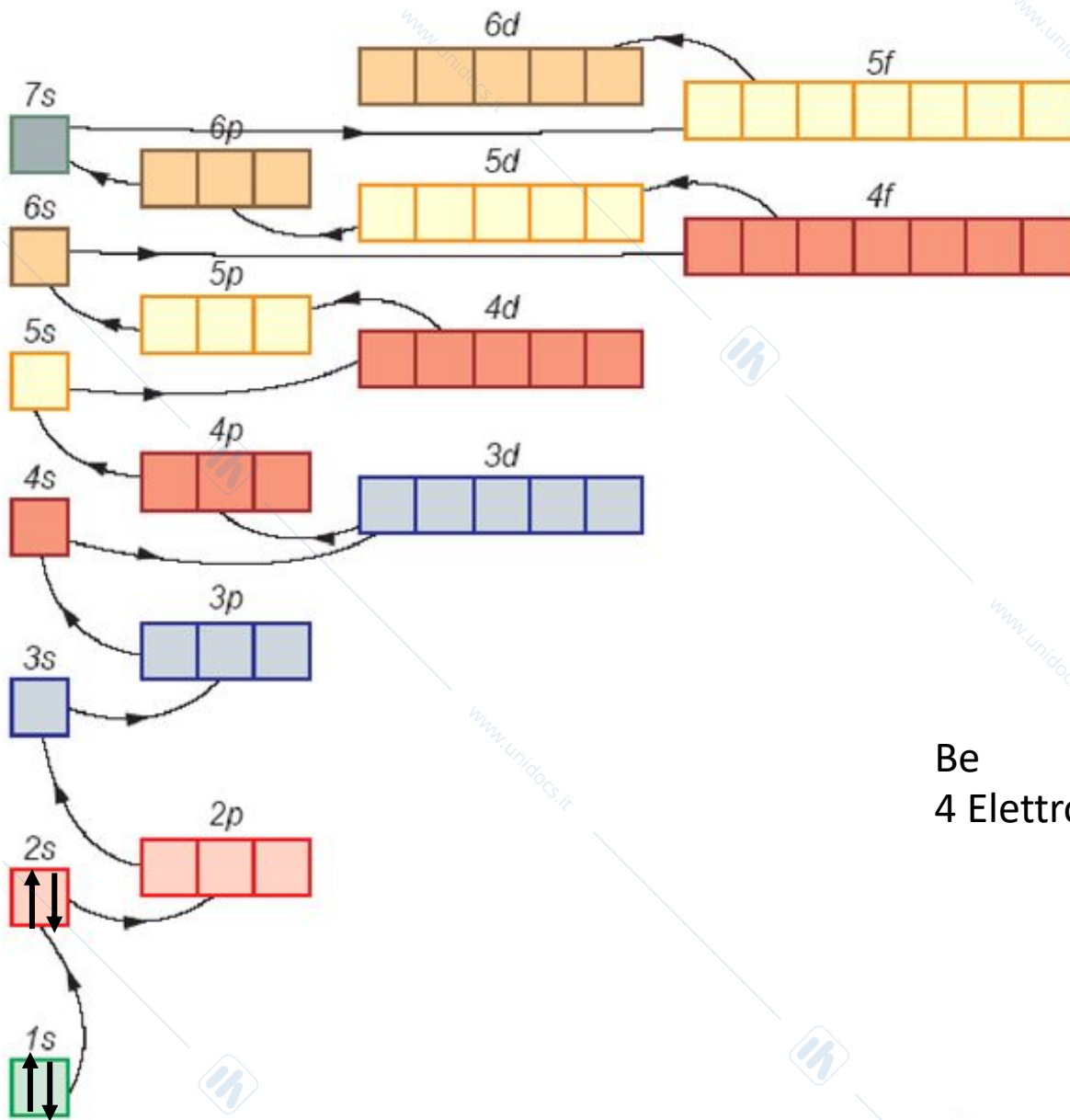
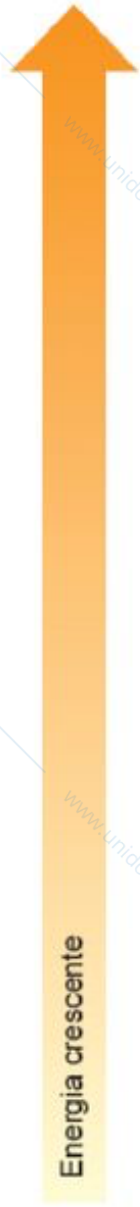


Li<sup>+</sup>  
Elettroni?  
[He]  
GAS NOBILE

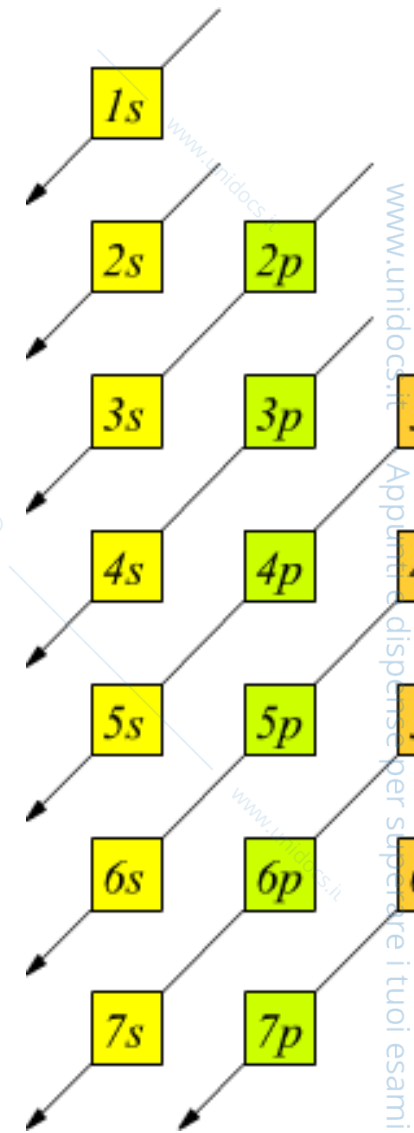


# BERILLIO

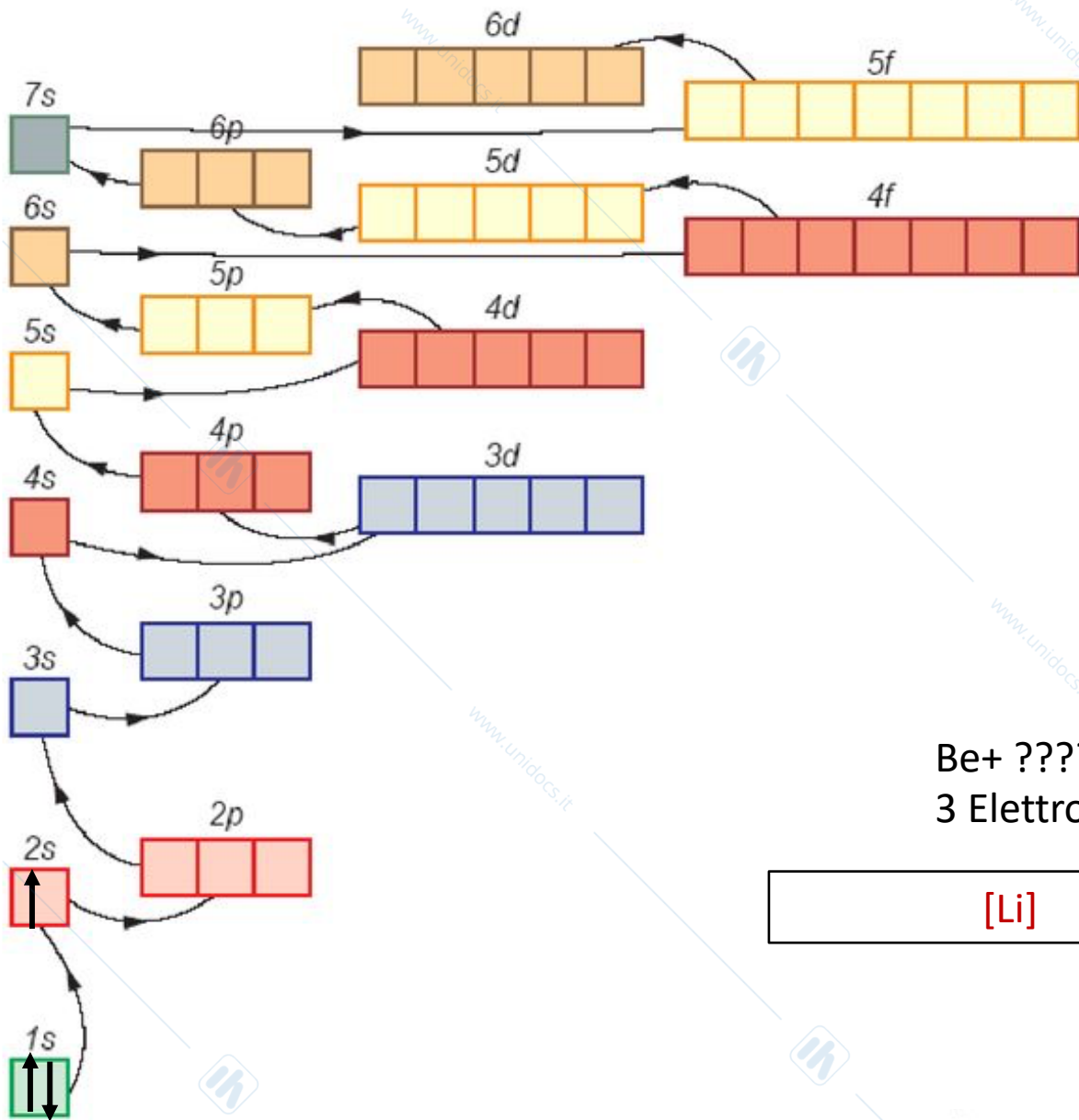
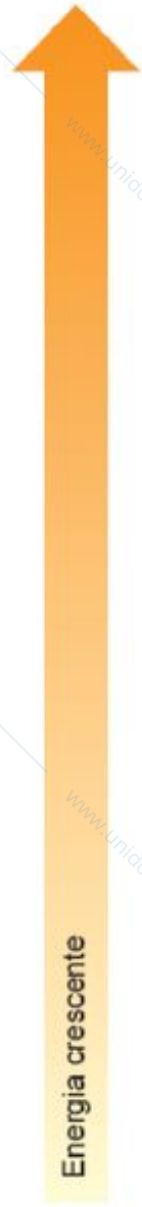
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.



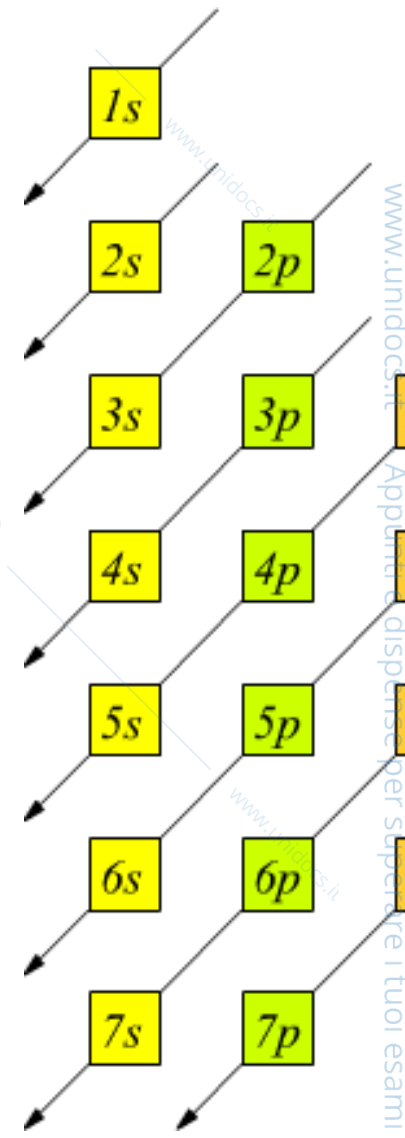
Be  
4 Elettroni



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

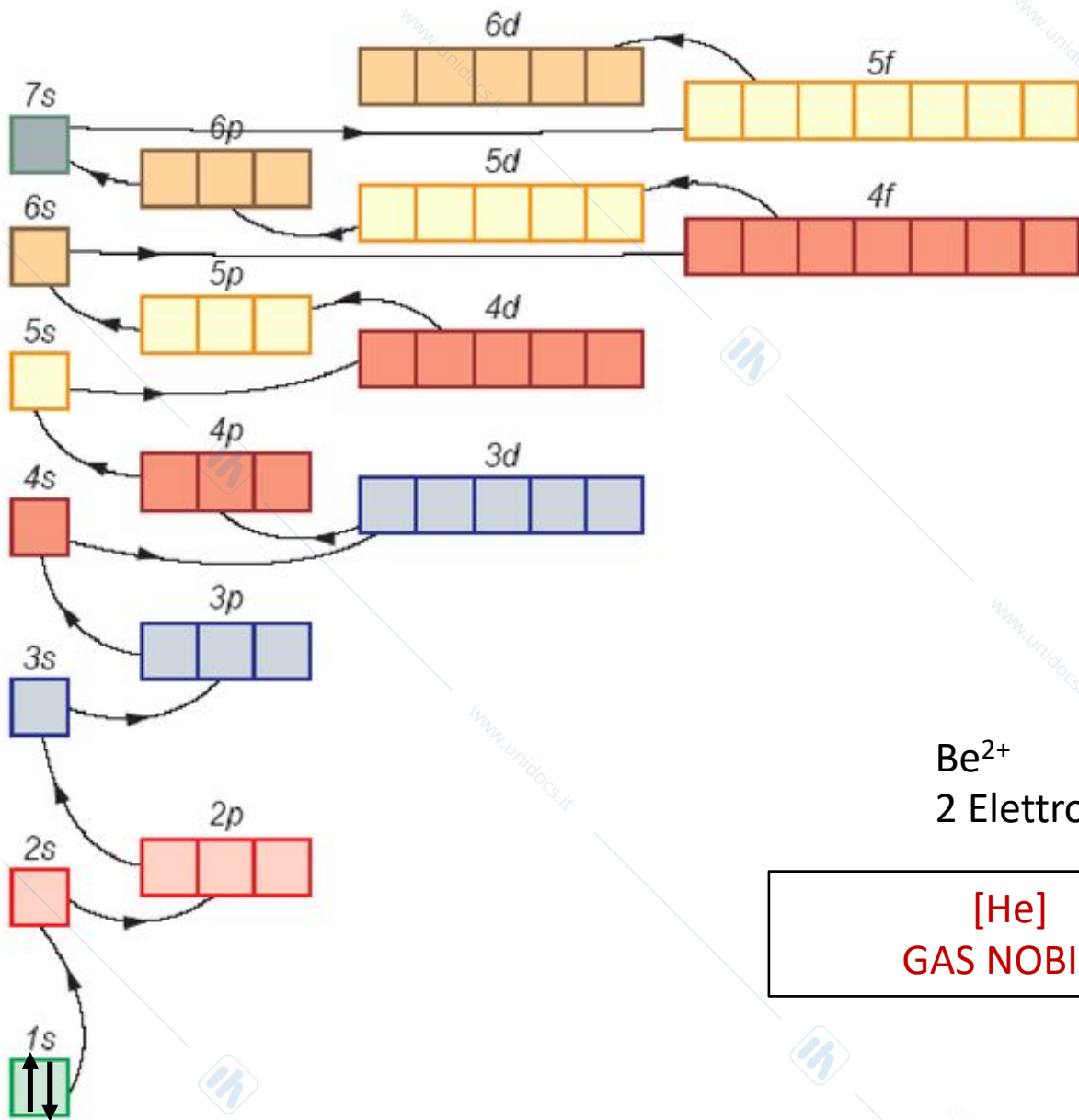


Be+ ?????  
3 Elettroni  
[Li]

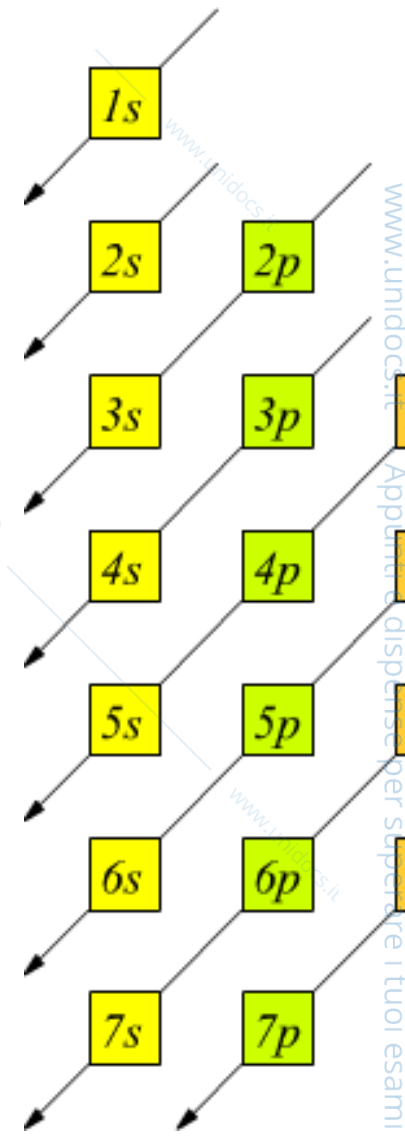


www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.



$\text{Be}^{2+}$   
2 Elettroni  
[He]  
GAS NOBILE

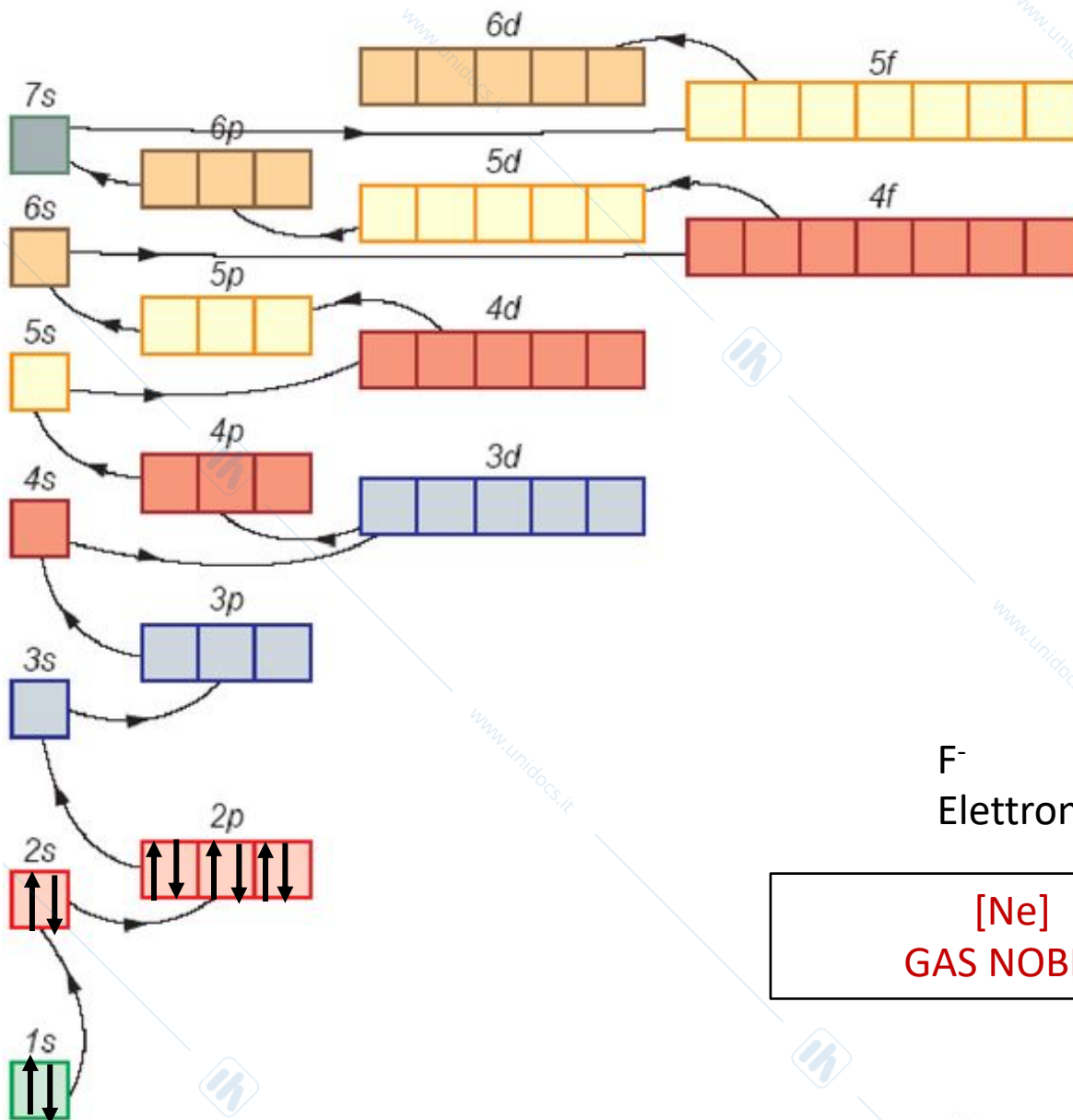
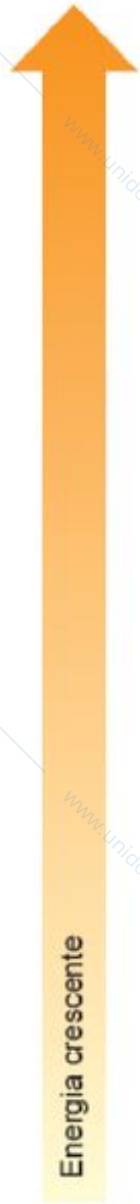


www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

# FLUORO

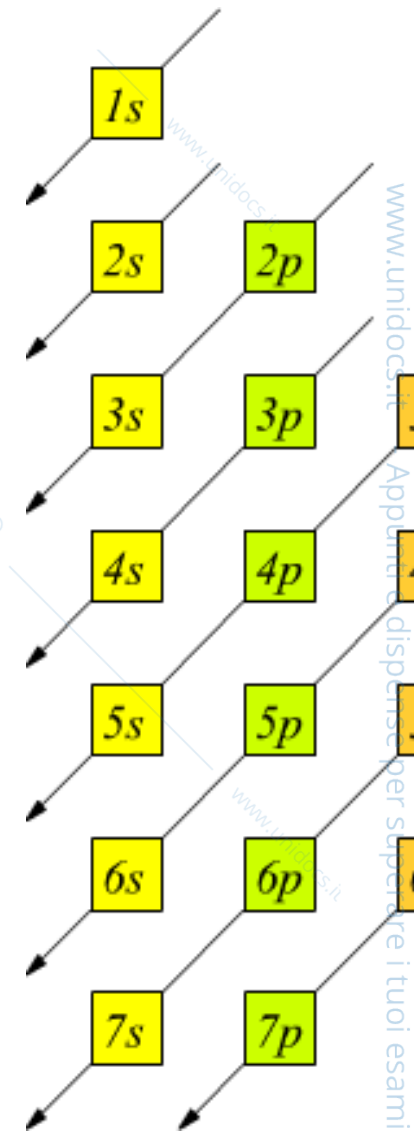


1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.



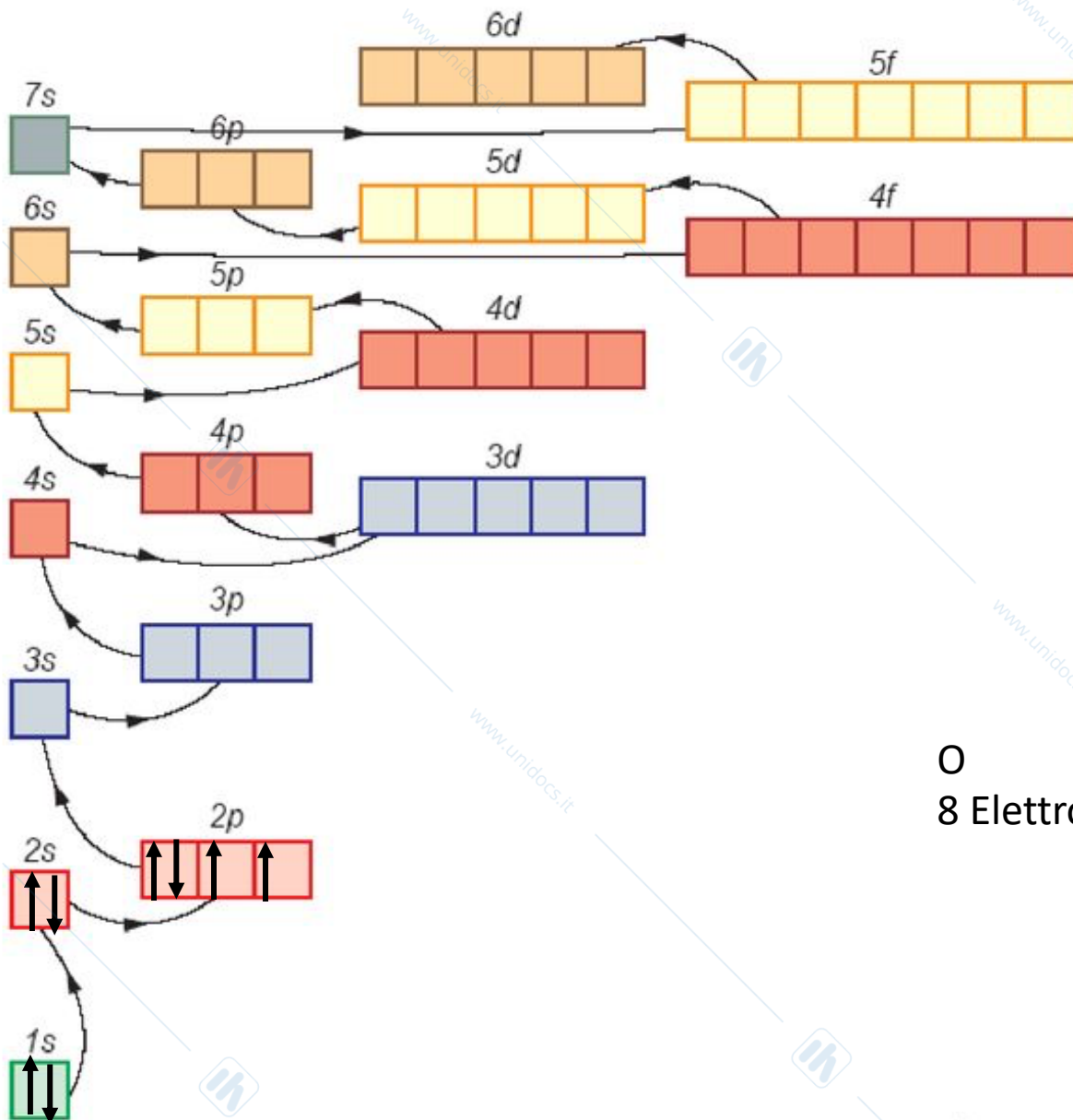
F-  
Elettroni?

[Ne]  
GAS NOBILE

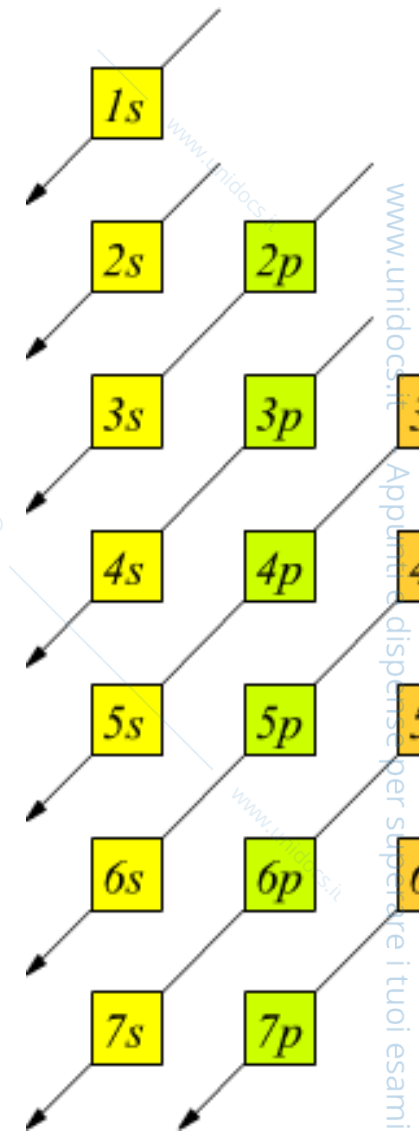


1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

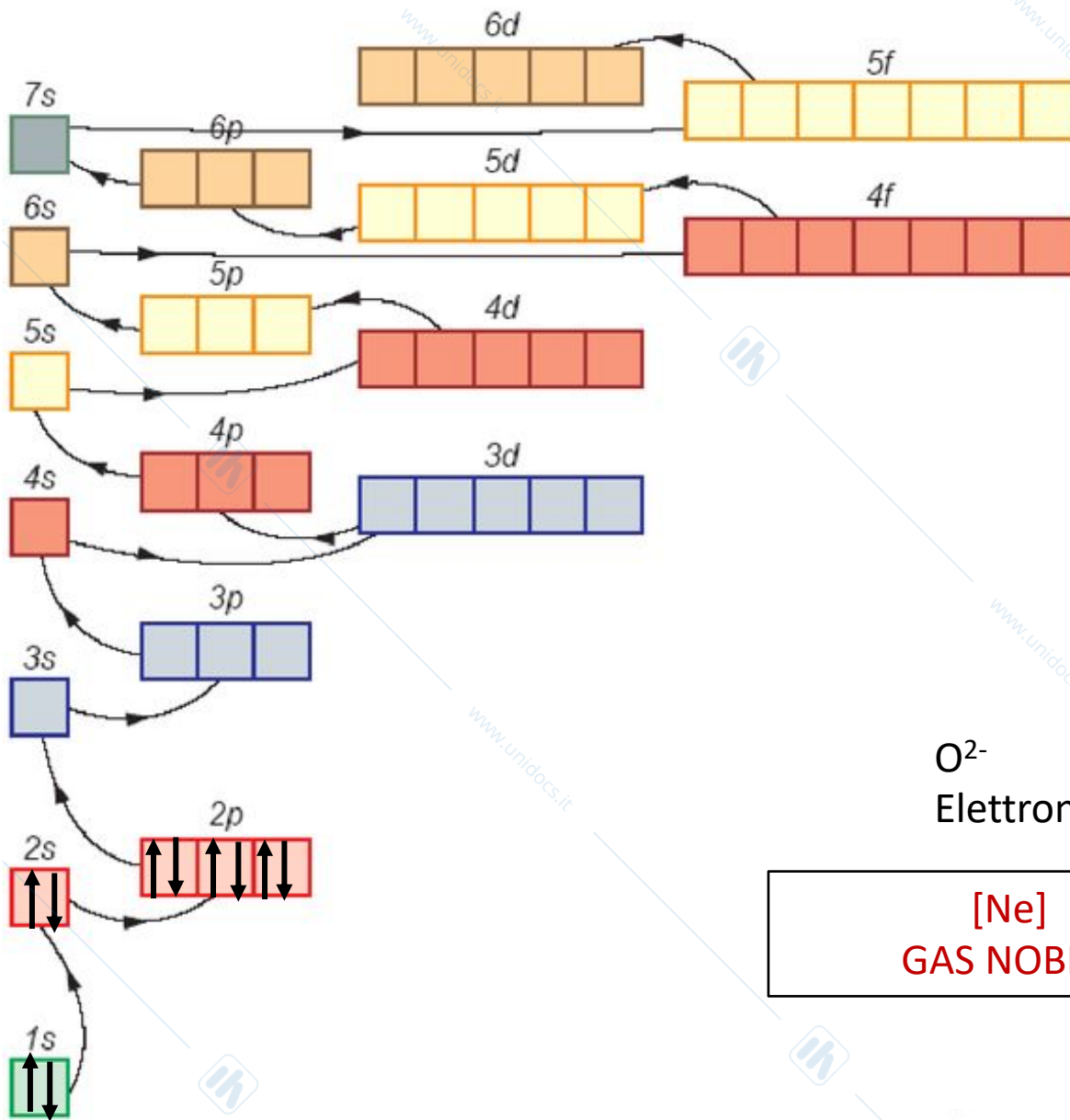
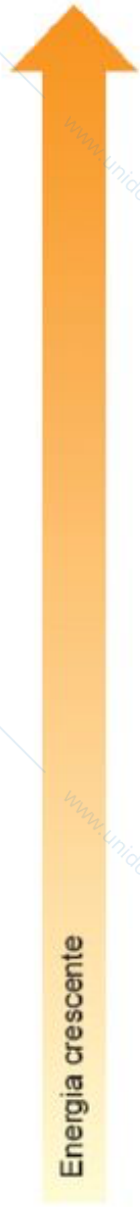
Energia crescente



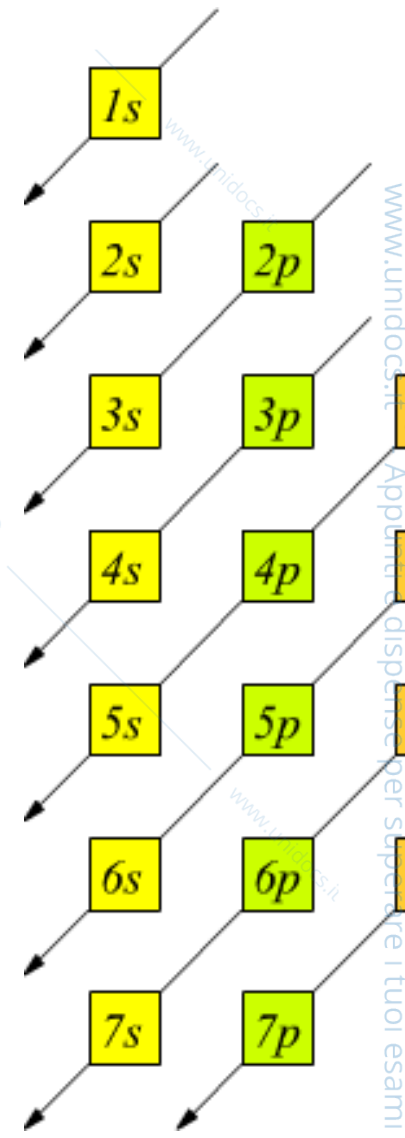
0  
8 Elettroni



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.



O<sup>2-</sup>  
Elettroni?  
[Ne]  
GAS NOBILE



www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

# Ioni degli elementi dei gruppi principali e configurazioni elettroniche dei gas nobili

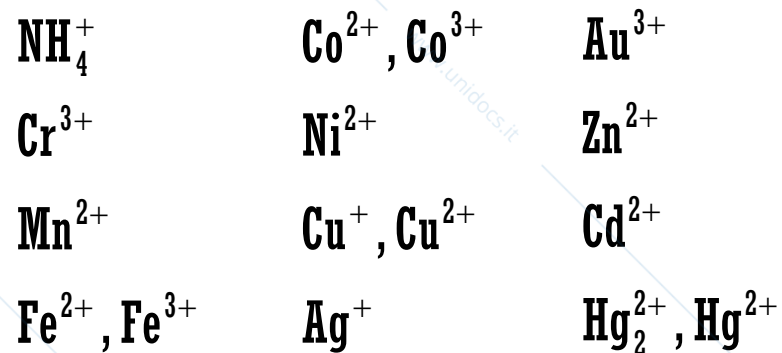
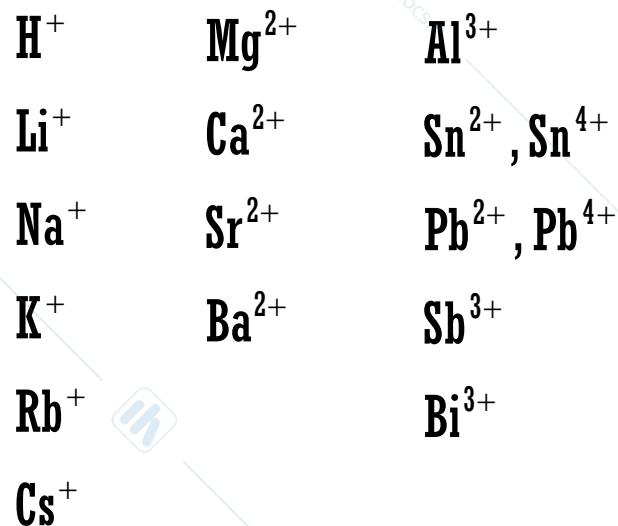
The diagram illustrates the periodic table with the following elements and their group numbers:

Periodo	6A (16)	7A (17)	8A (18)	1A (1)	2A (2)	Periodo
2	O	F	He	Li		2
3	S	Cl	Ne	Na	Mg	3
4	Se	Br	Ar	K	Ca	4
5		I	Kr	Rb	Sr	5
6			Xe	Cs	Ba	6

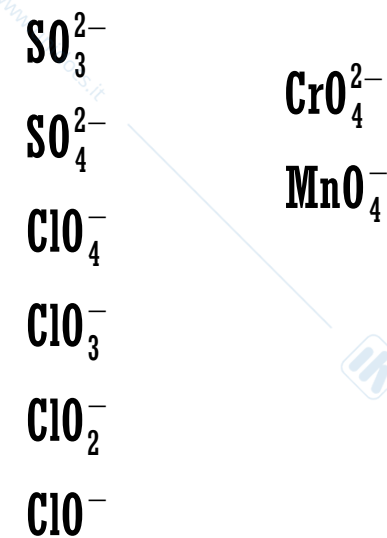
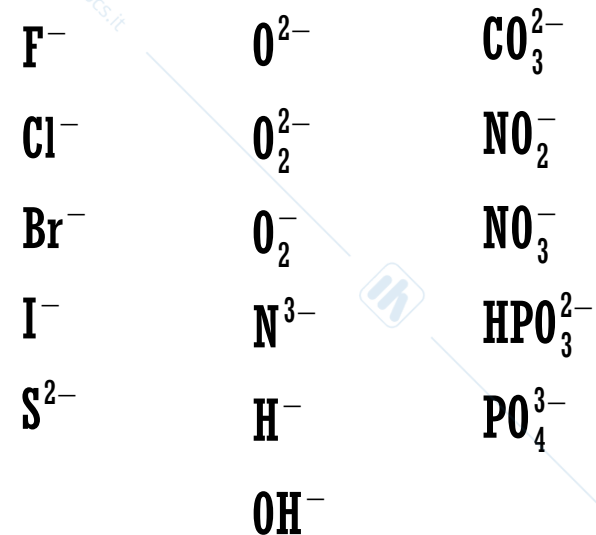
Arrows at the bottom indicate the following trends:

- Acquistano elettroni (Gaining electrons) - points from the noble gases towards the left.
- Cedono elettroni (Losing electrons) - points from the noble gases towards the right.

# Ioni positivi



# Ioni negativi

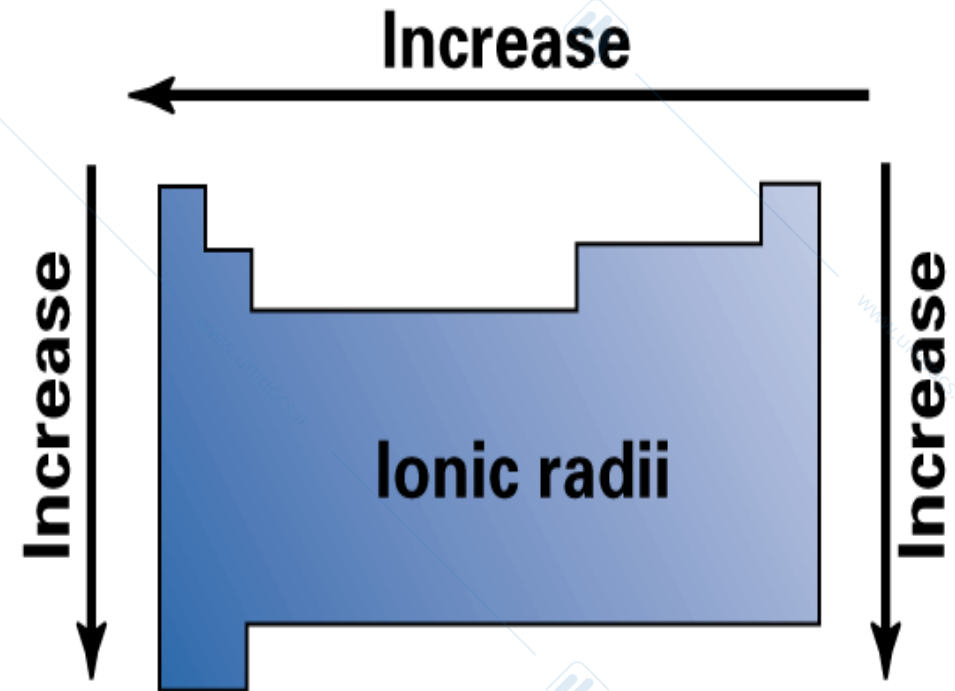


# Raggi Ionici

- I cationi (+) sono sempre più piccoli degli atomi neutri

Li	Be
1.52	1.11
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>
0.6	0.31

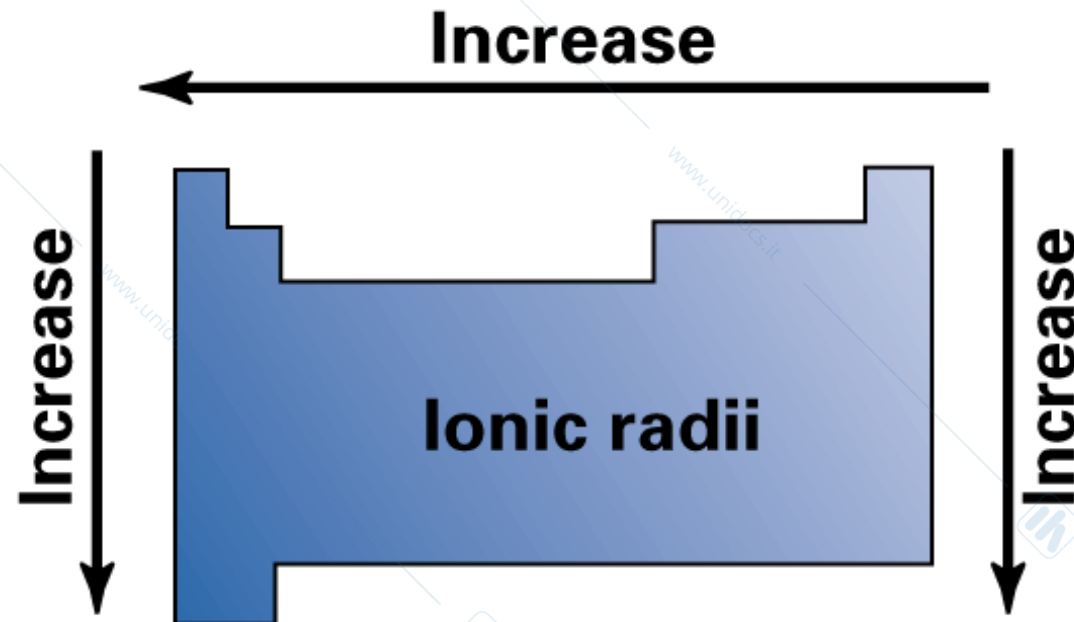
Na	Mg	Al
1.86	1.6	1.43
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>
0.95	0.65	0.5



# Raggi Ionici

- Gli anioni (-) sono sempre più grandi degli atomi neutri

N	O	F
0.7	0.66	0.64
N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
1.71	1.4	1.36



# Elettronegatività

Misura la tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni verso di sé

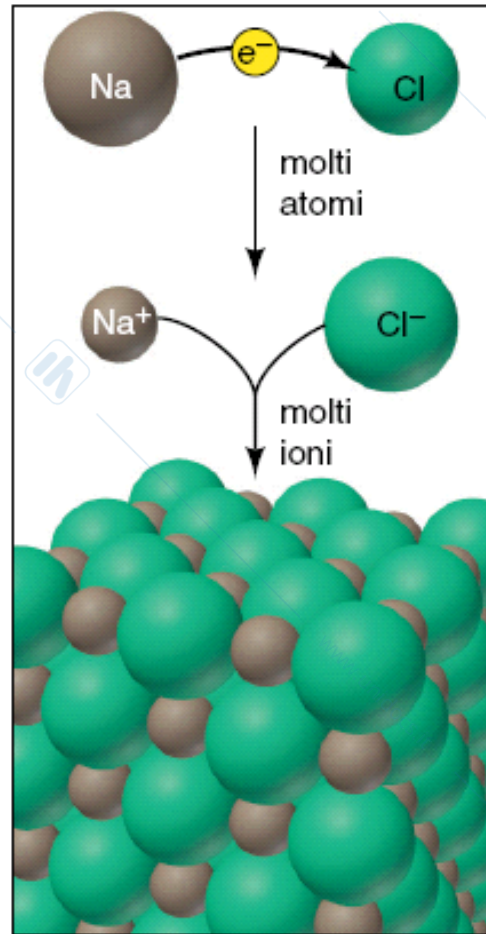
Gruppo (verticale)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo (orizzontale)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantanoidi	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Attinoidi	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

• Un atomo ha potenzialmente la capacità di attrarre a sé gli elettroni di un altro atomo uguale o diverso con la formazione di composti chimici

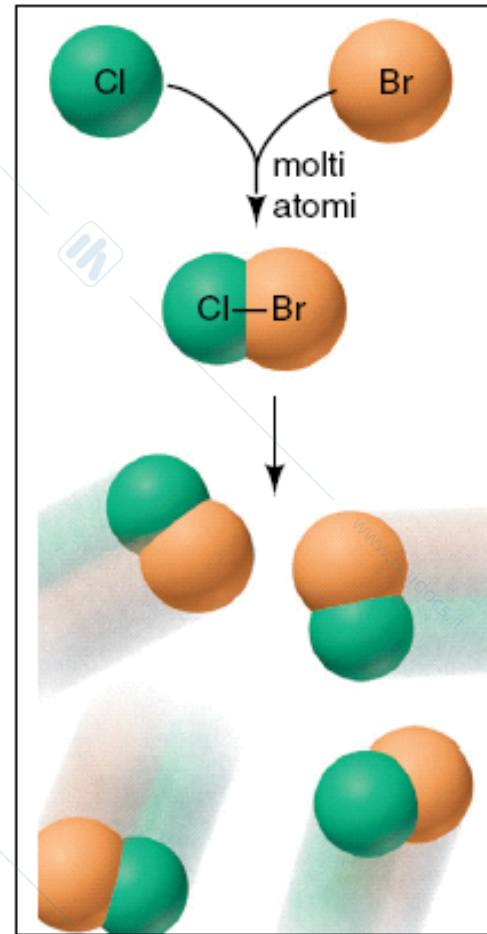
• Le forze attrattive che tengono insieme gli atomi nei composti sono chiamate **LEGAMI CHIMICI**

• Gli elettroni coinvolti nel legame sono in genere quelli del guscio più esterno (**ELETTRONI DI VALENZA**)

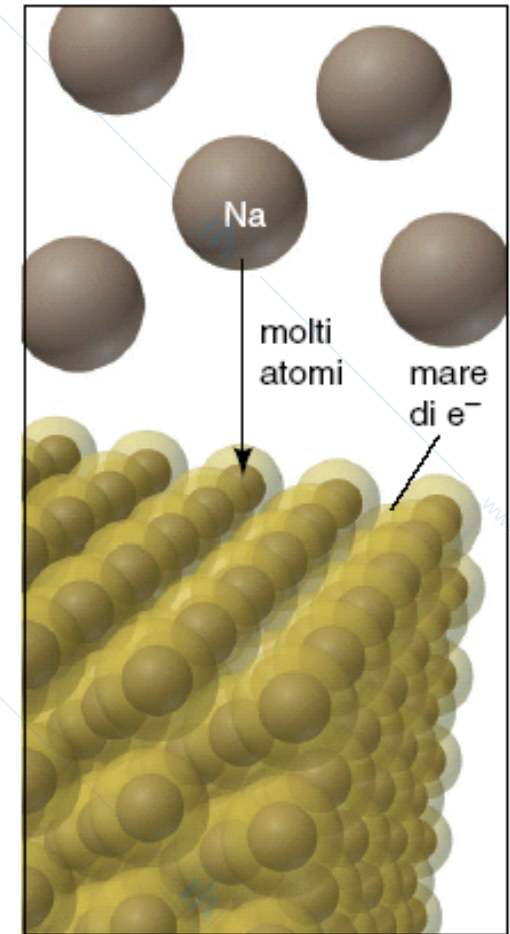
# I tre modelli del legame chimico



**A** Legame ionico



**B** Legame covalente



**C** Legame metallico

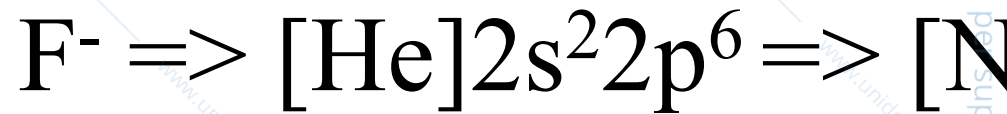
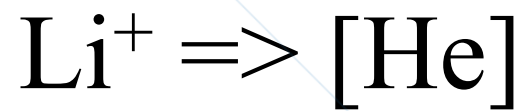
# Il modello del legame ionico

Si forma un ***legame ionico*** quando un elemento elettropositivo (un metallo) trasferisce elettroni a un elemento elettronegativo (un non metallo) formando ***ioni*** che si uniscono in un composto solido.

Il numero totale di elettroni perso dal metallo è uguale al numero di elettroni acquistati dal non metallo.

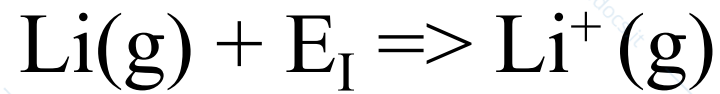
# Legame ionico

**Vediamo cosa succede in un legame ionico**



**Interazione Elettrostatica**





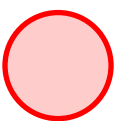
**I valori di Energia di Ionizzazione di Li e di Affinità Elettronica di F non giustificano la formazione dell'ione fluoruro, ma bisogna tener conto della attrazione elettrostatica tra ioni**

$$E_p = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon r}$$

www.unidocs.it

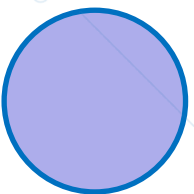
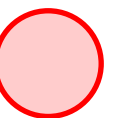
www.unidocs.it

www.



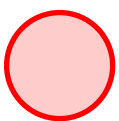
www.unidocs.it

www.unidocs.it



www.unidocs.it

www.unidocs.it



www.unidocs.it

www.unidocs.it



www.unidocs.it

www.unidocs.it

www.



www.unidocs.it

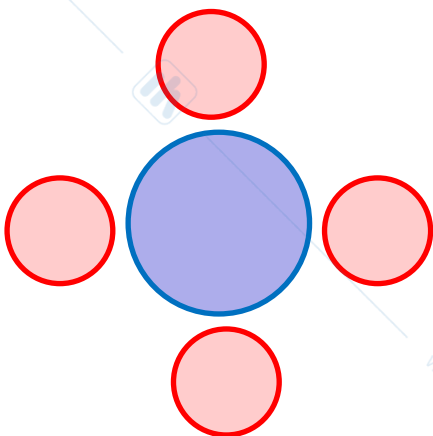
www.unidocs.it

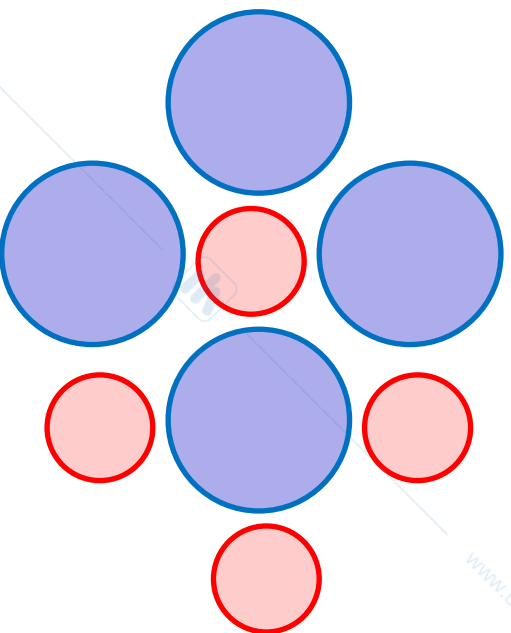
www.unidocs.it

www.unidocs.it

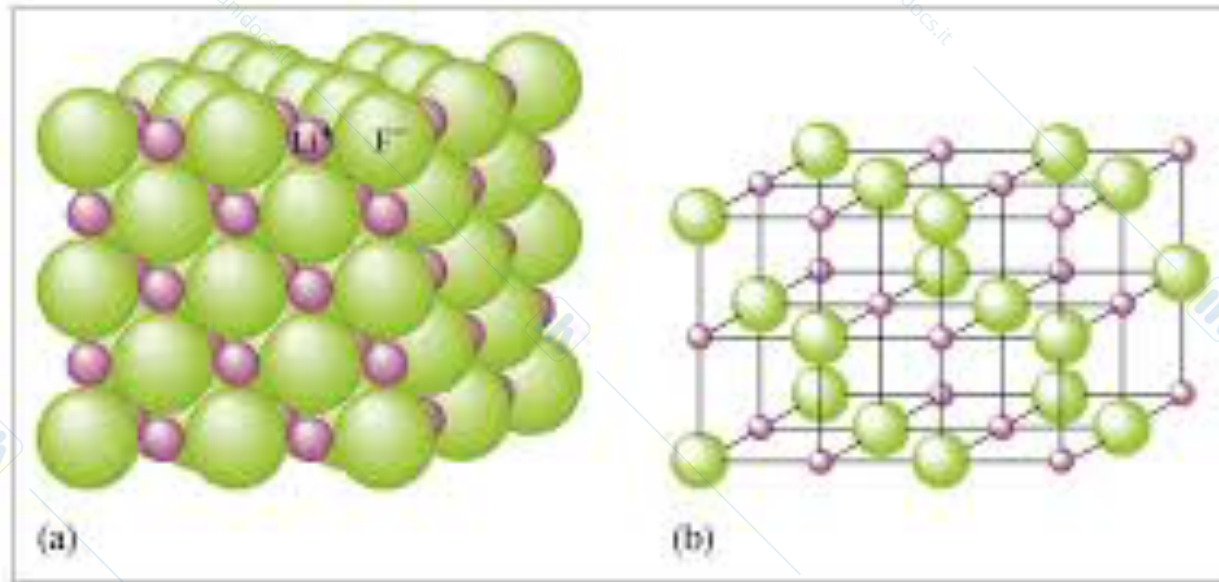
www.unidocs.it

www.unidocs.it



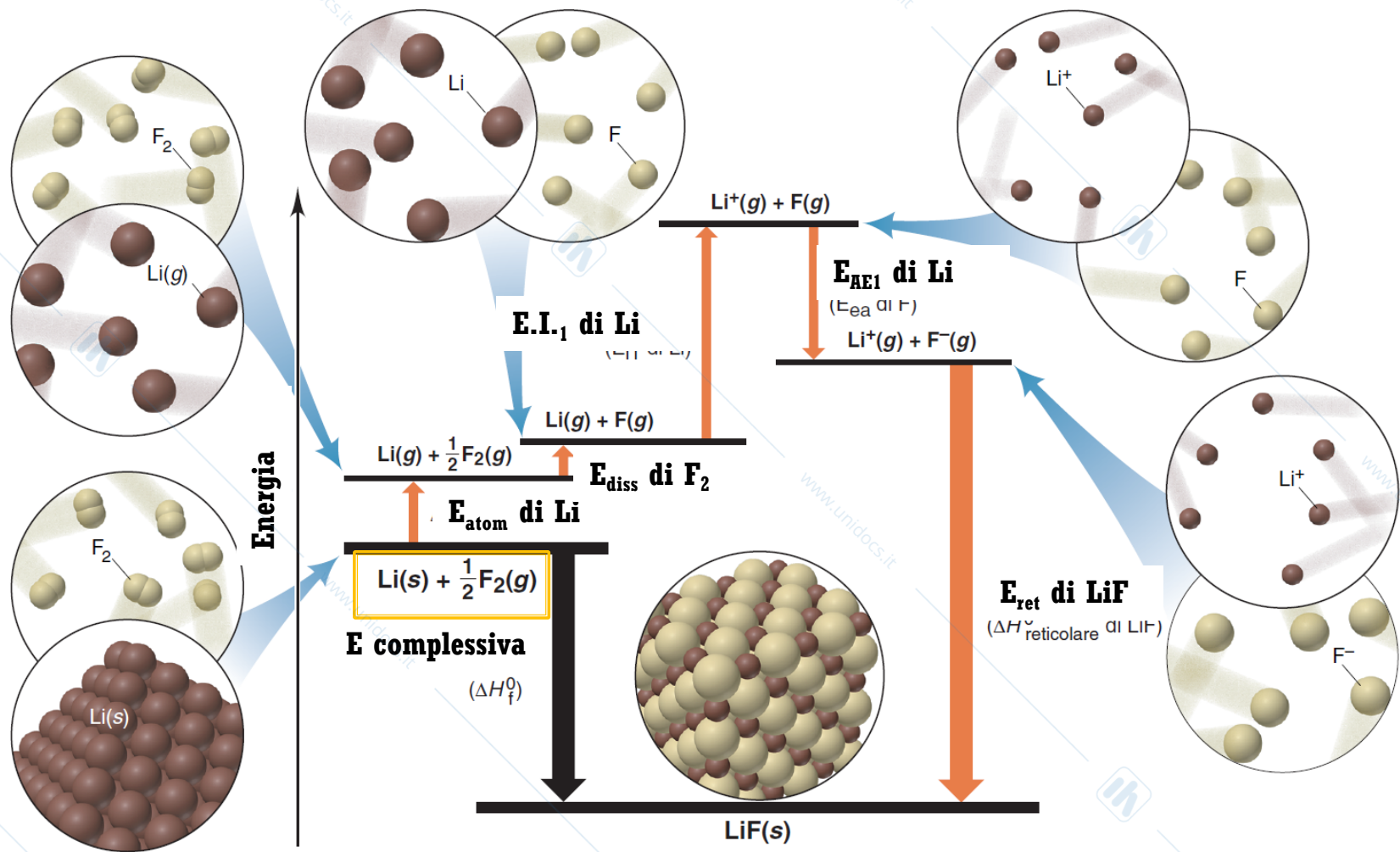


# The structure of lithium fluoride.

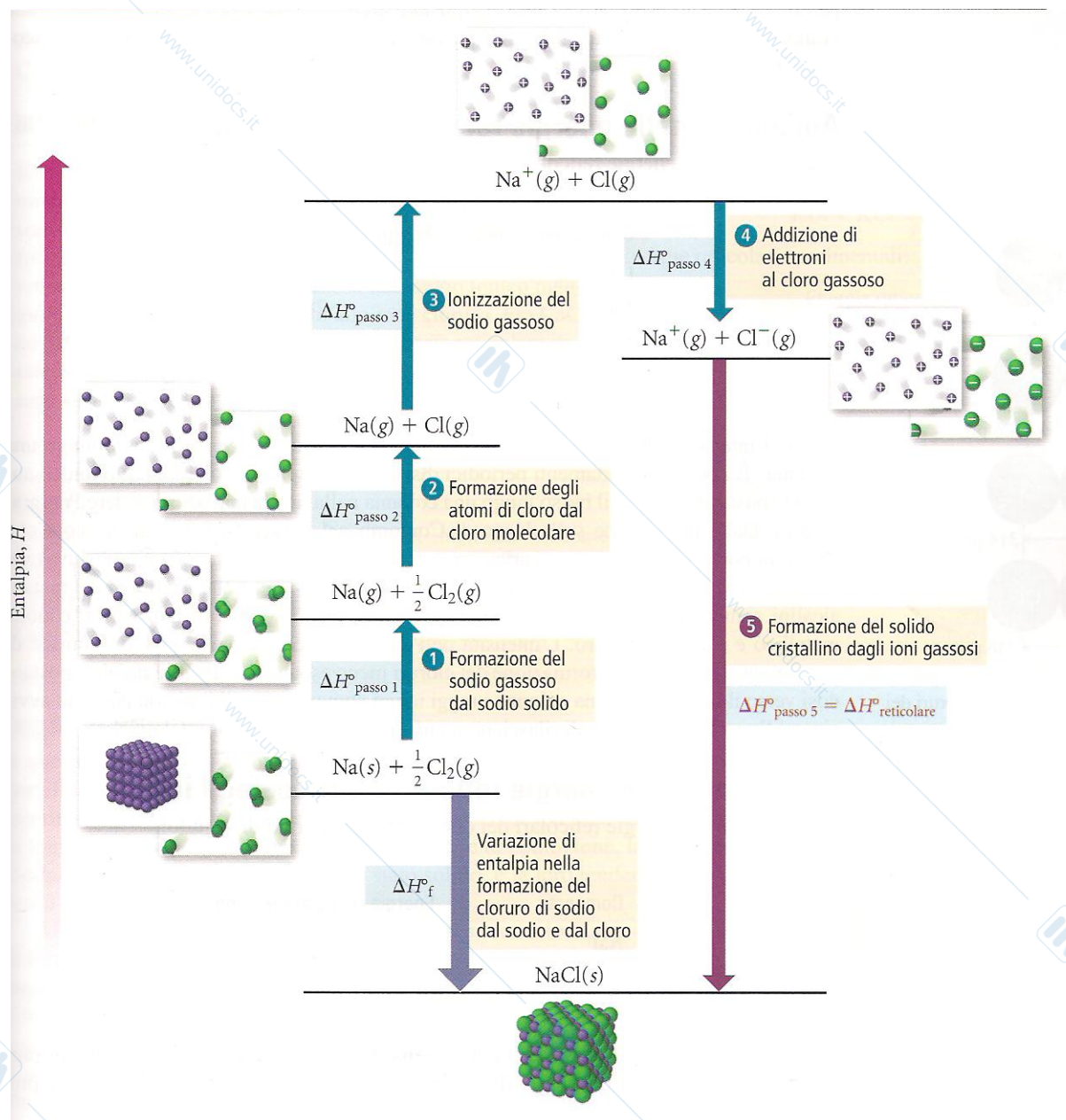


$$E_{\text{ret}} = \sum_i E_{\text{pi}}$$

# Il ciclo di Born–Haber per il fluoruro di litio



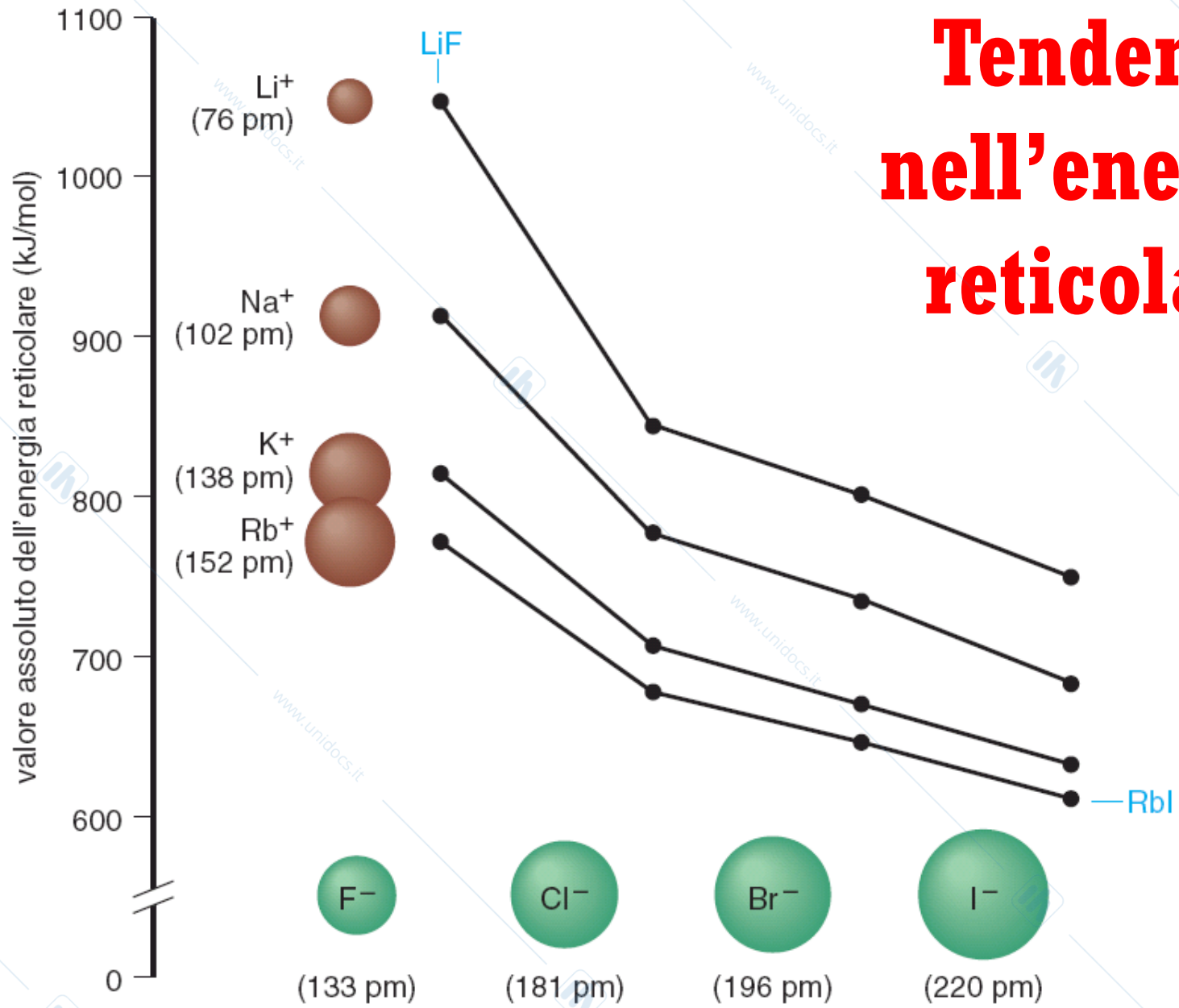
# Il ciclo di Born-Haber per il cloruro di sodio



# Tendenze periodiche nell'energia reticolare

- ❑ Il valore dell'energia reticolare dipende dai raggi ionici e dalle cariche degli ioni
- ❑ L'energia reticolare diventa meno negativa (aumenta) all'aumentare del raggio ionico. Pertanto l'energia reticolare aumenta scendendo lungo un gruppo della tavola periodica a parità dell'altro ione
- ❑ L'energia reticolare diventa più negativa (diminuisce) all'aumentare della carica degli ioni

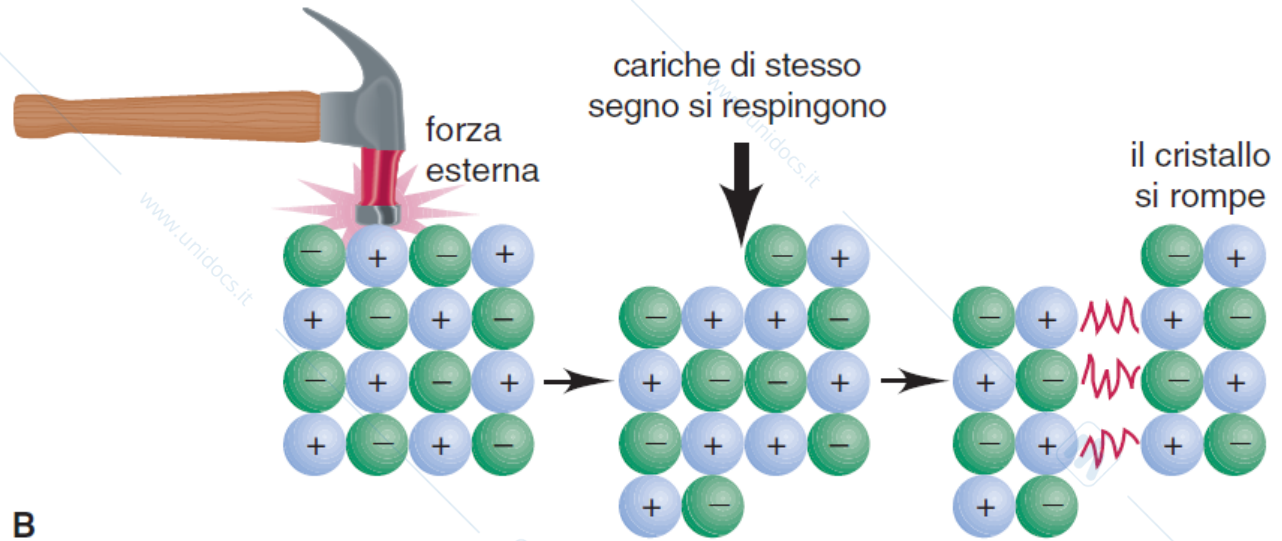
# Tendenze nell'energia reticolare



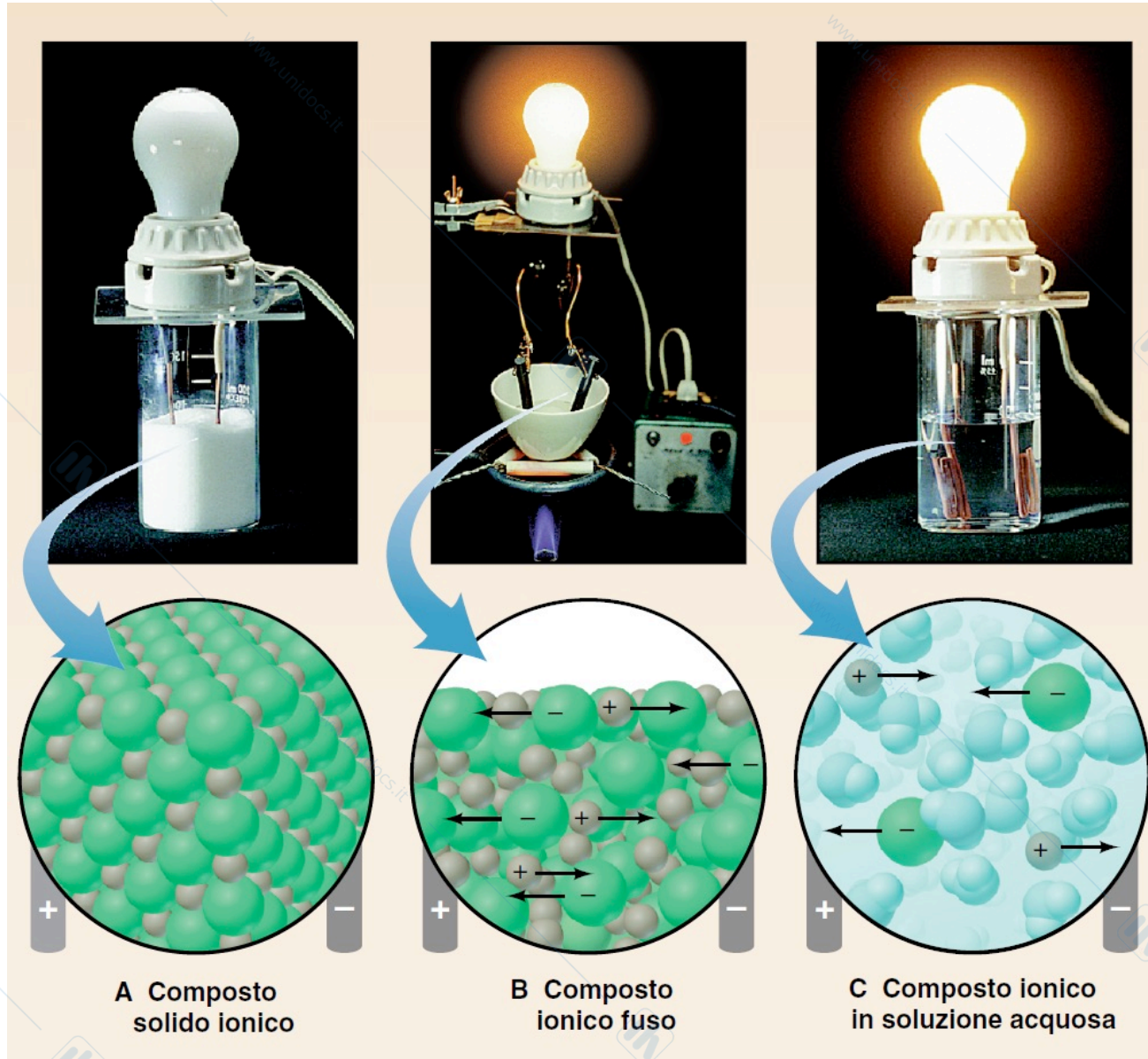
# Proprietà dei composti ionici

- I composti ionici sono duri, rigidi, fragili, con relativamente alte temperature di fusione.
- I composti ionici allo stato solido non conducono elettricità.  
Nello stato solido, gli ioni occupano posizioni fisse nel reticolo cristallino e non possono muoversi.
- I composti ionici conducono elettricità allo stato fuso o in soluzione.  
Nello stato liquido o in soluzione gli ioni sono liberi di muoversi e trasportare la carica.

# Perchè i composti ionici sono fragili



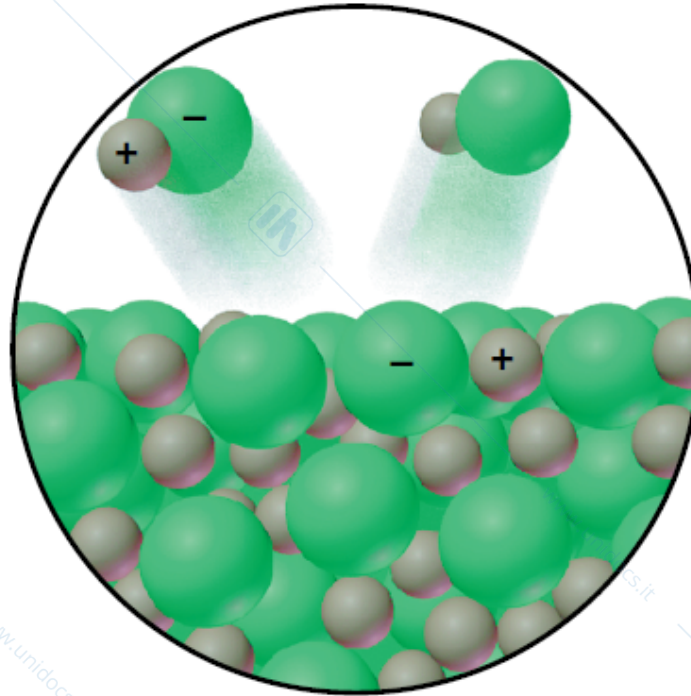
# Conduttività elettrica e mobilità degli ioni



## Temperature di fusione e di ebollizione di alcuni composti ionici

Composto	$T_f$ (° C)	$T_e$ (° C)
CsBr	636	1300
NaI	661	1304
MgCl <sub>2</sub>	714	1412
KBr	734	1435
CaCl <sub>2</sub>	782	>1600
NaCl	801	1413
LiF	845	1676
KF	858	1505
MgO	2852	3600

# Vaporizzazione di un composto ionico



Le attrazioni tra gli ioni sono così forti che si formano *coppie ioniche* quando un composto ionico vaporizza.