

CHIMICA GENERALE

Corso A

Anno Accademico 2024-2025

Docente: Prof. Francesco Pineider

Email: francesco.pineider@unipi.it

Indirizzo: Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale

Via Moruzzi 13

Le Proprietà Periodiche degli Elementi e le Reazioni di Ossidoriduzione

Capitolo 8 →
e parti dei capitoli 4, 9, 18



Le Proprietà Periodiche degli Elementi

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

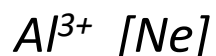
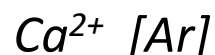
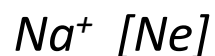
Gruppo dell'azoto Chalcogens Alogeni

1	<div><div>H</div><div>Idrogeno</div><div>1,008</div></div>	Atomic Simbolo Nome Weight		<div><div>C</div><div>Solidi</div></div>	<div><div><div>Metallo</div><div><div>Metalli alcalini</div><div>Metalli alcalino terrosi</div><div>Lantanoidi</div><div>Attinoidi</div></div><div>Elementi di transizione</div><div>Metalli di post- transizione</div><div>Semimetallo</div><div><div>Nonmetalli</div><div>Gas nobili</div></div></div></div>							<div><div>2</div><div>He</div><div>Elio</div><div>4,0026</div></div>						
2	<div><div>3</div><div>Li</div><div>Litio</div><div>6,94</div></div>	<div><div>4</div><div>Be</div><div>Berillio</div><div>9,0122</div></div>	<div><div>Hg</div><div>Liquidi</div></div>	<div><div>H</div><div>Gas</div></div>								<div><div>5</div><div>B</div><div>Boro</div><div>10,81</div></div>	<div><div>6</div><div>C</div><div>Carbonio</div><div>12,011</div></div>	<div><div>7</div><div>N</div><div>Azoto</div><div>14,007</div></div>	<div><div>8</div><div>O</div><div>Ossigeno</div><div>15,999</div></div>	<div><div>9</div><div>F</div><div>Fluoro</div><div>18,998</div></div>	<div><div>10</div><div>Ne</div><div>Neon</div><div>20,180</div></div>	
3	<div><div>11</div><div>Na</div><div>Sodio</div><div>22,990</div></div>	<div><div>12</div><div>Mg</div><div>Magnesio</div><div>24,305</div></div>	<div><div>Rf</div><div>Sconosciuto</div></div>								<div><div>13</div><div>Al</div><div>Alluminio</div><div>26,982</div></div>	<div><div>14</div><div>Si</div><div>Silicio</div><div>28,085</div></div>	<div><div>15</div><div>P</div><div>Fosforo</div><div>30,974</div></div>	<div><div>16</div><div>S</div><div>Zolfo</div><div>32,06</div></div>	<div><div>17</div><div>Cl</div><div>Cloro</div><div>35,45</div></div>	<div><div>18</div><div>Ar</div><div>Argon</div><div>39,948</div></div>		
4	<div><div>19</div><div>K</div><div>Potassio</div><div>39,098</div></div>	<div><div>20</div><div>Ca</div><div>Calcio</div><div>40,078</div></div>	<div><div>21</div><div>Sc</div><div>Scandio</div><div>44,956</div></div>	<div><div>22</div><div>Ti</div><div>Titanio</div><div>47,867</div></div>	<div><div>23</div><div>V</div><div>Vanadio</div><div>50,942</div></div>	<div><div>24</div><div>Cr</div><div>Cromo</div><div>51,996</div></div>	<div><div>25</div><div>Mn</div><div>Manganese</div><div>54,938</div></div>	<div><div>26</div><div>Fe</div><div>Ferro</div><div>55,845</div></div>	<div><div>27</div><div>Co</div><div>Cobalto</div><div>58,933</div></div>	<div><div>28</div><div>Ni</div><div>Nichel</div><div>58,693</div></div>	<div><div>29</div><div>Cu</div><div>Rame</div><div>63,546</div></div>	<div><div>30</div><div>Zn</div><div>Zinco</div><div>65,38</div></div>	<div><div>31</div><div>Ga</div><div>Gallio</div><div>69,723</div></div>	<div><div>32</div><div>Ge</div><div>Germanio</div><div>72,630</div></div>	<div><div>33</div><div>As</div><div>Arsenico</div><div>74,922</div></div>	<div><div>34</div><div>Se</div><div>Selenio</div><div>78,971</div></div>	<div><div>35</div><div>Br</div><div>Bromo</div><div>79,904</div></div>	<div><div>36</div><div>Kr</div><div>Kripton</div><div>83,798</div></div>
5	<div><div>37</div><div>Rb</div><div>Rubidio</div><div>85,468</div></div>	<div><div>38</div><div>Sr</div><div>Stronzio</div><div>87,62</div></div>	<div><div>39</div><div>Y</div><div>Ittrio</div><div>88,906</div></div>	<div><div>40</div><div>Zr</div><div>Zirconio</div><div>91,224</div></div>	<div><div>41</div><div>Nb</div><div>Niobio</div><div>92,906</div></div>	<div><div>42</div><div>Mo</div><div>Molibdeno</div><div>95,95</div></div>	<div><div>43</div><div>Tc</div><div>Tecnezio</div><div>(98)</div></div>	<div><div>44</div><div>Ru</div><div>Rutenio</div><div>101,07</div></div>	<div><div>45</div><div>Rh</div><div>Rodio</div><div>102,91</div></div>	<div><div>46</div><div>Pd</div><div>Palladio</div><div>106,42</div></div>	<div><div>47</div><div>Ag</div><div>Argento</div><div>107,87</div></div>	<div><div>48</div><div>Cd</div><div>Cadmio</div><div>112,41</div></div>	<div><div>49</div><div>In</div><div>Indio</div><div>114,82</div></div>	<div><div>50</div><div>Sn</div><div>Stagno</div><div>118,71</div></div>	<div><div>51</div><div>Sb</div><div>Antimonio</div><div>121,76</div></div>	<div><div>52</div><div>Te</div><div>Tellurio</div><div>127,60</div></div>	<div><div>53</div><div>I</div><div>Iodio</div><div>126,90</div></div>	<div><div>54</div><div>Xe</div><div>Xeno</div><div>131,29</div></div>
6	<div><div>55</div><div>Cs</div><div>Cesio</div><div>132,91</div></div>	<div><div>56</div><div>Ba</div><div>Bario</div><div>137,33</div></div>	<div><div>57-71</div><div>89-103</div></div>	<div><div>72</div><div>Hf</div><div>Afnio</div><div>178,49</div></div>	<div><div>73</div><div>Ta</div><div>Tantalio</div><div>180,95</div></div>	<div><div>74</div><div>W</div><div>Tungsteno</div><div>183,84</div></div>	<div><div>75</div><div>Re</div><div>Renio</div><div>186,21</div></div>	<div><div>76</div><div>Os</div><div>Osmio</div><div>190,23</div></div>	<div><div>77</div><div>Ir</div><div>Iridio</div><div>192,22</div></div>	<div><div>78</div><div>Pt</div><div>Platino</div><div>195,08</div></div>	<div><div>79</div><div>Au</div><div>Oro</div><div>196,97</div></div>	<div><div>80</div><div>Hg</div><div>Mercurio</div><div>200,59</div></div>	<div><div>81</div><div>Tl</div><div>Tallio</div><div>204,38</div></div>	<div><div>82</div><div>Pb</div><div>Piombo</div><div>207,2</div></div>	<div><div>83</div><div>Bi</div><div>Bismuto</div><div>208,98</div></div>	<div><div>84</div><div>Po</div><div>Polonio</div><div>(209)</div></div>	<div><div>85</div><div>At</div><div>Astato</div><div>(210)</div></div>	<div><div>86</div><div>Rn</div><div>Radon</div><div>(222)</div></div>
7	<div><div>87</div><div>Fr</div><div>Francio</div><div>(223)</div></div>	<div><div>88</div><div>Ra</div><div>Radio</div><div>(226)</div></div>		<div><div>104</div><div>Rf</div><div>Rutherfordio</div><div>(267)</div></div>	<div><div>105</div><div>Db</div><div>Dubnio</div><div>(268)</div></div>	<div><div>106</div><div>Sg</div><div>Seaborgio</div><div>(269)</div></div>	<div><div>107</div><div>Bh</div><div>Bohrio</div><div>(270)</div></div>	<div><div>108</div><div>Hs</div><div>Hassio</div><div>(277)</div></div>	<div><div>109</div><div>Mt</div><div>Meitnerio</div><div>(278)</div></div>	<div><div>110</div><div>Ds</div><div>Damstadtio</div><div>(281)</div></div>	<div><div>111</div><div>Rg</div><div>Roentgenio</div><div>(282)</div></div>	<div><div>112</div><div>Cn</div><div>Copernicio</div><div>(285)</div></div>	<div><div>113</div><div>Nh</div><div>Nihonio</div><div>(286)</div></div>	<div><div>114</div><div>Fl</div><div>Flerovio</div><div>(289)</div></div>	<div><div>115</div><div>Mc</div><div>Moscovio</div><div>(290)</div></div>	<div><div>116</div><div>Lv</div><div>Livermorio</div><div>(293)</div></div>	<div><div>117</div><div>Ts</div><div>Tennesso</div><div>(294)</div></div>	<div><div>118</div><div>Og</div><div>Oganesson</div><div>(294)</div></div>
Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.																		
			<div><div>6</div><div>7</div></div>	<div><div>57</div><div>La</div><div>Lantanio</div><div>138,91</div></div>	<div><div>58</div><div>Ce</div><div>Cerio</div><div>140,12</div></div>	<div><div>59</div><div>Pr</div><div>Praseodimio</div><div>140,91</div></div>	<div><div>60</div><div>Nd</div><div>Neodimio</div><div>144,24</div></div>	<div><div>61</div><div>Pm</div><div>Promezio</div><div>(145)</div></div>	<div><div>62</div><div>Sm</div><div>Samario</div><div>150,36</div></div>	<div><div>63</div><div>Eu</div><div>Europio</div><div>151,96</div></div>	<div><div>64</div><div>Gd</div><div>Gadolinio</div><div>157,25</div></div>	<div><div>65</div><div>Tb</div><div>Terbio</div><div>158,93</div></div>	<div><div>66</div><div>Dy</div><div>Disprosio</div><div>162,50</div></div>	<div><div>67</div><div>Ho</div><div>Olmio</div><div>164,93</div></div>	<div><div>68</div><div>Er</div><div>Erbio</div><div>167,26</div></div>	<div><div>69</div><div>Tm</div><div>Tulio</div><div>168,93</div></div>	<div><div>70</div><div>Yb</div><div>Itterbio</div><div>173,05</div></div>	<div><div>71</div><div>Lu</div><div>Lutezio</div><div>174,97</div></div>
				<div><div>89</div><div>Ac</div><div>Attinio</div><div>(227)</div></div>	<div><div>90</div><div>Th</div><div>Torio</div><div>232,04</div></div>	<div><div>91</div><div>Pa</div><div>Protoattinio</div><div>231,04</div></div>	<div><div>92</div><div>U</div><div>Uranio</div><div>238,03</div></div>	<div><div>93</div><div>Np</div><div>Nettunio</div><div>(237)</div></div>	<div><div>94</div><div>Pu</div><div>Plutonio</div><div>(244)</div></div>	<div><div>95</div><div>Am</div><div>Americio</div><div>(243)</div></div>	<div><div>96</div><div>Cm</div><div>Curio</div><div>(247)</div></div>	<div><div>97</div><div>Bk</div><div>Berkelio</div><div>(247)</div></div>	<div><div>98</div><div>Cf</div><div>Californio</div><div>(251)</div></div>	<div><div>99</div><div>Es</div><div>Einsteinio</div><div>(252)</div></div>	<div><div>100</div><div>Fm</div><div>Fermio</div><div>(257)</div></div>	<div><div>101</div><div>Md</div><div>Mendelevio</div><div>(258)</div></div>	<div><div>102</div><div>No</div><div>Nobelio</div><div>(259)</div></div>	<div><div>103</div><div>Lr</div><div>Laurenzio</div><div>(266)</div></div>

Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

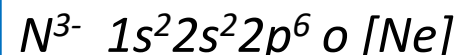
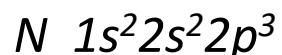
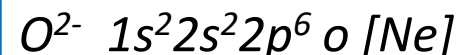
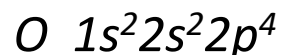
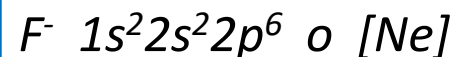
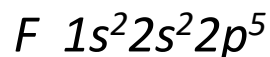
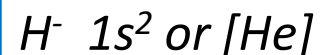
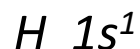
La Struttura Elettronica degli Atomi

Cationi e anioni



Gli atomi *perdono* elettroni così il catione ha una configurazione elettronica esterna di *gas nobile*

Gli atomi acquistano elettroni in modo che l'anione abbia una configurazione elettronica esterna di gas nobile.



La Carica Nucleare Effettiva

Carica Nucleare Effettiva (Z_{eff}) è la **carica positiva** effettivamente sentita da un elettrone


$$Z_{\text{eff}} = Z - s \quad 0 < s < Z \text{ (} s = \text{costante di schermo)}$$

$$Z_{\text{eff}} \approx Z - \text{numero degli elettroni interni (} n-1 \text{)} \quad \text{APPROSSIMAZIONE}$$

	<u>Z</u>	<u>e⁻ interni</u>	<u>Z_{eff}</u>	<u>Raggio (pm)</u>
Na	11	10	1	186
Mg	12	10	2	160
Al	13	10	3	143
Si	14	10	4	132

La Carica Nucleare Effettiva

Andamento periodico

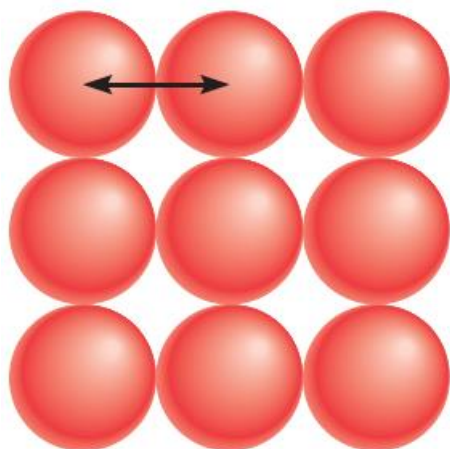
Z_{eff} aumenta 

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A

- *All'interno del periodo* aumenta il numero di elettroni del guscio *esterno*
- *Tra periodi* aumenta il numero di elettroni dei gusci *interni*

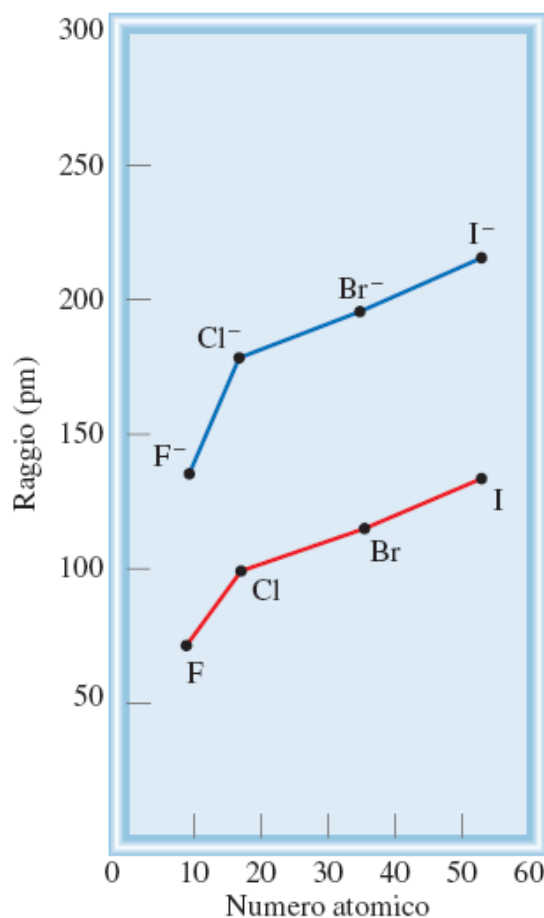
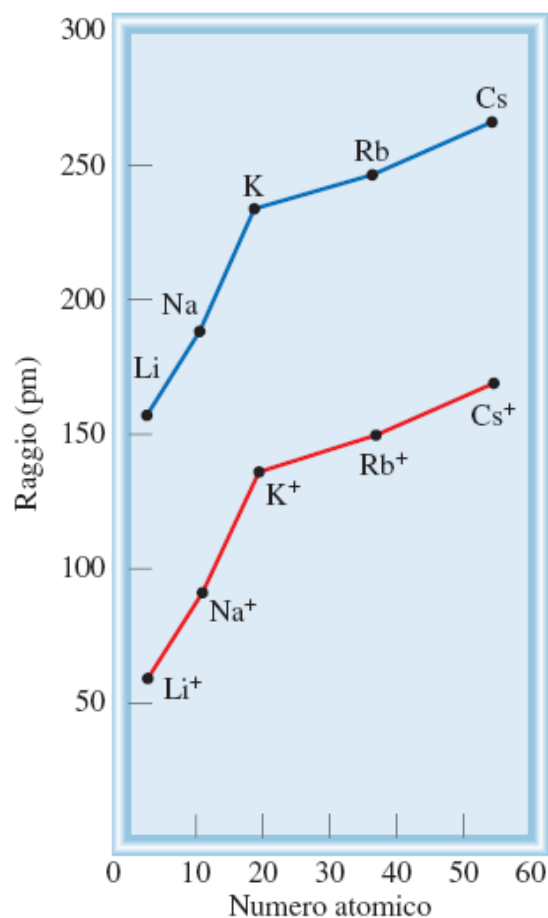
Il Raggio Atomico

Raggio atomico: semidistanza tra i due nuclei di due atomi adiacenti



Il Raggio Ionico

- Il **catione** è sempre **più piccolo** dell'atomo da cui deriva (stessa carica nucleare ma **diminuisce** repulsione $e^- - e^-$)
- L'**anione** è sempre **più grande** dell'atomo da cui deriva (stessa carica nucleare, ma **aumenta** repulsione $e^- - e^-$)



*Stesso andamento
del raggio atomico
nel gruppo*

L'Energia di Ionizzazione

L'**energia di ionizzazione (EI)** è l'energia (kJ/mol) richiesta per **rimuovere un elettrone** da un atomo gassoso nel suo stato fondamentale



I_1 Energia di prima ionizzazione



I_2 Energia di seconda ionizzazione



I_3 Energia di terza ionizzazione

$$I_1 < I_2 < I_3$$

N.B.: Elementi con **basse EI** **perdono facilmente** elettroni per formare cationi

L'Energia di Ionizzazione

Andamento periodico

TABELLA 8.2

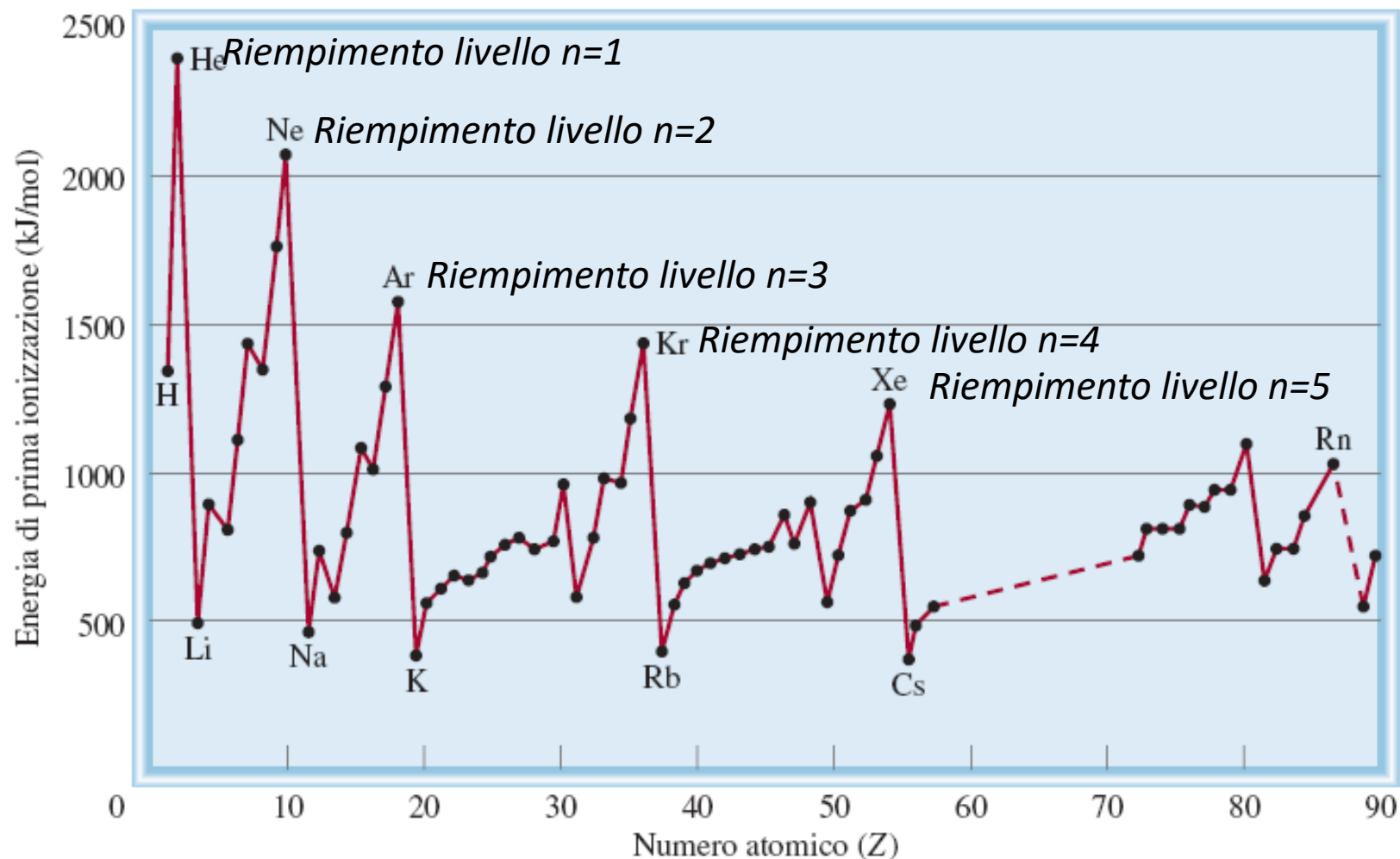
Le energie di ionizzazione (kJ/mol) dei primi 20 elementi

Z	Elemento	Prima	Seconda	Terza	Quarta	Quinta	Sesta
1	H	1312					
2	He	2373	5251				
3	Li	520	7300	11 815			
4	Be	899	1757	14 850	21 005		
5	B	801	2430	3660	25 000	32 820	
6	C	1086	2350	4620	6220	38 000	47 261
7	N	1400	2860	4580	7500	9400	53 000
8	O	1314	3390	5300	7470	11 000	13 000
9	F	1680	3370	6050	8400	11 000	15 200
10	Ne	2080	3950	6120	9370	12 200	15 000
11	Na	495.9	4560	6900	9540	13 400	16 600
12	Mg	738.1	1450	7730	10 500	13 600	18 000
13	Al	577.9	1820	2750	11 600	14 800	18 400
14	Si	786.3	1580	3230	4360	16 000	20 000
15	P	1012	1904	2910	4960	6240	21 000
16	S	999.5	2250	3360	4660	6990	8500
17	Cl	1251	2297	3820	5160	6540	9300
18	Ar	1521	2666	3900	5770	7240	8800
19	K	418.7	3052	4410	5900	8000	9600
20	Ca	589.5	1145	4900	6500	8100	11 000

L'Energia di Ionizzazione

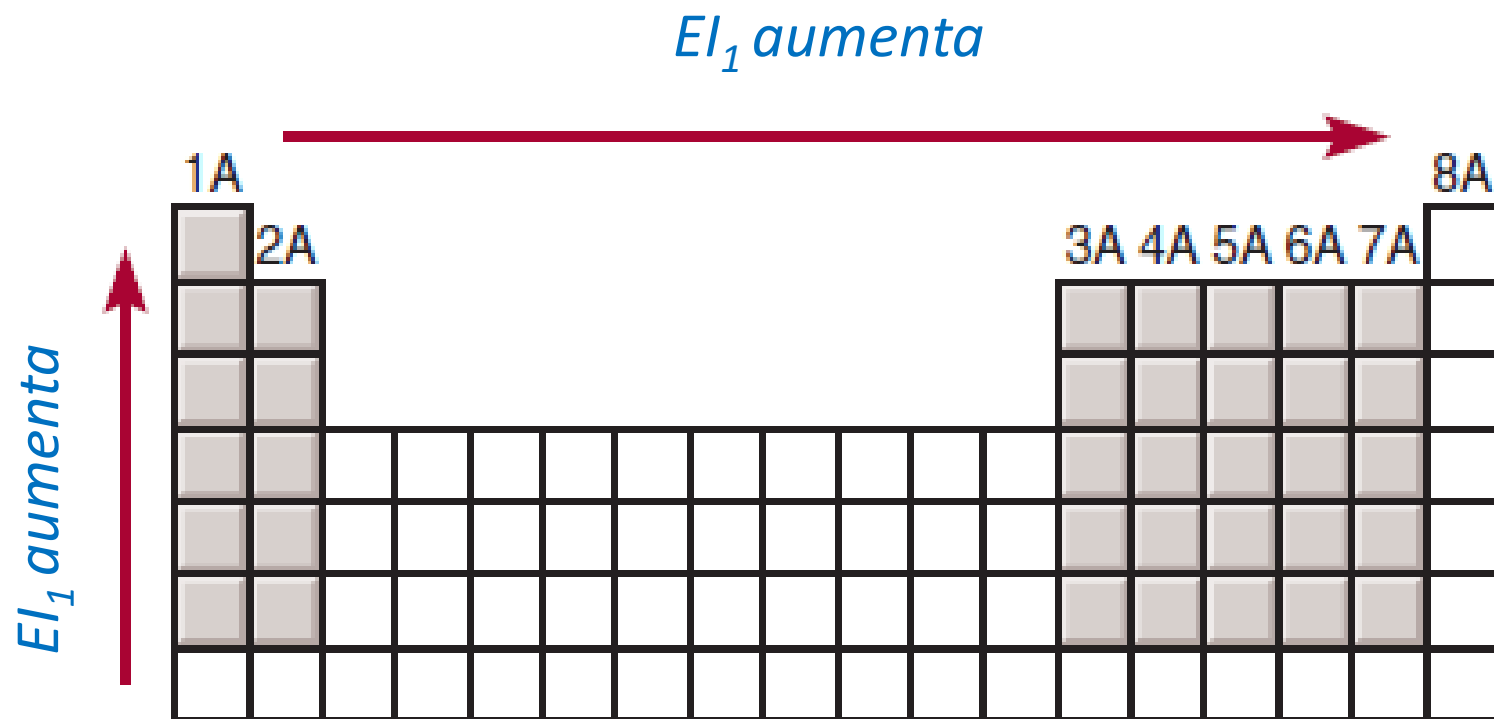
Andamento periodico

Variazione dell'energia di prima ionizzazione con il *numero atomico*



L'Energia di Ionizzazione

Andamento periodico



L'Affinità Elettronica

L'**affinità elettronica (AE)** è il valore **cambiato di segno** della variazione di energia che si ha quando un atomo allo stato gassoso **acquisisce un elettrone** per formare un anione



$$\Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

$$AE = +328 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -141 \text{ kJ/mol}$$

$$AE = +141 \text{ kJ/mol}$$

N.B.: elementi con valori di **AE elevati acquistano facilmente** elettroni per formare ioni negativi (anioni)

L'Energia di Ionizzazione

Andamento periodico

El₁ aumenta

AE aumenta

[illegible]

L'Elettronegatività

L'**elettronegatività** è la tendenza relativa di un atomo ad **attrarre elettroni** a sé quando legato chimicamente ad un altro atomo

Scala di elettronegatività relativa di Pauling

Aumento dell'elettronegatività

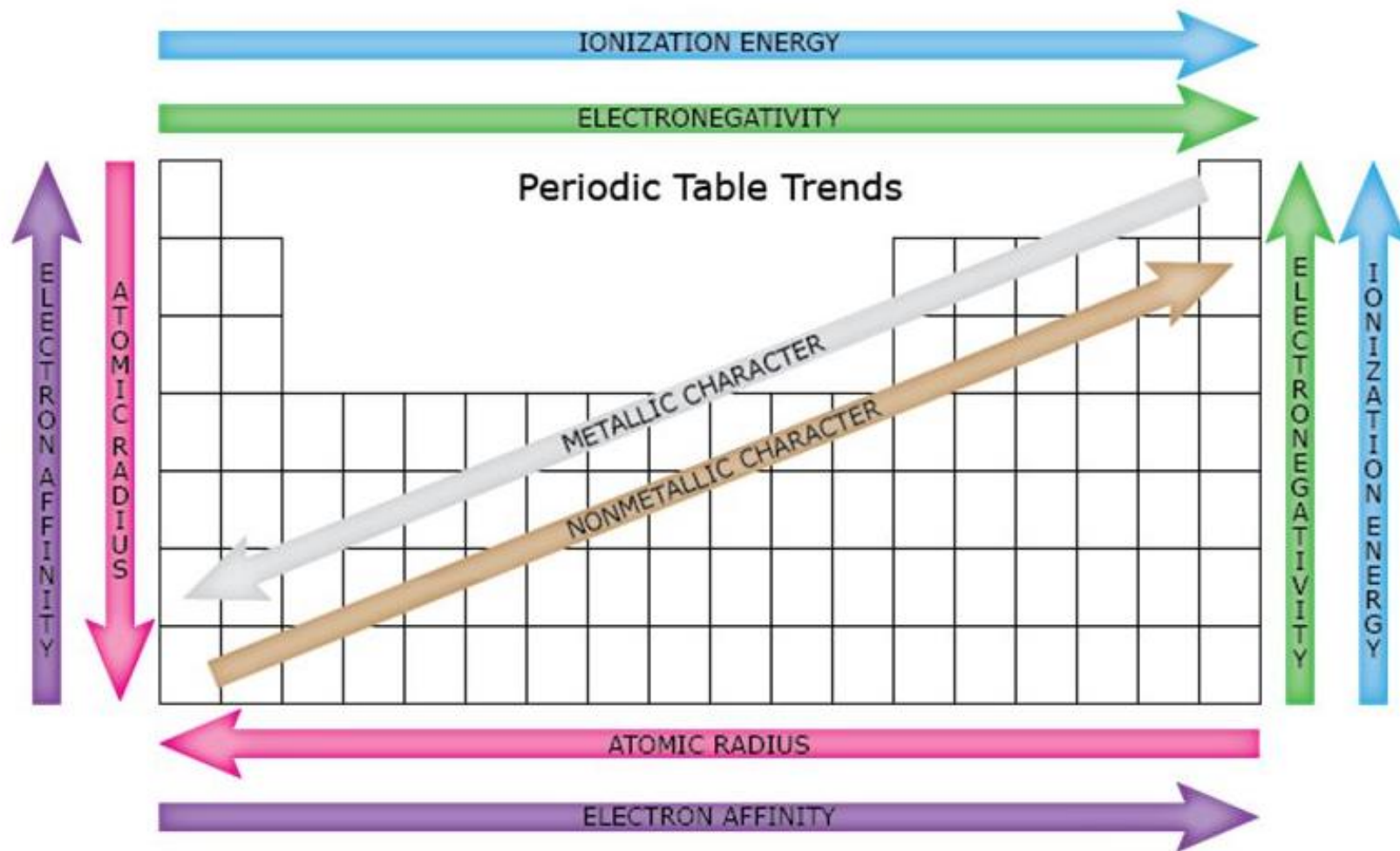
Aumento dell'elettronegatività

1A																	8A
H 2.1	2A											3A	4A	5A	6A	7A	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9																

- Elementi con **elevata elettronegatività** (non metalli) **attraggono elettroni** per formare anioni
- Elementi con **bassa elettronegatività** (metalli) **perdono elettroni** per formare cationi

Andamenti periodici

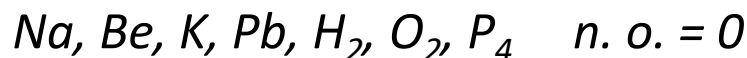
Riassunto



Il Numero di Ossidazione

Numero di ossidazione: la **carica** che l'atomo avrebbe in una molecola o in un composto ionico se gli elettroni fossero trasferiti **completamente**

1. Gli atomi allo **stato elementare** (non combinati in composti) hanno numero di ossidazione **zero**



2. Negli **ioni monoatomici**, il numero di ossidazione è uguale alla **carica dello ione**



3. Il numero di ossidazione dell'**ossigeno** è generalmente **-2**. In **H₂O₂** e **O₂²⁻** è **-1**

Il Numero di Ossidazione

4. Il numero di ossidazione dell'**idrogeno** è **+1** tranne quando è legato a **metalli in composti binari**. In questi casi, il suo numero di ossidazione è **-1**
5. Nel **gruppo 1** (metalli alcalini) **+1**, nel **gruppo 2** (metalli alcalino-terrosi) **+2**
6. Il **fluoro** è **sempre -1**. **Cl, Br, I** hanno **n.o. negativo** quando sono **alogenuri** e **positivo** se si combinano con **ossigeno** (ossoacidi, ossoanioni)
7. La **somma** dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi in una molecola o ione **è uguale alla carica** della molecola o dello ione

Il Numero di Ossidazione

I numeri di ossidazione degli elementi nei loro composti

- Elementi *poco* elettronegativi: *n.o. positivi*
- Elementi *molto* elettronegativi: *n.o. negativi e positivi*

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H +1 -1												5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +2 +4 +1 +3 -3	8 O +2 -1 -1 -2 -2	9 F -1	10 Ne
3 Li +1	4 Be +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 -2 +4 +2	17 Cl +7 +4 +3 +5 -1	18 Ar
11 Na +1	12 Mg +2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B						
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +2 +4 +3	24 Cr +6 +3 +5 +2 +4	25 Mn +7 +3 +6 +2 +4	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 -1 +3 +1	36 Kr +4 +2
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +3 +6 +4	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 -1 +5 +1	54 Xe +6 +4 +2
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn

Il Numero di Ossidazione

I numeri di ossidazione degli elementi nei loro composti

Element(s)	Common Oxidation States	Examples	Other Oxidation States
H	+1	H ₂ O, CH ₄ , NH ₄ Cl	-1 in metal hydrides, e.g., NaH, CaH ₂
Group 1A	+1	KCl, NaH, RbNO ₃ , K ₂ SO ₄	None
Group 2A	+2	CaCl ₂ , MgH ₂ , Ba(NO ₃) ₂ , SrSO ₄	None
Group 3A	+3	AlCl ₃ , BF ₃ , Al(NO ₃) ₃ , GaI ₃	None in common compounds
Group 4A	+2 +4	CO, PbO, SnCl ₂ , Pb(NO ₃) ₂ CCl ₄ , SiO ₂ , SiO ₃ ²⁻ , SnCl ₄	Many others are also seen for C and Si
Group 5A	-3 in binary compounds with metals -3 in NH ₄ ⁺ , binary compounds with H	Mg ₃ N ₂ , Na ₃ P, Cs ₃ As NH ₃ , PH ₃ , AsH ₃ , NH ₄ ⁺	-3, e.g., NO ₂ ⁻ , PCl ₃ +5, e.g., NO ₃ ⁻ , PO ₄ ³⁻ , AsF ₅ , P ₄ O ₁₀
O	-2	H ₂ O, P ₄ O ₁₀ , Fe ₂ O ₃ , CaO, ClO ₃ ⁻	+2 in OF ₂ -1 in peroxides, e.g., H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ -1/2 in superoxides, e.g., KO ₂ , RbO ₂
Group 6A (other than O)	-2 in binary compounds with metals and H -2 in binary compounds with NH ₄ ⁺	H ₂ S, CaS, Fe ₂ S ₃ , Na ₂ Se (NH ₄) ₂ S, (NH ₄) ₂ Se	+4 with O and the more electronegative halogens, e.g., SO ₂ , SeO ₂ , Na ₂ SO ₃ , SO ₃ ²⁻ , SF ₄ +6 with O and the more electronegative halogens, e.g., SO ₃ , TeO ₃ , H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ , SF ₆
Group 7A	-1 in binary compounds with metals and H -1 in binary compounds with NH ₄ ⁺	MgF ₂ , KI, ZnCl ₂ , FeBr ₃ NH ₄ Cl, NH ₄ Br	Cl, Br, or I with O or with a more electronegative halogen +1, e.g., BrF, ClO ⁻ , BrO ⁻ +3, e.g., ICl ₃ , ClO ₂ ⁻ , BrO ₂ ⁻ +5, e.g., BrF ₅ , ClO ₃ ⁻ , BrO ₃ ⁻ +7, e.g., IF ₇ , ClO ₄ ⁻ , BrO ₄ ⁻

Esempio 4.4

Assegna i numeri di ossidazione a tutti gli elementi dei seguenti composti e ioni:

(a) Li_2O , (b) HNO_3 , (c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Problema di verifica Assegna i numeri di ossidazione a tutti gli elementi nei seguenti composti o ioni: (a) PF_3 , (b) MnO_4^- .

Determinazione del numero di ossidazione di un elemento in un composto

PROBLEMA DI VERIFICA 4.6

Problema Si determini il numero di ossidazione di ciascun elemento in questi composti:

(a) Cloruro di zinco (b) Triossido di zolfo (c) Acido nitrico

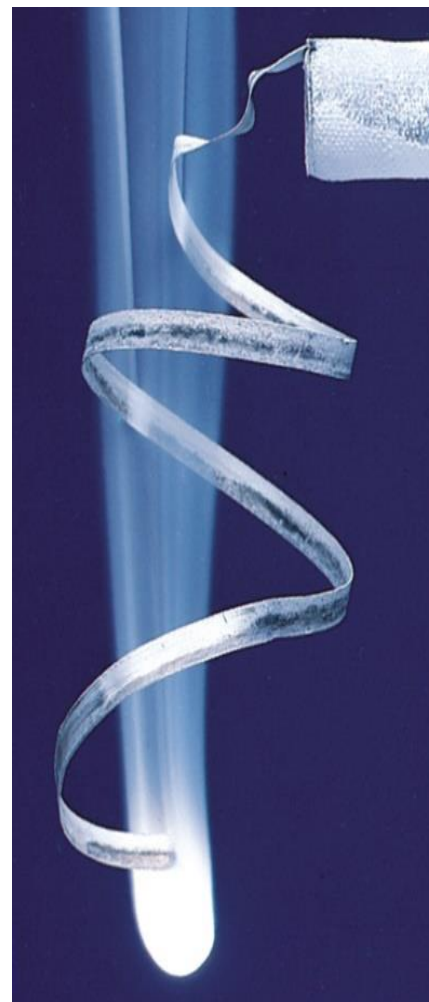
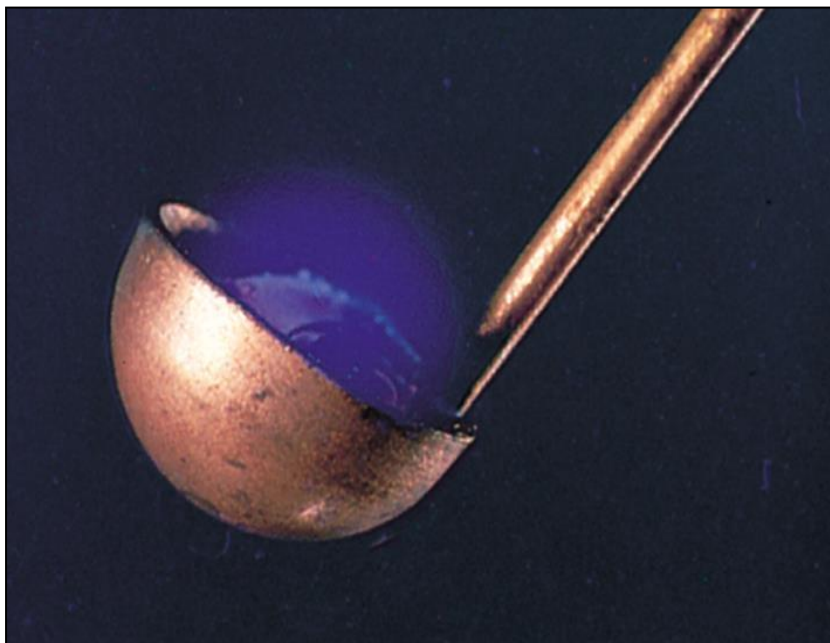
PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.6 Si determini il numero di ossidazione di ciascun elemento nei seguenti composti:

(a) Ossido di scandio (Sc_2O_3) (b) Cloruro di gallio (GaCl_3)
(c) Ione idrogenofosfato (d) Trifluoruro di Bromo

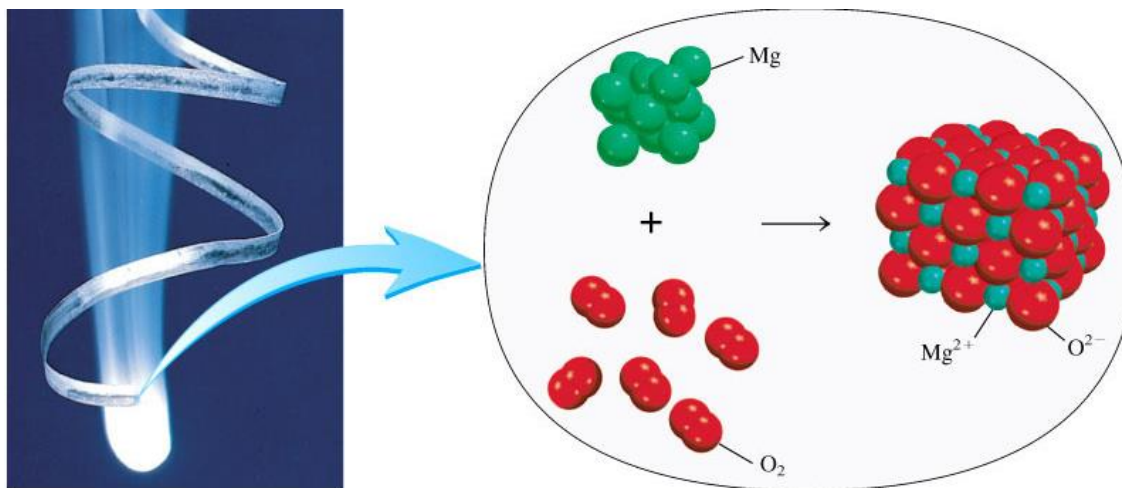
Le Reazioni di Ossidoriduzione

Reazioni di trasferimento di elettroni

Reazione di Combustione

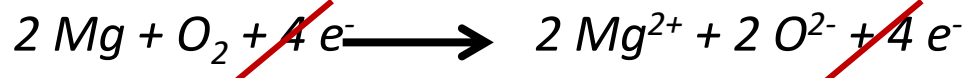
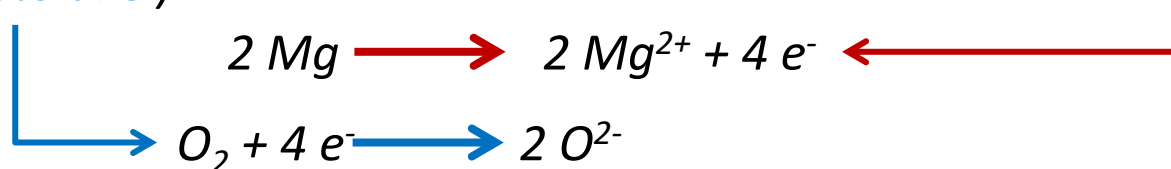


Le Reazioni di Ossidoriduzione



Semi-reazione di *riduzione*
(acquisto di e^-)

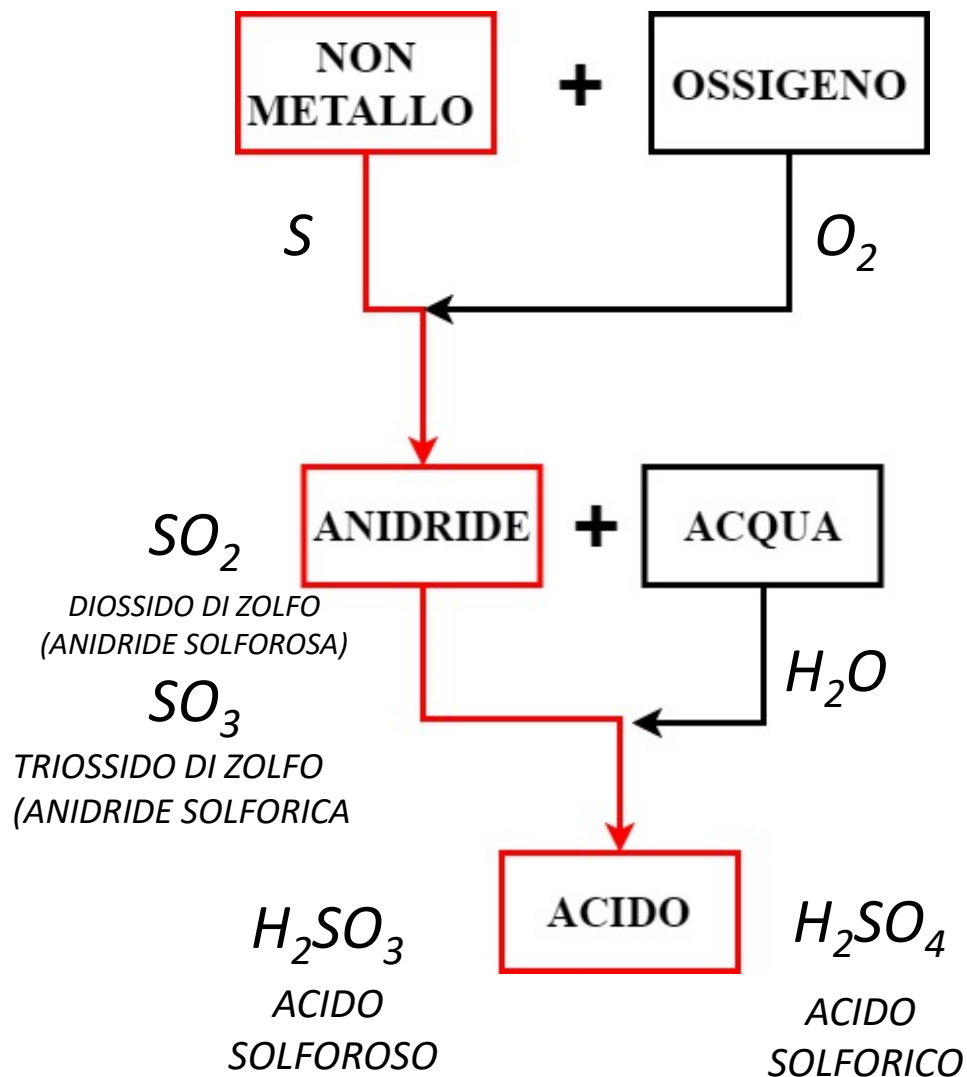
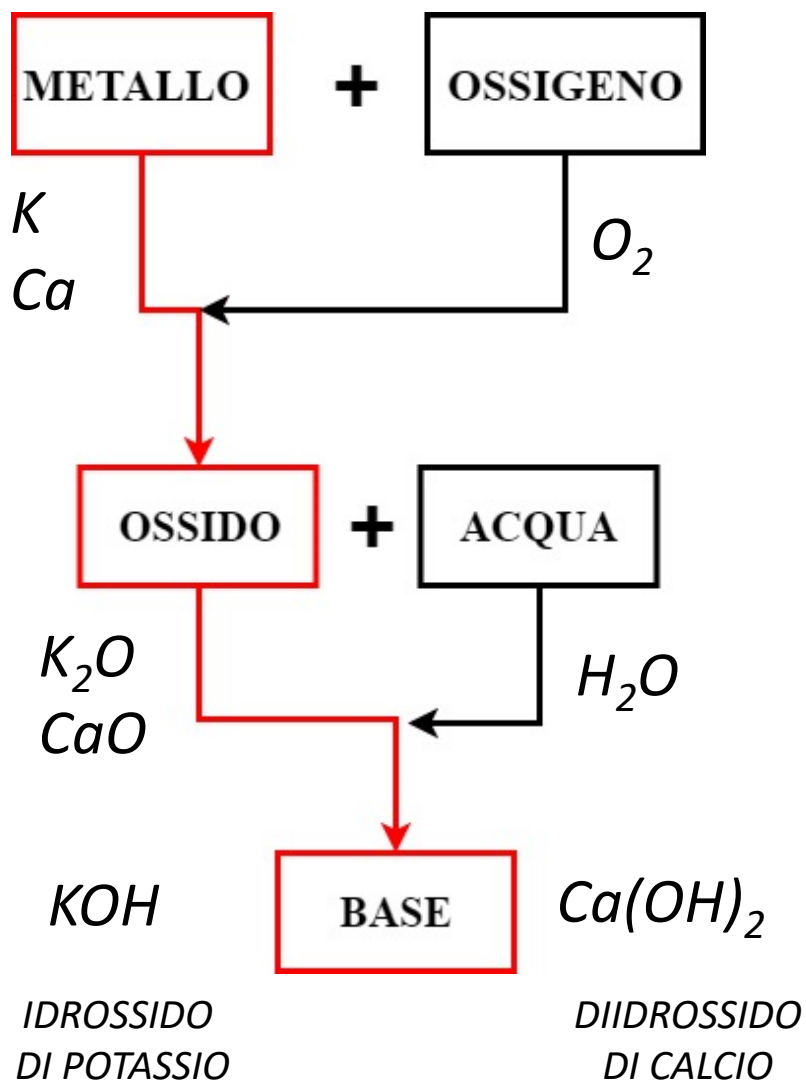
Semi-reazione di *ossidazione*
(perdita di e^-)



Attenzione: - *Mg* si *ossida*, ed è il *riducente*
 - *O₂* si *riduce*, ed è l'*ossidante*

Le Reazioni di Ossidoriduzione

Periodicità delle reazioni dell'ossigeno e degli ossidi



Le Reazioni di Ossidoriduzione

Proprietà degli ossidi attraverso un periodo

Diagram illustrating the periodic trend of oxide properties across a period. The left side (Groups 1A and 2A) is shaded and labeled *Basiche* (Basic). The right side (Groups 3A through 7A) is shaded and labeled *Acide* (Acidic). The central transition metal block is unshaded.

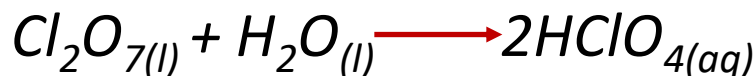
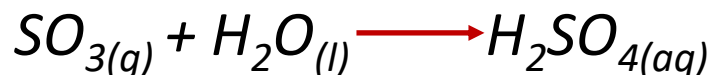
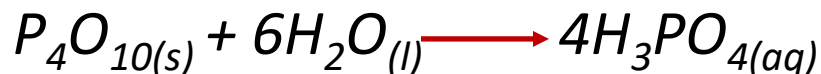
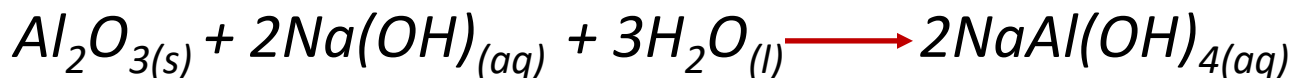
TABELLA 8.4

Alcune proprietà degli ossidi degli elementi del terzo periodo

	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Tipo di composto	← Ionico →			← Molecolare →			
Struttura	← Tridimensionale estesa →				← Unità molecolari discrete →		
P. to di fusione (°C)	1275	2800	2045	1610	580	16.8	-91.5
P. to di ebollizione (°C)	?	3600	2980	2230	?	44.8	82
Natura acido-basica	Basico	Basico	Anfotero	← Acido →			

Le Reazioni di Ossidoriduzione

Proprietà degli ossidi attraverso un periodo



Proprietà basiche

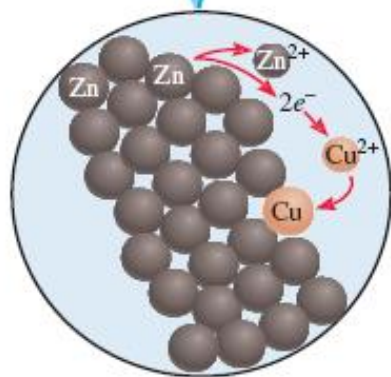
Anfotero

Proprietà acide

Le Reazioni di Ossidoriduzione



La barretta di Zn
è in una soluzione
acquosa di CuSO_4

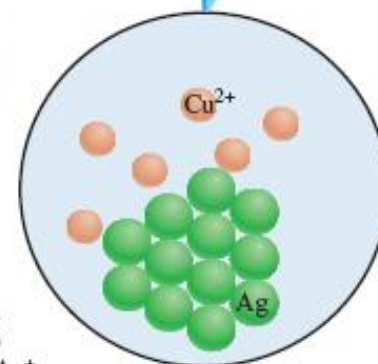
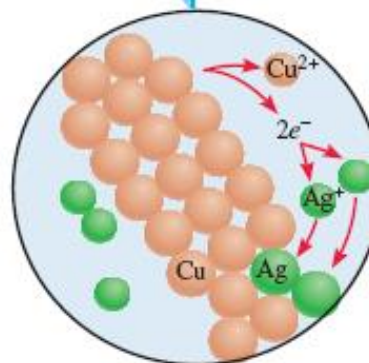


Gli ioni Cu^{2+} vengono
convertiti in atomi Cu,
gli atomi di Zn passano
in soluzione come ioni Zn^{2+} .

(a)

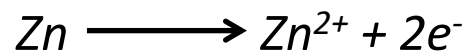
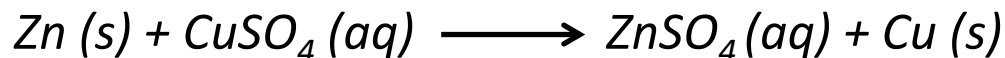


Quando un pezzo di filo di rame
è immerso in una soluzione
acquosa di AgNO_3 gli atomi di rame passano
in soluzione come ioni Cu^{2+} , e gli ioni Ag^+
vengono convertiti in Ag solido.

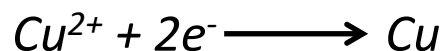


(b)

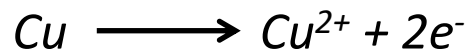
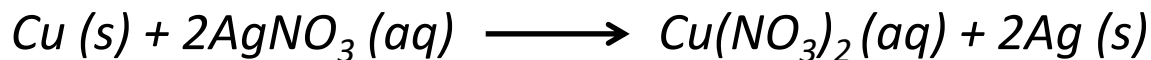
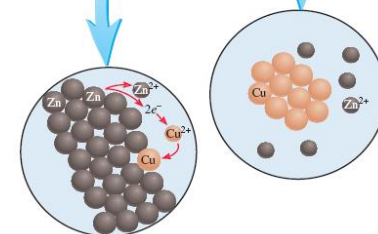
Le Reazioni di Ossidoriduzione



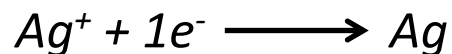
Zn *si ossida*, Zn è l'agente *riducente*



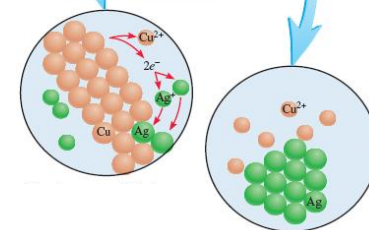
Cu^{2+} *si riduce*, Cu^{2+} è l'agente *ossidante*



Cu *si ossida*, Cu è l'agente *riducente*



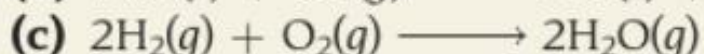
Ag^{+} *si riduce*, Ag^{+} è l'agente *ossidante*



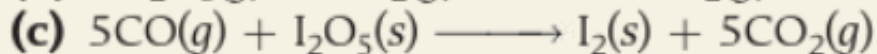
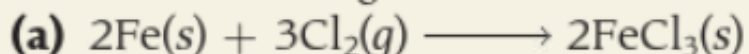
Riconoscimento degli agenti ossidanti e degli agenti riducenti

PROBLEMA DI VERIFICA 4.7

Problema Si identifichino l'agente ossidante e l'agente riducente in ciascuna delle seguenti reazioni:



PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.7 Si identifichi ciascun agente ossidante e ciascun agente riducente:



Bilanciamento delle Reazioni Redox

Metodo delle semireazioni
in ambiente acido o basico

Es. Ossidazione di Fe^{2+} a Fe^{3+} ad opera di $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ in soluzione **acida**

1. **Scrivere** l'equazione non bilanciata della reazione nella **forma ionica**



2. **Separare** l'equazione in due **semireazioni**

- Il numero di ossidazione del ferro passa da **+2** a **+3**, quindi **si ossida**



- Il numero di ossidazione del cromo passa da **+6** a **+3**, quindi **si riduce**



3. **Bilanciare** gli atomi **diversi da O e H** nelle semireazioni



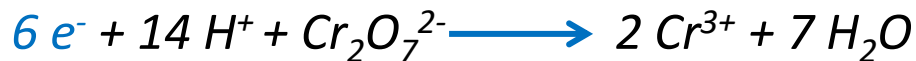
Bilanciamento delle Reazioni Redox

Metodo delle semireazioni
in ambiente acido o basico

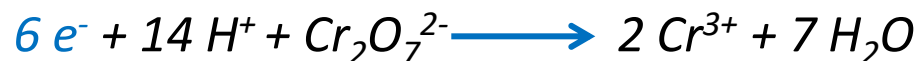
4. Per le reazioni in **ambiente acido**, aggiungere H_2O per bilanciare gli atomi di **O** e H^+ per bilanciare gli atomi di **H**



5. Aggiungere **elettroni** su entrambi i lati di ognuna delle semireazioni per bilanciare le **cariche** delle semireazioni



6. Se necessario, **uguagliare il numero di elettroni** nelle due semireazioni moltiplicandole per un appropriato coefficiente



Bilanciamento delle Reazioni Redox

Metodo delle semireazioni
in ambiente acido o basico

7. *Unire* le due semireazioni e *bilanciare* la reazione finale mediante verifica.
Gli elettroni presenti su entrambi i lati devono *elidersi*

Ossidazione:



Riduzione:



8. Verificare che il numero degli *atomi* e le *cariche* siano bilanciati

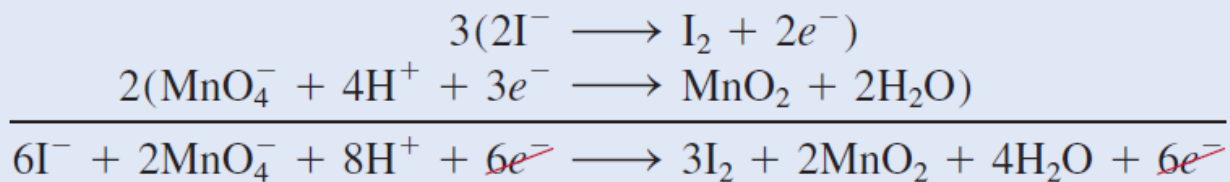
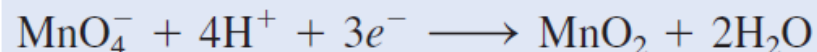
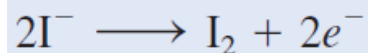
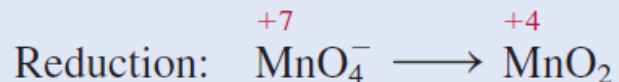
$$\text{Cariche: } 14 \times 1 - 2 + 6 \times 2 = 24 = 6 \times 3 + 2 \times 3$$

24 cariche positive a *sinistra* e **24** cariche positive a *destra*

9. Per le reazioni in soluzioni *basiche*, aggiungere OH^{-} a entrambi i lati dell'equazione *per ogni* H^{+} che compare nell'equazione finale. *Combinare* gli H^{+} e OH^{-} che sono sullo stesso lato dell'equazione a dare H_2O



In ambiente basico



*Ambiente
basico*

Bilanciamento delle Reazioni Redox

Da equazioni ioniche a equazioni con specie neutre e viceversa

Equazioni con specie neutre → Equazioni ioniche

*Per convertire le equazioni con specie neutre in equazioni ioniche nette si considerano **dissociati** nei loro ioni tutti gli elettroliti forti e si **semplificano** da entrambe le parti gli ioni spettatori*

Equazioni ioniche → Equazioni con specie neutre

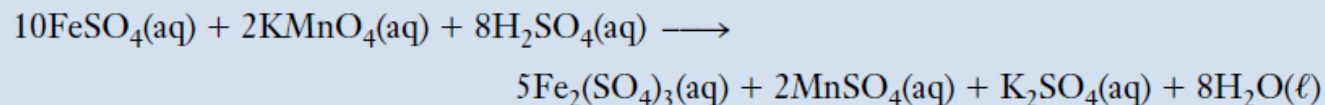
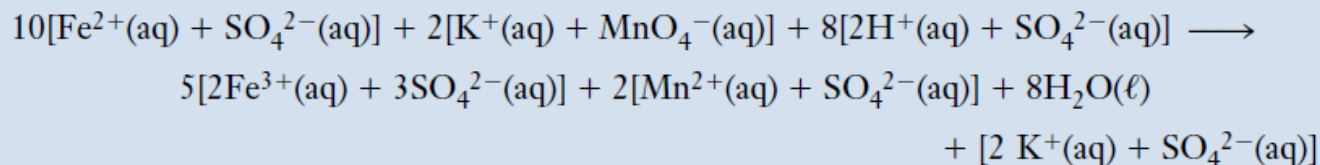
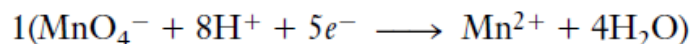
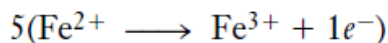
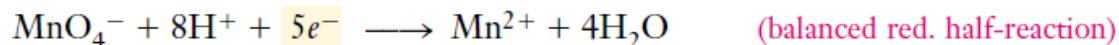
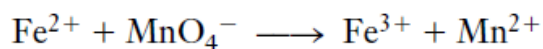
*Alla fine della procedura di bilanciamento di una redox in soluzione acquosa acida o basica, se si vuole avere l'equazione con specie neutre si devono **aggiungere ioni spettatori** carichi negativamente che si combinino con specie cariche positivamente e ioni spettatori carichi positivamente che si combinino con specie cariche negativamente*

N.B.: Qualsiasi ione spettatore aggiunto dal lato dei reagenti deve essere aggiunto anche ai prodotti!

ESEMPIO:

Gli ioni permanganato ossidano il Fe(II) a Fe(III) in soluzione di acido solforico. Gli ioni permanganato sono ridotti a Mn(II)

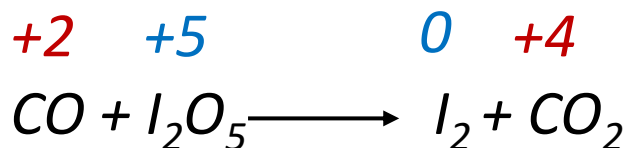
- Scrivere l'equazione ionica netta bilanciata per questa reazione
- Scrivere l'equazione con specie neutre bilanciate se i reagenti sono introdotti come permanganato di potassio, acido solforico e solfato di ferro(II)



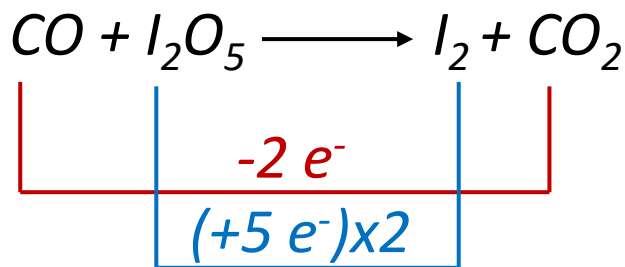
Bilanciamento delle Reazioni Redox

Metodo dei numeri di ossidazione

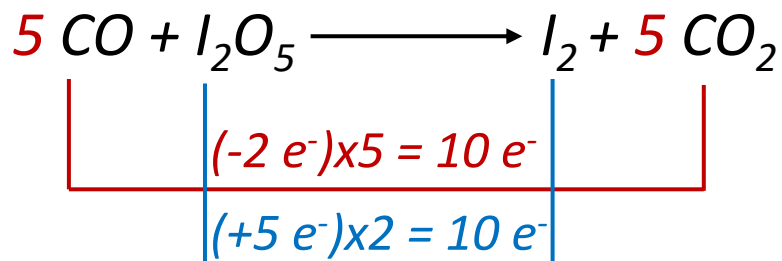
1. *Assegnare i n.o. a tutti gli elementi che partecipano alla reazione*
2. *In base alle variazioni dei n.o. individuare la specie ossidata e ridotta*



3. *Calcolare il numero di elettroni ceduti nell'ossidazione e acquistati nella riduzione
(Tracciare linee di collegamento tra gli atomi per indicare le variazioni)*

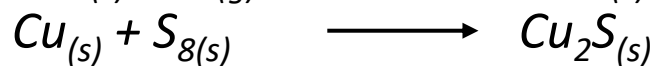
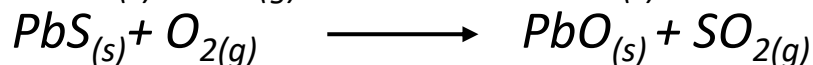
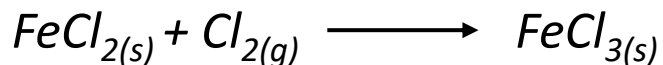


4. Moltiplicare uno di questi numeri o entrambi per fattori appropriati per far sì che il **numero di elettroni ceduti sia uguale a quello degli elettroni acquistati** e usare i fattori come **coefficienti stechiometrici** di bilanciamento



ESERCIZIO:

Bilanciare le seguenti redox, indicando i numeri di ossidazione delle specie ridotte e ossidate, e gli elettroni acquistati e ceduti:



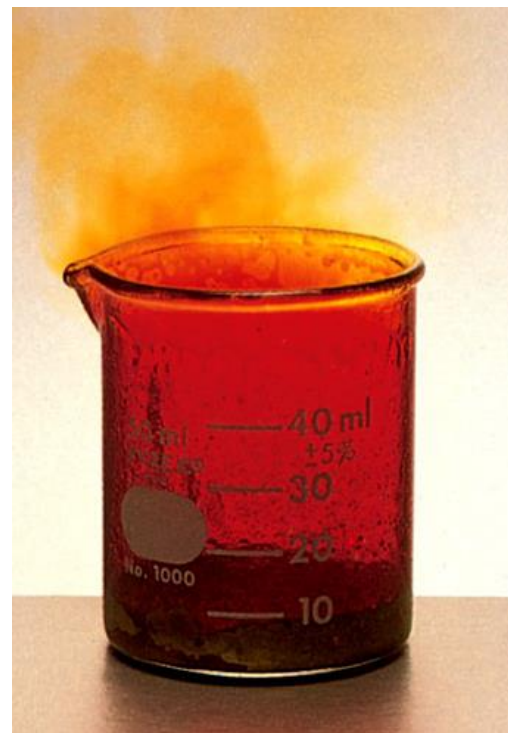
Le Reazioni di Ossidoriduzione

Tipi di redox

Reazione di Combinazione

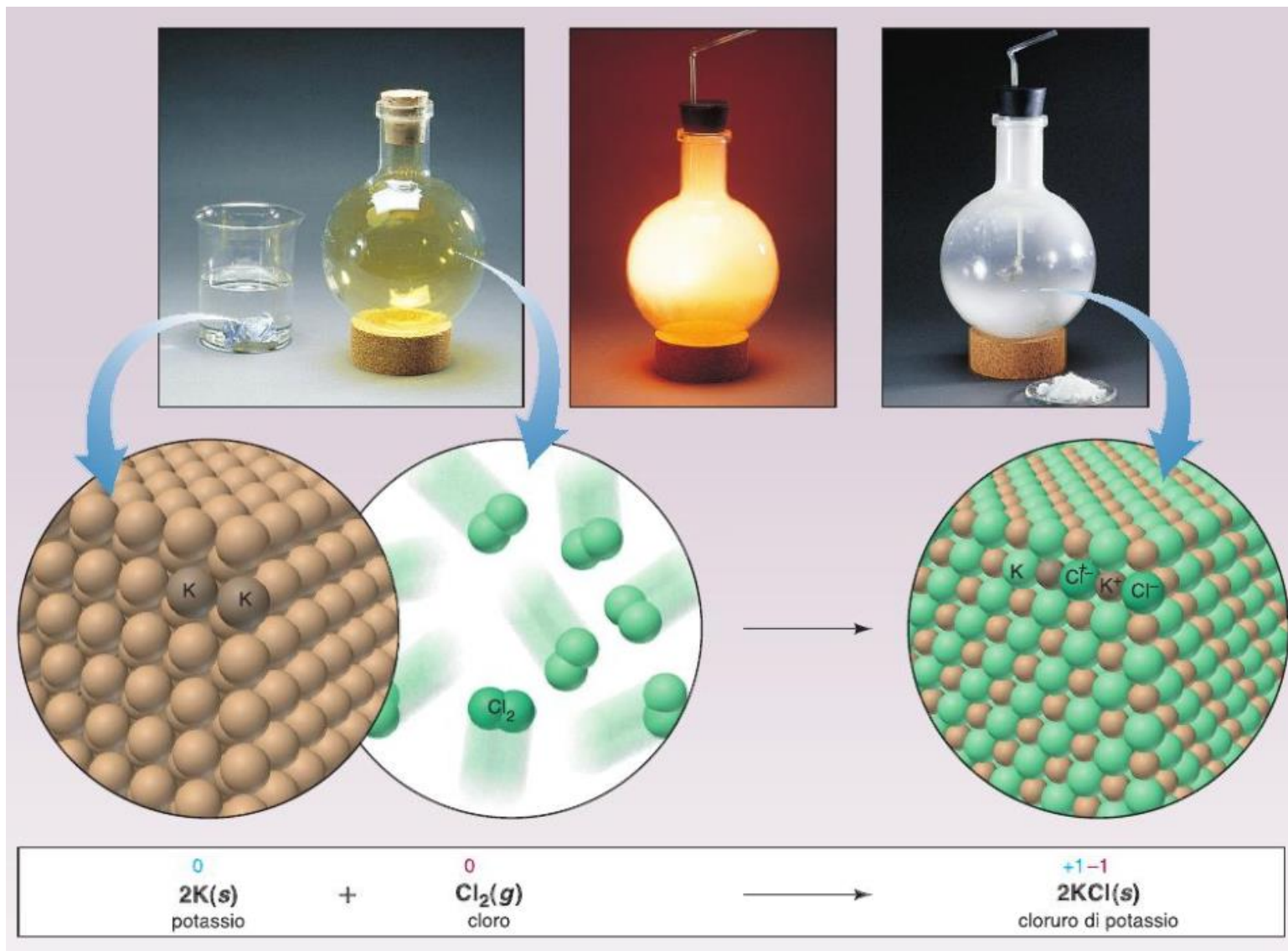


Reazione di Decomposizione



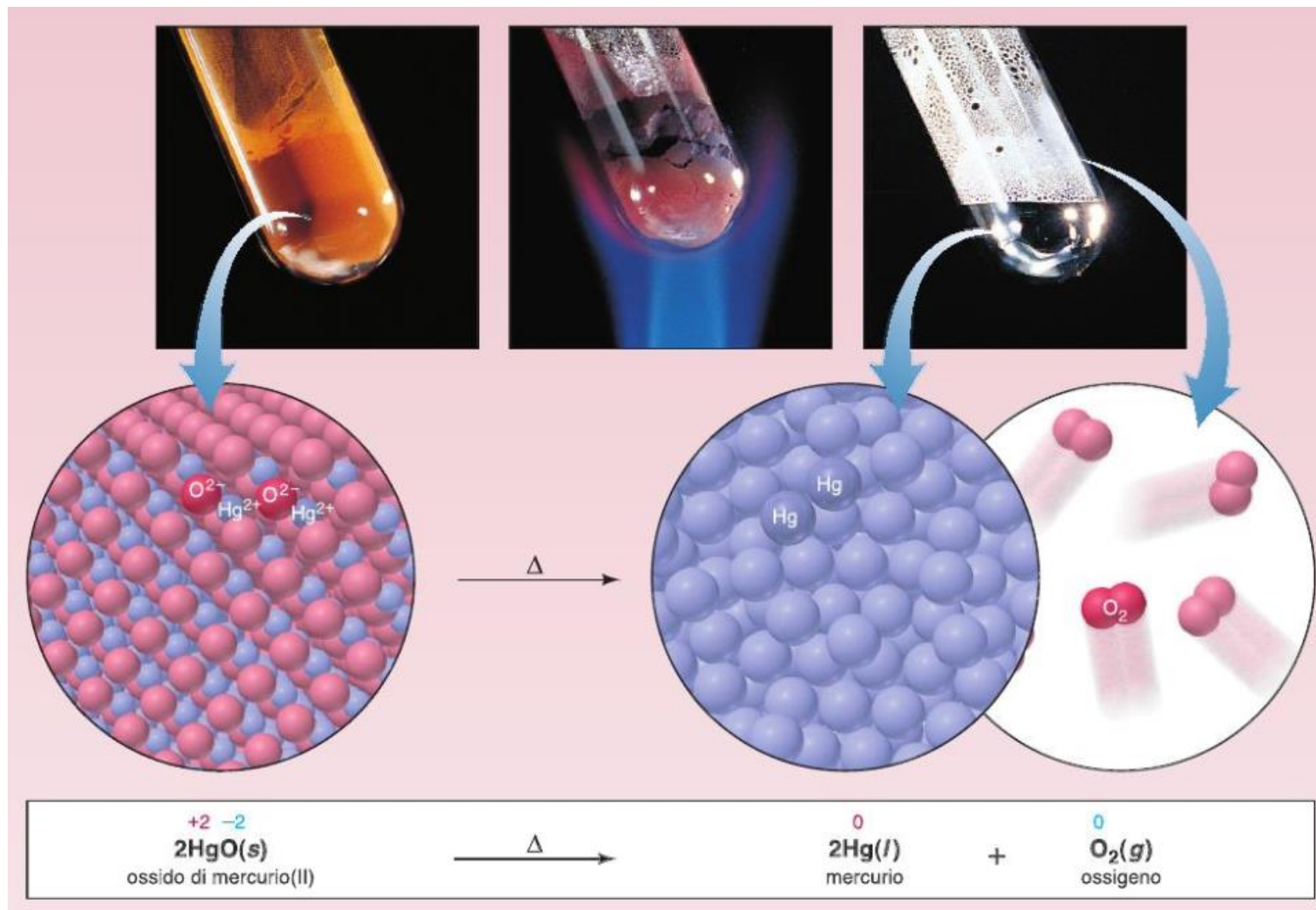
Le Reazioni di Ossidoriduzione

Reazione di combinazione



Le Reazioni di Ossidoriduzione

Reazione di decomposizione



Le Reazioni di Ossidoriduzione

Tipi di redox

Reazione di Spostamento



Spostamento di *idrogeno*



Spostamento di *metallo*



Spostamento di *alogeno*

Reazione di Disproporzione

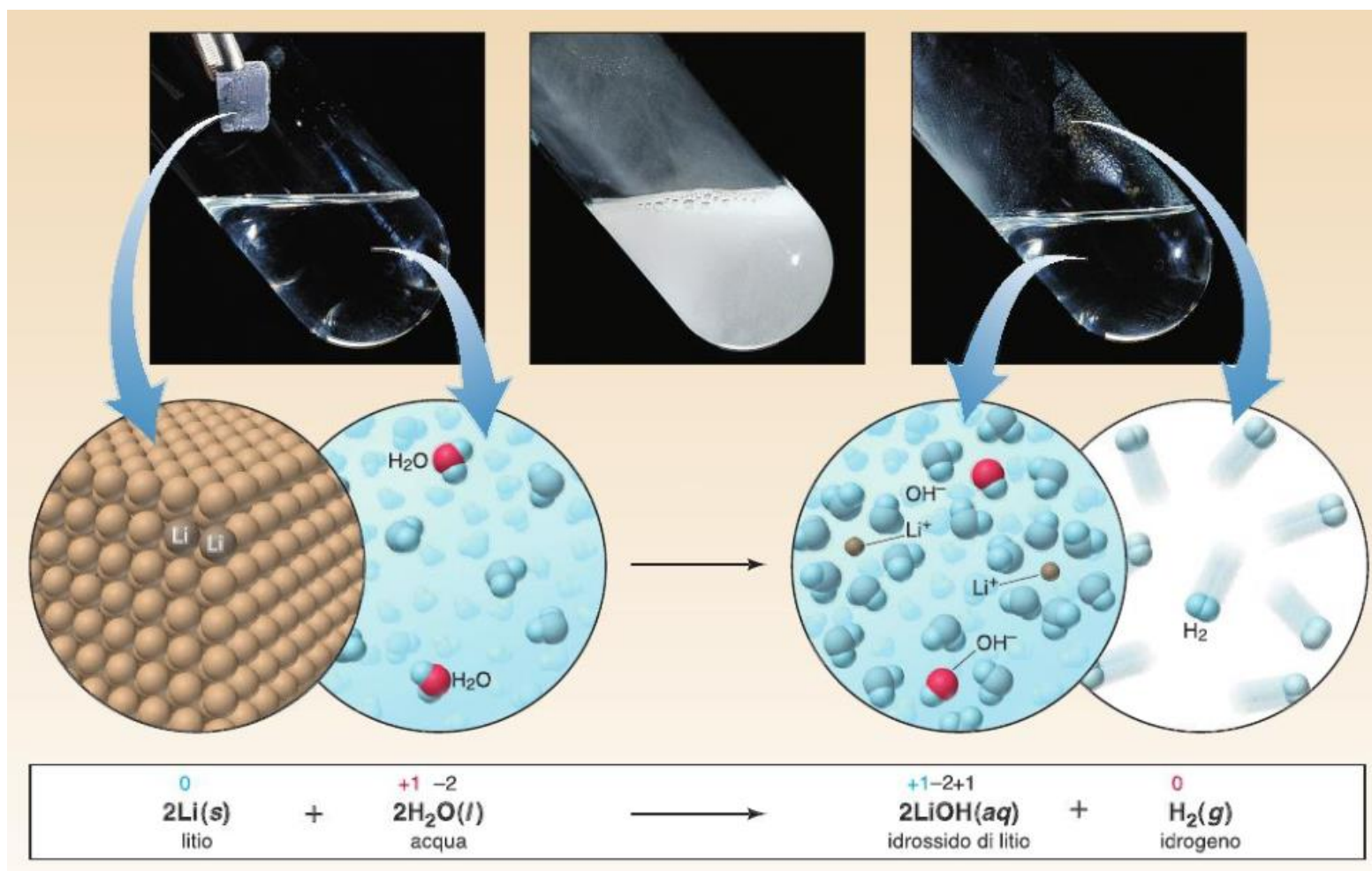
L'elemento è simultaneamente *ossidato e ridotto*



N.B.: La reazione opposta si dice di *comproporzione*

Le Reazioni di Ossidoriduzione


Reazione di spostamento di idrogeno



Le Reazioni di Ossidoriduzione

Serie di attività redox dei metalli

Anche nota come *serie elettrochimica*



$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con acqua fredda per produrre H_2
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con il vapore per produrre H_2
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con gli acidi per produrre H_2
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	Non reagisce con acqua o acidi per produrre H_2
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

- I metalli sono disposti secondo la loro **capacità di spostare idrogeno** dall'acqua o da un acido
- Qualsiasi metallo più **in alto dell'idrogeno** lo sposterà da un acido o dall'acqua, se più in basso no
- Qualsiasi metallo della serie reagirà (come riducente) con qualsiasi metallo che si trova **più in basso** nella serie

Reazioni chimiche e periodicità

Reazione di spostamento di idrogeno

Gruppo 1: Tutti i metalli del primo gruppo reagiscono con acqua



Gruppo 2: Be non reagisce con acqua; Mg lentamente; Ca, Sr e Ba sì



Gruppo 13: B (non metallo) non reagisce con acqua;

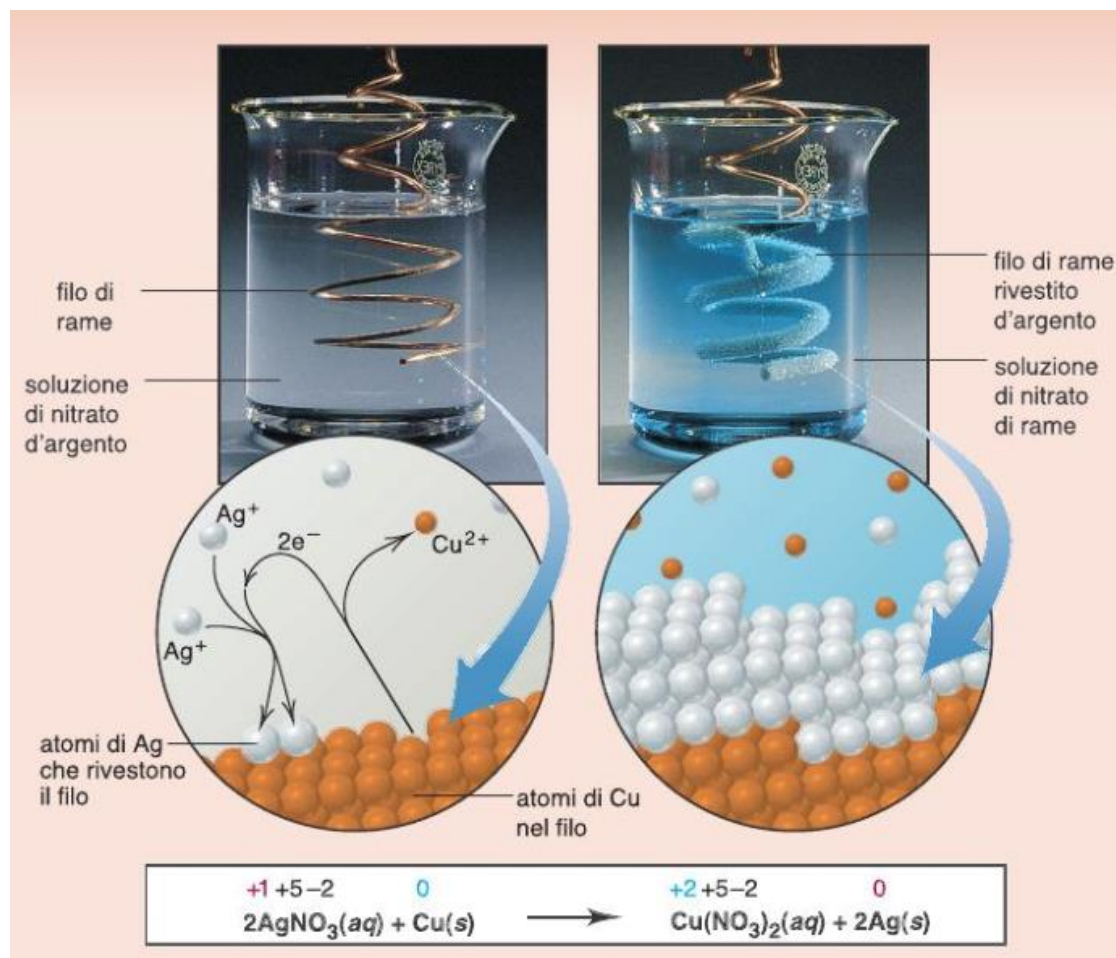


Gruppo 14: gli unici elementi metallici sono Sn e Pb



Le Reazioni di Ossidoriduzione

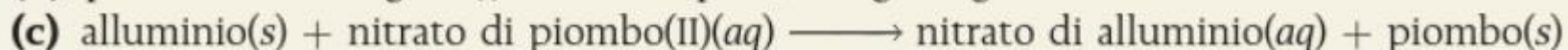
Reazione di spostamento di metallo



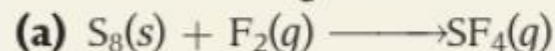
Identificazione del tipo di reazione redox

PROBLEMA DI VERIFICA 4.10

Problema Si classifichi ciascuna delle seguenti reazioni redox come una reazione di combinazione, una reazione di decomposizione, o una reazione di scambio (o di spostamento), si scriva un'equazione molecolare bilanciata per ciascuna di esse, nonché l'equazione ionica totale e l'equazione ionica netta per la parte (c), e si identifichino l'agente ossidante e l'agente riducente:



PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.10 Si classifichi ciascuna delle seguenti reazioni redox come una reazione di combinazione, una reazione di decomposizione o una reazione di scambio (o di spostamento), si scriva un'equazione molecolare bilanciata per ciascuna, nonché l'equazione ionica totale e l'equazione ionica netta per le parti (b) e (c), e si identifichino l'agente ossidante e l'agente riducente:



Le Reazioni di Ossidoriduzione

Titolazioni redox

- **Titolazioni redox**: usate per misurare **quantitativamente** la presenza di sostanze **ossidanti o riducenti** in una soluzione acquosa
- Per misurare la quantità di sostanze ossidabili (riducenti) in una soluzione la si fa reagire con una quantità misurata di una **soluzione standard** di ossidante
- Molto usato come ossidante è il **KMnO_4** che funziona anche come indicatore del punto equivalente perché di colore **viola intenso**, viene ridotto in soluzione acida a **Mn^{2+} incolore**
- Un altro ossidante è il **$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$** di **color arancio** che viene ridotto a **Cr^{3+} verde**



Ripasso

Concetti fondamentali e parole chiave

CAPITOLO 8

- *Carica nucleare effettiva*
- *Raggio atomico*
- *Energia di ionizzazione*
- *Affinità elettronica*
- *Raggi ionici*
- *Le proprietà degli ossidi attraverso un periodo*
- *Reazione di spostamento di H₂ da parte di metalli*

CAPITOLO 9

- *Elettronegatività*

CAPITOLO 4

- *Numero di ossidazione*
- *Reazioni Redox*
- *Bilanciamento delle reazioni redox*
- *Tipi di reazioni redox*

Ripasso

Domande ed esercizi utili

Eserciziario Chang, Overby

Domande

Capitolo 4

4.35-4.38

Capitolo 8

8.3-8.6

8.12-8.13

8.23-8.25

8.33-8.36

8.49-8.50

8.58-8.58

8.64

Capitolo 9

9.31

Esercizi

Capitolo 4

4.39-4.50

4.81, 4.85, 4.86, 4.88, 4.113

Capitolo 8

8.15-8.22

8.27-8.328.39-8.42

8.59-8.60

8.69, 8.70, 8.72

8.73-8.78

8.85

8.89-8.92

8.96, 8.104, 8.105