

Ligação iônica	Energia de rede	Energia necessária para romper as ligações dos íons em um sólido Quanto maior essa energia, maior a força da ligação iônica Ela depende da carga dos íons e da distância entre eles (raios iônicos)		$\Delta H_{ret} \propto E_{ele} = \frac{k q_+q_- }{r_+ + r_-}$									
	Ciclo de Haber-Born	Usado para calcular energia reticular de dados experimentais. Etapas (sinal): 1) elementos (cntp) → gases (+), 2) moléculas → átomos (+), 3) Metais → cátions (+), 4) Ametais → ânions (-), 5) Íons (gás) → íons(sólido) (-) (-ΔH <sub>ret</sub> ), 5) Sal → elementos (+) (-ΔH <sub>sal</sub> )											
Ligação covalente	Tipos de ligação	Compartilhamento de 2 (ligação simples, X-X), 4 (ligação dupla, X=X) ou 6 (ligação tripla, X≡X) entre dois átomos, visando estabilidade eletrônica (configuração de gás nobre) dos átomos envolvidos. A ordem do comprimento e de energias das ligações é simples > dupla > tripla e simples < dupla < tripla											
	Eletronegatividade	Tendência de um átomo de atrair a nuvem eletrônica para si em uma ligação covalente.	$\Delta\chi$ <table><tr><td>0</td><td>0-2</td><td>&gt; 2</td></tr><tr><td>A—A</td><td><math>\delta^+ \delta^-</math> A—B</td><td><math>\begin{smallmatrix} + &amp; - \\ M &amp; A \end{smallmatrix}</math></td></tr><tr><td>cov. apolar</td><td>cov. polar</td><td>iônica</td></tr></table>	0	0-2	> 2	A—A	$\delta^+ \delta^-$ A—B	$\begin{smallmatrix} + & - \\ M & A \end{smallmatrix}$	cov. apolar	cov. polar	iônica	<b>Polaridade</b> $\mu = qr$ $q \propto \Delta\chi$ 1 D = 3,34.10 <sup>-30</sup> C m 1 e = 1,6.10 <sup>-19</sup> C 1 Å = 10 <sup>-10</sup> m $r \propto r_+ + r_-$
	0	0-2	> 2										
A—A	$\delta^+ \delta^-$ A—B	$\begin{smallmatrix} + & - \\ M & A \end{smallmatrix}$											
cov. apolar	cov. polar	iônica											
Estruturas de Lewis	Permite representar estabilidade eletrônica, conectividade, tipos de ligação, polaridade da ligação (com eletronegatividade)	1) N <sub>ev</sub> , 2) simples, 3) Elétrons restantes (não ligados), 4) ligações múltiplas, 5) cargas formais, 6) ressonância CF = V - B/2 - L      V = grupo; B = ligados; L = livres		Dueto, Octeto Exc.: N <sub>ev</sub> ímpar Be, B, ≥ 3° p.									
Geometria Molecular	VSEPR												
	Dipolo resultante: Polar: μ <sub>R</sub> ≠ 0 Apolar: μ <sub>R</sub> = 0	Linear	Trigonal plana	Tetraédrica	Bipirâmide trigonal	Octaédrica							
	Hibridização sp	sp <sup>2</sup>	sp <sup>3</sup>	sp <sup>3</sup> d	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	Repulsão: L > B Domínios ligantes além das 5 formas							
σ (sigma): sobreposição frontal (ao longo do eixo da ligação); π (pi): sobreposição lateral (perpendicular ao eixo)													
Interações intermoleculares	Forças envolvendo íons	Quanto mais forte maiores PF e PE "Igual dissolve igual"				Prop. de Líquidos Tensão sup. (gotas) Viscosidade Capilaridade (menisco, plantas)							
	Forças de van der Waals	Íon-íon (ligação iônica) > Íon-dipolo (solv. de sais) > Íon-dip. ind. Dipolo-dipolo > dipolo-dip. ind. > dip. ind - dip. Ind. (London)											
	Ligação de hidrogênio	(F, O ou N)–H ... (átomo eletronegativo)											