

FRENTE · 1 / 12

1

Quebra e formação de ligações

FRENTE · 2 / 12

2

Ligação iónica

FRENTE · 3 / 12

3

Ligação covalente

FRENTE · 4 / 12

4

Ligação metálica

VERSO

1

Quebrar absorve energia; formar liberta energia

VERSO

2

Transferência de eletrões → iões +/- atraídos; metal + não-metal (ex.: NaCl)

VERSO

3

Partilha de pares de eletrões entre não-metais (ex.: H_2O , CO_2)

VERSO

4

Eletrões deslocalizados junto aos átomos de metal — conduz eletricidade, calor, é dúctil

FRENTE · 5 / 12

5

Regra do octeto

FRENTE · 6 / 12

6

Estrutura de Lewis

FRENTE · 7 / 12

7

Ligações simples, duplas e triplas

FRENTE · 8 / 12

8

Geometria tetraédrica

VERSO

5

Cada átomo tende para 8 eletrões de valência (o hidrogénio fica estável com 2)

VERSO

6

Eletrões de valência representados: pares partilhados = ligações; restantes = pares livres

VERSO

7

1, 2 ou 3 pares partilhados — mais pares = ligação mais forte e mais curta

VERSO

8

4 domínios eletrónicos, 0 pares livres no centro — ex.: CH_4 , ângulos $109,5^\circ$

FRENTE · 9 / 12

9

Molécula polar

FRENTE · 10 / 12

10

Porque o CO_2 é apolar

FRENTE · 11 / 12

11

Ligação de hidrogénio

FRENTE · 12 / 12

12

Hidrocarbonetos saturados e insaturados

VERSO

9

Ligações polares que não se anulam por simetria — ex.:
H₂O, NH₃

VERSO

10

É linear e simétrica: as duas polaridades opostas anulam-se

VERSO

11

Interação forte entre H ligado a F, O ou N — dá à água ponto de ebulição anormalmente alto

VERSO

12

Saturados: só ligações simples (alcanos) · insaturados: duplas ou triplas (alquenos, alquinos)