

MAIS EXT.
SUFICIENTES P/ ESTUDAR OS 3 TIPOS DE LIGAÇÃO

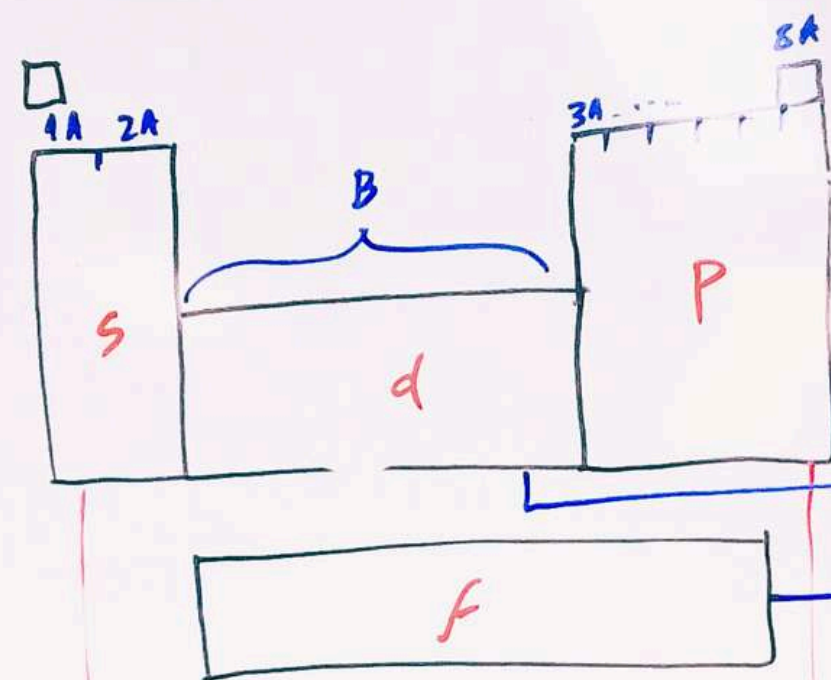
FOCAREMOS NESSES CASOS



CAMADA FECHADA CAROÇO CONP. ELÉTRON. DE GÁS NOBRE

CONCEITOS BÁSICOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA

- PARA OBTER ESTABILIDADE (CONFIGURAÇÃO DE GÁS NOBRE) ÁTOMOS FORMAM LIGAÇÕES QUÍMICAS
- ELAS OCORREM ATRAVÉS DA CAMADA DE VALÊNCIA, OU SEJA, COM ELÉTRONS QUE NÃO PERTENCEM AO CAROÇO, PRIMEIRAMENTE COM OS ELÉTRON EM SUB-NÍVEIS MAIS EXTERNOS.
- NOS PRIMEIROS PERÍODOS O SUBNÍVEL MAIS ENERGÉTICO TAMBÉM É O MAIS EXTERNO (ELEMENTOS REPRESENTATIVOS) $\Rightarrow s+p$
- NOS PERÍODOS MAIORES O SUBNÍVEL MAIS EXTERNO INTERAGE PARA FORMAR LIGAÇÃO PRIMEIRO E, DEPENDENDO DA SITUAÇÃO O SUBNÍVEL MAIS ENERGÉTICO TAMBÉM PARTICIPA (ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO)



ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

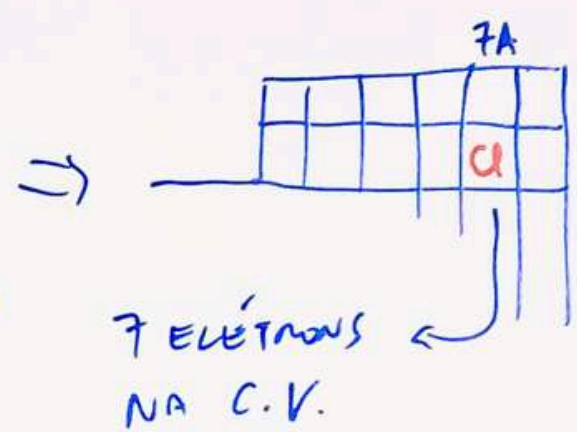
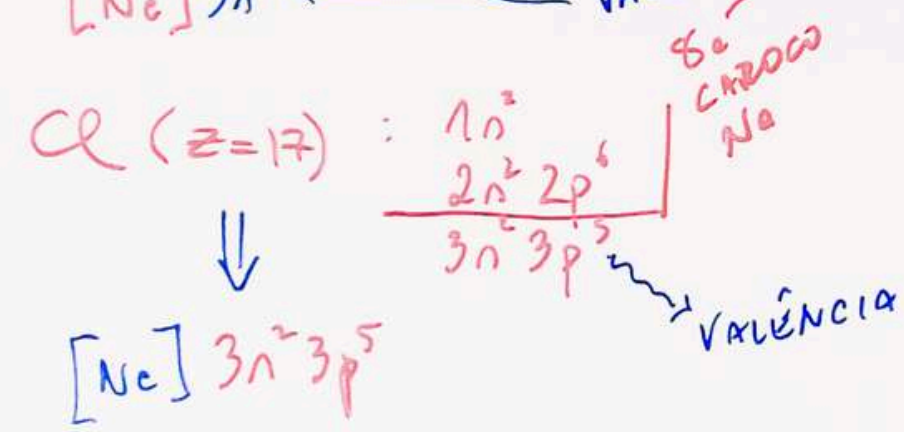
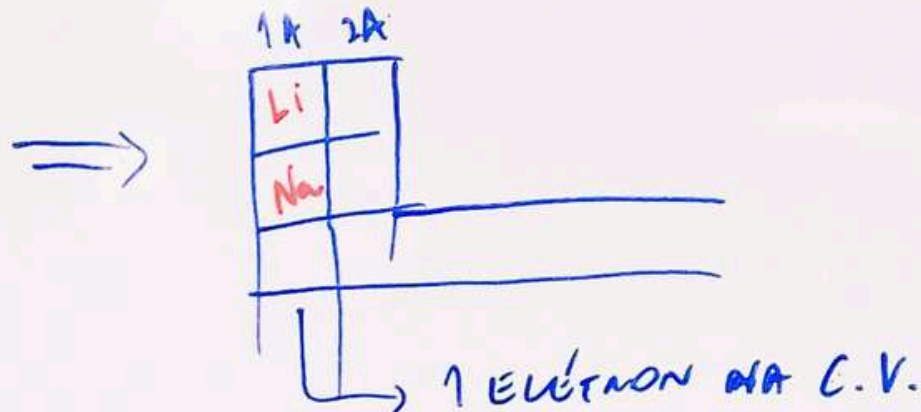
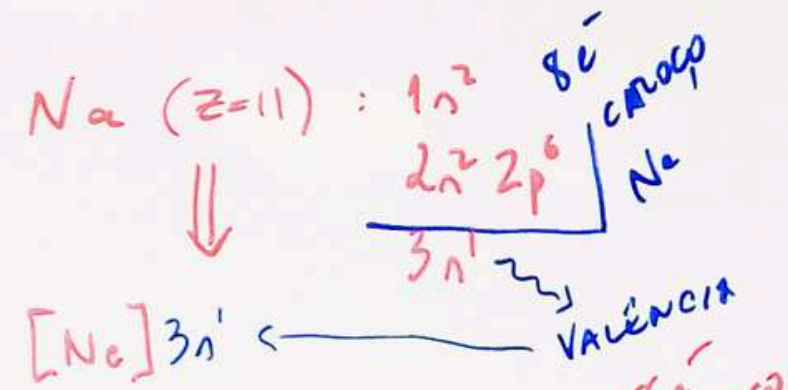
- REPRESENTAÇÃO DE ELÉTRONS (CAMADA DE VALÊNCIA) ELÉTRONS COMO PONTOS (LEWIS)

SÍMBOLO + N° DE ELÉTRONS



MÁXIMO DE 8 e⁻ POR LADO, LADOS NÃO IMPEDIRIAM

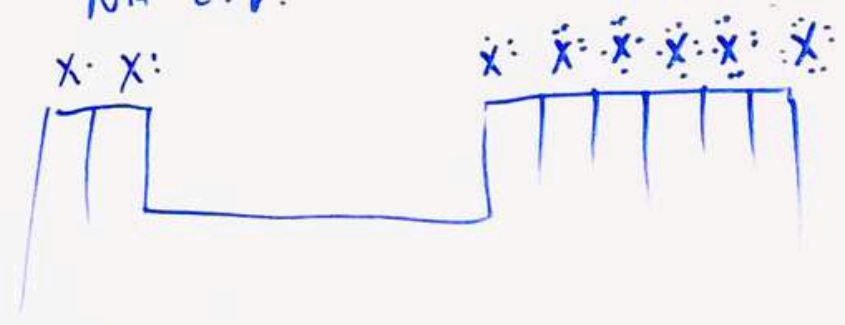
ETAPAS: 1) CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA OU OLHAR TABELA



2) N° DE ELÉTRONS NA C.V.



3) FAZER ESTRUTURA:



- REGRAS DO OCTETO: ÁTOMOS TÊM TENDÊNCIA A GANHAR, PERDER ELÉTRONS PARA ADQUIRIR CONFIGURAÇÃO DE GÁS NOBRE
- REGRAS NÃO SÃO ABSOLUTAS (EX.: REGRAS DO DUETO NA CAMADA K)

LIGAÇÃO IÔNICA

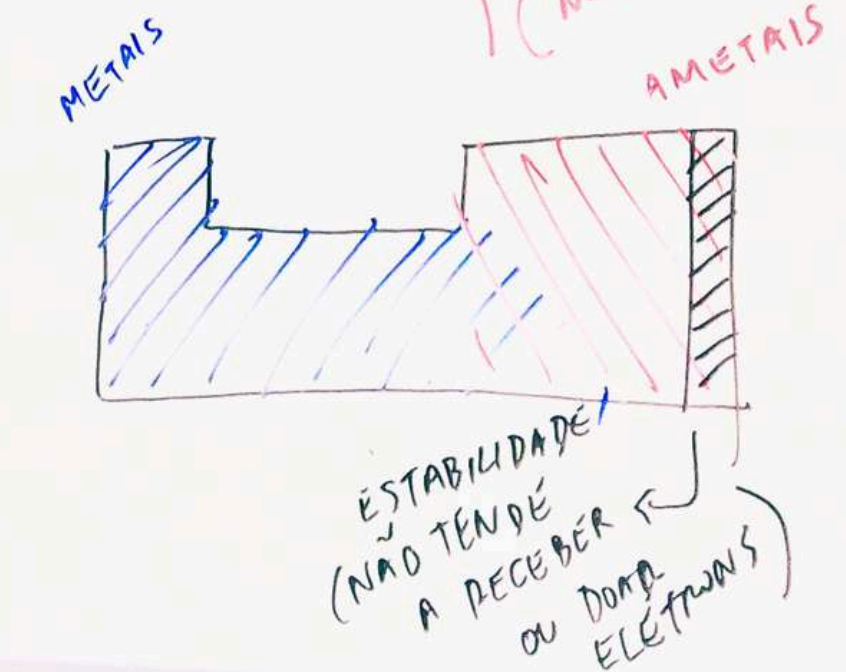
- ÁTOMOS QUE TÊM FACILIDADE EM PERDER e^-
- +
- ÁTOMOS QUE TÊM FACILIDADE EM ACEITAR e^-

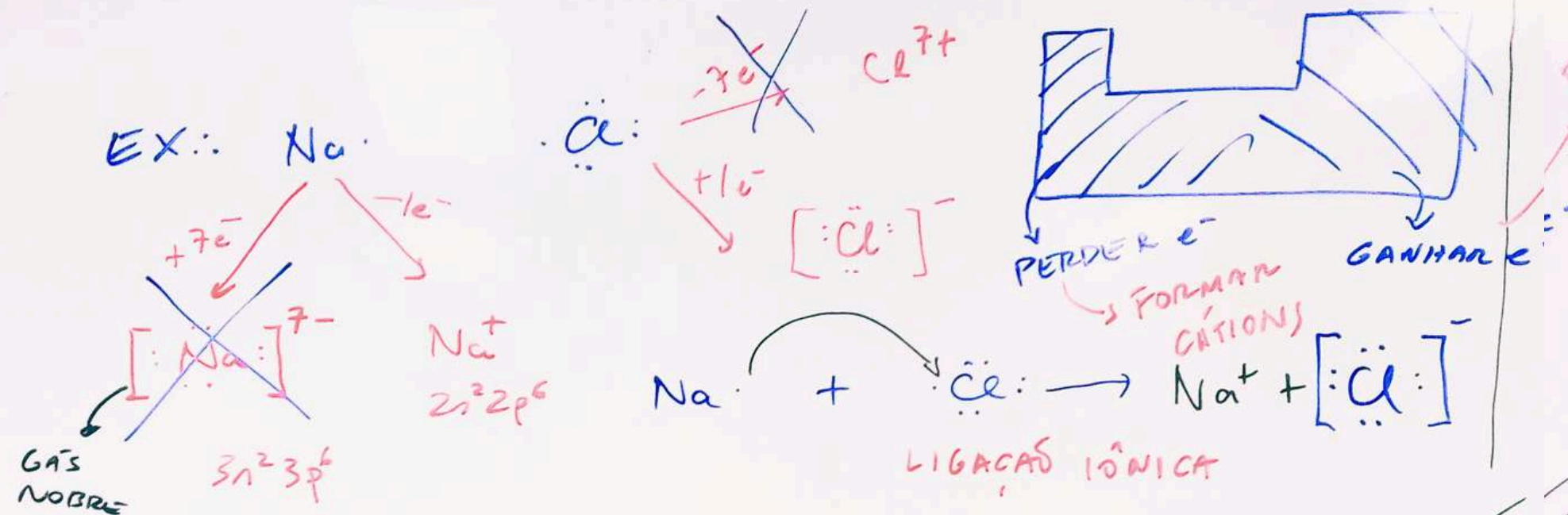
ENERGIA DE IONIZAÇÃO: BAIXA

ALTA AFINIDADE ELETRÔNICA (MUITO NEGATIVA)

SUBSTÂNCIAS IÔNICAS (CARACTERIZADAS POR LIGAÇÃO IÔNICA)

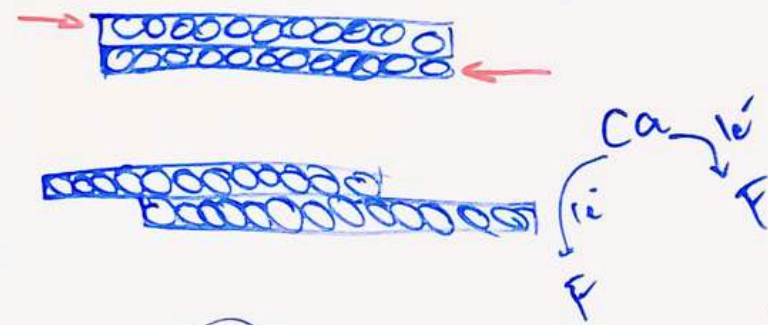
METAIS + AMETAIS = LIGAÇÃO IÔNICA





• COMPOSTOS IÔNICOS TÊM PROPRIEDADES EM COMUM:

- QUEBRADIÇOS
- FACILMENTE CLIVADOS
- ELEVADO PONTO DE FUSÃO
- CRISTALINIDADE
- SOLUBILIDADE EM ÁGUA



Na(s) + $\frac{1}{2}$ Cl₂(g) → NaCl(s) $\Delta_f H^\circ = -410.9 \frac{kJ}{mol}$

ENTALPIA (H) ΔH

$\Delta H > 0$ ABSORÇÃO DE CALOR (ESFRIAR)
 ENDOTÉRMICOS

TROCA DE ENERGIA NA FORMA DE CALOR $\Delta H < 0$ LIBERAÇÃO DE CALOR (ESQUENTA)
 EXOTÉRMICOS

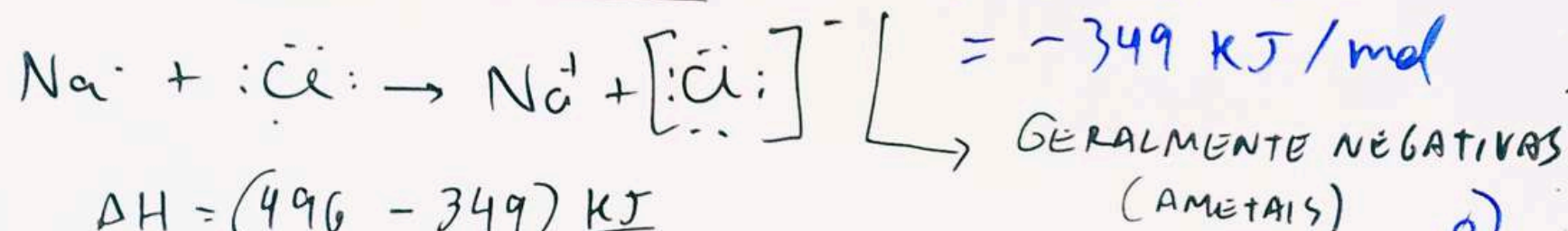
$\Delta H < 0$ LIBERAÇÃO DE CALOR
 TEMPERATURA AUMENTA

$\Delta H > 0$ ABSORÇÃO DE CALOR
 TEMPERATURA DIMINUI

- ENTALPIA DE FORMAÇÃO DE COMPOSTOS IÔNICOS É MUITO NEGATIVA.



ΔH
ENERGIA DE IONIZAÇÃO
= 496 kJ/mol
→ SÃO POSITIVAS ($\Delta H > 0$)
(METAIS)
AFINIDADE ELETRÔNICA

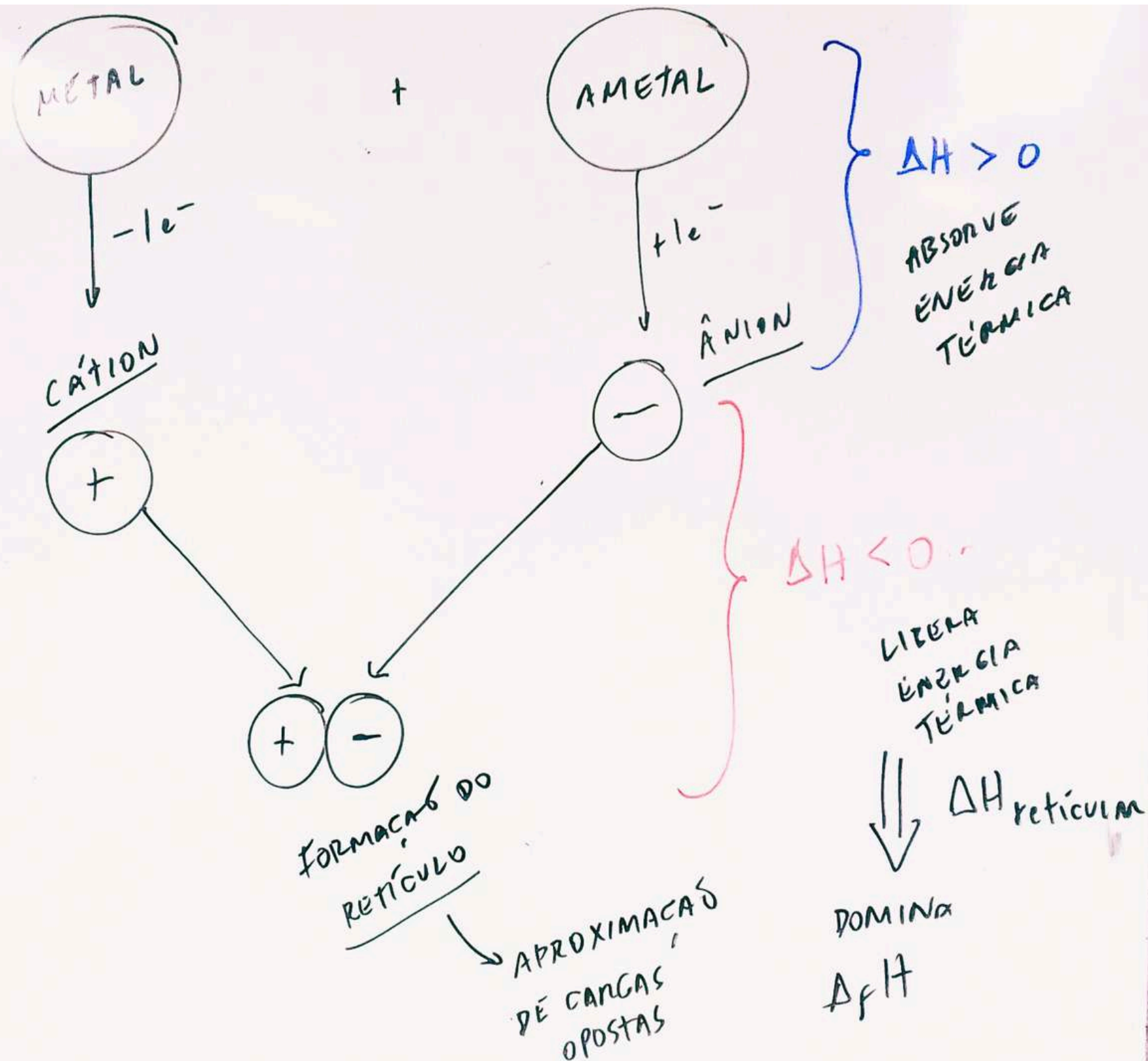


$$\Delta H = (496 - 349) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 147 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

($\Delta H < 0$)

IONIZAÇÃO DE ÁTOMOS PARA FORMAR ÍONS EM UM COMPOSTO IÔNICO É ENDOTÉRMICA (REQUER ENERGIA)

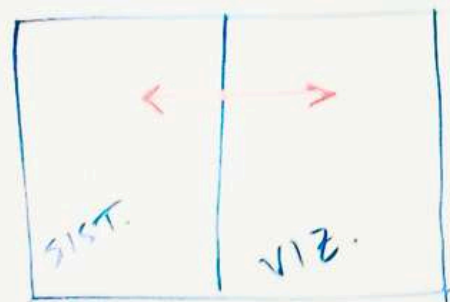
$\Delta H > 0$



ENERGÉTICA DA FORMAÇÃO DE LIGAÇÕES IÔNICAS

• SISTEMA + VIZINHANÇA

↳ ONDE OBSERVAMOS PROCESSOS FÍSICOS E QUÍMICOS



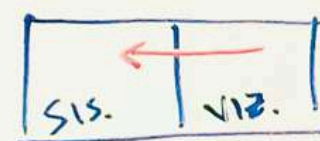
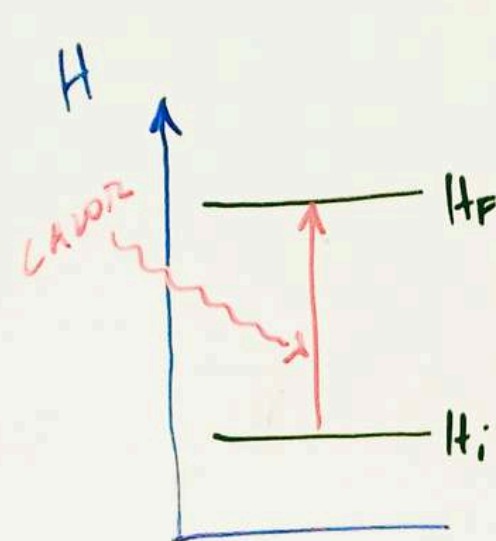
TRUCA DE
ENERGIA

- ENTALPIA: ASSOCIADA À TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA TÉRMICA PELA TROCA DE CALOR (À PRESSÃO CONSTANTE)

$$\Delta H = H_F - H_i = \text{CALOR TROCADO ENTRE SISTEMA E VIZINHANÇA}$$

ENTALPIA
DO ESTADO
FINAL

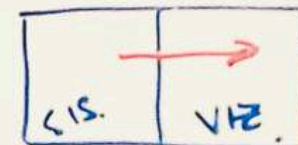
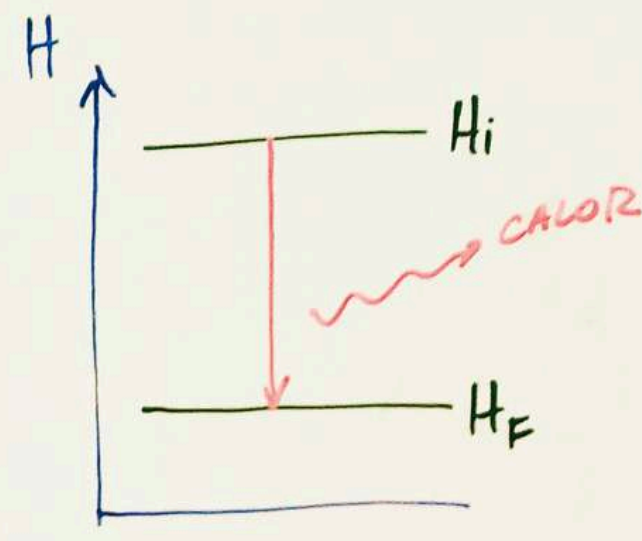
ENTALPIA
DO ESTADO
INICIAL



$$\Delta H > 0$$

SISTEMA ABSORVE
CALOR DA VIZINHANÇA
(QUE ESFRIA), ASSIM
ELEVANDO SUA ENTALPIA

PROCESSO ENDOTÉRMICO

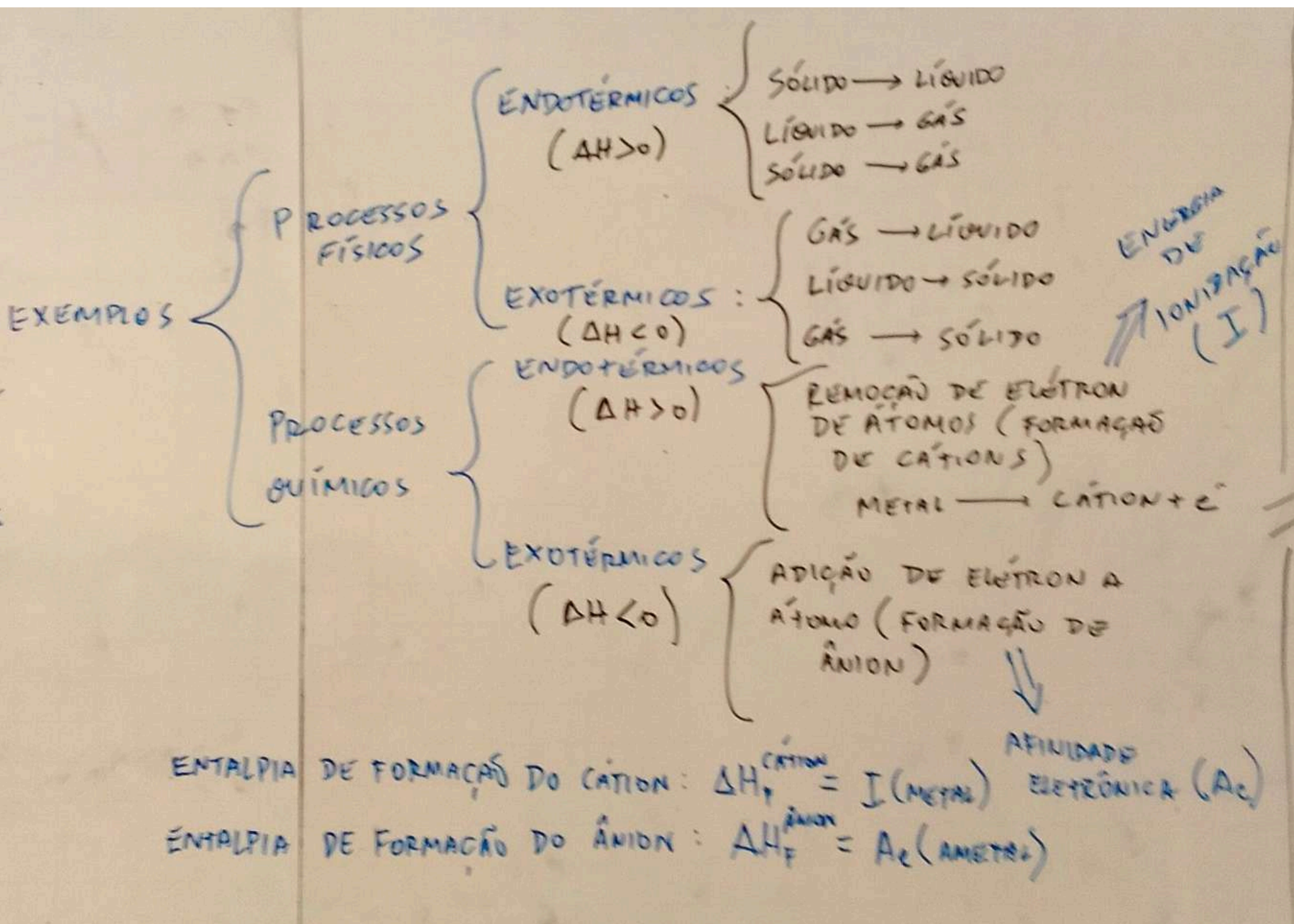


$$\Delta H < 0$$

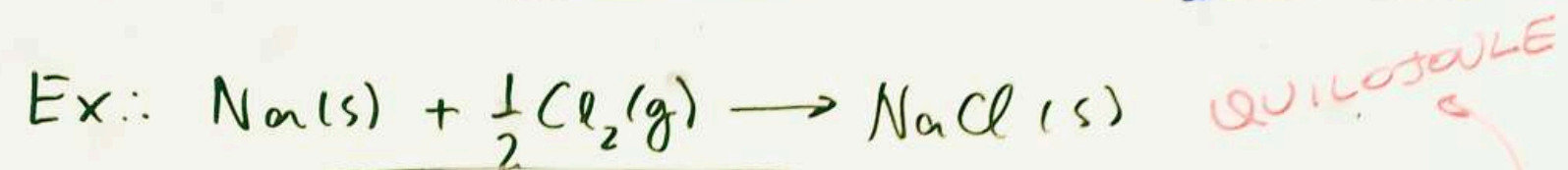
SISTEMA FORNECE
CALOR PARA A
VIZINHANÇA (QUE
ESQUENTA), ASSIM
REDUZINDO SUA ENTALPIA

PROCESSO EXOTÉRMICO

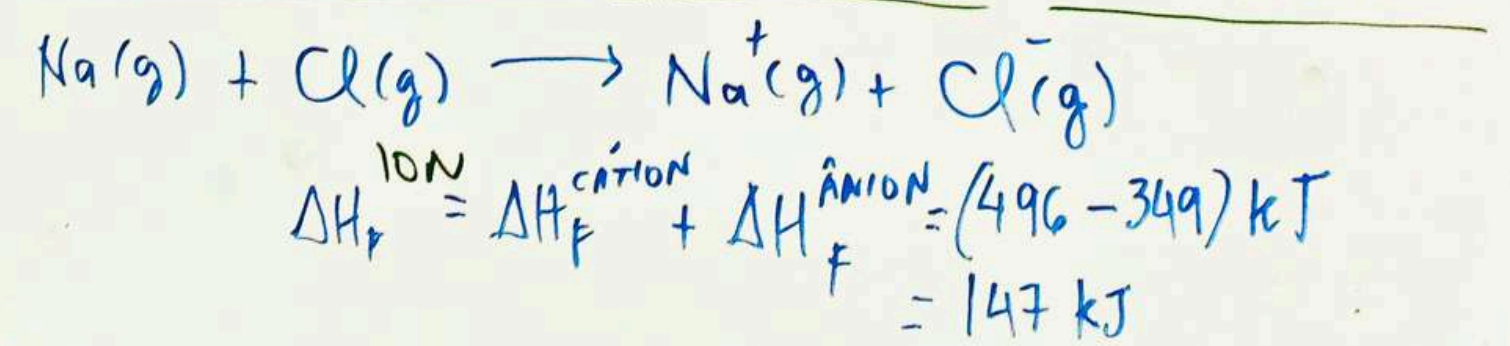
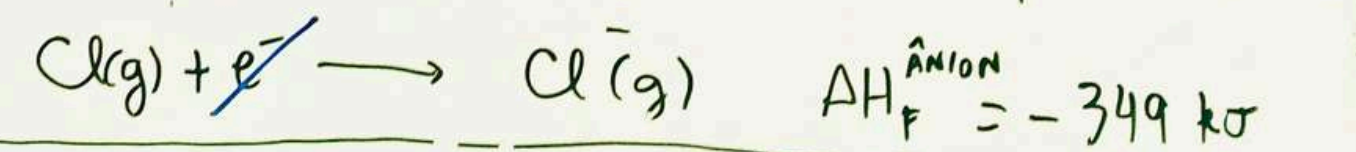
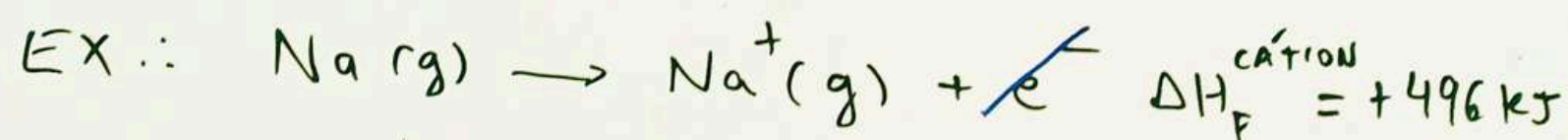
ANALOGIA
TRANSIÇÕES
ELETRÔNICAS



- FORMAÇÃO DE SALS A PARTIR DOS ELEMENTOS ESTÁVEIS NUMA CERTA TEMPERATURA (25°C , POR EXEMPLO) SÃO MUITO EXOTÉRMICAS ($\Delta H_F^{\text{SAL}} \ll 0$)

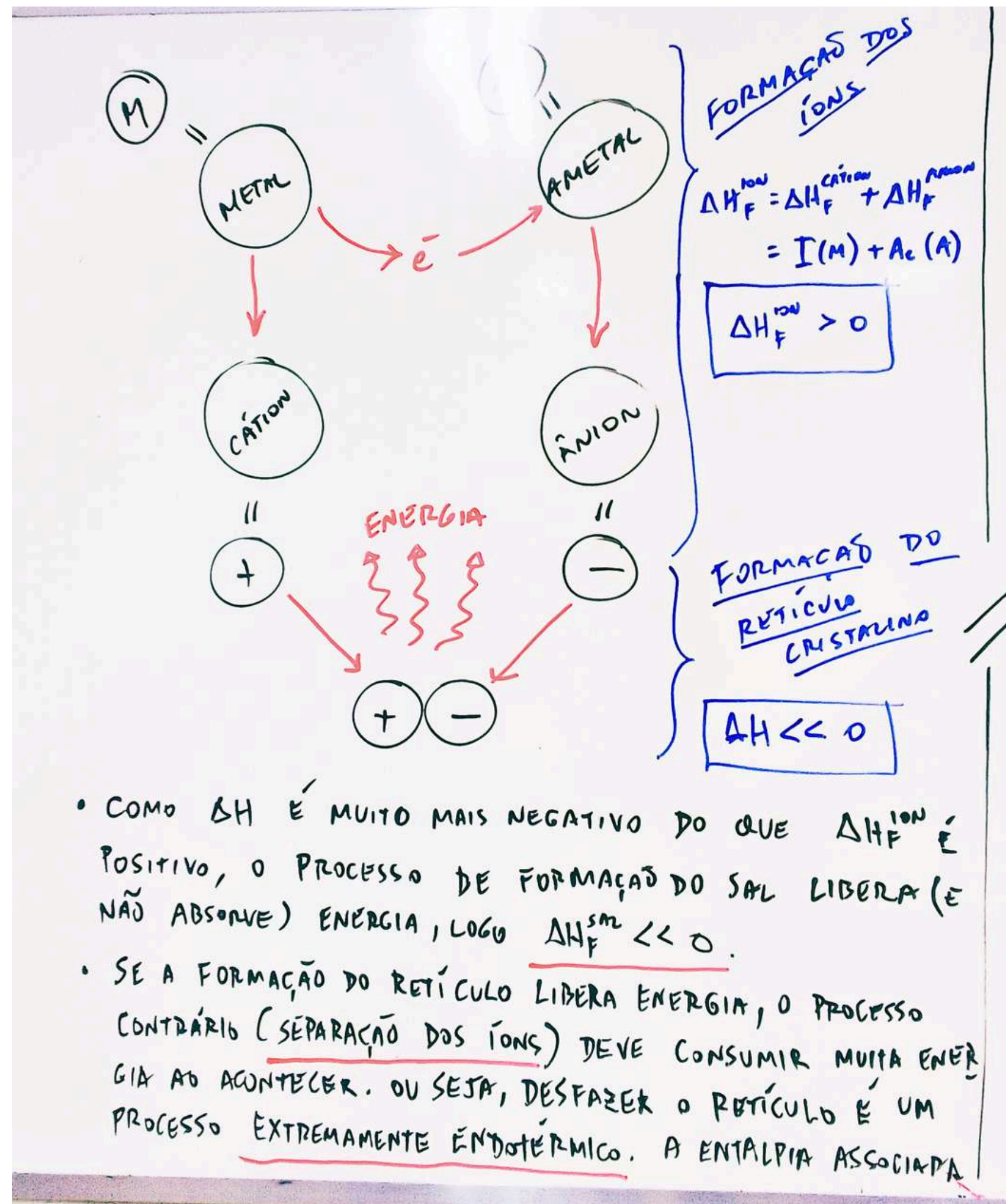


- PORÉM, A REMOÇÃO DE ELÉTRONS DO METAL E ADIÇÃO DESTES EM UM AMETAL É, NO TOTAL, UM PROCESSO ENDOTÉRMICO ($\Delta H_F^{\text{ION}} = \Delta H_F^{\text{CÁTION}} + \Delta H_F^{\text{ÂNION}} > 0$)

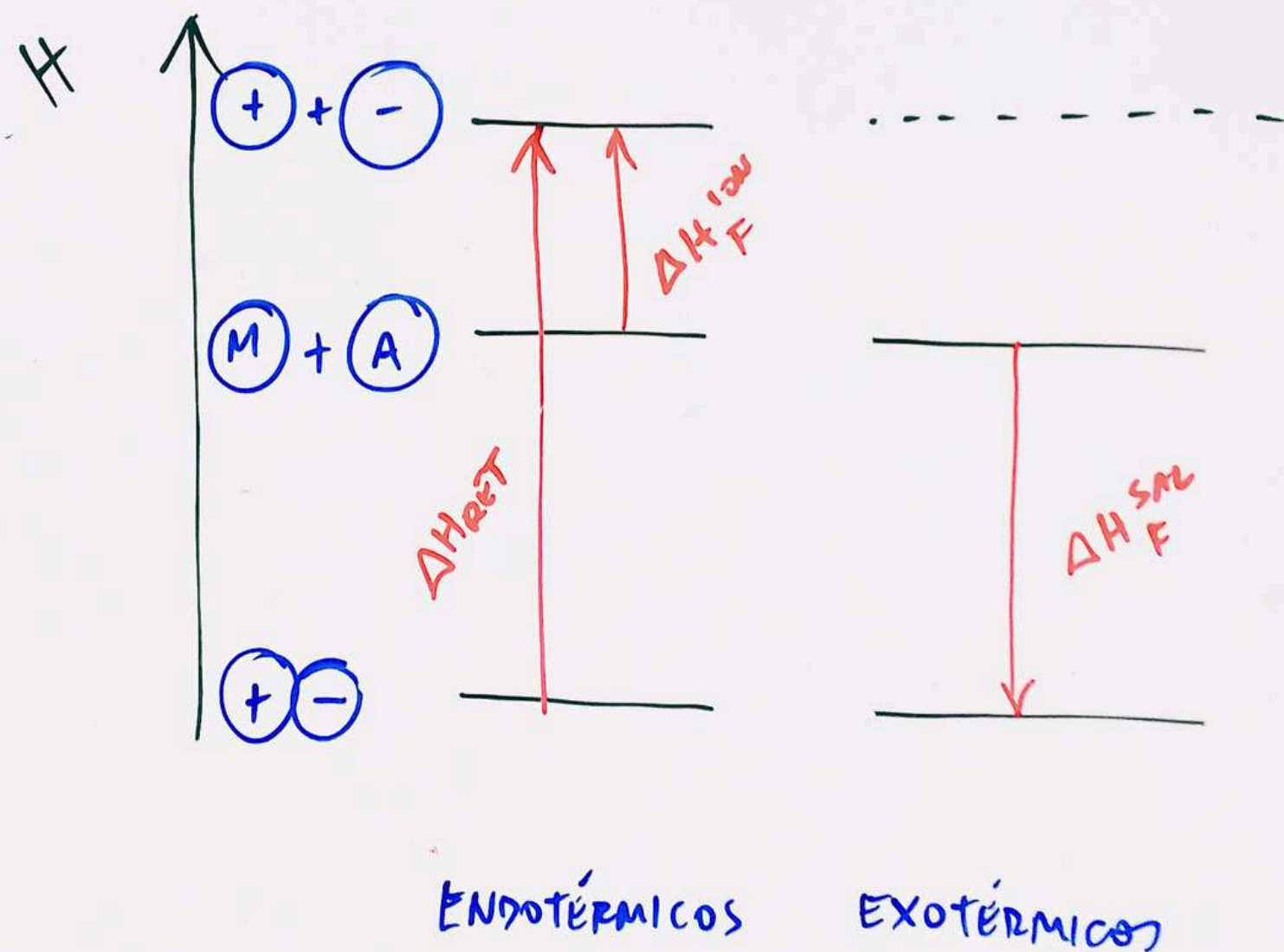


ENERGÉTICA DA FORMAÇÃO DE LIGAÇÕES IÔNICAS

- NORMALMENTE A I DO METAL É MAIS POSITIVA DO QUE A A_e DO AMETAL É NEGATIVA, NO TOTAL SENDO POSITIVA.
- QUAL A EXPLICAÇÃO? O QUE JUSTIFICA TAMANHA LIBERAÇÃO DE ENERGIA, SENDO QUE A FORMAÇÃO DOS ÍONS REQUER ABSORÇÃO DE ENERGIA
- A RESPOSTA É QUE, APÓS A FORMAÇÃO DOS ÍONS, ESTES INTERAJEM ATRATIVAMENTE (INTERAÇÃO ELETROSTÁTICA, FORÇAS DE COULOMB), LIBERANDO MUITA ENERGIA NO PROCESSO (UMA VEZ QUE ESTE É FAVORÁVEL). A ESTE PROCESSO DAMOS O NOME DE FORMAÇÃO DO RETÍCULO CRISTALINO, ASSOCIADO A UM ΔH_{ret} BASTANTE NEGATIVO.



A ESSE PROCESSO É CHAMADA DE ENTALPIA DE REDE, OU ENTALPIA RETICULAR, QUE É O NEGATIVO DA ENTALPIA DE FORMAÇÃO DO RETÍCULO. ELA É POSITIVA E QUANTO MAIOR O SEU VALOR, MAIS FORTE AS INTERAÇÕES ENTRE OS ÍONS NO SÓLIDO IÔNICO.



• ORIGEM DA ENERGIA RETICULAR

- A ATRAÇÃO ENTRE OS ÍONS EM UM SÓLIDO IÔNICO ESTÁ RELACIONADA À ENERGIA ELETROSTÁTICA ENTRE ELAS: CARGAS OPOSTAS SE ATRAEM. A FORÇA DESSA INTERAÇÃO ENTRE DOIS PONTOS COM CARGAS Q_1 E Q_2 A UMA DISTÂNCIA d É DADA PELO POTENCIAL ELÉTRICO E_{el} :

$8,9 \times 10^9 \text{ Jm/C}^2$

CARGAS

Q_1 Q_2

d

DISTÂNCIA

$$E_{el} = \frac{kQ_1Q_2}{d}$$

- ANALISAREMOS APENAS O VALOR NUMÉRICO DE E_{el} , ISTO É, APENAS SUA MAGNITUDE OU VALOR ABSOLUTO, IGNORANDO O SINAL. OBSERVA-SE QUE O MÓDULO DA INTERAÇÃO ENTRE AS CARGAS É TAL QUE:
- * QUANTO MAIOR A CARGA, MAIS FORTE A INTERAÇÃO
- * QUANTO MAIOR A DISTÂNCIA, MAIS FRACA A INTERAÇÃO.

- A INTERAÇÃO ENTRE UM PAR DE ÍONS DE UM SÓLIDO PODE SER ESTUDADA ATRAVÉS DESSA EQUAÇÃO, DESDE QUE :

* $Q_1 \text{ E } Q_2 = Q_+ \text{ E } Q_-$ (CARGAS DOS ÍONS)

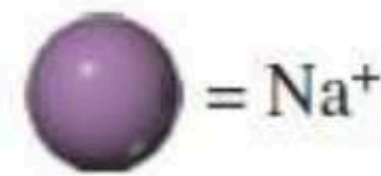
* $d = r_+ + r_-$ (SOMA DO RAIO DOS ÍONS)

- PORTANTO: $E_{el} \text{ (DOIS ÍONS EM SÓLIDO)} = \frac{K Q_+ Q_-}{r_+ + r_-}$

- VERIFICA-SE QUE A ENTALPIA RETICULAR É PROPORCIONAL AO MÓDULO DE E_{el} , $|E_{el}|$, DE MODO QUE:

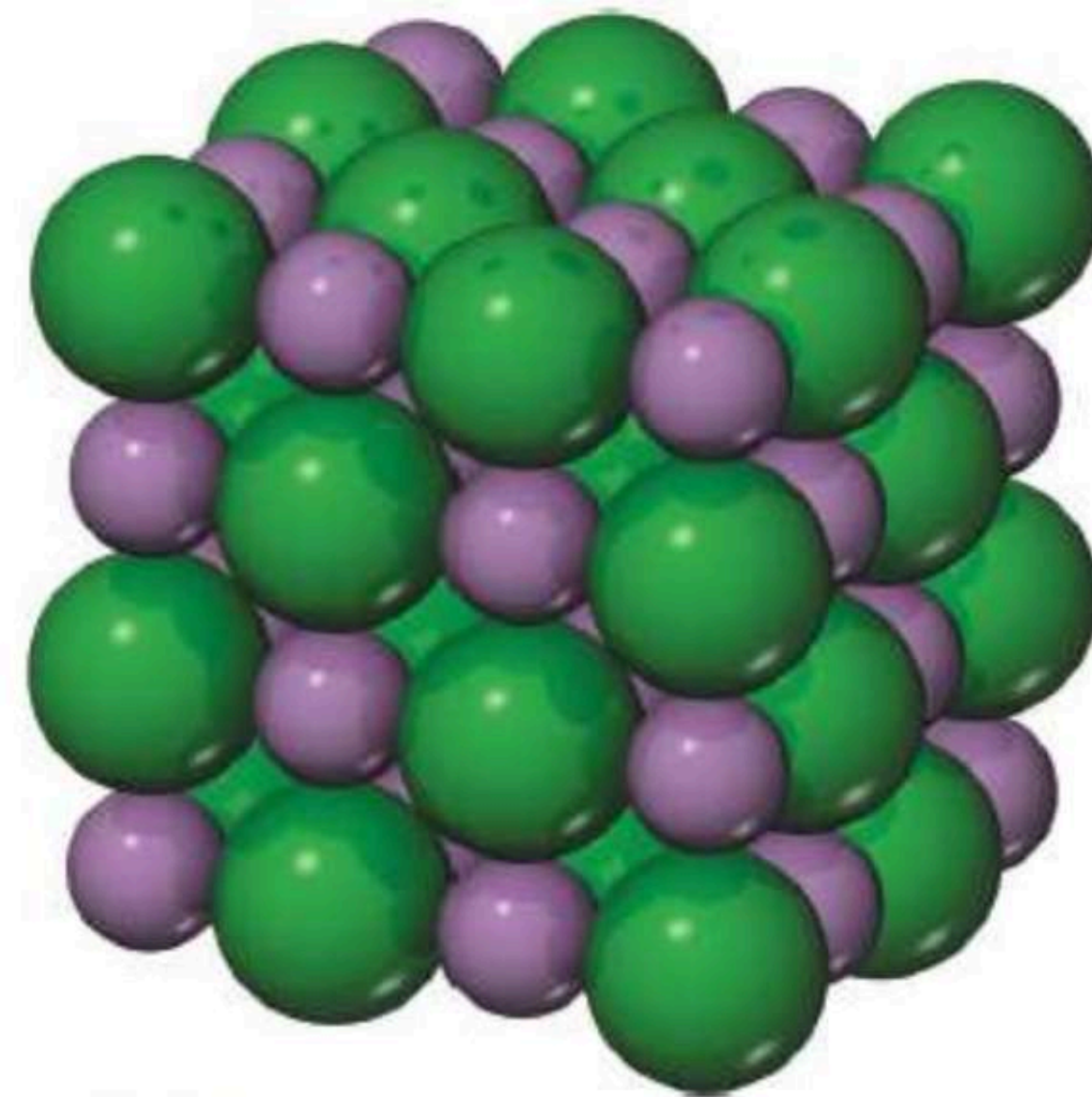
$$\Delta H_{ret} = A \cdot |E_{el}| = \frac{A K |Q_+ Q_-|}{r_+ + r_-}$$

ONDE A É UMA CONSTANTE QUE DEPENDE DO ARRANJO GEOMÉTRICO NO CRISTAL. VAMOS ASSUMIR QUE SUA INFLUÊNCIA É PEQUENA RELATIVA A DO POTENCIAL ELETROSTÁTICO, DE MODO A COMPREENDER OS VALORES VARIÁVEIS DAS ENTALPIAS RETICULARES EM TERMOS DE CARGAS E DISTÂNCIAS APENAS



Cada íon Na^+ é circundado por seis íons Cl^- .

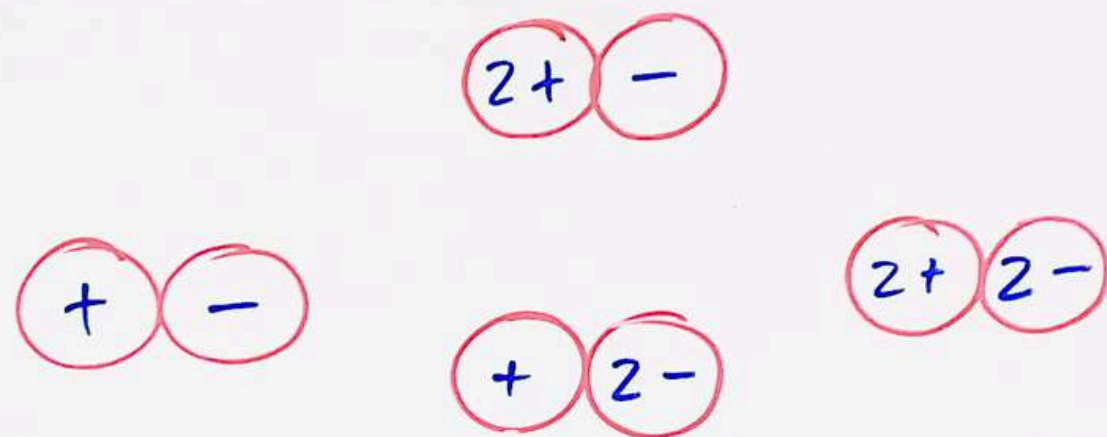
Cada íon Cl^- é circundado por seis íons Na^+ .



ura 8.3 Estrutura cristalina do cloreto de sódio.

- Portanto, quanto maior as cargas dos íons, maior a força com que eles se ligam e, consequentemente, a energia do retículo, pois mais energia é necessária para separar cátions e ânions:

SE RAIOS
SÃO CONSTANTES



CARGAS CRESCENTES →

ENERGIA DO RETÍCULO CRESCENTE

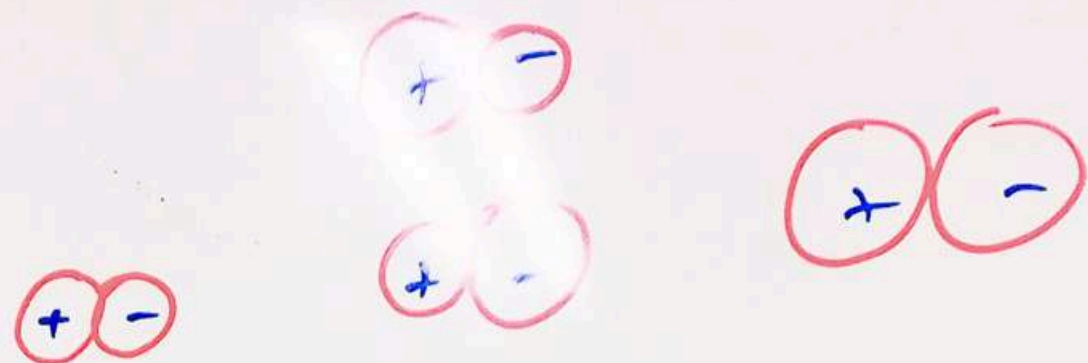
(MAIS ENERGIA É NECESSÁRIA PARA SEPARAR OS ÍONS)

VER TABELA DO LIVRO

- Por outro lado, quanto maior o raio dos íons (r_+ e/ou r_-), menor a força eletrostática e a energia de rede

Composto	Energia reticular (kJ/mol)	Composto	Energia reticular (kJ/mol)
LiF	1.030	MgCl ₂	2.326
LiCl	834	SrCl ₂	2.127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3.795
NaCl	788	CaO	3.414
NaBr	732	SrO	3.217
NaI	682		
KF	808	ScN	7.547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

SE CARGAS
CONSTANTES

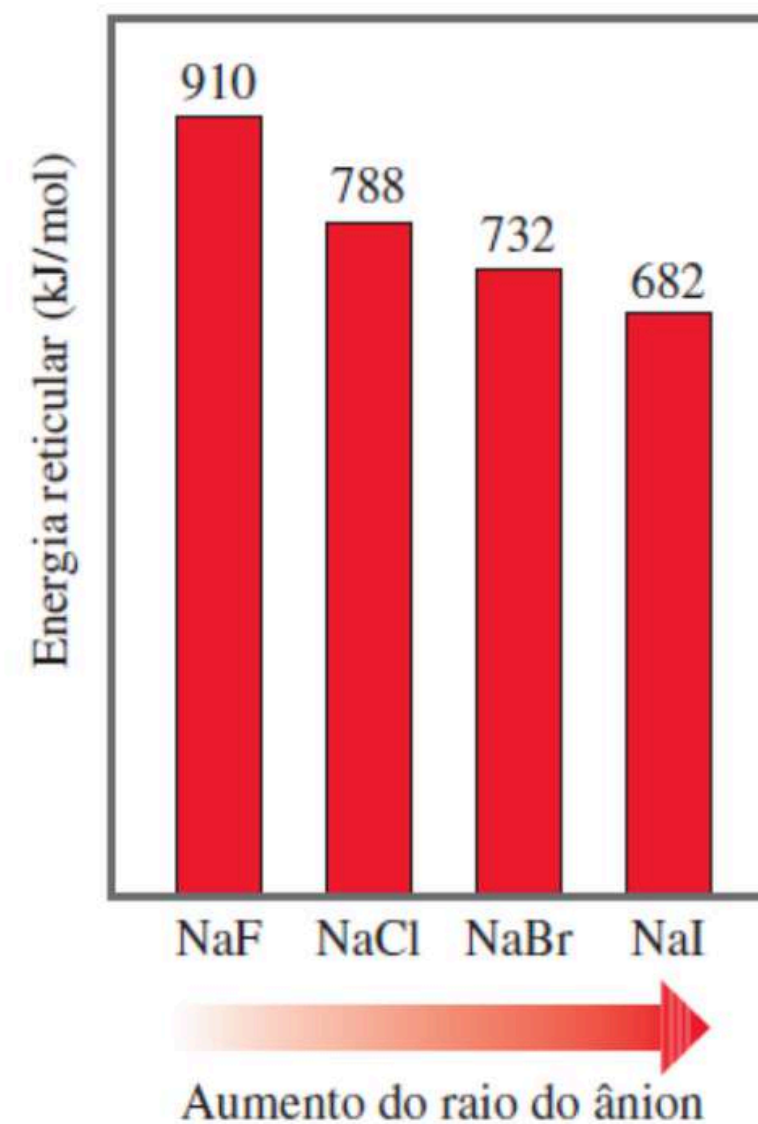
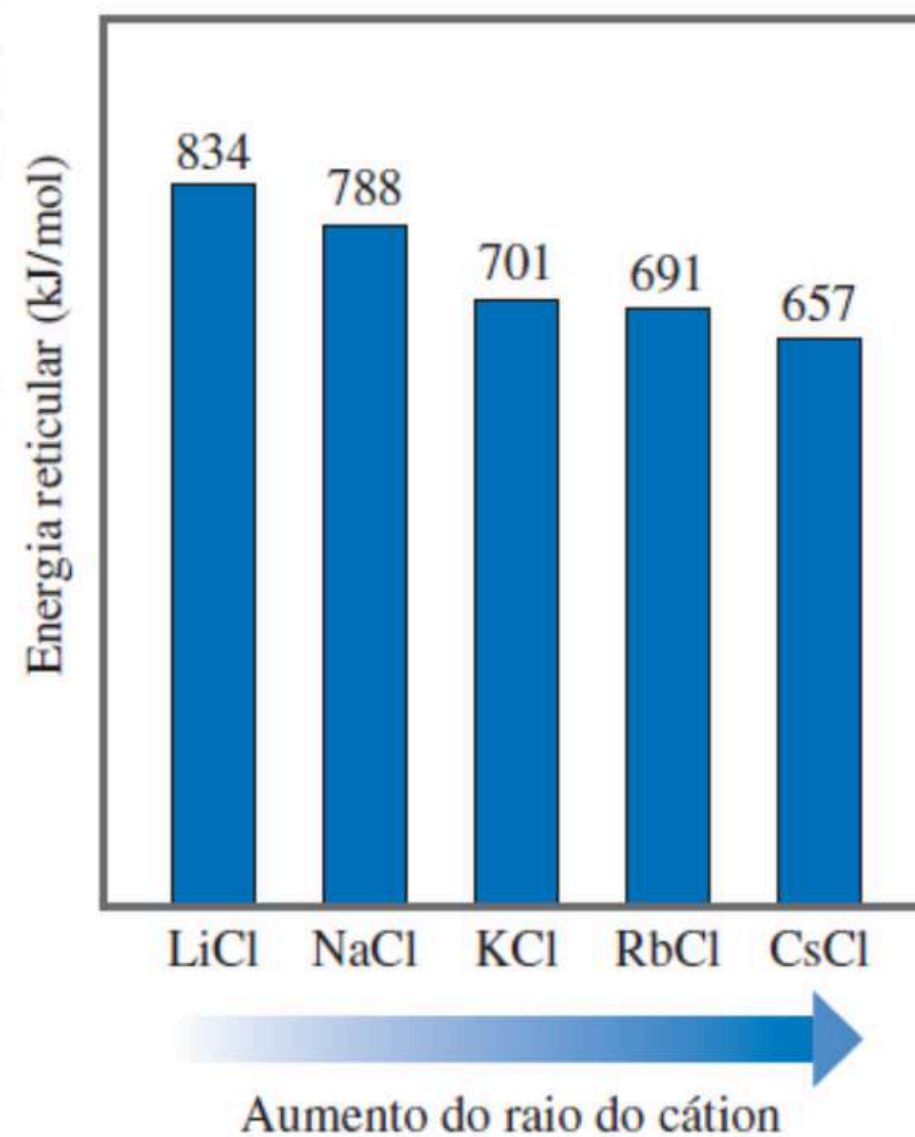


RAIOS CRESCENTES →
ENERGIA DE REDE DECRESCENTE
(MENOS ENERGIA É NECESSÁRIA
PARA SEPARAR OS IÔNS)

VER TABELA E GRÁFICO DO LIVRO

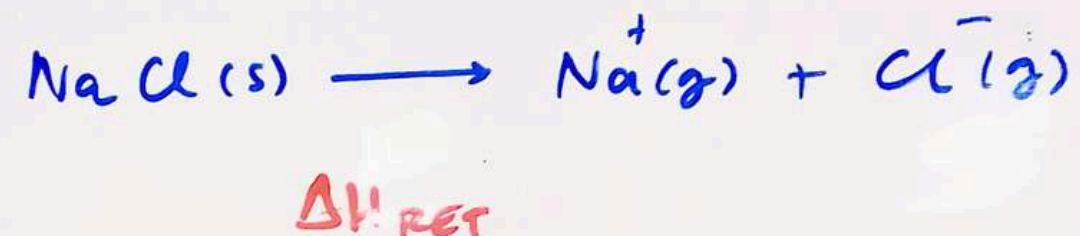
• CÁLCULO DA ENERGIA RETICULAR:

• ΔH_{ret} NÃO PODE SER OBTIDO DIRETAMENTE EM UM EXPERIMENTO. NO ENTANTO, ELE PODE SER CALCULADO DE MANEIRA INDIRETA, USANDO A LEI DE HESS E OUTRAS MEDIDAS, SEGUNDO O CICLO DE HADEN-DONALD.

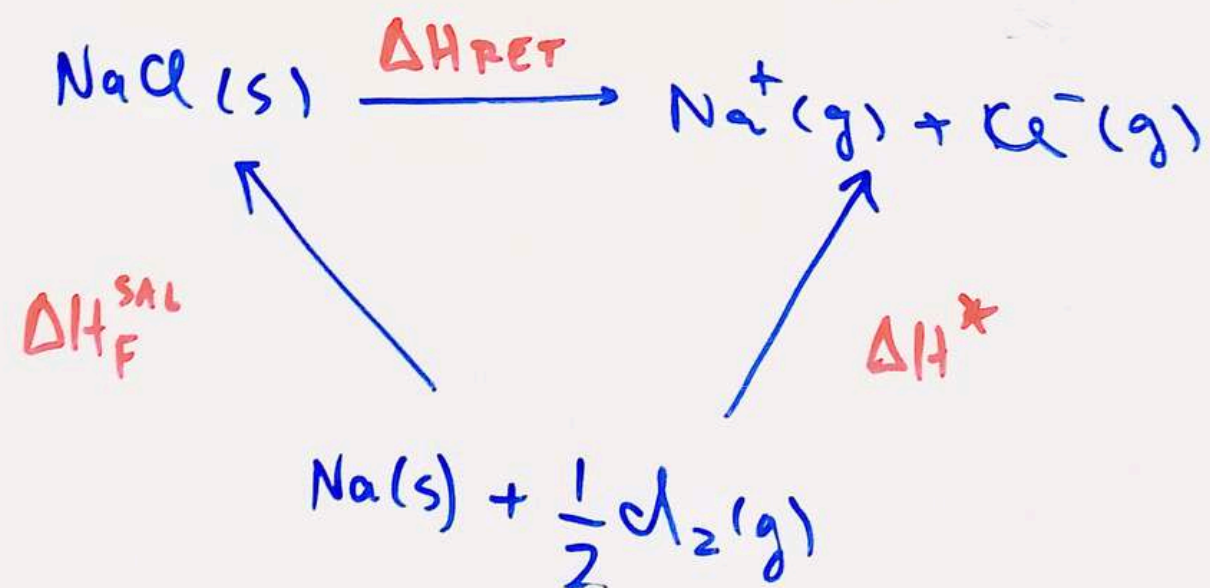


⇒ CICLO DE LATIMER-BORN

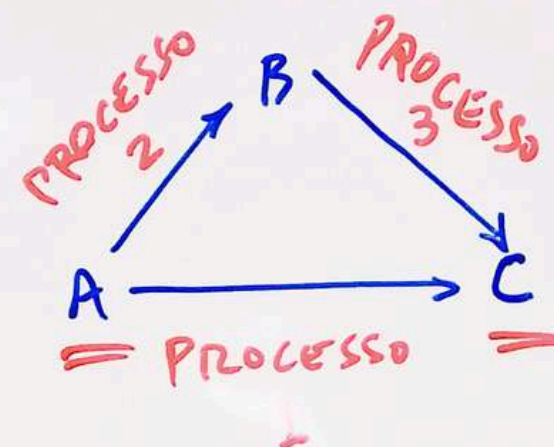
- DESSEJAMOS ΔH_{RET} , REFERENTE AO PROCESSO:



- CONSIDERANDO QUE TEMOS ACESSO ÀS ENERGIAS ENERGIAS ENVOLVIDAS NOS PROCESSOS DE IONIZAÇÃO (QUE ENVOLVEM OS REAGENTES) E FORMAÇÃO DO SAL (QUE ENVOLVEM O PRODUTO):



- DEVIDO A PRINCÍPIOS DA TERMODINÂMICA:



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

(LEI DE HESS)

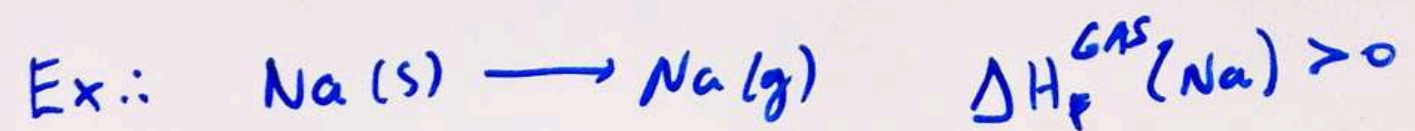
- NO NOSSO CASO:

$$\Delta H^* = \Delta H_{\text{F}}^{\text{SAL}} + \Delta H_{\text{RET}} \quad \text{OU:}$$

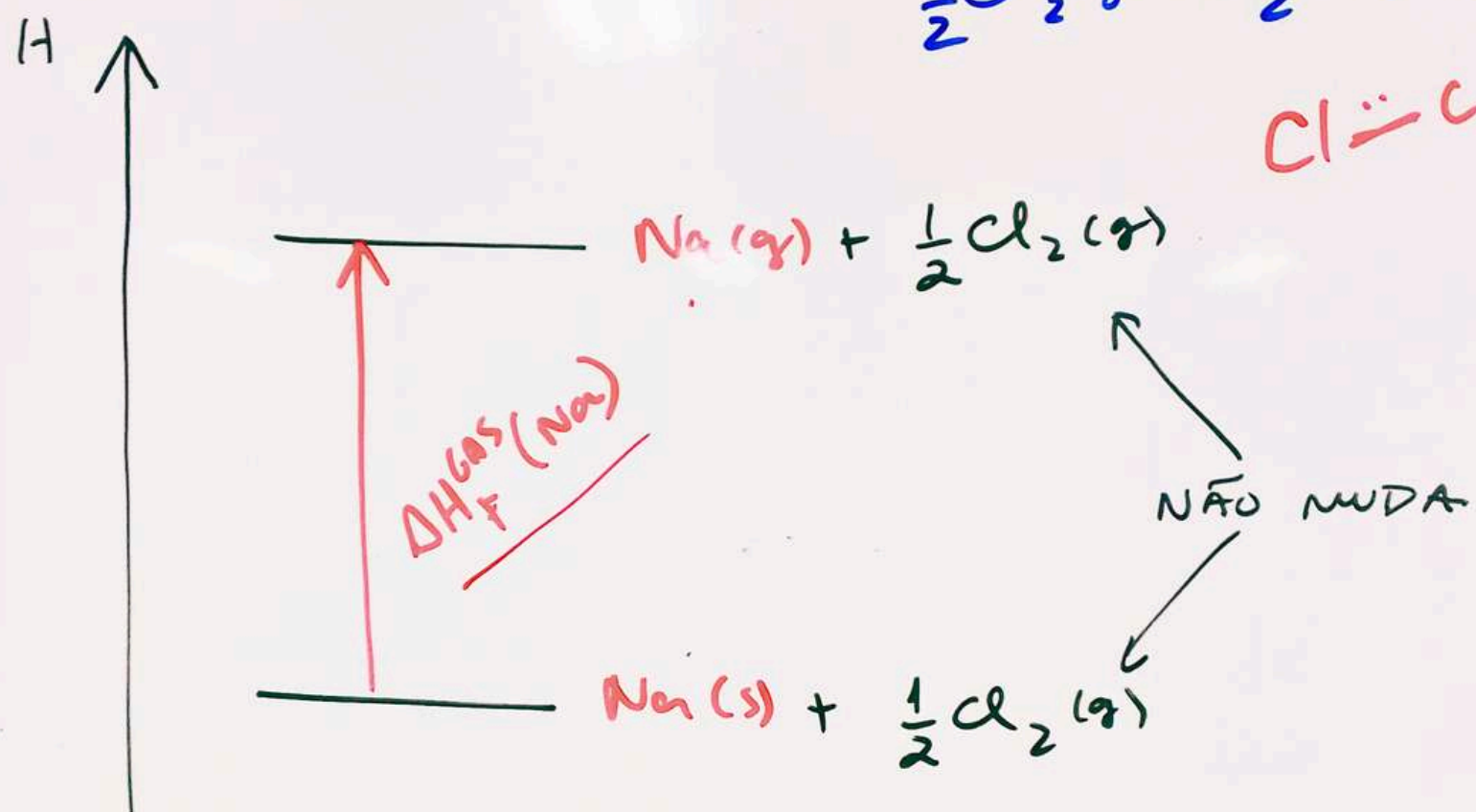
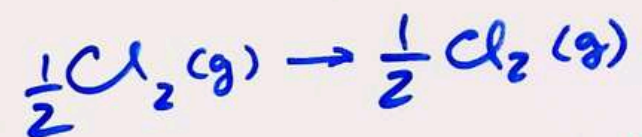
$$\boxed{\Delta H_{\text{RET}} = \Delta H^* - \Delta H_{\text{F}}^{\text{SAL}}}$$

- A ENTALPIA ΔH^* ENVOLVE:

- 1) TRANSFORMAÇÃO DOS ELEMENTOS (METAL E/OU AMETAL) PARA A FASE GASOSA (SE NECESSÁRIO). TAL PROCESSO, COMO VIMOS, É ENDOTÉRMICO: $\Delta H_{\text{F}}^{\text{GAS}} > 0$

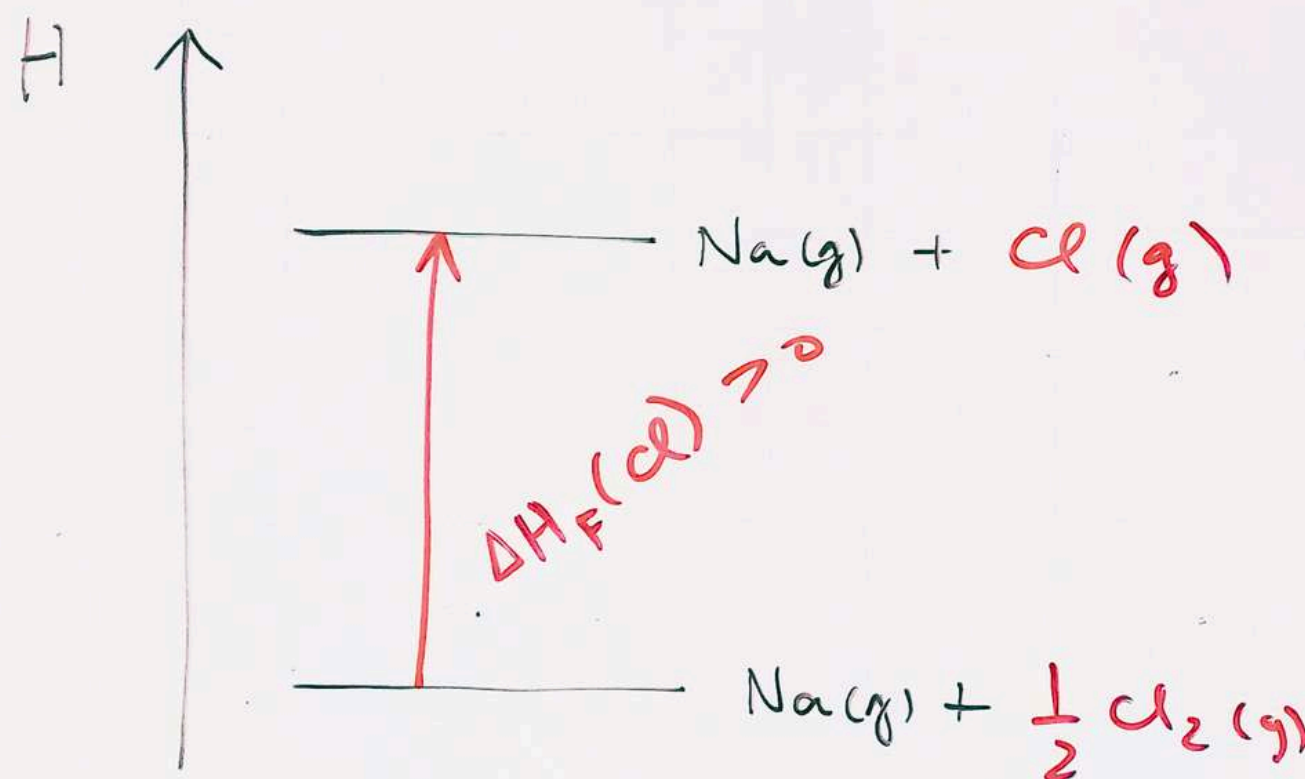
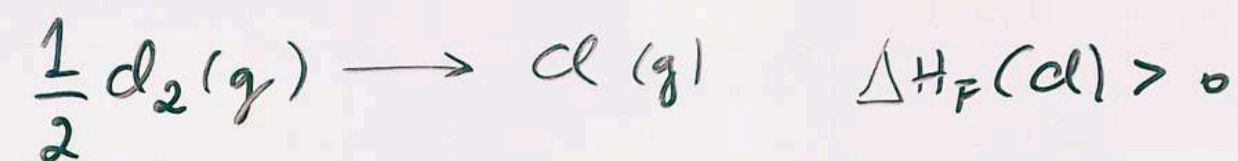


CLORO JÁ É NA FASE GASOSA À 25°C

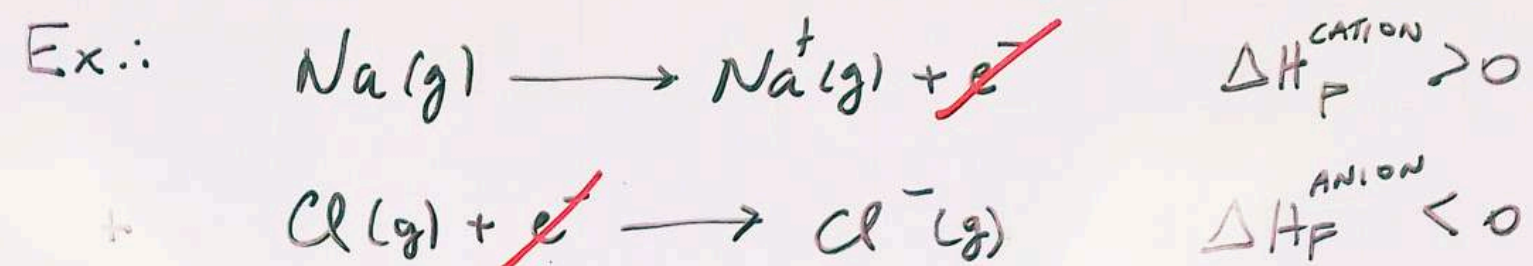


2) FORMAÇÃO DOS ÁTOMOS (EM FASE GASOSA) A PARTIR DE QUALQUER SUBSTÂNCIA MOLECULAR (SE HOUVER). A ATOMIZAÇÃO ENVOLVE SEPARAR ÁTOMOS LIGADOS VIA LIGAÇÃO QUÍMICA, POR ISSO É UM PROCESSO NECESSARIAMENTE ENDOTÉRMICO, $\Delta H_f(\text{a}) > 0$

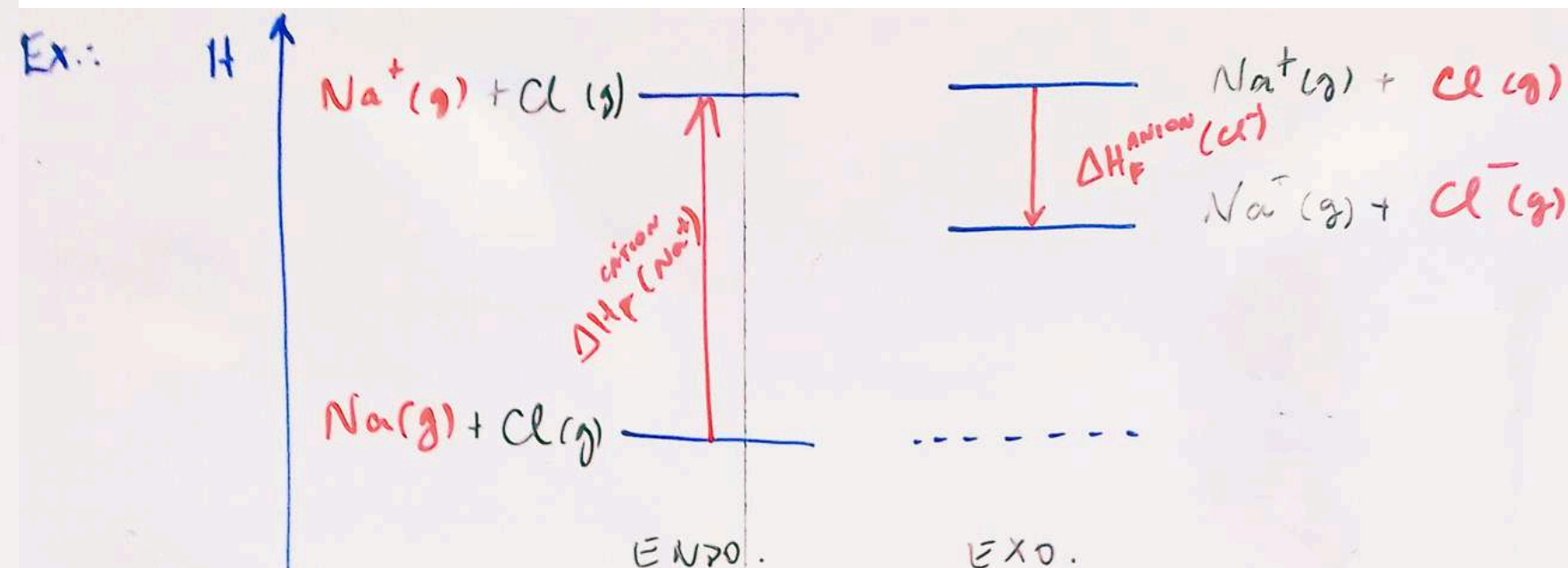
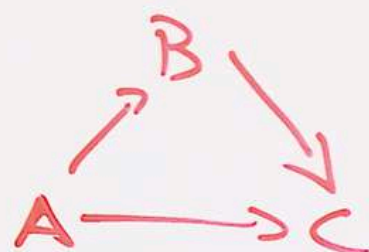
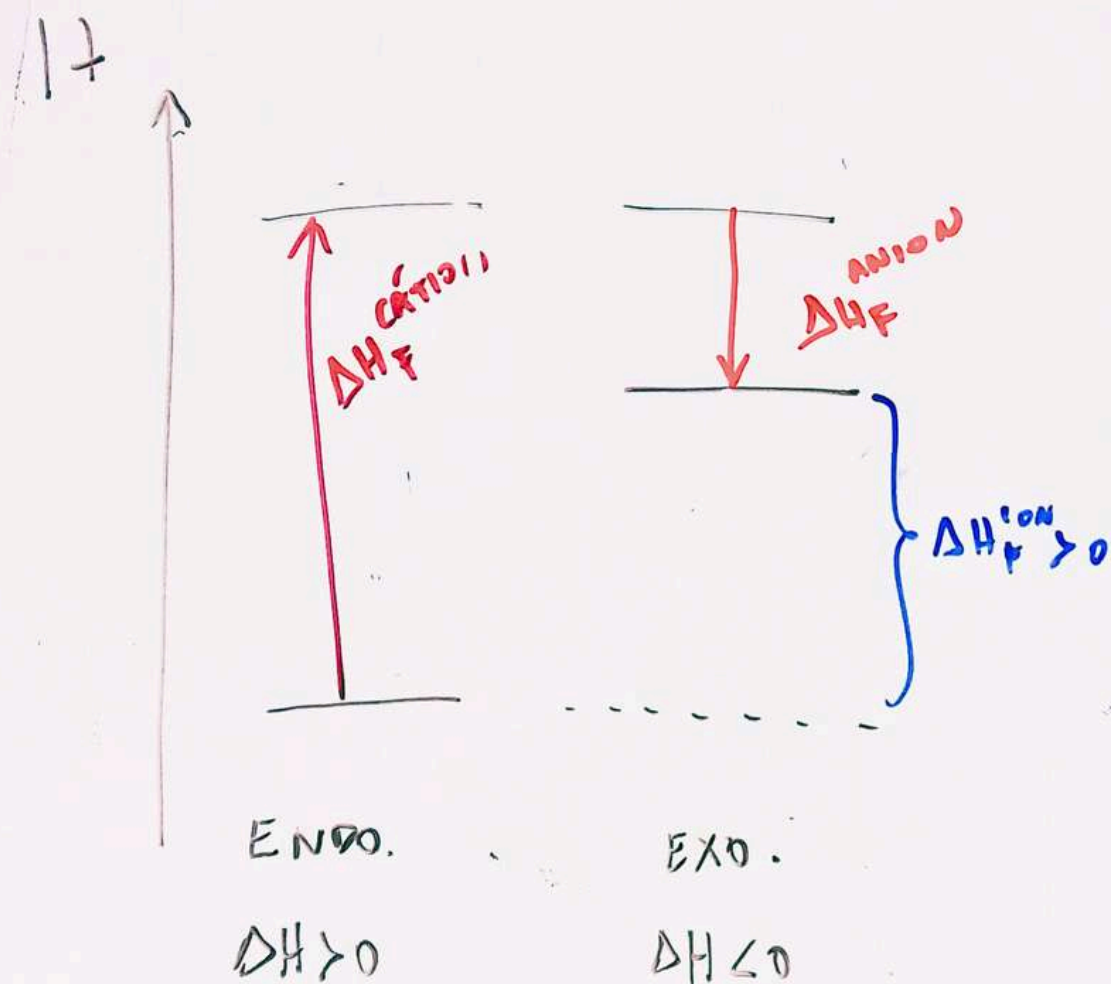
SÓDIO JÁ É ÁTOMO NA FASE GASOSA:



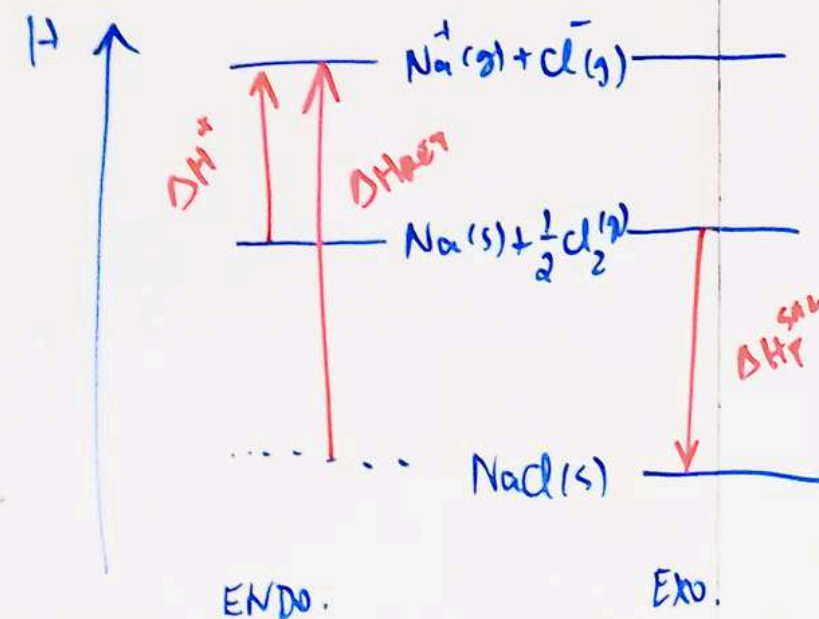
3) FORMAÇÃO DOS IONS A PARTIR DOS IONS EM FASE GASOSA UM PROCESSO ENDOTÉRMICO PARA OS CÁTIONS E EXOTÉRMICO PARA OS ÂNIONS MAS, NO TOTAL, ENDOTÉRMICO: $\Delta H_f^{\text{ion}} > 0$



$\Delta H_F^{\text{ION}} = \Delta H_F^{\text{CATION}} + \Delta H_F^{\text{ANION}}$
 $> 0 = I(\text{Na}) + A_e(\text{Cl}) > 0$

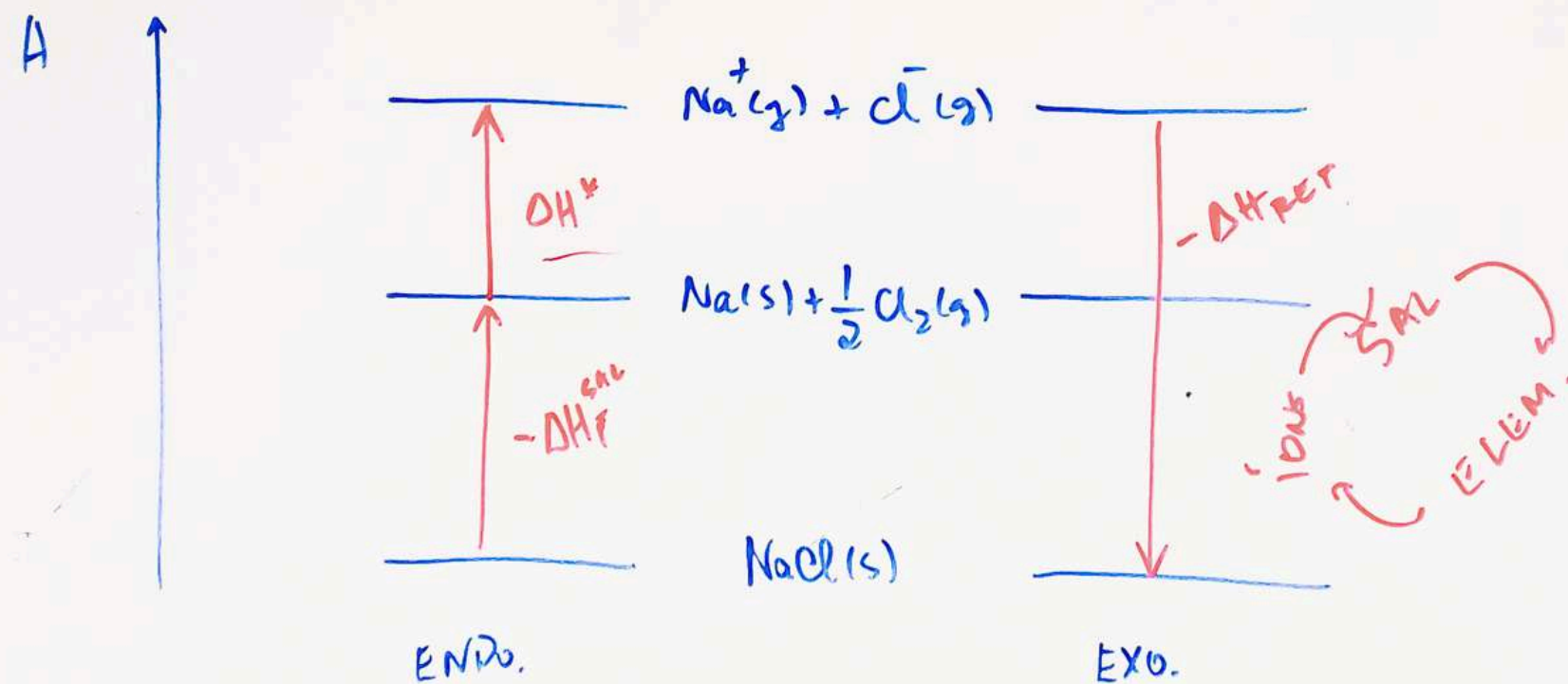


- SABEMOS, PORTANTO, QUE OS PROCESSOS ENVOLVIDOS EM ΔH^+ SÃO, NO TOTAL, ENDOTÉRMICOS, LOGO

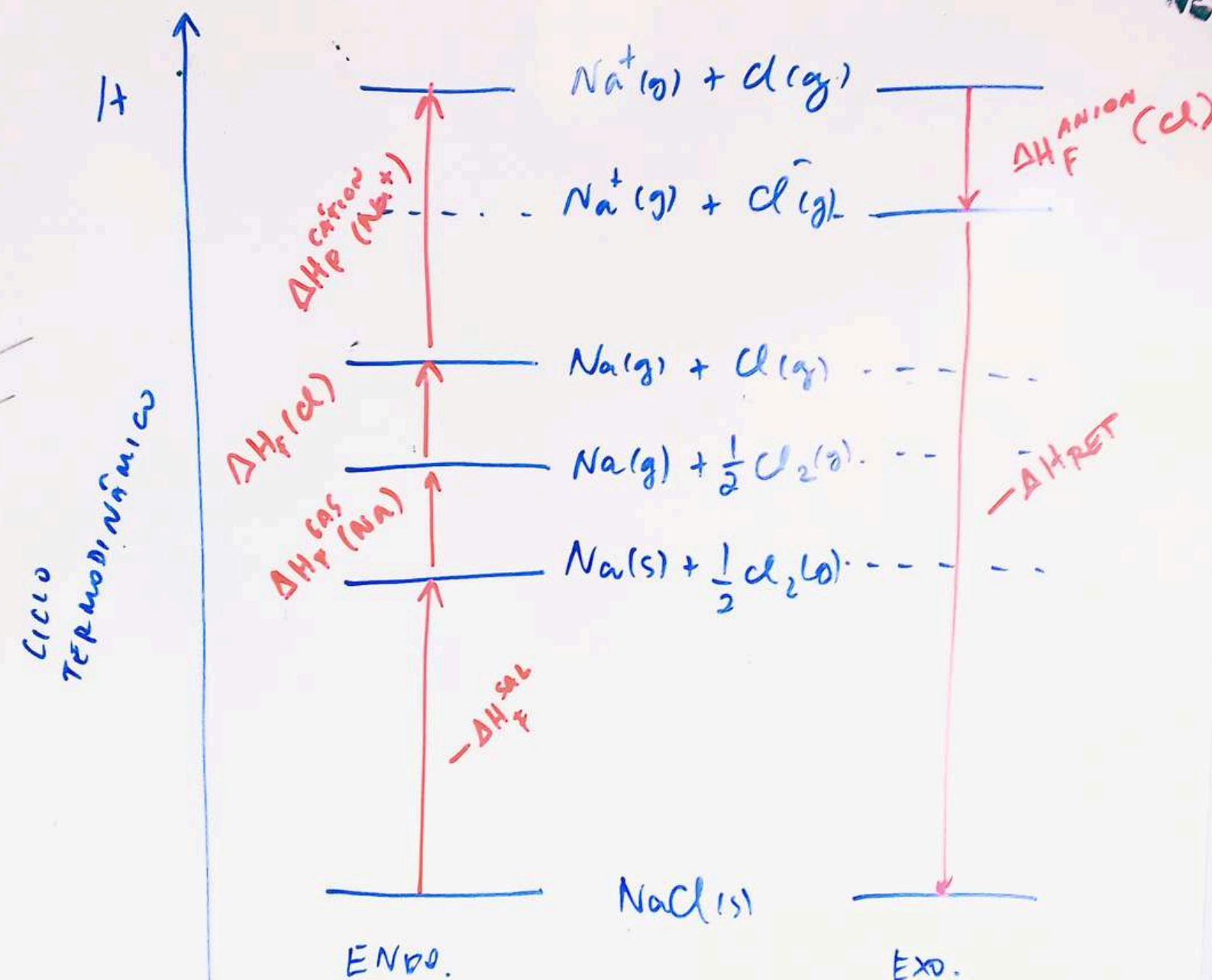


$\Delta H_{\text{RET}} = \Delta H^+ - \Delta H_F^{\text{SAL}}$
 POSITIVA $\Delta H_{\text{RET}} >> 0$
 MUITO NEGATIVA

- É COMUM, NA REPRESENTAÇÃO DE CICLOS DE HABER-BORN, USAR AS ENTALPIAS DOS PROCESSOS OPOSTOS ÀS SEPARAÇÃO DOS ÍONS DO SAL E FORMAÇÃO DO SAL, SUBSTITUINDO ΔH_{RET} POR $-\Delta H_{RET}$ (ENTALPIA DE JUNCÃO DOS ÍONS EM FASE GASOSA PARA FORMAR O SÓLIDO IÔNICO) E ΔH_F^{SM} POR $-\Delta H_F^{SM}$ (TRANSFORMAÇÃO DO SAL EM SEUS ELEMENTOS MAIS ESTÁVEIS). É CLARO QUE, COM A MUDANÇA DOS ESTADOS INICIAIS E FINAIS, $-\Delta H_{RET}$ É EXOTÉRMICA E $-\Delta H_F^{SM}$ É ENDOTÉRMICA:



- O CICLO COMPLETO É, PORTANTO



SOMA DAS ENTALPIAS EM CICLO É ZERO, LOGO

$$\Delta H_{RET} = \Delta H_F^{CAS}(Na) + \Delta H_F^{CAS}(Cl) + \Delta H_F^{ION} - \Delta H_F^{SM}$$

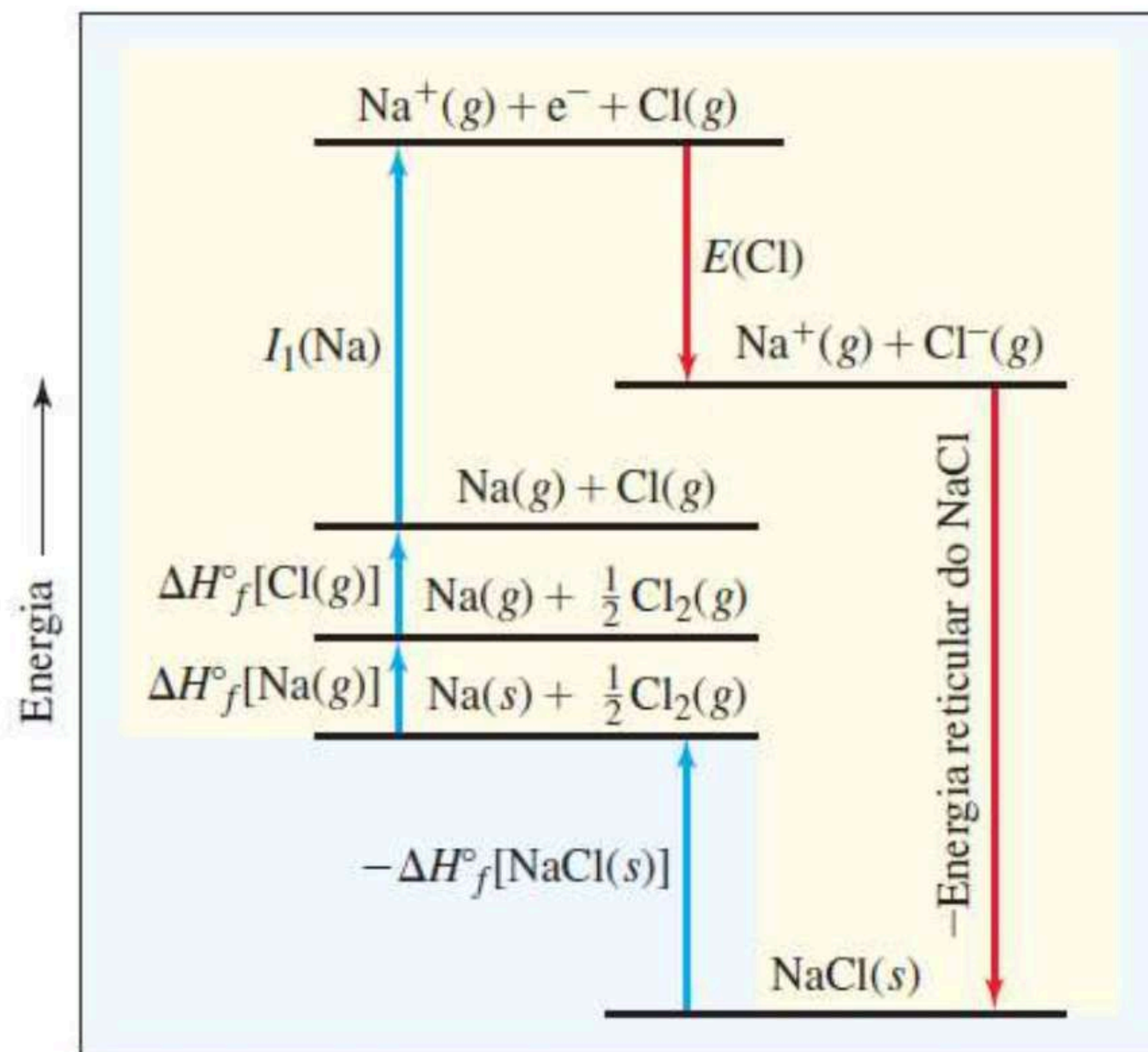


Figura 8.5 O ciclo de Born–Haber para a formação do NaCl. Essa representação da lei de Hess mostra as relações energéticas na formação do sólido iônico a partir de seus elementos.

FORMAÇÃO DE SAIS

METALS

GRUPO	CARGA
1A	+1
2A	+2
3A	+3

AMETALS

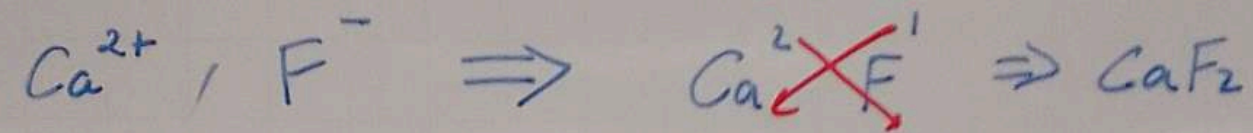
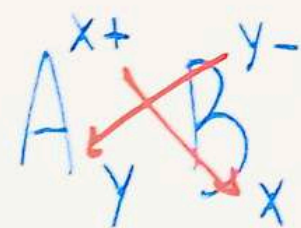
5A	-3
6A	-2
7A	-1



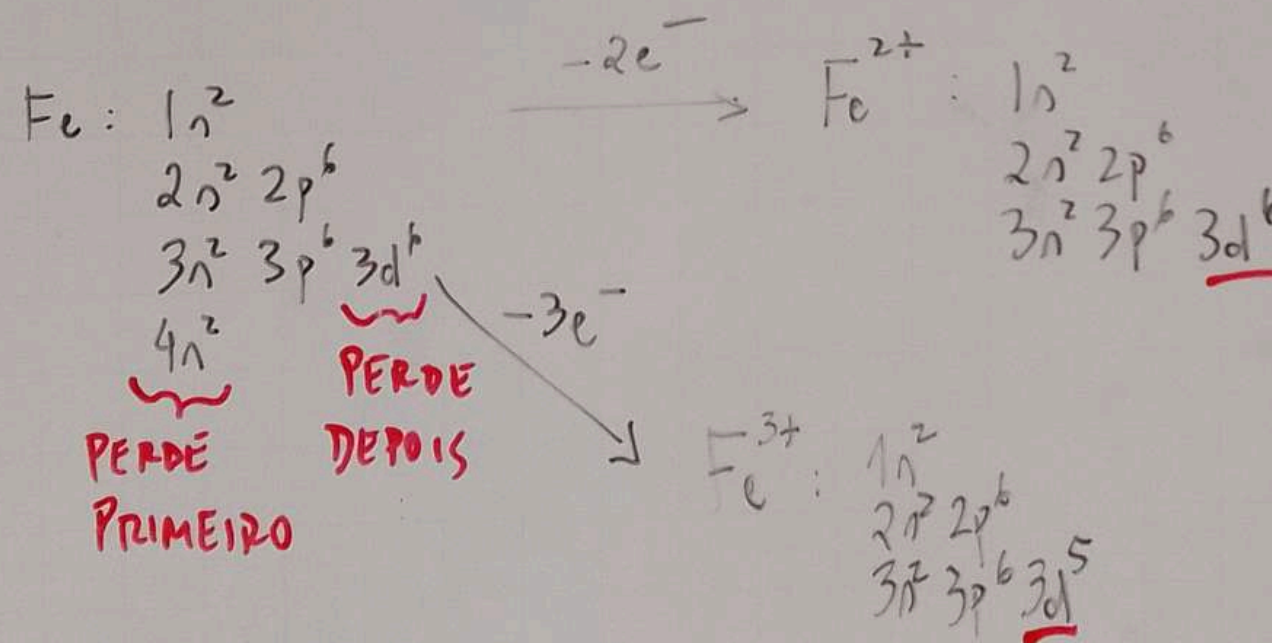
→ PARA CARGA TOTAL SER NULA

$$a = y$$

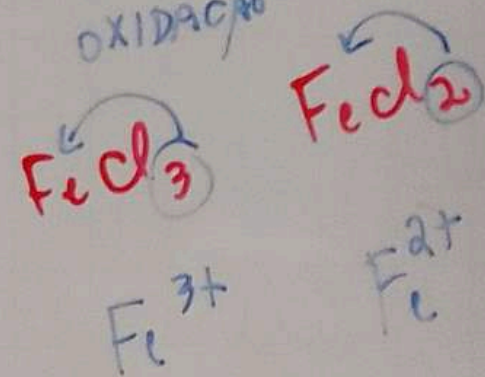
$$b = x$$



- OBSERVAR QUE METAIS DE TRANSIÇÃO POSSUEM MÚLTIPLOS ESTADOS DE OXIDAÇÃO, PERDENDO PRIMEIRO ^{OS ELÉTRONS} DOS ORBITAIS ns ($n = 4$ ou 5 , NÍVEL MAIS EXTERNO NO 3º E 4º PERÍODO) E DEPOIS OS ELÉTRONS DOS ORBITAIS $(n-1)d$ ($3d$ ou $4d$, POR EXEMPLO)



PELO SAL PODERMOS
SABER O ESTADO DE
OXIDAÇÃO



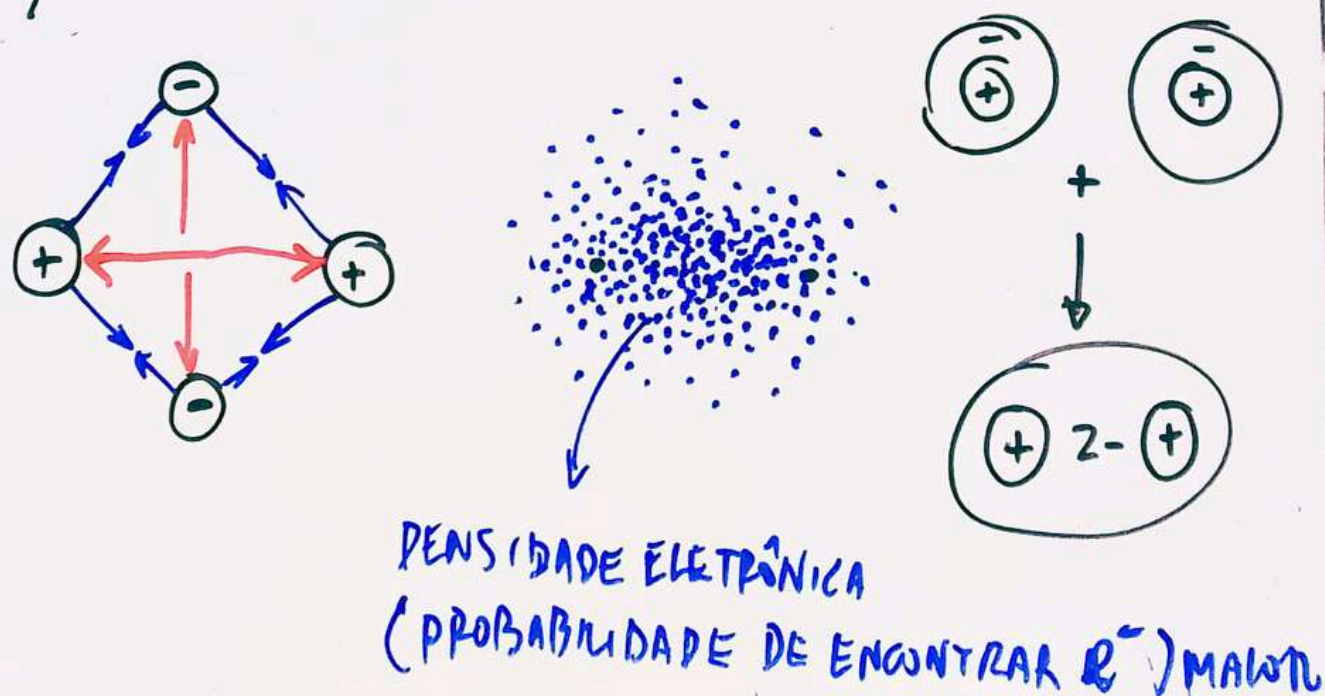
1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H ⁺																H ⁻	G A S E S N O B R E S	
Li ⁺															N ³⁻	O ²⁻		F ⁻
Na ⁺	Mg ²⁺	Metais de transição											Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻		Cl ⁻
K ⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺	V ⁵⁺ V ⁴⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ⁴⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻		
Rb ⁺	Sr ²⁺								Pd ²⁺	Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺	Te ²⁻	I ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺								Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺				

Figura 7.15 Estados de oxidação representativos dos elementos. Observe que o hidrogênio apresenta números de oxidação positivo e negativo, sendo 1 e -1 .

LIGAÇÃO COVALENTE

- MUITAS SUBSTÂNCIAS NÃO POSSUEM CARACTERÍSTICAS DE SAIS IÔNICOS;
- LEWIS PROPÔS QUE ÁTOMOS TAMBÉM PODEM ADQUIRIR CONFIGURAÇÃO DE GÁS NOBRE COMPARTILHANDO UM OU MAIS PARES DE ELÉTRONS
- UMA MOLECULA (SUBSTÂNCIA FORMADA POR TAIS LIGAÇÕES DE COMPARTILHAMENTO É ESTÁVEL PORQUE FORÇAS ATRATIVAS NÚCLEO-ELÉTRONS SUPERAM AS REPULSIVAS (NÚCLEO-NÚCLEO E ELÉTRON-ELÉTRON))

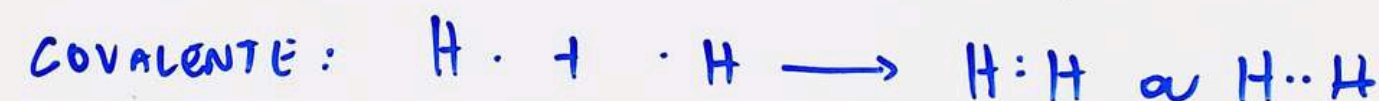
EX.:



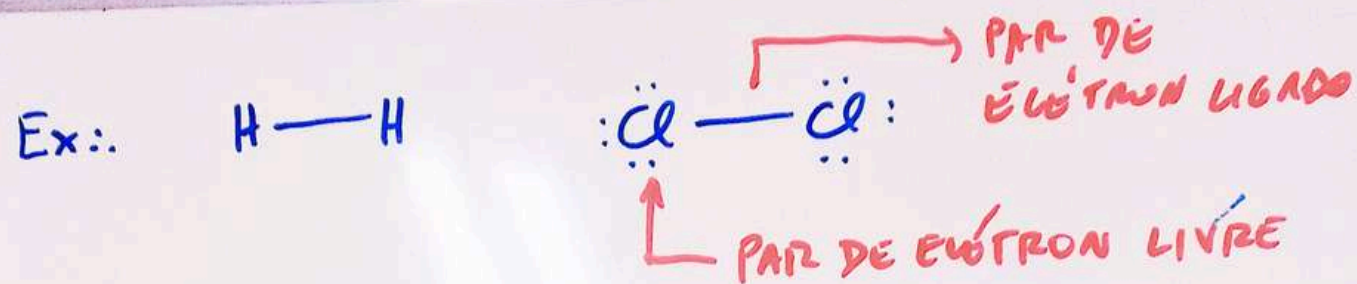
- ESSE COMPARTILHAMENTO É CHAMADO DE LIGAÇÃO COVALENTE

* ESTRUTURAS DE LEWIS P/ LIGAÇÃO COVALENTE

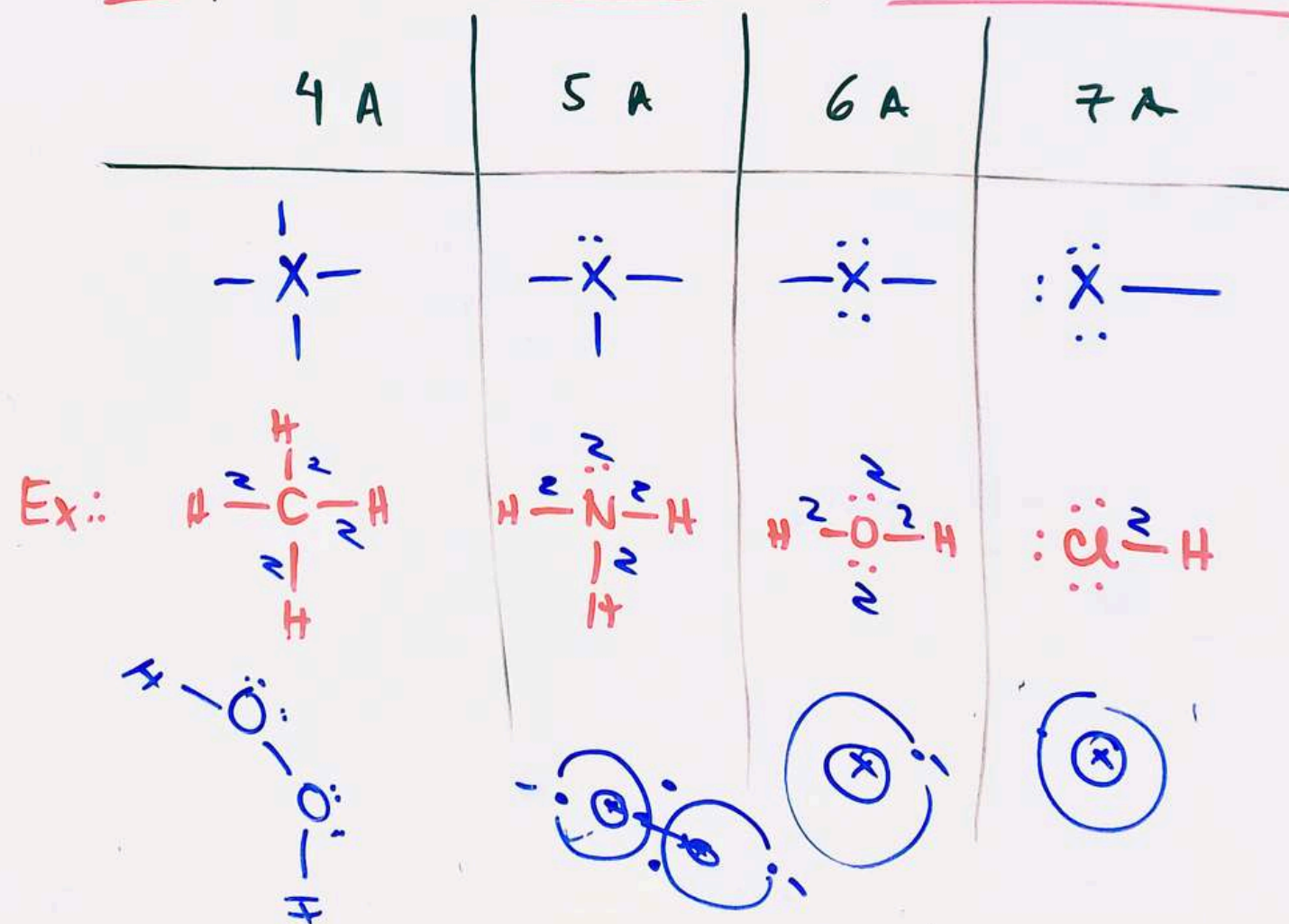
- PODEMOS REPRESENTAR LIGAÇÕES COVALENTES EM MOLÉCULAS DE DUAS FORMAS. UMA DELAS "ELÉTRONS COMO PONTOS", É A MESMA USADA PARA LIGAÇÕES IÔNICAS COM O PAR DE ELÉTRONS COMPARTILHADO ENTRE OS ÁTOMOS:



- OUTRA FORMA DE $\text{ou } :\ddot{\text{Cl}} \cdot \cdot \ddot{\text{Cl}}: \text{ ou } :\ddot{\text{Cl}} \odot \ddot{\text{Cl}}:$ INDICAR ESSAS ESTRUTURAS É PELA NOTACÃO $\text{ou } (\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:)$ DOS "ELÉTRONS LIVRES (ISTO É, NÃO-LIGADOS) COMO PONTOS". NELA, CADA PAR DE ELÉTRONS NA LIGAÇÃO É REPRESENTADO COM UMA LINHA CONECTANDO OS ÁTOMOS QUE SE LIGAM:

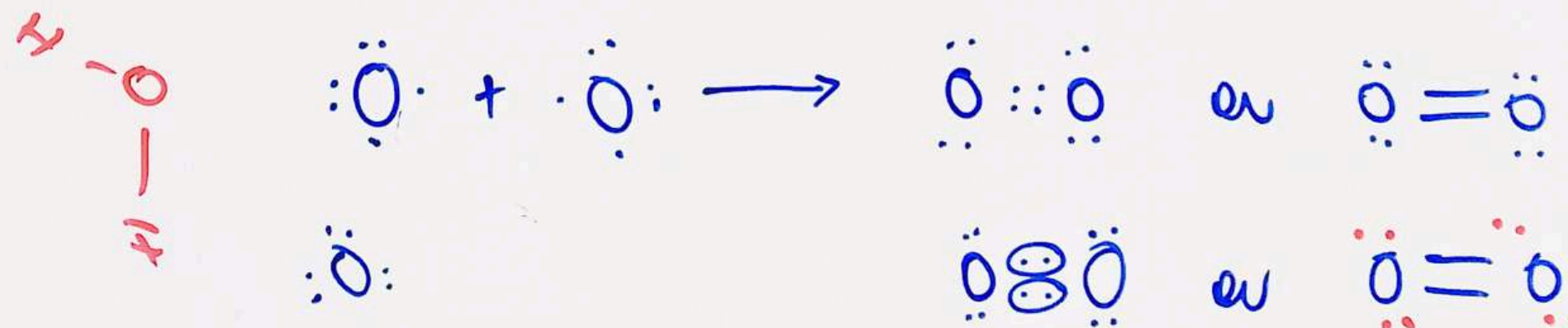


- COMO O NÚMERO DE LIGAÇÕES SIMPLES QUE CADA AMETAL PODE FAZER PARA COMPLETAR O OCTETO DEPENDE DO NÚMERO DE ELÉTRONS DE VALÊNCIA, PODE-SE ESPERAR QUE CADA FAMÍLIA DE ÁTOMOS TENHAM NÚMEROS DE LIGAÇÕES E ELÉTRONS LIVRES EQUIVALENTES.

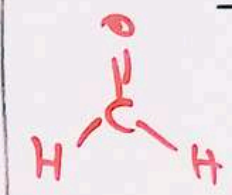
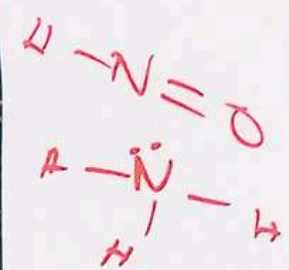
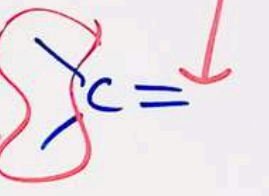


* LIGAÇÕES MÚLTIPLAS

- Nesses casos os átomos completam o octeto compartilhando mais de um par de elétrons. Cada ligação dessas é representada por um par de pontos ("elétrons como pontos") ou uma linha ("elétrons livres como pontos").
- LIGAÇÃO DUPLA: SE ÁTOMOS COMPARTILHAM 4 ELÉTRONS TEMOS DOIS PARES, DUAS LINHAS NA REPRESENTAÇÃO:



• ENTRE ÁTOMOS DIFERENTES:

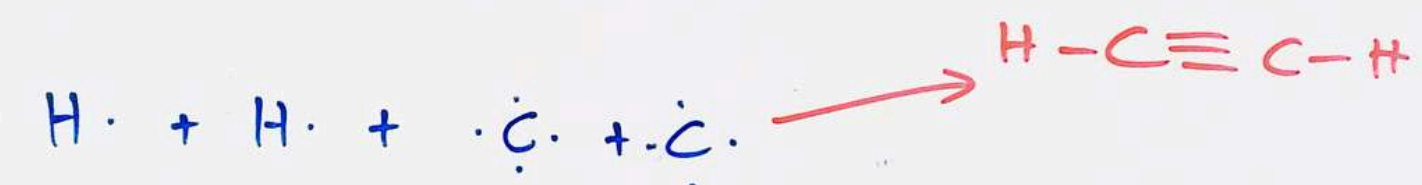
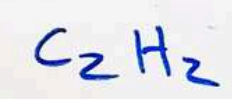


4A	5A	6A	7A
$=\text{X}-$	$-\ddot{\text{X}}=$	$\ddot{\text{X}}=$	
$=\text{X}=$			

* LIGAÇÃO TRIPLA: DOIS ÁTOMOS COMPARTILHAM 6 ELÉTRONS, OU TRÊS PARES, PARA COMPLETAR O OCTETO



• ENTRE ÁTOMOS DIFERENTES:

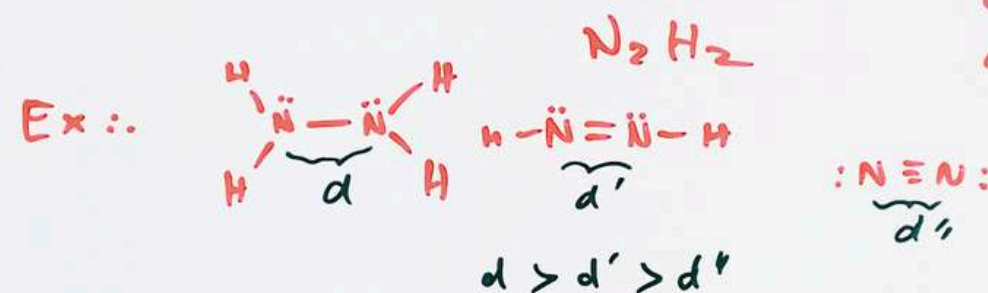


	4A	5A	6A	7A
$\text{H} -$	$-\text{C}-$	$-\text{C}-$	$-\text{X}-$	$-\text{X}-$
$\text{H} -$	$\text{C} =$	$=\text{C}$	$\text{X} =$	$\text{X} =$
$-\text{C} \equiv \text{C}-$	$-\text{C} \equiv$	$\equiv \text{C}-$		



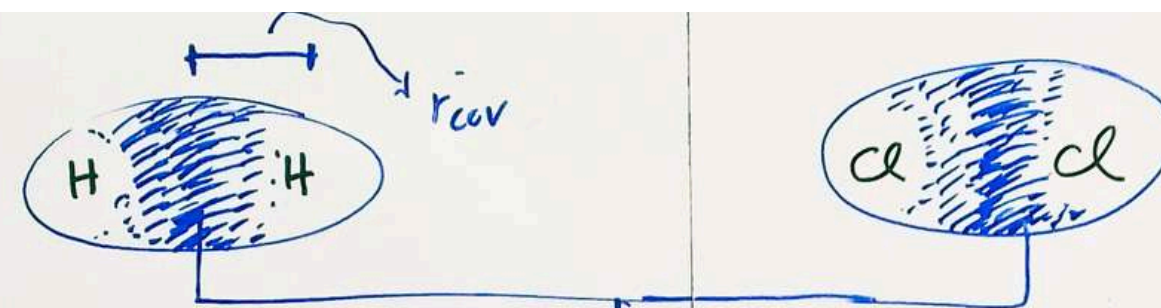
• QUANTO MAIOR O NÚMERO DE LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS, MAIS ENERGIA É NECESSÁRIA PARA SEPARÁ-LOS, PORQUE MAIOR É A FORÇA DA LIGAÇÃO

- QUANTO MAIOR O NÚMERO DE LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS, MENOR É A DISTÂNCIA ENTRE OS ÁTOMOS LIGADOS;



* POLARIDADE E ELETRONEGATIVIDADE

- ÁTOMOS POSSUEM TENDÊNCIAS PRÓPRIAS DE ATRAIR ELÉTRONS EM UMA LIGAÇÃO QUÍMICA;
- ESSA TENDÊNCIA RELATIVA INDICARÁ O TIPO DE LIGAÇÃO FORMADA;
- EM MOLÉCULAS FORMADAS POR DOIS ÁTOMOS DE UM MESMO ELEMENTO ESSA TENDÊNCIA É EQUIVALENTE. ENTÃO A DENSIDADE ELETRÔNICA (REGIÃO COM MAIOR PROBABILIDADE DE ENCONTRAR O ELÉTRON) FICA EXATAMENTE NO MEIO DOS ÁTOMOS.



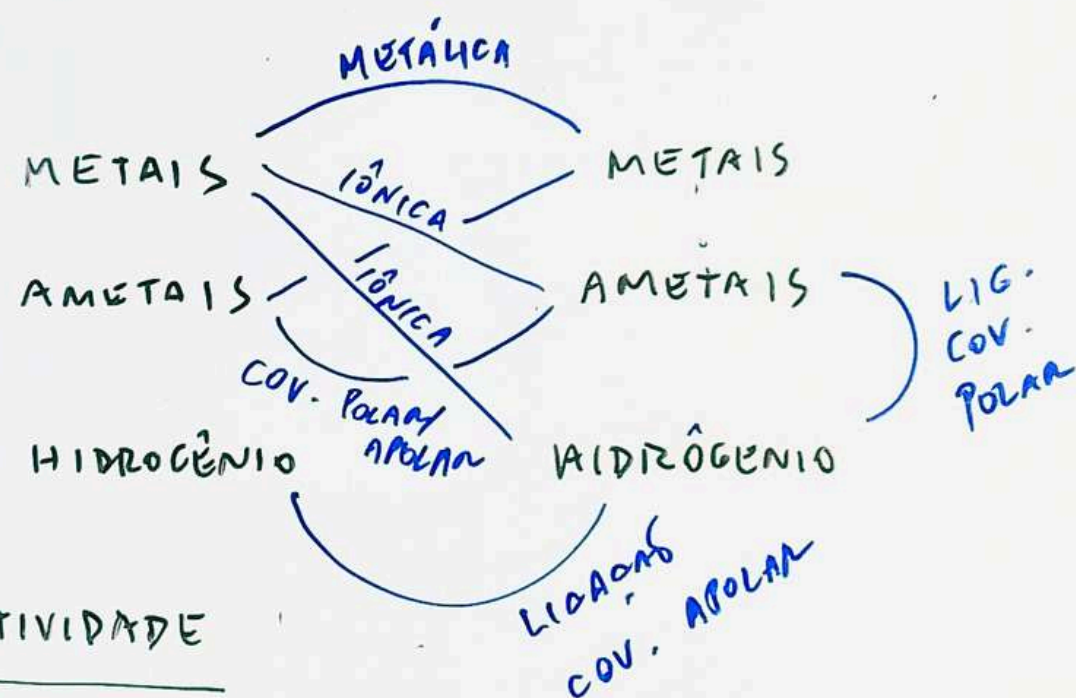
REGIÕES COM MAIOR
DENSIDADE ELETRÔNICA

ALEXSANDROS
MICHELE

- DIZEMOS QUE ESSA LIGAÇÃO É CHAMADA DE **COVALENTE APOLAR**, POIS NÃO HÁ DÍPOLOS ELÉTRICOS DISTINGUINDO A CARGA DE UM ÁTOMO DA DE OUTRO. OCORRE ENTRE AMETAIS DE UM MESMO ELEMENTO, E ENTRE ÁTOMOS DE HIDROGÊNIO (H_2).
- SE, POR OUTRO LADO, UM DOS ÁTOMOS TEM UMA TENDÊNCIA MAIOR DE ATRAIR ELÉTRONS, A NUVEM ELETRÔNICA ESTARÁ MAIS DESLOCALIZADA EM SUA DIREÇÃO, ASSIM COMO A CHANCE DE ENCONTRAR O ELÉTRON. DIZEMOS QUE ESSA LIGAÇÃO É **COVALENTE POLAR**, PORQUE UM DÍPOLO ELÉTRICO PERMANENTE É FORMADO NA LIGAÇÃO. É COMUM ENTRE AMETAIS DISTINTOS E O HIDROGÊNIO.



- SE A DIFERENÇA ENTRE A CAPACIDADE RELATIVA DE ATRAIR ELÉTRONS ENTRE OS ÁTOMOS É MUITO GRANDE, HAVERÁ A TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS PARA ESTE, O QUE OCORRE NUMA LIGAÇÃO IÔNICA. COMO VIMOS, ELA OCORRE SOBRETUDO ENTRE METAIS E AMETAIS.



* ELETRONEGATIVIDADE

- VIMOS QUE A TENDÊNCIA DE UM ÁTOMO ATRAIR ELÉTRONS, ISOLADAMENTE OU AO INTERAGIR COM OUTRO ÁTOMO, AJUDA A DIFERENCIAR E PREVER QUE TIPO DE LIGAÇÃO SERÁ FORMADA, QUE É UMA INFORMAÇÃO IMPORTANTE NO ESTUDO DAS PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DAS SUBSTÂNCIAS.

- É POSSÍVEL ESTIMAR ESSA TENDÊNCIA POR MEIO DE UMA QUANTIDADE CHAMADA ELETRONEGATIVIDADE. EXISTEM DEFINIÇÕES DISTINTAS PARA CALCULÁ-LA

- ELETRONEGATIVIDADE DE MILLIKAN: ÁTOMOS QUE ATRAEM MELHOR OS ELÉTRONS POSSUEM UMA ENERGIA DE IONIZAÇÃO ALTA (DIFICILMENTE PERDEM ELÉTRONS QUE JÁ TEM) E UMA AFINIDADE DE ELETRÔNICA ALTA (LIBERAM MUITA ENERGIA QUANDO RECEBEM ELÉTRONS NOVOS). A DEFINIÇÃO DE ELETRONEGATIVIDADE χ_M É:

$$\chi_M(\text{átomo}) = \frac{I(\text{átomo}) + A_e(\text{átomo})}{2}$$