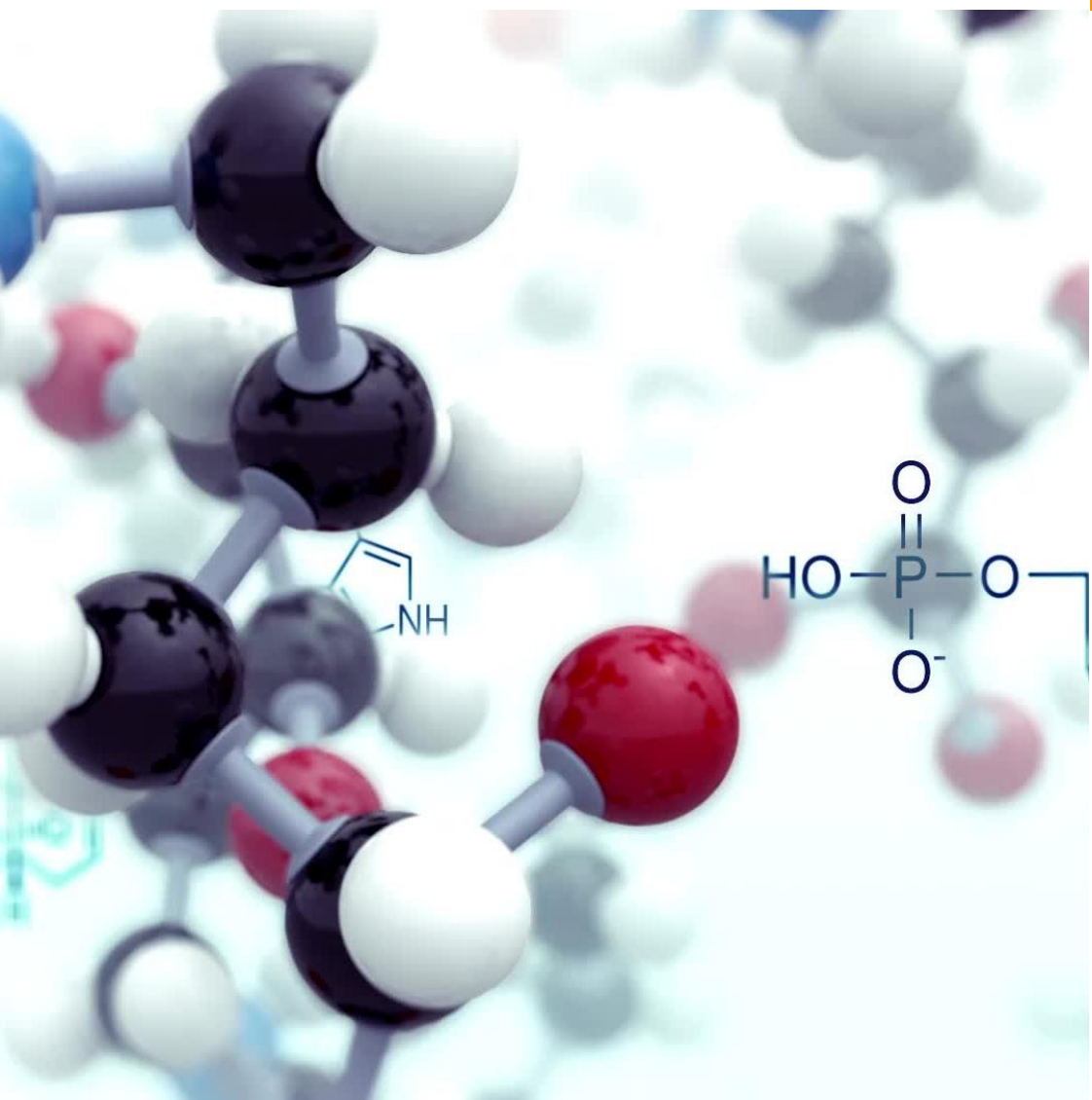


AULA 1

CAPÍTULO 10

PROF. DAVID WESLEY AMADO DUARTE
2023



LIGAÇÃO IÔNICA FÓRMULA UNITÁRIA PROPRIEDADES DE COMPOSTOS IÔNICOS

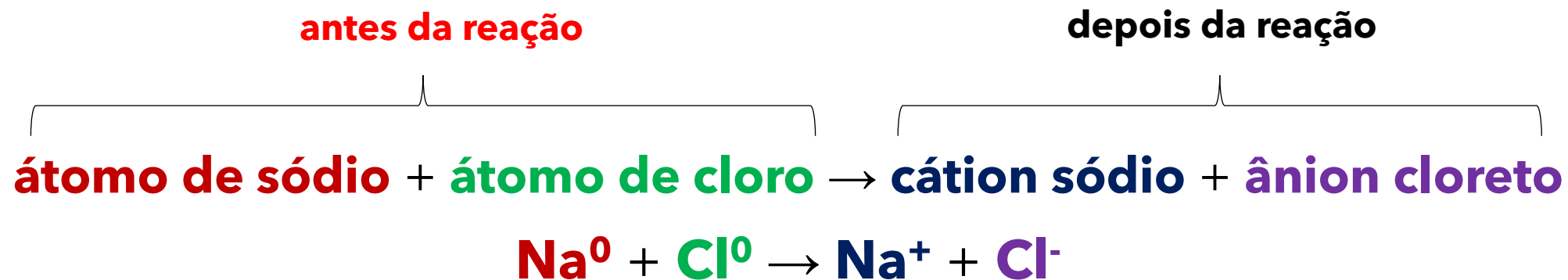
INTRODUÇÃO

- + Vamos considerar como exemplo, para início de conversa, a reação entre o **sódio (Na)** e o **cloro (Cl)** na formação do **cloreto de sódio (NaCl)**:



INTRODUÇÃO

+ A reação pode ser explicada eletronicamente da seguinte forma:



INTRODUÇÃO

+ Ou ainda, podemos dizer que:

+ Antes da reação:



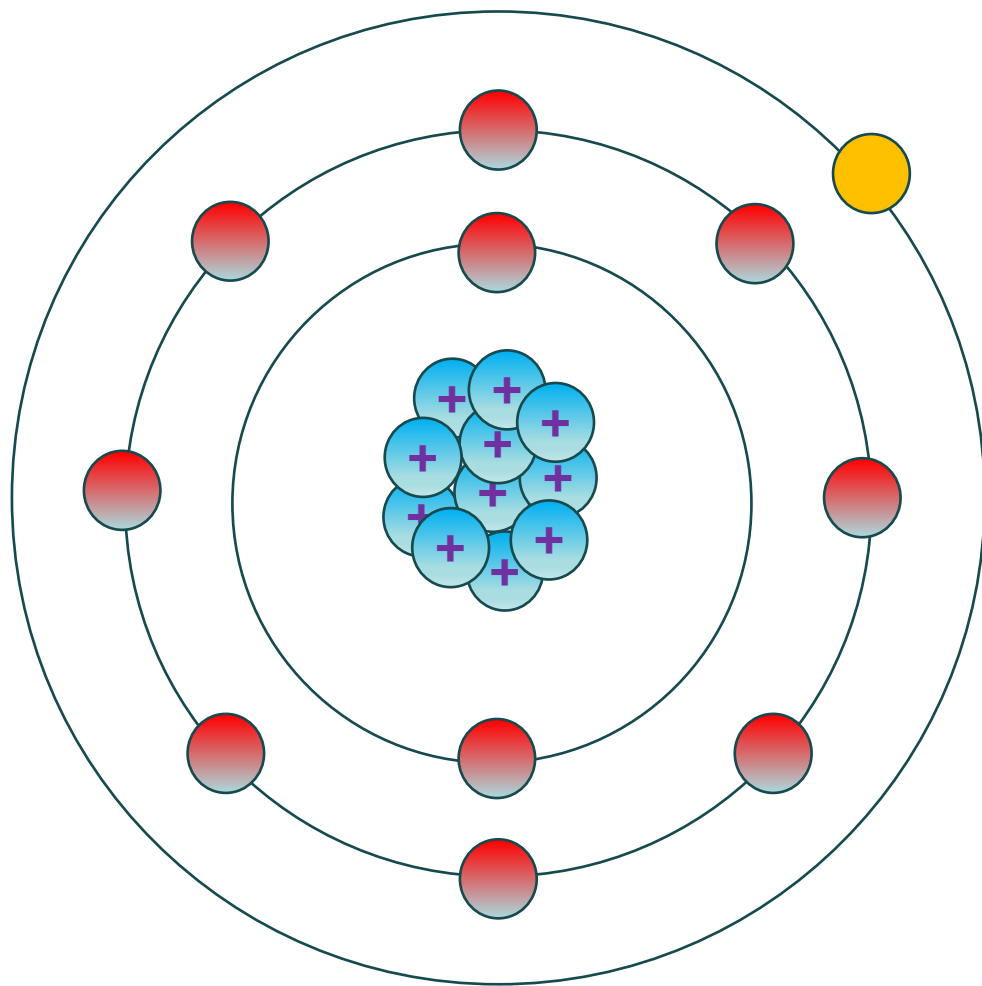
+ Depois da reação:



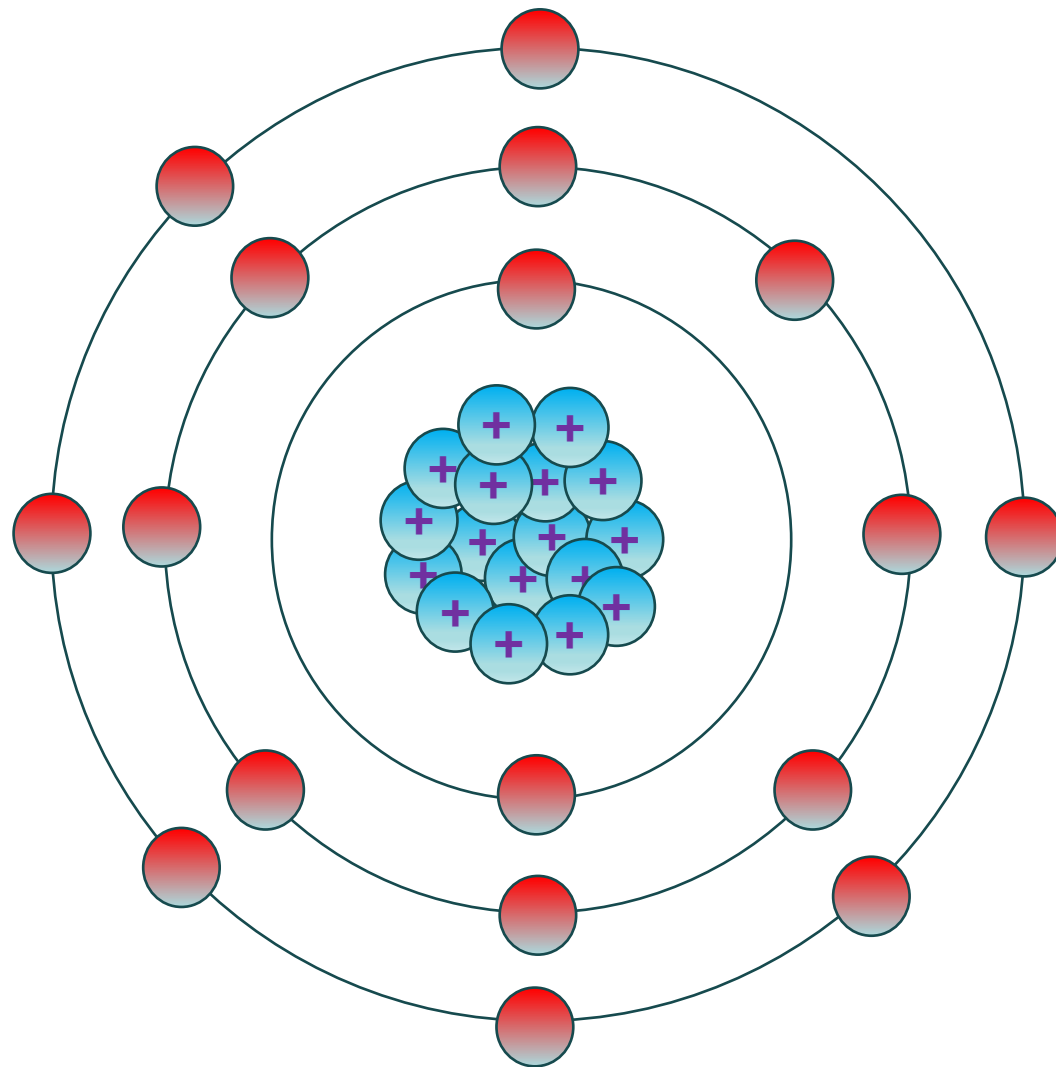
INTRODUÇÃO

- + Explicando melhor, **o átomo de sódio cede definitivamente 1 elétron ao átomo de cloro.**
- + Assim, são formados um íon positivo (**cátion Na^+**) e um íon negativo (**ânion Cl^-**).
- + Os dois íons possuem octeto completo, como os gases nobres.

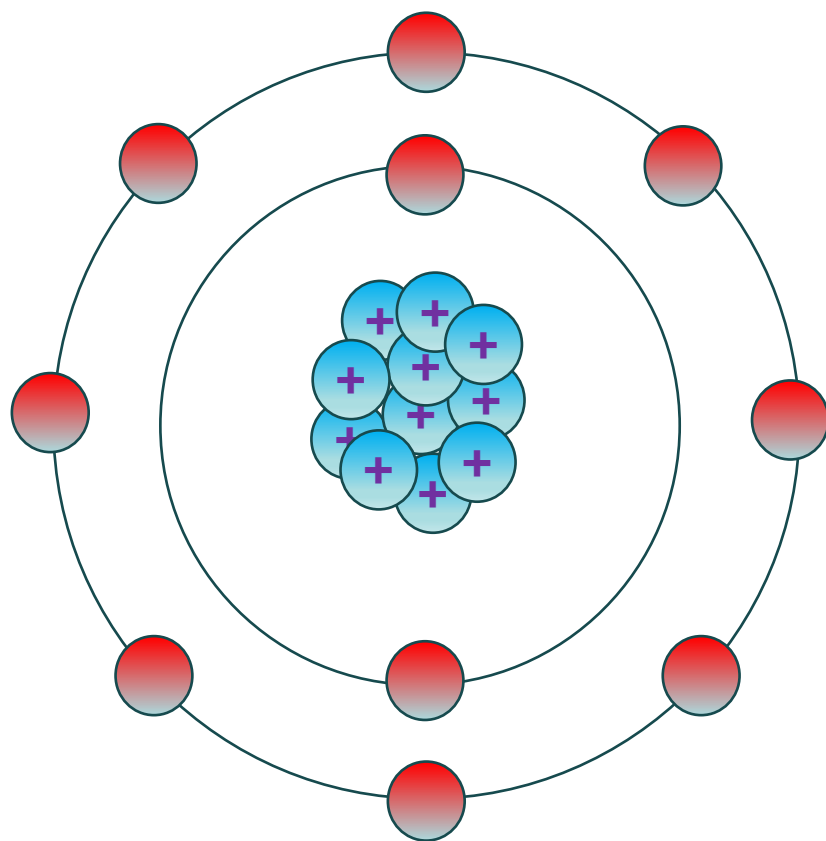
sódio (Na^0)



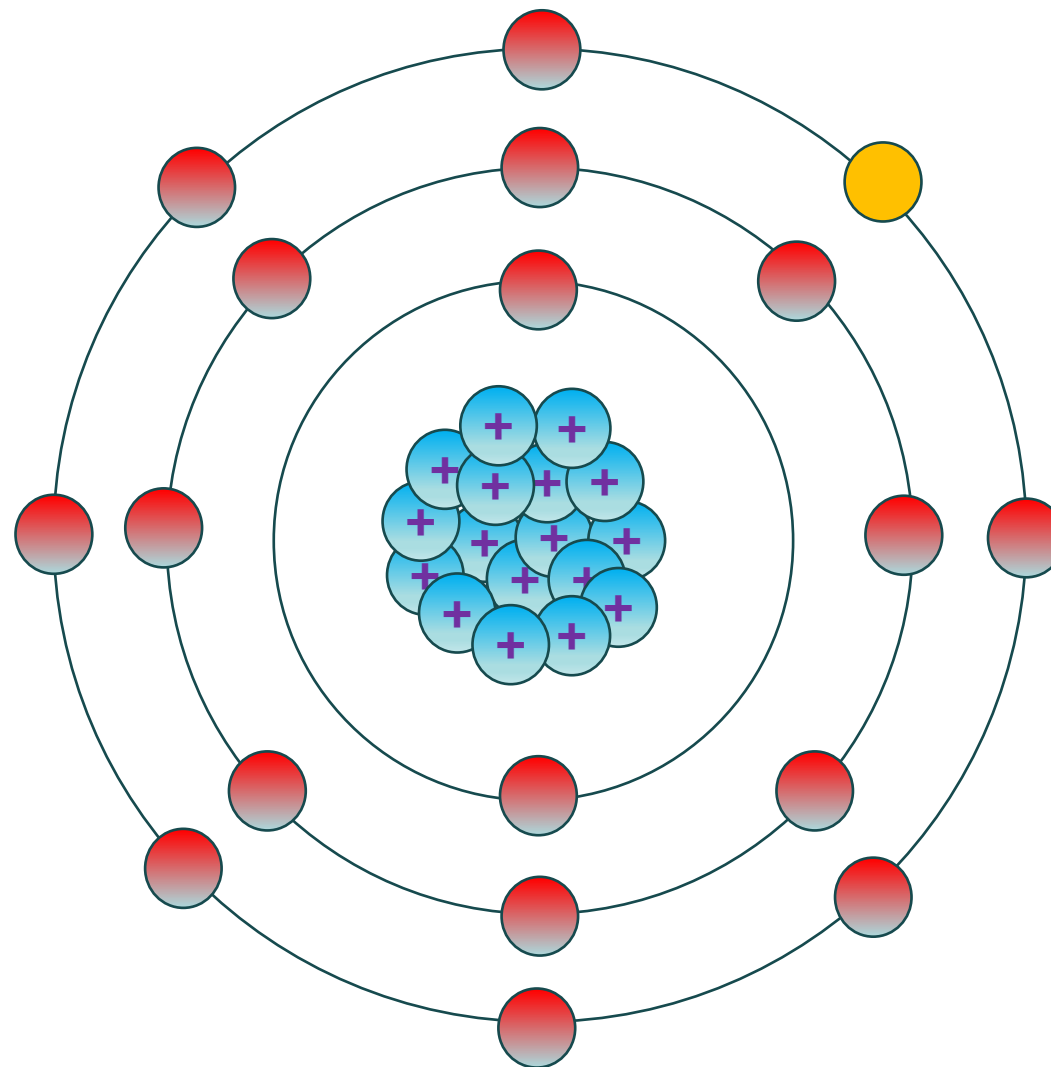
cloro (Cl^0)



ÍON SÓDIO (cátion Na^+)



ÍON CLORETO (ânion Cl^-)



INTRODUÇÃO

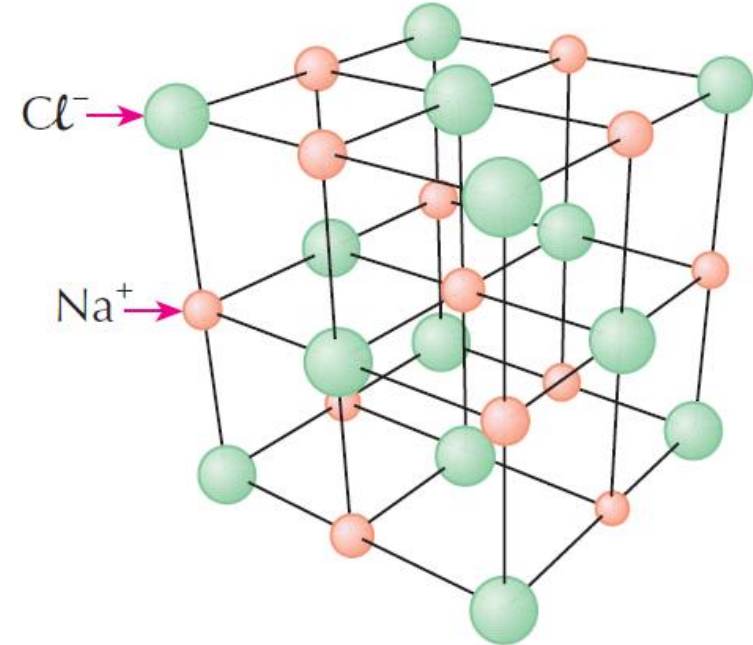
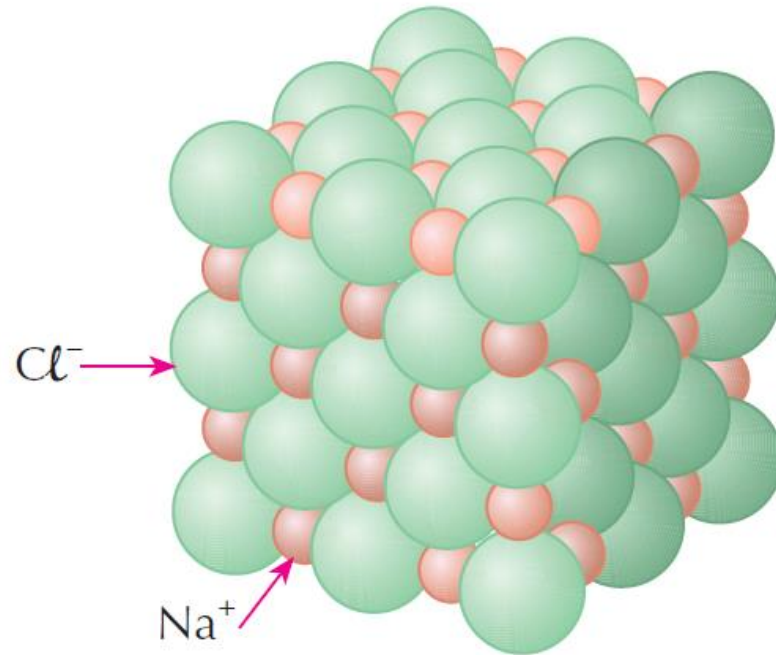
- + Como essa reação envolve somente os elétrons da camada de valência, podemos simplificar usando a fórmula (ou notação) de Lewis:



LIGAÇÃO IÔNICA

- + Com as cargas elétricas opostas, os cátions e os ânions se atraem e se mantêm unidos pela **Ligação iônica**.
- + A substância originada é o cloreto de sódio (NaCl ou Na^+Cl^-), o nosso sal de cozinha.
- + Na prática, essa troca de elétrons acontece com um número enorme de átomos, formando um grande aglomerado de íons.

Representações espaciais do Na^+Cl^-



Essa arrumação geométrica é chamada de grade, rede ou reticulado cristalino. Trata-se de um reticulado iônico de forma cúbica.

LIGAÇÃO IÔNICA

RETÍCULO CRISTALINO

- + Obviamente não podemos ver esses arranjos chamados retículos cristalinos porque são muito pequenos.
- + Mas, através de raios X essas estruturas são confirmadas e através de um microscópio eletrônico de varredura pode-se ver que os cristais são cúbicos.

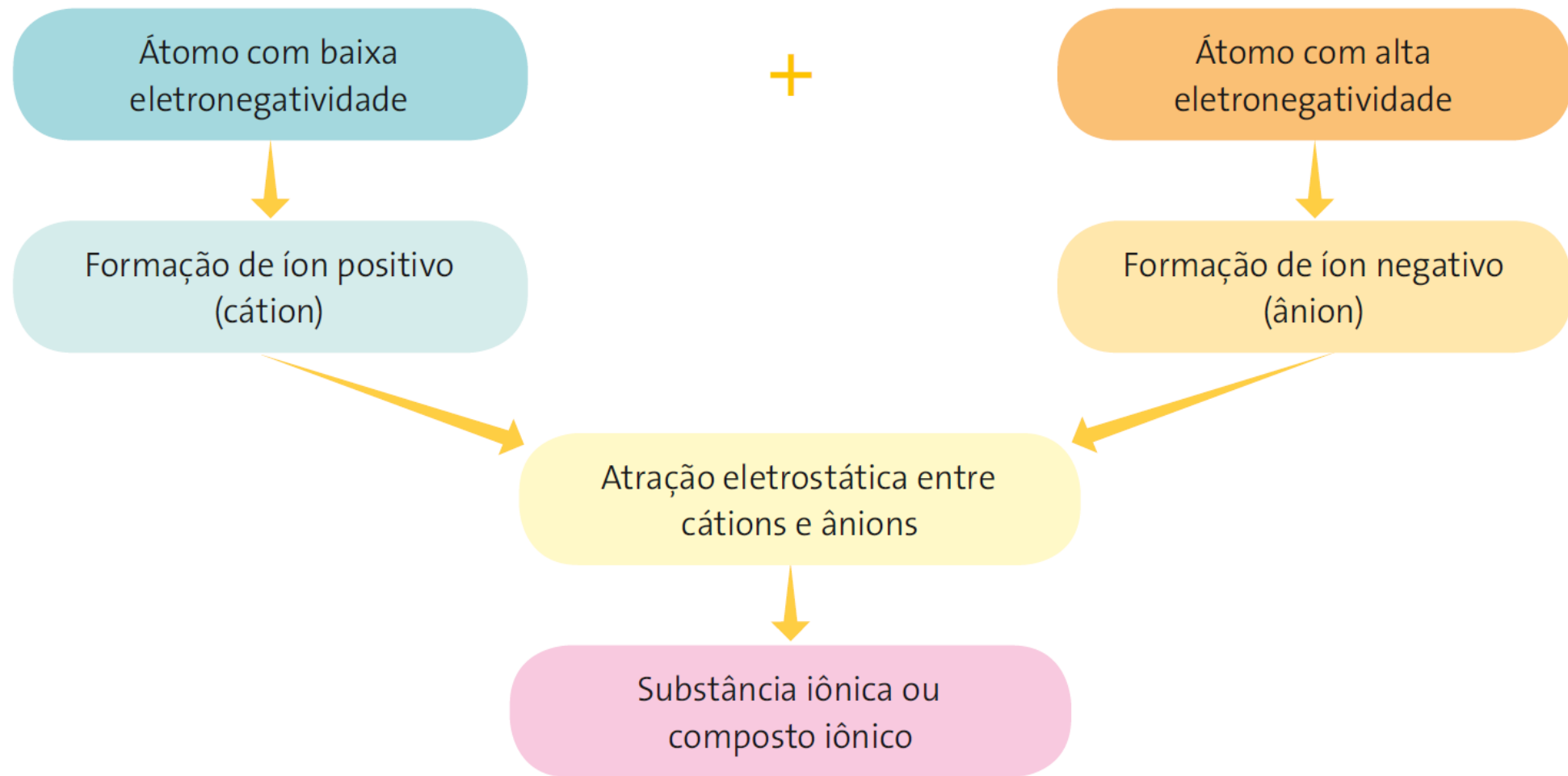


Esta Foto de Autor Desconhecido está licenciado em [CC BY-SA](#)

RETÍCULO CRISTALINO

LIGAÇÃO IÔNICA E ELETRONEGATIVIDADE

- + A ligação iônica também pode ser explicada em termos de diferença de eletronegatividade (ΔEn).
- + Quando a ΔEn entre dois átomos diferentes é **maior que 1,6**, a ligação entre eles é predominantemente iônica.
- + A ligação iônica é sempre polar, com a intensidade dos dipolos aumentando quanto maior a ΔEn .



LIGAÇÃO IÔNICA E ELETRONEGATIVIDADE

- + Os **metais**, por exemplo, são elementos com **baixa eletronegatividade** e **tendência para formar cátions**.
- + Porém, **essa tendência só se manifesta na presença de átomos que tenham tendência de formar ânions**, como os **ametais**, com a formação de cargas opostas que se atraem mutuamente e se estabilizam.

SUBSTÂNCIA IÔNICA OU COMPOSTO IÔNICO

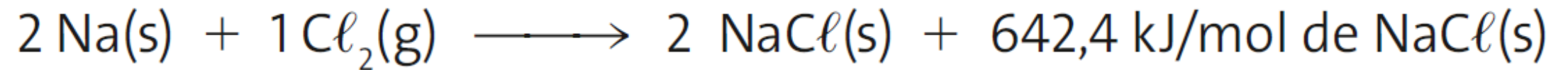
- + As substâncias formadas por metais e ametais, como o cloreto de sódio (NaCl), são denominadas **substâncias iônicas** ou **compostos iônicos**.

SUBSTÂNCIA IÔNICA OU COMPOSTO IÔNICO

- + Portanto, quando a **substância simples sódio metálico**, Na(s) , **entra em contato com moléculas de gás cloro**, $\text{Cl}_2(\text{g})$, ocorre uma violenta reação química que provoca a formação de cátions **Na^+** e ânions **Cl^-** , que permanecem fortemente ligados uns aos outros por força de atração elétrica entre as cargas opostas.

LIGAÇÃO IÔNICA E ENERGIA

- + A reação de formação do cloreto de sódio, NaCl(s) , ocorre com grande liberação de energia, o que indica que **o composto formado é muito mais estável do que eram as substâncias simples** sódio metálico, Na(s) , e gás cloro, $\text{Cl}_2\text{(g)}$, isoladamente.



LIGAÇÃO IÔNICA E ENERGIA

LIGAÇÃO IÔNICA x LIGAÇÃO COVALENTE

- + Mas, como saber se uma determinada ligação é iônica ou covalente?
- + Podemos calcular a diferença de eletronegatividade entre os átomos desses elementos e verificar a porcentagem de caráter iônico da ligação.

predominantemente covalente

Porcentagem de caráter iônico	
$\neq E-$	% Ci
0,5	6
0,6	9
0,7	12
0,8	15
0,9	19
1,0	22
1,1	26
1,2	30
1,3	34
1,4	39
1,5	43
1,6	47

predominantemente iônico

$\neq E-$	% Ci
1,7	51
1,8	55
1,9	59
2,0	63
2,1	67
2,2	70
2,3	74
2,4	76
2,5	79
2,6	82
2,7	84
2,8	86

Elemento	Na	Mg	Al	Pb	F	O	Cl	P
Eletronegatividade	1,0	1,2	1,5	1,7	4,0	3,5	3,0	2,1

Diferença de eletronegatividade ($\neq E^-$) dos átomos nos compostos:

- NaCl: $3,0 - 1,0 = 2,0$ (%Ci = 63%; predominantemente iônico)
- MgCl_2 : $3,0 - 1,2 = 1,8$ (%Ci = 55%; predominantemente iônico)
- AlF_3 : $4,0 - 1,5 = 2,5$ (%Ci = 79%; predominantemente iônico)
- AlP: $2,1 - 1,5 = 0,6$ (%Ci = 19%; predominantemente covalente)
- PbO_2 : $3,5 - 1,7 = 1,8$ (%Ci = 55%; predominantemente iônico)

LIGAÇÃO IÔNICA E ELETRONEGATIVIDADE

TENDÊNCIA DE FORMAR CÁTIOS

- + Qual a explicação para que alguns elementos tenham a tendência de formar cátions **monovalentes**, enquanto outros formam cátions **bivalentes**, **trivalentes** ou **tetravalentes**?
- + Uma explicação possível está relacionada à energia de ionização.

Energias de ionização em kJ/mol						
Cátion formado	Elemento	1ª Ei	2ª Ei	3ª Ei	4ª Ei	5ª Ei
Monovalente	${}_3\text{Li}$	520,2	7 297,9	11 814,6	-----	-----
Monovalente	${}_{11}\text{Na}$	495,8	4 562,4	6 912	9 543	13 352
Monovalente	${}_{19}\text{K}$	418,8	3 051,3	4 411	5 877	7 975
Bivalente	${}_{12}\text{Mg}$	737,7	1 450,6	7 732,6	10 540	13 629
Bivalente	${}_{20}\text{Ca}$	589,8	1 145,4	4 911,8	6 474	8 144
Bivalente	${}_{38}\text{Sr}$	549,5	1 064,5	4 120	5 500	6 910
Trivalente	${}_{13}\text{Al}$	577,6	1 816,6	2 744,7	11 577	14 831
Tetravalente	${}_{82}\text{Pb}$	715,5	1 450,4	3 081,4	4 083	6 640

TENDÊNCIA DE FORMAR CÁTIONS

TENDÊNCIA DE FORMAR CÁTIOS

- + Portanto, o sódio forma um **cátion monovalente** porque a sua segunda energia de ionização é muito maior que a primeira.
- + O caso do magnésio formar um **cátion bivalente**, por exemplo, é que a sua terceira energia de ionização é muito maior que as duas primeiras.

Família	1	2	13	14	15	16	17
Principais elementos	Li, Na, K	Mg, Ca, Sr	Al	Sn, Pb	N, P	O, S	F, Cl, Br, I
Elétrons de valência	1 e ⁻ $E \bullet$	2 e ⁻ $\bullet E \bullet$	3 e ⁻ $\bullet E \bullet \bullet$	4 e ⁻ $\bullet \bullet E \bullet \bullet$	5 e ⁻ $\bullet \bullet \bullet E \bullet$	6 e ⁻ $\bullet \bullet \bullet E \bullet \bullet$	7 e ⁻ $\bullet \bullet \bullet E \bullet \bullet \bullet$
Íon que tende a formar	E^{1+}	E^{2+}	E^{3+}	E^{4+}	E^{3-}	E^{2-}	E^{1-}

TENDÊNCIA DE FORMAR CÁTIOS

RELEMBRANDO A REGRA DO OCTETO

+ Antes da reação:



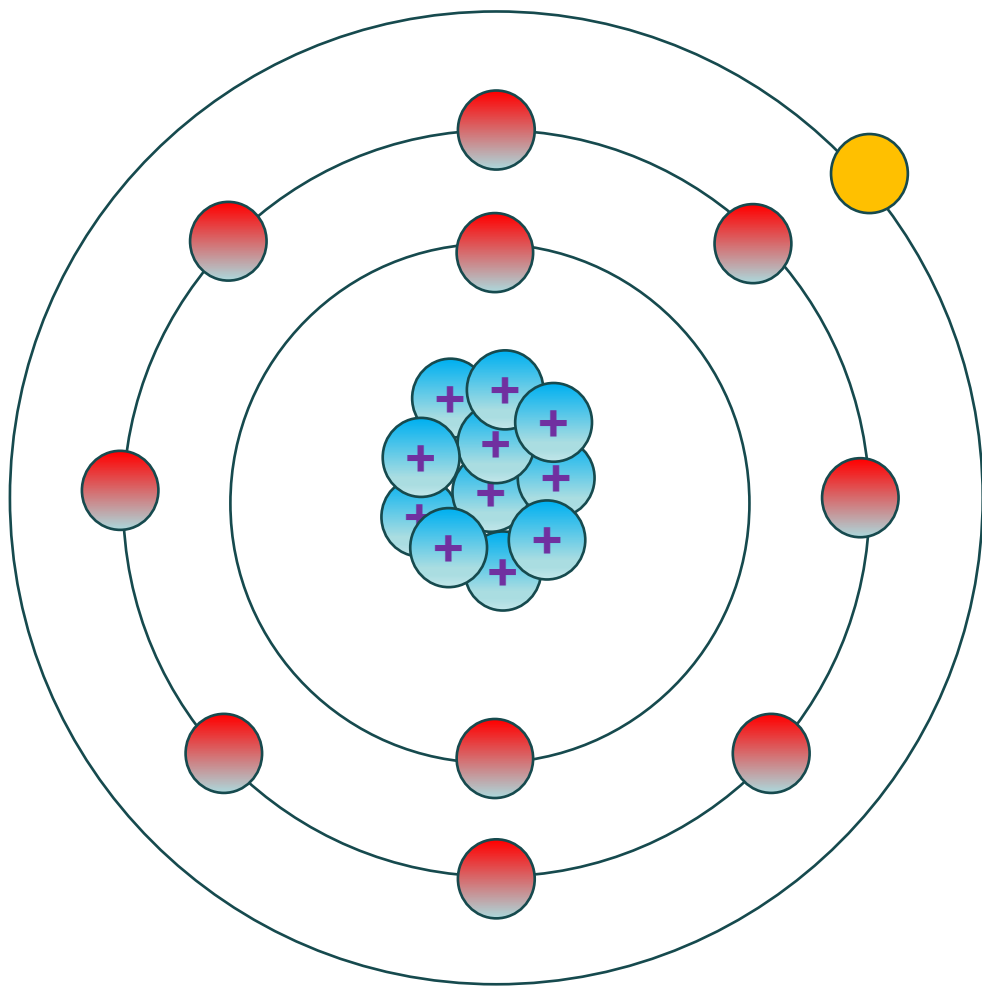
+ Depois da reação:



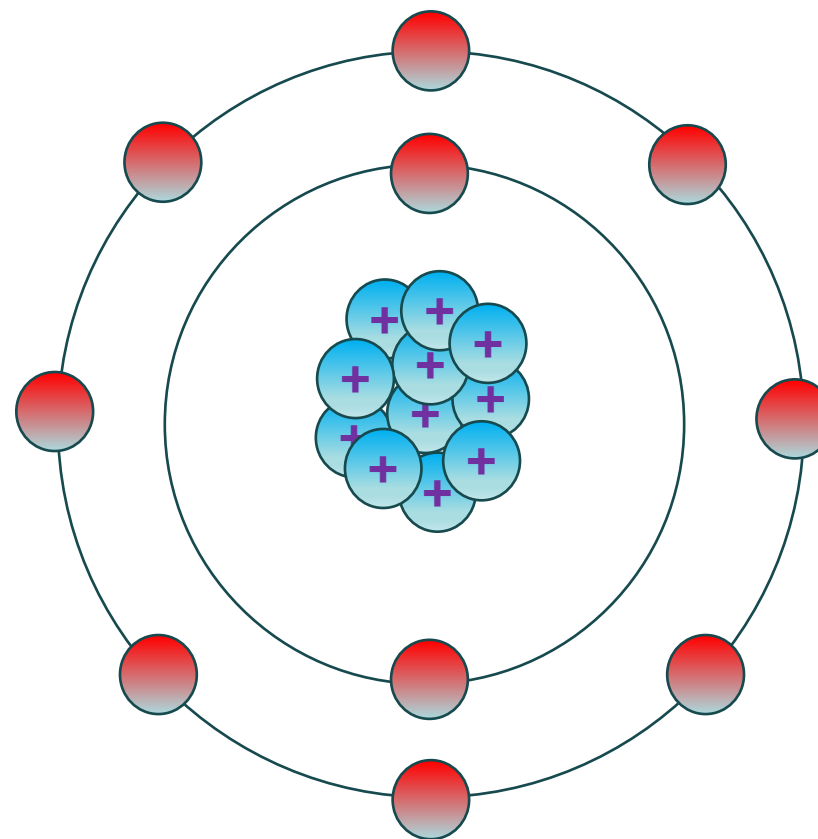
RELEMBRANDO A REGRA DO OCTETO

- + O átomo de sódio, $_{11}\text{Na}$, possui **1 elétron no último nível de energia** (3º nível). Quando **o cátion Na^+** é formado, **seu último nível passa a ser o anterior** (2º nível), já completo. Ou seja, **o cátion sódio, Na^+ , possui a mesma configuração eletrônica do neônio, $_{10}\text{Ne}$.**

sódio (Na^0)



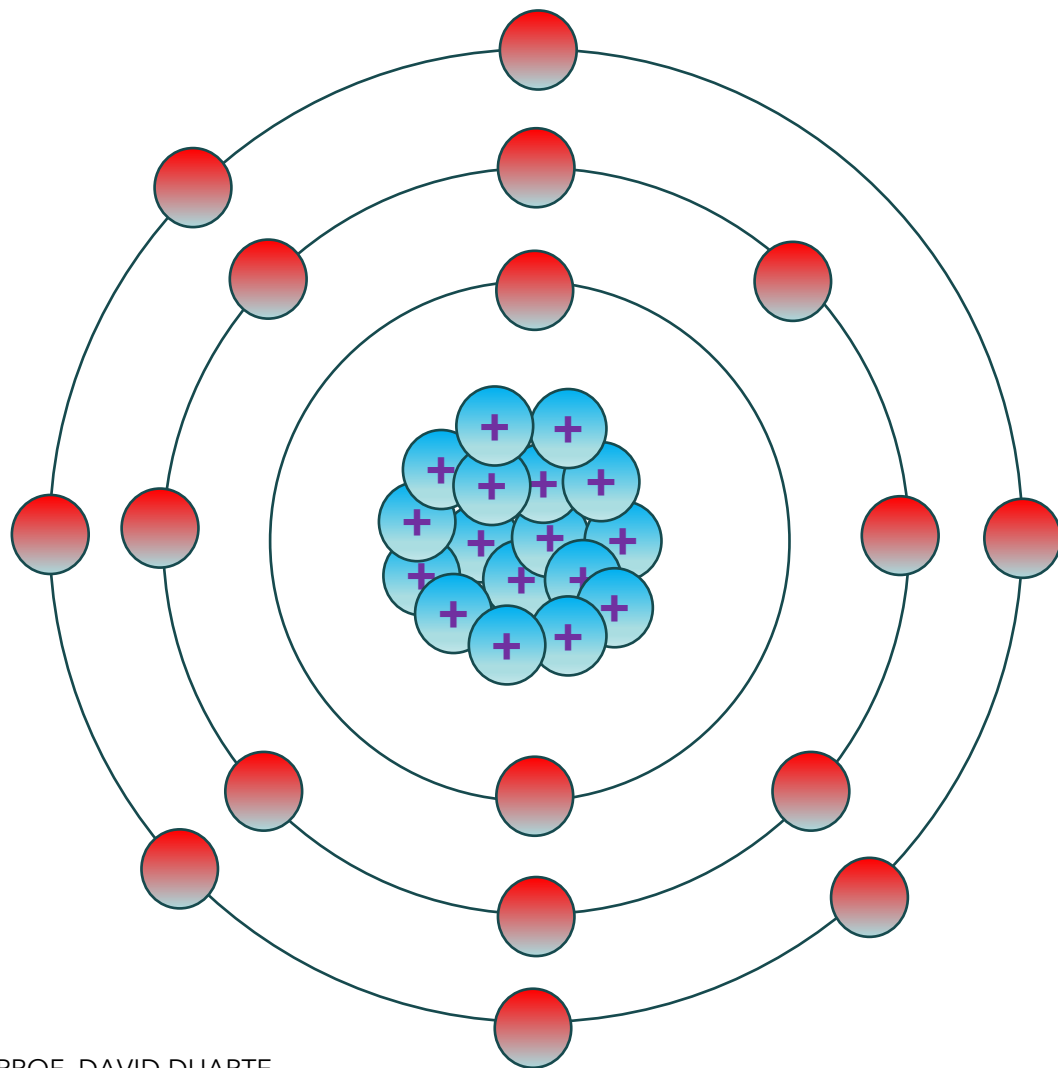
ÍON SÓDIO (cátion Na^+)



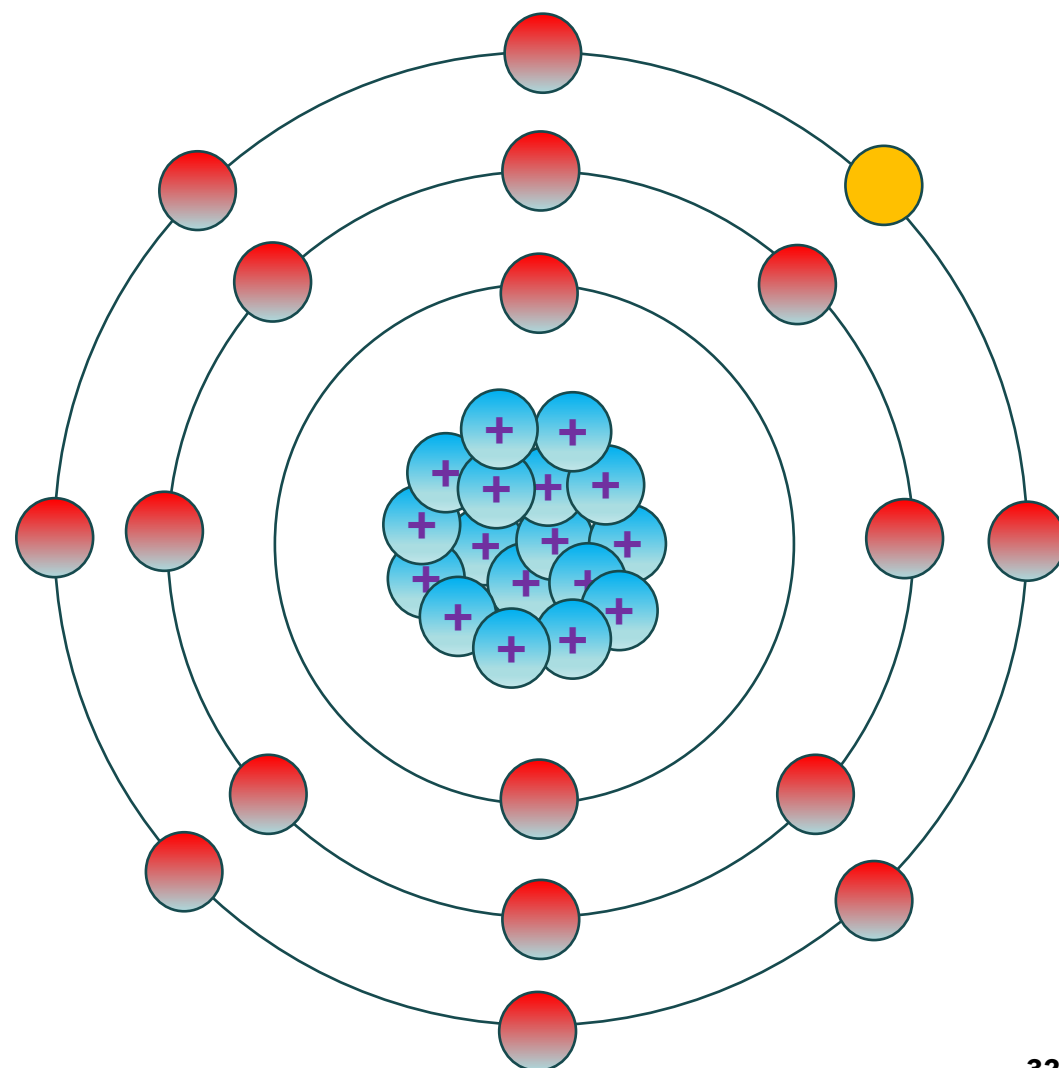
RELEMBRANDO A REGRA DO OCTETO

- + O átomo de cloro, $_{17}\text{Cl}$, possui **7 elétrons no último nível de energia** (3° nível). Quando **o ânion Cl^-** é formado, **seu último nível fica completo** (3° nível). Ou seja, **o ânion cloreto, Cl^- , possui a mesma configuração eletrônica do argônio, $_{18}\text{Ar}$.**

cloro (Cl^0)



ÍON CLORETO (ânion Cl^-)



FÓRMULA UNITÁRIA

- + Como os compostos iônicos são formados por um número muito grande de cátions e ânions, de acordo com uma forma geométrica definida, característica de compostos iônicos, chamamos este formato de **arranjo** (já vimos o retículo cristalino).

FÓRMULA UNITÁRIA

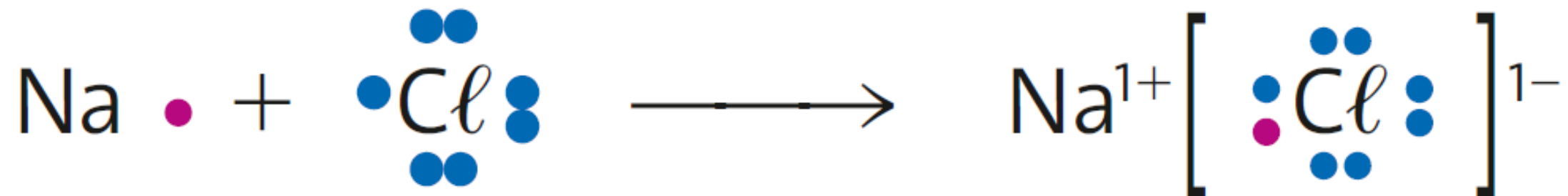
- + Cada íon Na^+ **está cercado por 6** íons Cl^- , e vice-versa.
- + Esse número (6, neste caso) é conhecido como **número de coordenação**, e está ligado ao arranjo cristalino particular de cada íon.

FÓRMULA UNITÁRIA

- + No caso específico do cloreto de sódio (NaCl), **o número de coordenação dos íons Na^+ e Cl^- é o mesmo: 6.**
- + Assim, definimos uma **fórmula unitária** para os compostos iônicos, exatamente porque não podemos definir quantos íons combinam no total.

FÓRMULA UNITÁRIA – COMO MONTAR

- + Símbolo do cátion antes do ânion.
- + Deve mostrar a menor proporção entre os íons em números inteiros, de modo que a carga total dos cátions seja neutralizada pela carga total dos ânions.
- + Não precisa escrever as cargas na fórmula.
- + Usar o índice, exceto para o número 1.

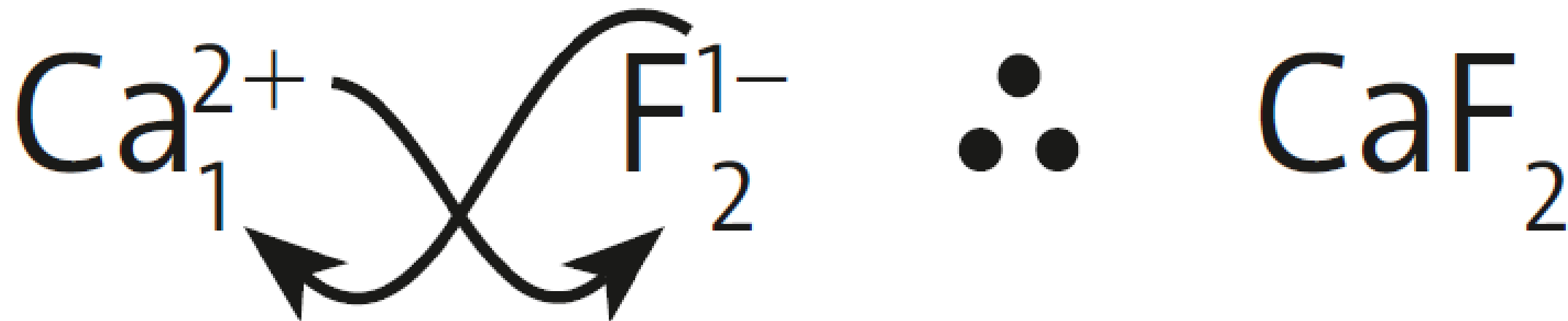


FÓRMULA UNITÁRIA – NOTAÇÃO DE LEWIS

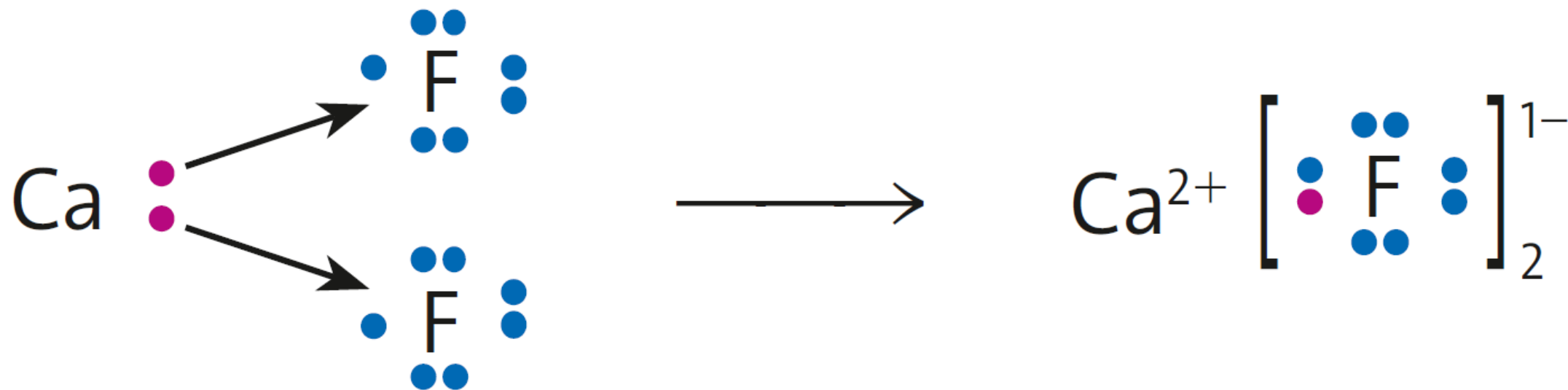
FÓRMULA UNITÁRIA – OUTRO EXEMPLO

+ Vamos dar o exemplo da ligação entre os elementos $_{20}\text{Ca}$ e o $_9\text{F}$.





FÓRMULA UNITÁRIA – OUTRO EXEMPLO



FÓRMULA UNITÁRIA – OUTRO EXEMPLO



FÓRMULA UNITÁRIA – GENERALIZANDO

VAMOS EXERCITAR UM POUCO?

EXERCÍCIO 1

(U. Católica Dom Bosco-MS) Para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, o átomo de número atômico 16 deve:

- a) perder dois elétrons.
- b) receber seis elétrons.
- c) perder quatro elétrons.
- d) receber dois elétrons.
- e) perder seis elétrons.

EXERCÍCIO 2

(UFRRJ) Os íons são formados a partir das propriedades dos elementos químicos. Observe as propriedades periódicas e as configurações eletrônicas dos elementos abaixo e indique o íon que será formado a partir de cada um deles.

a) Cl

c) Zn

b) Ca

d) K

EXERCÍCIO 3

Em um composto, sendo A o cátion, B o ânion e A_3B_2 a fórmula, provavelmente os átomos A e B , no estado normal, tinham, respectivamente, os seguintes números de elétrons periféricos:

- | | |
|----------|----------|
| a) 3 e 2 | d) 3 e 6 |
| b) 2 e 3 | e) 5 e 6 |
| c) 2 e 5 | |

EXERCÍCIO 4

(UFPA) Sejam os elementos X , com 53 elétrons, e Y , com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:

- a) YX_2
- b) Y_3X_2
- c) Y_2X_3
- d) Y_2X
- e) YX

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

- + **Estado de agregação:** sólidos a temperatura e pressão ambientes, por causa da força de atração entre os íons. Alguns poucos podem ser líquidos, como o cloreto de titânio, TiCl_4 , e o cloreto estânico, SnCl_4 .

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

- + **Temperaturas de fusão e ebulição:** em geral muito elevadas, sendo necessário fornecer muita energia para separar os íons.
- + **NaCl:** TF = 801 °C e TE = 1413 °C.
- + **CaBr₂:** TF = 730 °C e TE = 1935 °C.
- + **MgO:** TF = 2852 °C e TE = 3600 °C.

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

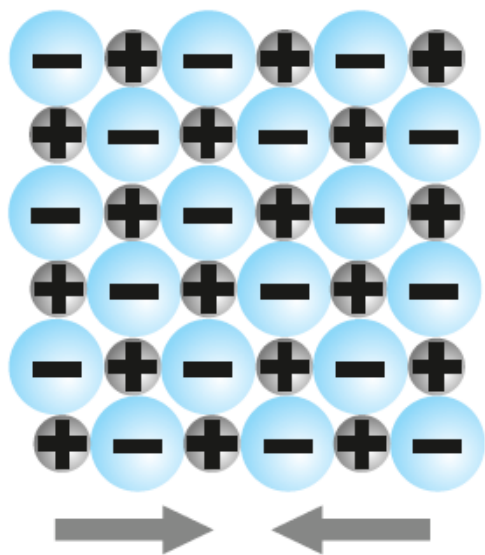
- + **Solubilidade:** alguns são solúveis e outros não.
Como os fatores que interferem na solubilidade são muitos, precisamos consultar tabelas de solubilidade.

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

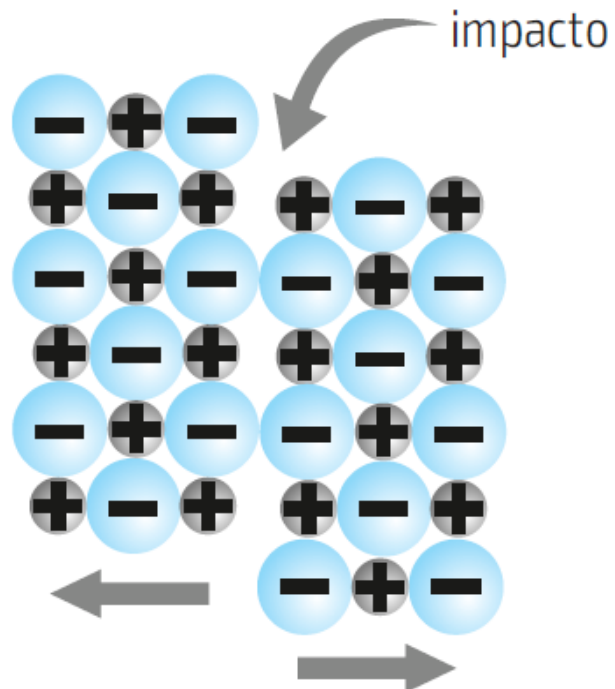
- + **Dureza:** em geral, apresentam elevada dureza, ou grande resistência a serem riscados por outros materiais.

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

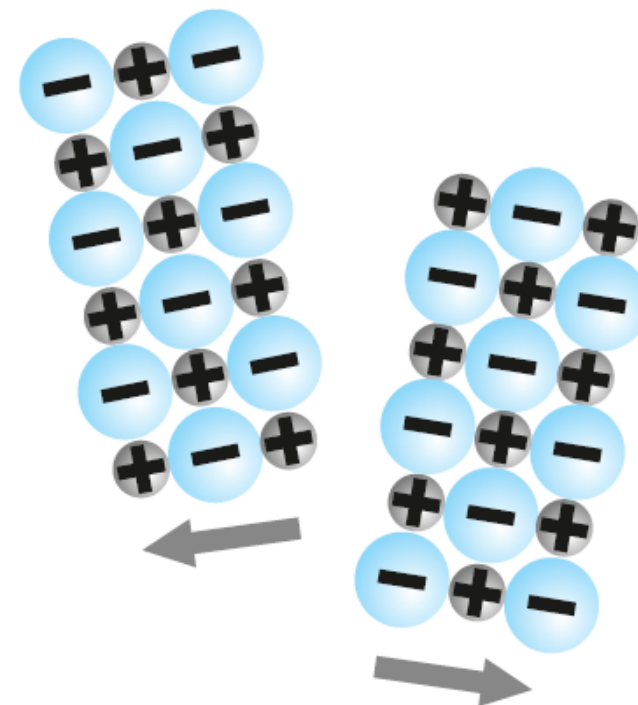
- + **Tenacidade (resistência ao impacto):** apresentam baixa tenacidade, pois, quando sofrem pressão, os íons de mesmo sinal se aproximam e se repelem, fragmentando o cristal.



Atração: íons de sinais opostos defrontam-se.



Repulsão: íons de sinais iguais defrontam-se.



O cristal se parte por causa das forças repulsivas ao longo do plano.

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS IÔNICOS

- + **Condutividade elétrica:** quando no estado líquido ou em solução aquosa, conduzem corrente elétrica, porque seus íons estão livres.
- + Na **fase sólida não conduzem corrente elétrica.**

ATIVIDADE DE CASA

+ Atividade de leitura:

Ler as **páginas 242 a 246** do livro de Química.


+ Resolução de exercícios:

Responder as **questões 1 a 4** da **página 247** do livro de Química.

REFERÊNCIAS

FELTRE, Ricardo. **Química:** Volume 1. 6 ed. São Paulo: Moderna, 2004.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química 1:** ensino médio. 2 ed. São Paulo: Ática, 2016.



**ATÉ A
PRÓXIMA
AULA!**