



Projeto Próton
UFPeL

APOSTILA DE REVISÃO

Tutor:
Gabriel Gomes

Ligações químicas

Uma ligação química é a força de atração que mantém átomos unidos em moléculas ou compostos. Ela ocorre devido à interação entre os elétrons de valência (última camada eletrônica) dos átomos envolvidos.

Objetivo: Os átomos buscam estabilidade eletrônica, geralmente atingindo a configuração de um gás nobre (8 elétrons na camada de valência, exceto o H, que busca 2 elétrons).

Símbolos de Lewis



Regra do octeto



Configuração dos gases nobres

Ligação iônica

Ocorre entre metais (que doam elétrons) e não metais (que recebem elétrons, tem alta eletronegatividade).



Propriedades dos compostos iônicos:

- Sólidos cristalinos em temperatura ambiente.
- Altos pontos de fusão e ebulição.
- Condutores elétricos em solução ou fundidos.



CICLO DE BORN-HABER

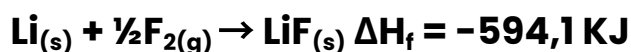
O ciclo de Born-Haber é considerado uma das aplicações da **Lei de Hess** (para a determinação da variação de entalpia de uma reação), onde através dele pode-se mensurar de forma indireta (utilizando-se de outras variáveis) a **entalpia reticular de um composto iônico**.

A **entalpia reticular** pode ser definida como a energia liberada por íons no estado gasoso ao se combinarem e formarem um produto no estado sólido, ou ainda, como a energia necessária para que um composto iônico seja decomposto a íons gasosos. Um bom exemplo é a determinação dessa entalpia para o composto LiF (fluoreto de lítio):

A energia reticular associada ao LiF_(s) pode ser expressa através da equação:



De modo semelhante, a entalpia de formação do LiF_(s) a partir de lítio sólido e flúor gasoso é dado pela equação:



Analisando-se a transformação do lítio e do flúor em íons gasosos, são obtidos os seguintes valores de variação entálpica:

1) Para o lítio, constituem os processos de sublimação (passagem para o estado gasoso) e ionização (perda de um elétron):



2) Para o flúor, constituem os processos de dissociação (separação da molécula pela quebra da ligação) e também ionização (mas, com ganho de elétron):



Após estes passos, a reação entre os íons é expressa por:



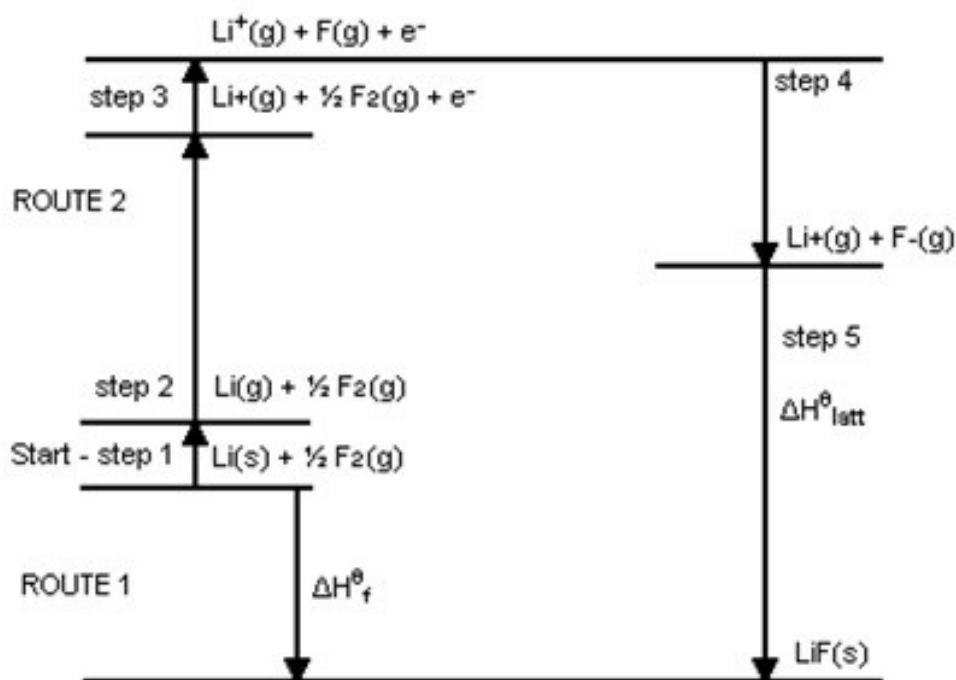
Utilizando-se da lei de Hess, **a soma das variações de entalpia de cada etapa intermediária resulta na variação de entalpia da reação final** como se ela ocorresse em uma única via, portanto, a entalpia de formação do $\text{LiF}(\text{s})$ é igual à soma da entalpia de sublimação e ionização do lítio sólido, da dissociação e ionização (medida pela afinidade eletrônica, uma vez que recebe um elétron) do flúor mais a energia reticular associada ao composto. Ou seja:

$$\Delta H_f = \Delta H_s + \Delta H_{\text{II}} + \Delta H_d + \Delta H_{\text{AFI}} - U_{\text{LiF}}$$

$$-594,1 = 155,2 + 520 + 75,3 - 328 - U_{\text{LiF}}$$

$$-594,1 = 422,5 - U_{\text{LiF}}$$

$$U_{\text{LiF}} = 1.016,6 \text{ KJ}$$



Representação do ciclo para esta reação, reparar nas variações de energia positivas e negativas

Energia
aumenta

Energia
diminui

Ligação Covalente

Ocorre entre Não metais (compartilham elétrons para completar o octeto).

Tipos

Covalente **polar**: Diferença de eletronegatividade (ex.: H_2O , HCl).

Covalente **apolar**: Átomos iguais (ex.: O_2 , N_2).

Ligação de um par de elétrons



Ligação de dois pares de elétrons



Ligação de três pares de elétrons



O tamanho da ligação está relacionado ao número de pares de elétrons compartilhados entre os átomos

Ligações **simples** → mais longas

1 ligação σ

Ligações **duplas** → intermediárias

1 ligação σ + 1 ligação π

Ligações **triplas** → mais curtas

1 ligação σ + 2 ligações π

Ligação sigma (σ)

Formada pela sobreposição frontal de orbitais.

É a primeira a se formar e a mais forte individualmente, pois o acúmulo de densidade eletrônica entre os núcleos é maior.

Presente em todas as ligações

Ligação pi (π)

Formada pela sobreposição lateral de orbitais p não hibridizados.

É mais fraca que a sigma, pois a sobreposição é menos eficiente.

Só aparece em ligações múltiplas (dupla ou tripla).

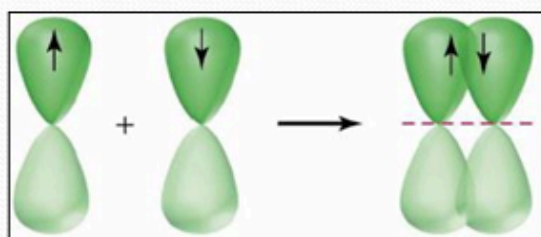
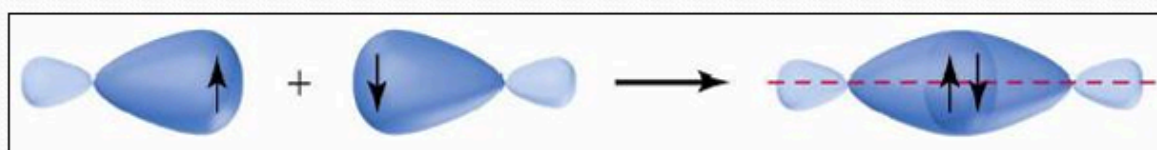
Teoria da Ligação de Valência (TLV)

A TLV descreve a ligação química como resultado da **sobreposição de orbitais atômicos semiocupados**, formando pares eletrônicos compartilhados.

A força da ligação depende diretamente da eficiência dessa sobreposição.

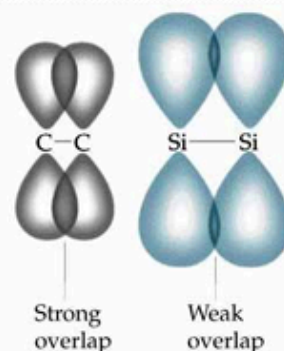
Ligações σ :

Uma ligação σ é mais forte do que uma π , em virtude da sobreposição frontal ser superior à sobreposição lateral.

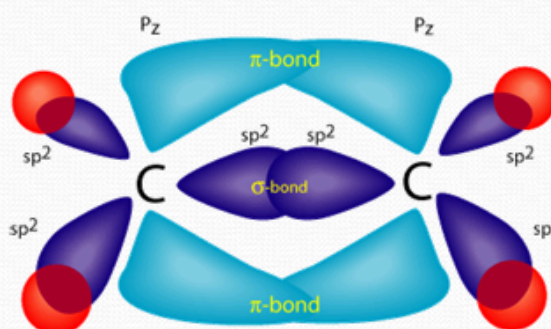
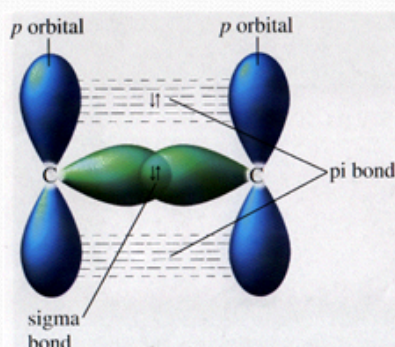


Menor força na ligação

- Ligação simples é uma ligação σ
- Ligação dupla é uma ligação σ mais uma π
- Ligação tripla é uma ligação σ mais duas π



Ligações pi (π): a sobreposição dos orbitais ocorre no PLANO LATERAL da ligação – a densidade eletrônica no eixo da ligação é zero.



REGRAS PARA A ELABORAÇÃO DE ESTRUTURAS DE LEWIS

1. Some os elétrons de valência de todos os átomos.
2. Escreva os símbolos dos átomos para mostrar a ligação entre eles e ligue com um traço os átomos que participam da ligação simples.
3. Complete o octeto de cada átomo ligado ao átomo central.
4. Distribuição dos pares de elétrons remanescentes.
5. Completar o octeto do átomo central.

IMPORTANTE:

- **Átomo Central:** Geralmente é o átomo de menor afinidade eletrônica;
- Frequentemente temos como átomo central C, N, P, S;
- Halogênios são normalmente átomos terminais, porém nos oxiaácidos são os átomos centrais;
- Hidrogênio é sempre átomo terminal.

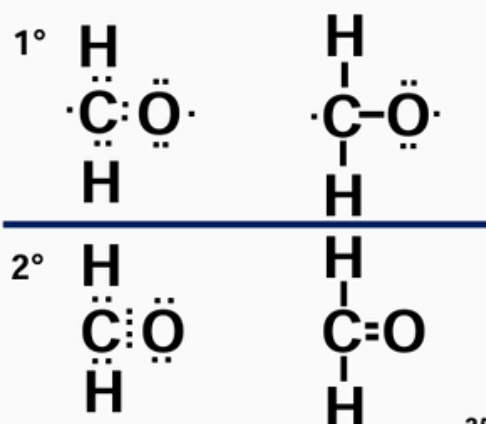
- Exemplo CH_2O :

C: $1s^2 2s^2 2p^2 = 4$ elétrons

H: $1s^1 = 2 \times 1 = 2$ elétrons

O: $1s^2 2s^2 2p^4 = 6$ elétrons

Total: 12 elétrons (6 pares de elétrons)



Exceções à Regra do Octeto

Embora a regra do octeto seja uma diretriz geral, existem importantes exceções

Moléculas com menos de 8 elétrons

Ocorre com átomos pequenos, como o hidrogênio (H), que se estabiliza com 2 elétrons.

O berílio (Be) forma ligações covalentes com apenas 4 elétrons, como em BeCl_2 .

O boro (B) forma compostos como BF_3 com 6 elétrons na valência.

Moléculas com mais de 8 elétrons

Ocorre com átomos do 3º período ou superior, pois possuem orbitais d disponíveis.

Exemplos: SF_6 (12 elétrons no enxofre), PCl_5 (10 elétrons no fósforo).

Moléculas com número ímpar de elétrons:

Moléculas como NO e NO_2 contêm um número ímpar de elétrons e, portanto, não conseguem formar octetos completos para todos os átomos.

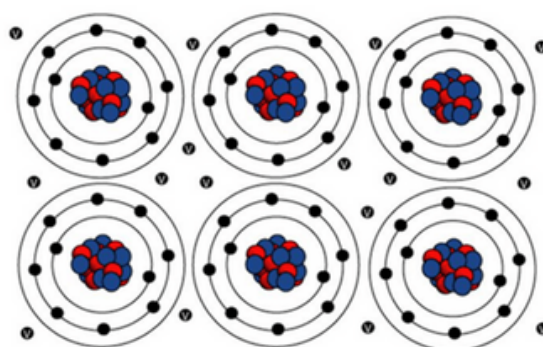
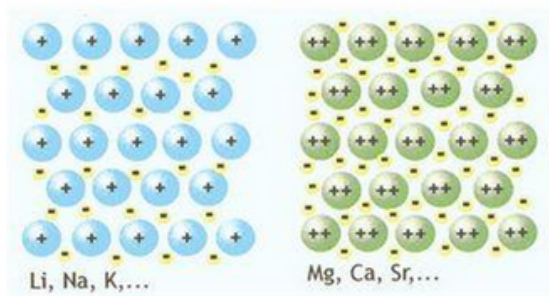
Ligação Metálica

Ocorre entre átomos de metais.

Os elétrons de valência estão deslocalizados, formando um "mar de elétrons" ao redor dos cátions metálicos fixos.

Essa deslocalização explica propriedades como:

- Alta condutividade térmica e elétrica
- Maleabilidade e ductilidade
- Elevado ponto de fusão



Ligação metálica é caracterizada normalmente por um subnível eletrônico *d* completo e um *s* incompleto, pelo qual elétrons fluem através de estrutura cristalina definida

Geometria Molecular

A geometria molecular descreve a disposição espacial dos átomos em uma molécula, determinada pela repulsão entre pares de elétrons (ligantes e solitários) ao redor do átomo central.

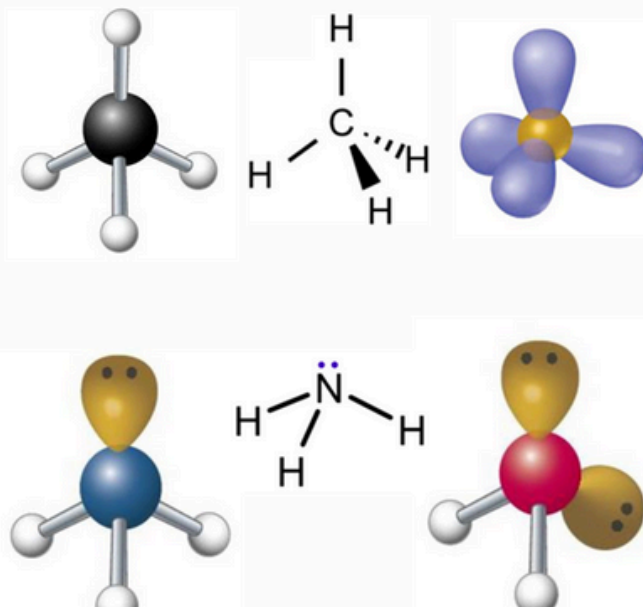
Ligação químicas:

Compartilhamento (igual ou desigual) dos elétrons da camada de valência

Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (VSEPR):

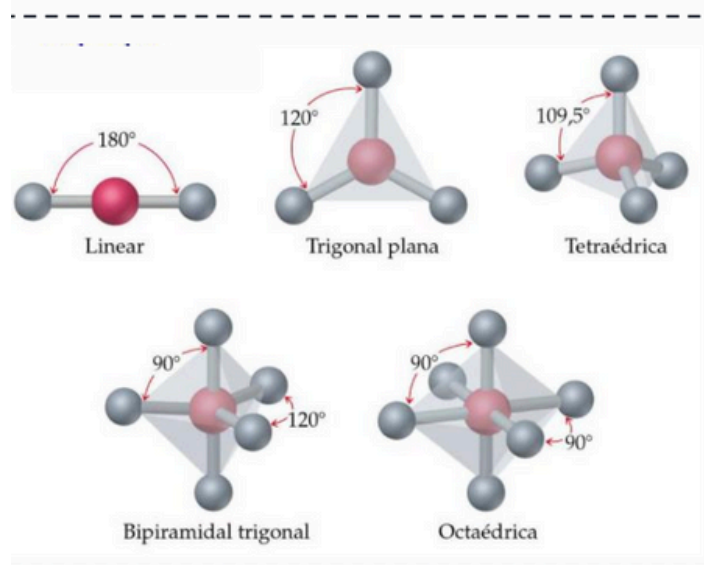


Pares de elétrons isolados e de ligação
na camada de valência de um elemento repelem uns aos outros e buscam ficar o mais longe possível

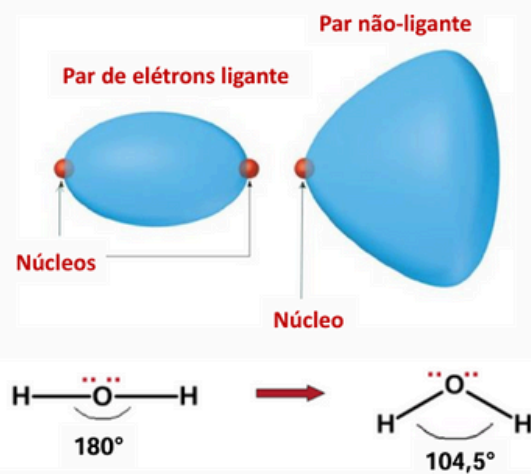


Nº de Pares	Pares Ligantes	Pares Solitários	Geometria	Exemplo	Ângulo Ideal
2	2	0	Linear	BeF ₂ , CO ₂	180°
3	3	0	Trigonal Plana	BF ₃ , SO ₃	120°
4	4	0	Tetraédric	CH ₄ , NH ₄ ⁺	109,5°
4	3	1	Pirâmide Trigonal	NH ₃ , PCl ₃	~107°
4	2	2	Angular	H ₂ O, H ₂ S	~104,5°
5	5	0	Bipirâmide Trigonal	PCl ₅ , PF ₅	90°, 120°
6	6	0	Octaédrica	SF ₆ , [AlF ₆] ³⁻	90°

Geometrias fundamentais



Elétrons não ligantes ocupam maior espaço e repelem entre si



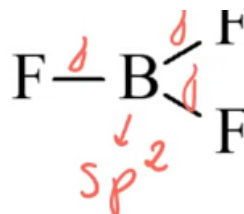
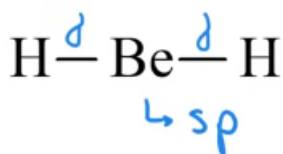
Hibridização de Orbitais

A hibridização é a combinação de orbitais atômicos (s, p, d) para formar novos orbitais híbridos com geometria definida, explicando a formação de ligações covalentes.

REGRA PRÁTICA

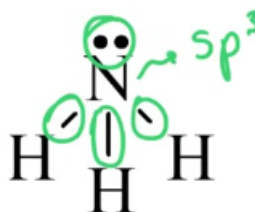
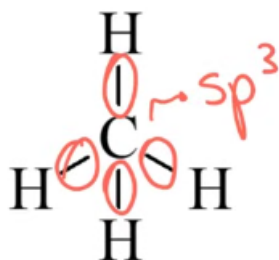
Ligações sigma + par de elétrons livre

$$sp = 2$$



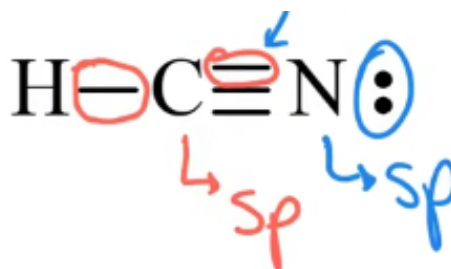
$$sp^2 = 3$$

$$sp^3 = 4$$



$$sp^3d = 5$$

$$sp^3d^2 = 6$$



Ângulo de ligação

180°



Linear

Geometria de par de elétron

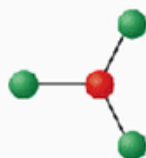


(sp)

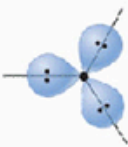
Par de elétrons isolados

...

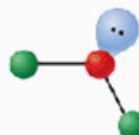
120°



Trigonal planar

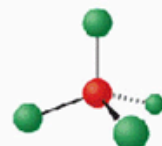


(sp²)

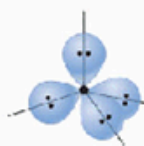


Angular

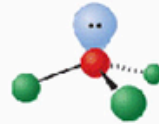
109,5°



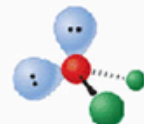
Tetraédrico



(sp³)



Piramidal trigonal



Angular

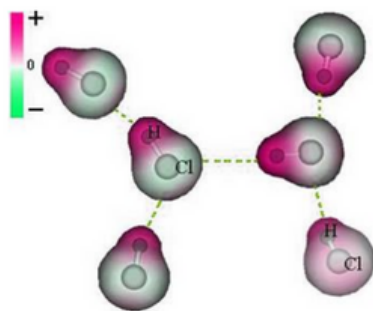
Interações intermoleculares

Interações intermoleculares são forças eletrostáticas que atuam entre moléculas e controlam propriedades físicas como ponto de ebulição, viscosidade e solubilidade.

Tipos de interações

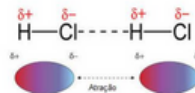
Dipolo-dipolo / dipolo permanente:

Ocorrem entre moléculas polares, com alinhamento parcial de dipolos. **Ocorre em moléculas polares**



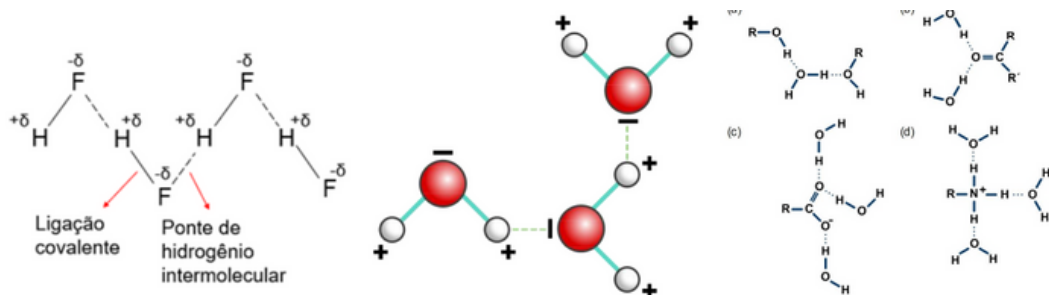
- Ocorre entre duas moléculas polares neutras
- Moléculas polares ficam unidas
- Mais fracas que as ligações ion-dipolo
- Mistura de forças de atração dipolo-dipolo e de repulsão quando as moléculas se viram
- Para moléculas com a mesma massa e o mesmo tamanho, as forças dipolo-dipolo aumentam com a polaridade

Ocorre com moléculas polares, momento de dipolo $\neq 0$



Ligação de hidrogênio:

Interação intensa envolvendo H ligado a F, O ou N. Explica a alta temperatura de ebulição da água.

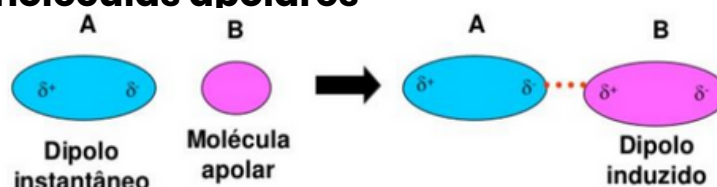


- A ligação de hidrogênio é um caso particular de dipolo-dipolo
- As ligações de hidrogênio estabelecem-se entre átomos pequenos e com eletronegatividade altas F, O e N e o átomo de H

Forças de London / dipolo induzido:

Resultam de dipolos instantâneos induzidos. Dominam em moléculas apolares e aumentam com a massa molar.

Ocorre em moléculas apolares



Soluções

Uma solução química é uma mistura homogênea composta por duas ou mais substâncias. Os componentes principais de uma solução são:

Soluto: a substância que se dissolve, geralmente presente em menor quantidade.

Solvente: a substância que dissolve o soluto, geralmente presente em maior quantidade. A água é conhecida como o "solvente universal" devido à sua capacidade de dissolver uma ampla gama de substâncias.

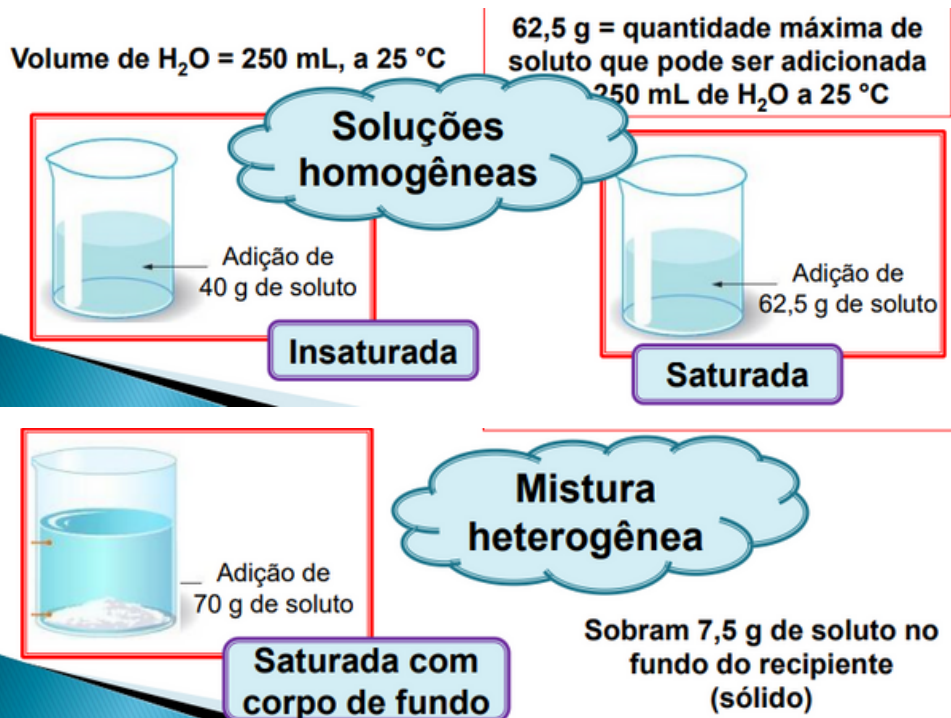
Solubilidade: Quantidade máxima de soluto que pode ser solubilizada (dissolvida) em um volume específico de solvente a uma dada temperatura.

Considerando o mesmo volume de solvente da referência e a mesma temperatura

Massa de soluto **MENOR** que a referência: Solução **INSATURADA (HOMOGÊNEA)**

Massa de soluto **IGUAL** a referência: Solução **SATURADA (HOMOGÊNEA)**

Massa de soluto **MAIOR** que a referência: Mistura **SATURADA (HETEROGÊNEA)**



Fórmulas importantes:

CONCENTRAÇÃO Relação entre soluto e solvente em uma solução

Concentração comum (g/L)

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Concentração molar ou molaridade (mol/L)

$$M = \frac{m_{\text{soluto}}}{MM_{\text{soluto}} V_{\text{solução}}}$$

ou

$$M = \frac{n_{\text{Soluto}}}{V_{\text{Solução}}}$$

• **VOLUME SEMPRE EM LITROS**

Título (%)

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$$

Diluições sem reação química

Diluição é o processo de redução da concentração de uma solução pela adição de solvente, sem que ocorra reação química envolvendo o soluto.

Nesses casos, a quantidade de matéria do soluto permanece constante.

Princípio fundamental:

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

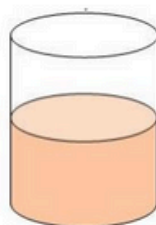
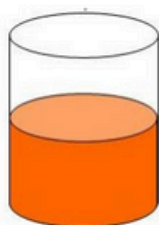
Como $n = M \cdot V$, obtemos a relação:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

Caso 1: Diluição simples

$$M_1 = 2 \text{ mol/L}$$

$$V_1 = 200 \text{ mL}$$



$$M_2 = ? \text{ mol/L}$$

$$V_2 = 1000 \text{ mL}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$2 \cdot 200 = M_2 \cdot 1000$$

$$M_2 = 0,4 \text{ mol/L}$$

Diluições com reação química

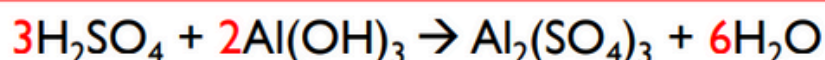
Em algumas situações, a diluição envolve reação química simultânea, geralmente reações ácido-base ou de precipitação. Nesse caso, a quantidade de soluto não se conserva, pois parte dele reage.

Nessas situações, não se pode aplicar diretamente a equação $M_1V_1 = M_2V_2$.

O procedimento correto envolve:

1. Calcular o número de mols de cada reagente antes da mistura
2. Aplicar a estequiometria da reação química
3. Identificar o reagente limitante
4. Determinar a quantidade final de espécie em solução
5. Calcular a nova concentração usando o volume final

Caso 5: Mistura de soluções com reação química



0,5 mol/L

0,75 mol/L

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



30 mL

20 mL

$$M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{\text{Volume}}$$

$n^\circ \text{ mol} = 0,5 \cdot 0,03$
 $n^\circ \text{ mol} = 0,015 \text{ mol}$

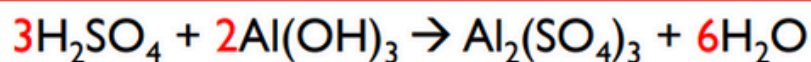
$n^\circ \text{ mol} = 0,75 \cdot 0,02$
 $n^\circ \text{ mol} = 0,015 \text{ mol}$

Proporção na reação:
 H_2SO_4

$\text{Al}(\text{OH})_3$
 $3 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$
Regra de 3

Volume final = 50 mL ou 0.05 L

Caso 5: Mistura de soluções com reação química



Regra de 3

Regra de 3

H_2SO_4 $\text{Al}(\text{OH})_3$
3 mol = 2 mol
x mol = 0,015 mol
x = 0,0225 mol H_2SO_4

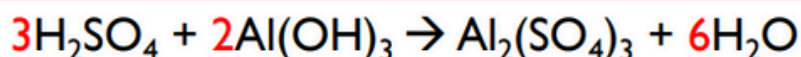
H_2SO_4 $\text{Al}(\text{OH})_3$
3 mol = 2 mol
0,015 mol = x mol
x = 0,01 mol $\text{Al}(\text{OH})_3$

Sobram 0,005 mol $\text{Al}(\text{OH})_3$

$n^\circ \text{ mol} = 0,5 \cdot 0,03$
 $n^\circ \text{ mol} = 0,015 \text{ mol}$

$n^\circ \text{ mol} = 0,75 \cdot 0,02$
 $n^\circ \text{ mol} = 0,015 \text{ mol}$

Caso 5: Mistura de soluções com reação química



Regra de 3

H_2SO_4 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
3 mol = 1 mol
0,015 mol = x mol
x = 0,005 mol $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{\text{Volume}}$$

$M = 0,1 \text{ mol/L}$
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$M = \frac{0,005}{0,05}$

Principais tipos de reações químicas

Reações de síntese (ou adição)

Duas ou mais substâncias se combinam formando um único produto.

Forma geral: $A + B \rightarrow AB$

Reações de decomposição (ou análise)

Uma substância se quebra em duas ou mais substâncias mais simples.

Forma geral: $AB \rightarrow A + B$

Reações de simples troca (ou deslocamento)

Um elemento mais reativo desloca outro em um composto.

Forma geral: $A + BC \rightarrow AC + B$

Reações de dupla troca (ou metátese)

Há troca de íons entre dois compostos iônicos em solução aquosa.

Forma geral: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

Reações ácido-base (neutralização)

Envolvem transferência de prótons (definição de Brønsted-Lowry).

Exemplo geral: $\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + \text{Água}$

Exemplo: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Essas reações são fundamentais em titulações e diluições com reação química.

7.2.7 Reações de combustão

Envolvem reação rápida com O_2 , geralmente liberando grande quantidade de energia.

Combustão completa de hidrocarbonetos: $\text{C}_x\text{H}_y + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

7.2.8 Reações de oxirredução (redox)

Envolvem transferência de elétrons.

Oxidação: perda de elétrons

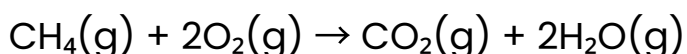
Redução: ganho de elétrons

Exemplo: $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

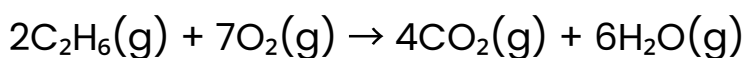
Balanceamento de reações químicas

O balanceamento respeita a Lei da Conservação da Massa e, quando aplicável, a conservação de carga elétrica.

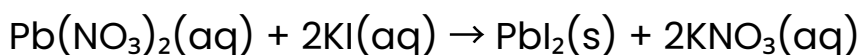
O número de mols de um elemento deve ser igual nos reagentes e nos produtos, seguindo a lei da conservação das massas de Lavoisier



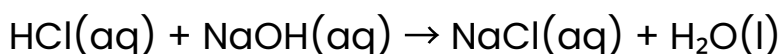
M etal



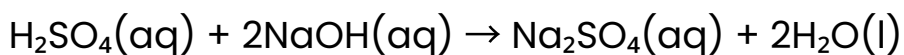
A metal



C arbono



H idrogênio



O xigênio

Estequiometria e exemplos

A estequiometria estuda as relações quantitativas entre reagentes e produtos em uma reação química. Ela responde perguntas do tipo: **quanto reage?, quanto se forma?, quem sobra?**

Sempre que for resolver uma questão de estequiometria, pense em 3 etapas simples:

- Primeiro, escreva a proporção de mol para mol das substâncias comparadas no enunciado (em mol).
- Depois, veja o que a questão fornece (massa, volume, mol) e converta a segunda linha para essa unidade.
- Por fim, descubra o que a questão quer saber — normalmente isso envolve uma regra de 3 com base na equação.



Quantos átomos de H há em 72,5 g de C₃H₈O?

$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g de C}_3\text{H}_8\text{O}$$

$$1 \text{ molécula de C}_3\text{H}_8\text{O} = 8 \text{ átomos de H}$$

$$1 \text{ mol de moléculas C}_3\text{H}_8\text{O} = 8 \text{ mol átomos de H}$$

$$1 \text{ mol H} = 6 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$8 \text{ mol H} = 48 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$60 \text{ g de C}_3\text{H}_8\text{O} = 48 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

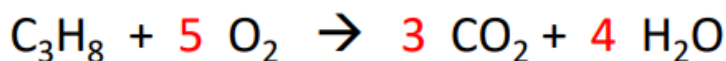
$$72,5 \text{ g de C}_3\text{H}_8\text{O} = x \text{ átomos de H}$$

$$x = 5,8 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Ex.:

Considerando a reação de combustão completa de 132 g de propano (C₃H₈), qual a quantidade, em gramas, de água produzida?

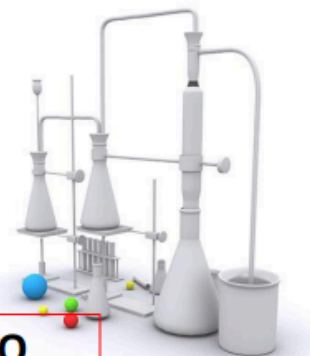
Dados: MM(C₃H₈): 44 g/mol, MM(H₂O): 18 g/mol



C₃H₈		H₂O
1 mol	=	4 mols
132 g	=	x g

C₃H₈		H₂O
44 g	=	4 . 18 g
132 g	=	x g

$$x = 216 \text{ g de H}_2\text{O}$$



Reagente limitante e reagente em excesso

Quando os reagentes não estão na proporção exata da equação, um deles limita a reação.

Procedimento correto:

- Calcular os mols de cada reagente
- Comparar com a proporção da equação
- Identificar quem acaba primeiro (limitante)
- Usar apenas o limitante para calcular os produtos

O reagente em excesso sobra ao final da reação.

Para identificar o reagente limitante, podemos comparar a massa de produto que cada reagente produziria com as massas dadas pela questão. quem formar uma massa de produto menor será sempre o reagente limitante!!

1 mol = Massa em gramas (Massa molar da tabela periódica)

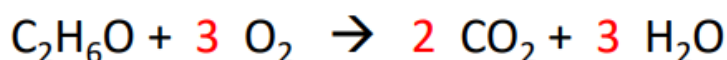
1 mol = Volume de 22,4 L (CNTP)

1 mol = 6×10^{23} entidades elementares (átomos, íons moléculas,...)

Ex.:

Sabendo que 264 g de CO_2 são produzidas pela queima de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), qual o volume, em litros, de O_2 necessário para a combustão completa desse reagente nas CNTP?

Dados: $\text{MM}(\text{CO}_2)$: 44 g/mol, $\text{MM}(\text{O}_2)$: 32 g/mol



$$\begin{array}{lcl} \text{O}_2 & & \text{CO}_2 \\ 3 \text{ mol} & = & 2 \text{ mols} \\ x \text{ L} & = & 264 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{O}_2 & & \text{CO}_2 \\ 3 \cdot 22,4 \text{ L} & = & 2 \cdot 44 \text{ g} \\ x \text{ L} & = & 264 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 201,6 \text{ L de O}_2$$



Pureza



Relação de quantidade total de reagente e proporção totalmente pura



Em todas reações químicas, apenas a parte pura do reagente será considerada

Rendimento



Relação de quantidade teoria e real de produto produzido



Quantidade teórica = obtida pela reação (sempre 100%)

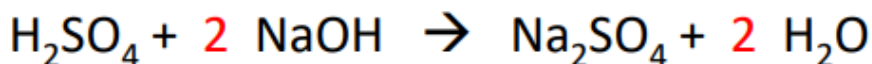
Quantidade real = obtida experimentalmente (menor que 100%)



Ex.:

Sabendo que 200 g de ácido sulfúrico, com 2% de impurezas, reagiram com hidróxido de sódio e formaram sal e água. Qual a massa de sal formada?

Dados: MM(H₂SO₄): 98 g/mol, MM(Na₂SO₄): 142 g/mol

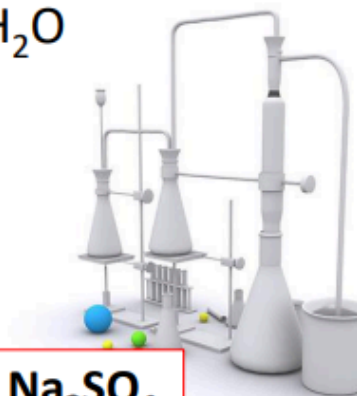


$$\begin{array}{rcl} \text{H}_2\text{SO}_4 & & \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ mol} & = & 1 \text{ mol} \\ 196 \text{ g} & = & x \text{ g} \end{array}$$



$$\begin{array}{rcl} \text{H}_2\text{SO}_4 & & \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ 98 \text{ g} & = & 142 \text{ g} \\ 196 \text{ g} & = & x \text{ g} \end{array}$$

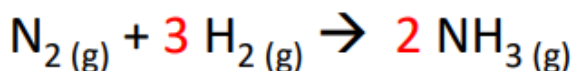
$$x = 284 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$



Ex.:

Quando a reação com 140 g N₂ ocorre com 80% de rendimento produz, qual o volume (em litros) de NH₃ produzido na CNTP?

Dados: MM(N₂): 28 g/mol, MM(NH₃): 17 g/mol



$$\begin{array}{rcl} \text{N}_2 & & \text{NH}_3 \\ 1 \text{ mol} & = & 2 \text{ mols} \\ 140 \text{ g} & = & x \text{ L} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{N}_2 & & \text{NH}_3 \\ 28 \text{ g} & = & 2 \cdot 22,4 \text{ L} \\ 140 \text{ g} & = & x \text{ L} \end{array}$$

**Quantidade
teórica**

$$x = 224 \text{ L de NH}_3$$



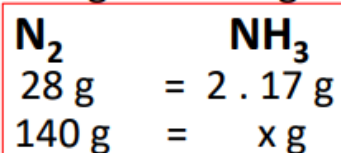
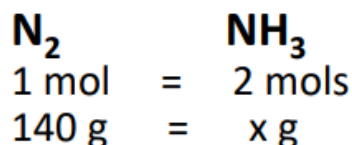
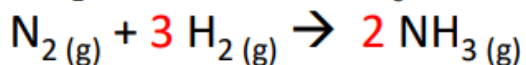
$$\begin{array}{rcl} \text{NH}_3 & & \\ 224 \text{ L} & = & 100\% \\ x \text{ L} & = & 80\% \end{array}$$

$$x = 179,2 \text{ L de NH}_3$$

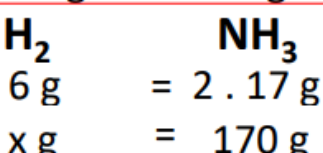
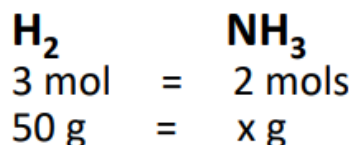
Ex.:

Quando a reação entre 140 g N_2 e 50 g de H_2 ocorre, qual a quantidade de NH_3 , em gramas, produzida?

Dados: $MM(N_2)$: 28 g/mol, $MM(NH_3)$: 17 g/mol, $MM(H_2)$: 2 g/mol



$x = 170 \text{ g de } NH_3$



$x = 30 \text{ g de } H_2$

**Excesso
de H_2**

**H_2
Consumido**

**N_2 é o
reagente
limitante**

**Excesso
de H_2**

**Quantidade de NH_3
produzida = 170 g**

Qual a quantidade de H_2 que sobra?

Quantidade H_2 inicial – quantidade H_2 consumida = sobra

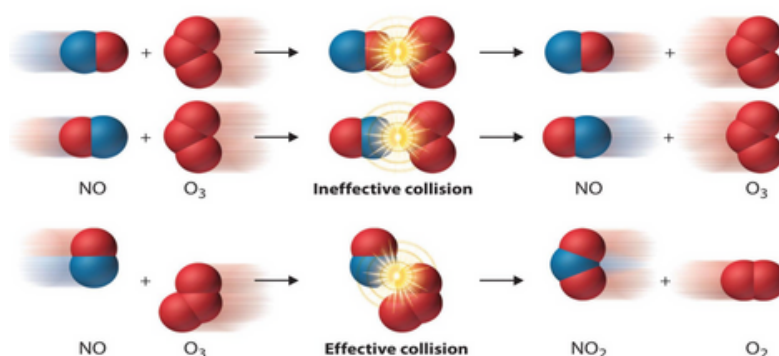
$50 \text{ g} - 30 \text{ g} = 20 \text{ g de } H_2 \text{ sobram}$

Cinética Química

A cinética química estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que a influenciam. Diferente da termodinâmica, que responde se uma reação pode ocorrer, a cinética responde quão rápido ela ocorre.

• Velocidade de uma reação.

• Colisões efetivas – Teoria das colisões



Forma geral:

$$v = \Delta[] / \Delta t$$

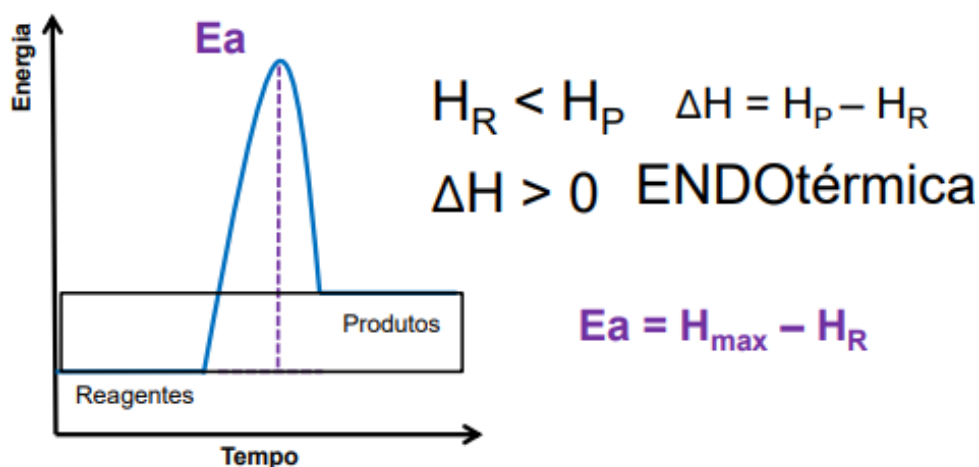
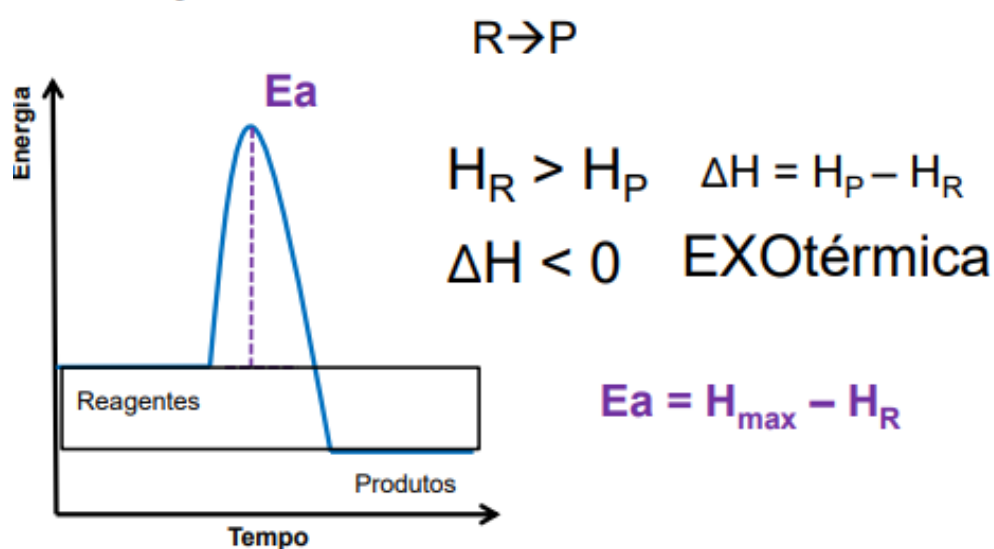
Reagentes: concentração diminui com o tempo

Produtos: concentração aumenta com o tempo

A velocidade nunca é negativa — o sinal indica apenas se a espécie está sendo consumida ou formada.

Energia de ativação (E_a)

Energia de ativação é a barreira energética mínima que os reagentes precisam superar para formar o complexo ativado.



Fatores que influenciam a velocidade das reações

a) Concentração dos reagentes

Maior concentração → maior número de colisões por unidade de tempo → reação mais rápida.

b) Temperatura

O aumento da temperatura aumenta a energia cinética média das partículas, elevando o número de colisões eficazes.

Relação qualitativa:

Pequenos aumentos de temperatura podem dobrar ou triplicar a velocidade da reação.

c) Superfície de contato

Em reações envolvendo sólidos, maior área exposta → maior velocidade.

Exemplo: pó reage mais rápido que um bloco sólido.

d) Natureza dos reagentes

Reações iônicas em solução aquosa tendem a ser rápidas

Reações envolvendo quebra de ligações covalentes fortes tendem a ser lentas

e) Catalisadores

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade da reação sem serem consumidas.

Eles atuam fornecendo um caminho alternativo com menor energia de ativação.

Importante:

Catalisadores não alteram ΔH

Catalisadores não deslocam o equilíbrio químico

Ordem zero: velocidade independe da concentração

Primeira ordem: velocidade proporcional à concentração

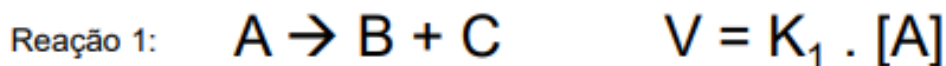
Segunda ordem: velocidade proporcional ao quadrado da concentração

A soma dos expoentes fornece a ordem global da reação.

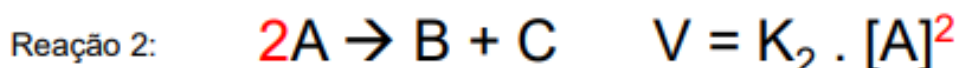
Lei de velocidade: teórica

$$V = K \cdot [\text{Reagentes}]$$

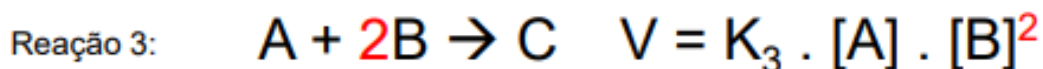
1ª ordem



2ª ordem

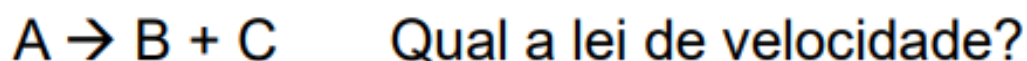


3ª ordem



Lei de velocidade: experimental (real)

$$V = K \cdot [\text{Reagentes}]$$



$$V = K \cdot [A]^x$$

$$[A]^x \rightarrow V$$

$$2^x \rightarrow 2^1$$

$$x = 1$$

Experimento	[A] (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	2	5
2	4	10

$$\text{Lei de velocidade: } V = K \cdot [A]^1$$

Cálculos:

Proporcionalidade de velocidades em uma reação



$$\frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d} = V_m$$

Equações importantes:

Ordem da Reação	Lei de velocidade	Equação integrada
Ordem Zero	$v = k$	$[A] = [A]_0 - kt$
1ª Ordem	$v = k[A]$	$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$ $[A] = [A]_0 \cdot e^{-kt}$
2ª Ordem	$v = k[A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$

Ordem da Reação	Lei de velocidade	$t_{1/2}$
Ordem Zero	$v = k$	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$
1ª Ordem	$v = k[A]$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2ª Ordem	$v = k[A]^2$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$