

QUESTÕES DE MULTIPLA ESCOLHA

01. (UEMA) Na reação: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$, após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio:

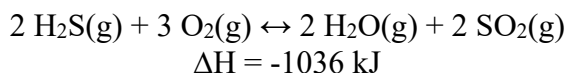
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

a respeito da qual é correto afirmar que:

- a) quanto maior for o valor de K_c , menor será o rendimento da reação direta.
- b) K_c independe da temperatura.
- c) se as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa forem iguais, então $K_c = 0$.
- d) K_c depende das concentrações em quantidade de matéria iniciais dos reagentes.

e) quanto maior for o valor de K_c , maior será a concentração dos produtos.

02. Considere o seguinte equilíbrio químico, estabelecido em um sistema fechado:



De acordo com o Princípio de Le Chatelier, analise as seguintes alterações realizadas separadamente no sistema:

- I. diminuição da temperatura;
- II. aumento da pressão por redução do volume do recipiente;
- III. adição de dióxido de enxofre;
- IV. retirada de gás oxigênio;
- V. adição de um gás inerte, mantendo-se constante o volume do recipiente.

Considerando D para deslocamento do equilíbrio no sentido dos produtos, E para deslocamento no sentido dos reagentes e N para ausência de deslocamento, a sequência correta para as alterações I, II, III, IV e V é:

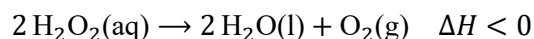
- a) E – E – D – D – N
- b) D – D – E – E – N**
- c) D – E – E – D – N
- d) E – D – D – E – N
- e) D – D – E – N – E

03. Os chamados cálculos renais apresentam como principal constituinte o sal Fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$. Determine o valor da concentração de íons fosfato (PO_4^{3-}) que devem estar presentes na urina para favorecer a precipitação do sal.

Dados: Concentração média de íons Ca^{+2} na urina: $2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, K_{ps} do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 10^{-25}$, raiz quadrada de $0,125 = 0,354$.

- a) $3,54 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
- b) $3,54 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $3,54 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
- d) $3,54 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$**
- e) $3,54 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$

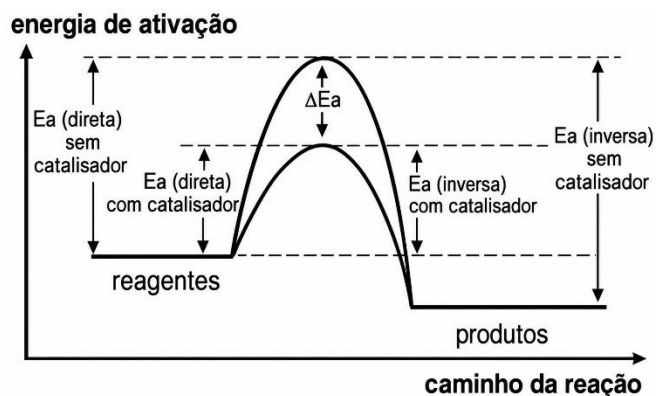
04. A decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), comumente conhecido como água oxigenada, ocorre espontaneamente de acordo com a equação:



Em temperatura ambiente, esse processo ocorre de forma bastante lenta. No entanto, na presença de íons iodeto (I^-) ou da enzima catalase, a liberação de gás oxigênio torna-se imediata e vigorosa.

O diagrama a seguir ilustra o perfil energético de uma reação genérica de mesma característica termodinâmica (exotérmica), comparando o caminho reacional sem

catalisador com o caminho reacional na presença de um catalisador:



Com base na Teoria das Colisões e na análise do perfil termocinético apresentado, assinale a alternativa correta:

- A adição do catalisador aumenta a energia cinética média das moléculas reagentes, fazendo com que um maior número de choques atinja a barreira energética original.
- O catalisador atua diminuindo a variação de entalpia (ΔH) da reação global, tornando o processo termodinamicamente mais favorável e liberando mais calor.
- O catalisador cria um caminho reacional alternativo com menor energia de ativação (E_a), aumentando a fração de colisões efetivas por segundo entre as espécies reagentes.**
- O aumento da velocidade reacional na presença do catalisador decorre unicamente da redução da energia de ativação da reação direta, mantendo a energia de ativação da reação inversa inalterada.
- A enzima catalase desloca o equilíbrio da reação para os produtos, aumentando o rendimento final da decomposição do peróxido de hidrogênio em relação ao sistema não catalisado.

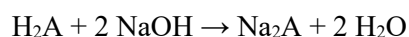
05. Em maio de 2026, o UNICEF divulgou uma iniciativa desenvolvida em parceria com a Universidade

Federal de Roraima (UFRR) para produção e distribuição de solução de hipoclorito de sódio, utilizada na desinfecção de ambientes, alimentos e água. A produção ocorre no Laboratório de Grãos e Águas da UFRR e pode futuramente alcançar os 15 municípios de Roraima. Fonte: UNICEF Brasil <[Doação do UNICEF fortalece ambientes saudáveis e impulsiona pesquisa em Roraima](#)>

Considere que, durante uma atividade de controle de qualidade, uma amostra de 250,0 mL de solução produzida no laboratório contenha 9,31 g de NaClO dissolvidos. A concentração comum e a concentração em quantidade de matéria dessa solução são, respectivamente:

- 9,31 g L⁻¹ e 0,125 mol L⁻¹
- 18,62 g L⁻¹ e 0,250 mol L⁻¹
- 37,24 g L⁻¹ e 0,500 mol L⁻¹**
- 37,24 g L⁻¹ e 2,00 mol L⁻¹
- 74,48 g L⁻¹ e 1,00 mol L⁻¹

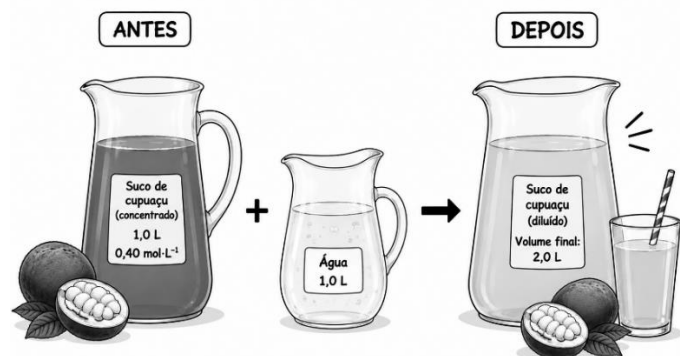
06. Considere uma situação hipotética de laboratório na qual 50,00 mL de uma amostra de água apresentem acidez decorrente exclusivamente de um ácido diprótico H₂A. Para sua neutralização completa foram consumidos 12,50 mL de NaOH 0,0200 mol L⁻¹. A reação global pode ser representada por:



A concentração do ácido H₂A na amostra é:

- $1,25 \times 10^{-3}$ mol L⁻¹
- $2,50 \times 10^{-3}$ mol L⁻¹**
- $5,00 \times 10^{-3}$ mol L⁻¹
- $1,00 \times 10^{-2}$ mol L⁻¹
- $2,50 \times 10^{-2}$ mol L⁻¹

07. Em dias muito quentes, o consumo de sucos e refrescos aumenta. Essas bebidas são preparadas pela dissolução de polpas ou concentrados em água. Imagine que Ana, uma aluna do curso de Química da UFRR, preparou 1,0 L de suco concentrado de cupuaçu para levar para a turma. Ao experimentar a bebida, ela achou muito concentrado e adicionou mais 1,0 L de água, sem acrescentar mais polpa ou qualquer outro ingrediente.



Considerando o concentrado responsável pelo sabor como o soluto e admitindo que os volumes sejam aditivos, após a adição da água, a concentração desse soluto será:

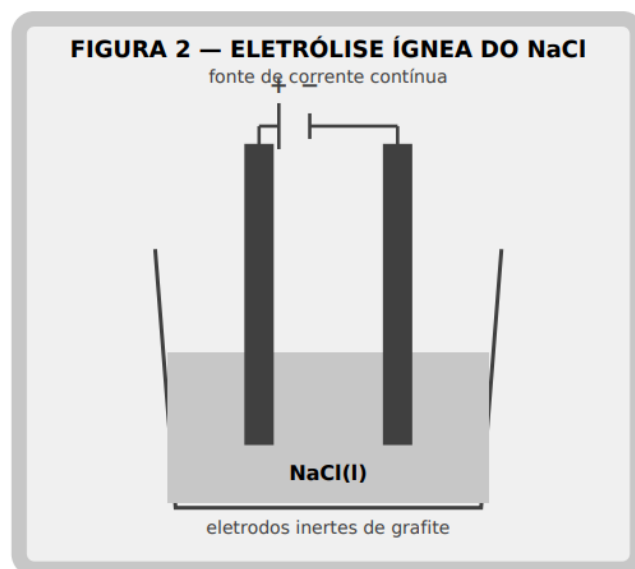
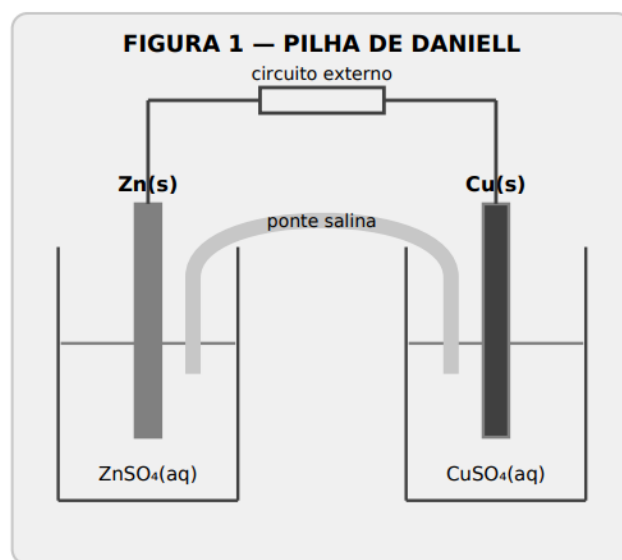
- a) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, pois a quantidade de soluto diminuiu pela metade.
- b) $0,20 \text{ mol L}^{-1}$, pois o volume da solução dobrou sem alteração da quantidade de soluto.**
- c) $0,40 \text{ mol L}^{-1}$, pois adicionar água não altera a concentração.
- d) $0,80 \text{ mol L}^{-1}$, pois o volume da solução dobrou.
- e) $1,20 \text{ mol L}^{-1}$, pois as concentrações da água e do suco devem ser somadas.

08. Em um laboratório, um estudante misturou 200 mL de uma solução aquosa de NaCl com concentração de $0,50 \text{ mol·L}^{-1}$ com 300 mL de outra solução de NaCl com concentração de $0,20 \text{ mol·L}^{-1}$.

Considerando que os volumes são aditivos e que não ocorre reação química, a concentração de NaCl na solução resultante é:

- a) $0,16 \text{ mol·L}^{-1}$
- b) $0,20 \text{ mol·L}^{-1}$
- c) $0,32 \text{ mol·L}^{-1}$**
- d) $0,35 \text{ mol·L}^{-1}$
- e) $0,70 \text{ mol·L}^{-1}$

09. Observe os esquemas que representam uma pilha de Daniell e a eletrólise ígnea do cloreto de sódio.



Com base nos princípios da eletroquímica, assinale a alternativa que descreve corretamente os fenômenos ocorridos nos dois sistemas.

- a) Na pilha, o zinco é oxidado no ânodo e os elétrons fluem do eletrodo de zinco para o de cobre.**

Na eletrólise, os íons Na^+ são reduzidos no cátodo, formando sódio metálico.

b) Na pilha, o cobre é oxidado no cátodo e os elétrons fluem do eletrodo de cobre para o de zinco.

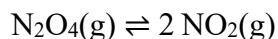
Na eletrólise, os íons Cl^- são reduzidos no ânodo.

c) Na pilha, o zinco é reduzido no ânodo, enquanto o cobre é oxidado no cátodo. Na eletrólise, ocorre a formação de Na^+ no cátodo.

d) Tanto na pilha quanto na eletrólise, o ânodo é o eletrodo positivo e nele ocorre uma reação de redução.

e) A pilha e a eletrólise são processos espontâneos que convertem energia química em energia elétrica.

10. Em um recipiente fechado de 2,0 L, mantido à temperatura constante, foi introduzido 1,0 mol de tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4). O sistema atingiu o equilíbrio químico de acordo com a reação:

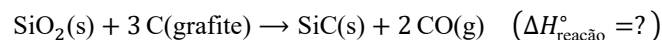


No equilíbrio, verificou-se que 40% da quantidade inicial de N_2O_4 havia se dissociado. Nessas condições, o valor da constante de equilíbrio K_c é aproximadamente:

- a) $0,13 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- b) $0,27 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- c) $0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- d) $0,53 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- e) $1,07 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

11. O carbetto de silício (SiC), conhecido comercialmente como *carborundum*, é um material cerâmico de altíssima dureza e refratariedade, sintetizado industrialmente no processo Acheson por meio da carborredução da sílica (SiO_2) em fornos

elétricos a arco voltaico em temperaturas superiores a 2000°C :



A determinação calorimétrica direta da entalpia padrão dessa reação ($\Delta H^\circ_{298 \text{ K}}$) é experimentalmente inviável devido à alta estabilidade térmica dos reagentes e à ocorrência de reações paralelas. Contudo, dispõe-se dos seguintes dados termoquímicos obtidos a 298 K e 1 atm:

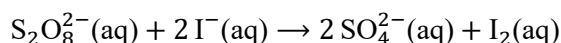
Reação Intermediária	Processo / Equação Química	ΔH_{298}° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
(I)	$\text{Si}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SiO}_2(\text{s})$	-910,9
(II)	$\text{SiC}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SiO}_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	-1226,5
(III)	$\text{C}(\text{grafite}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
(IV)	$2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g})$	-566,0

Adicionalmente, considere as seguintes massas molares ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): C = 12,01; O = 16,00; Si = 28,09.

Com base nas equações termoquímicas acima e aplicando a Lei de Hess, a quantidade de calor absorvida na síntese completa de 1,00 kg de $\text{SiC}(\text{s})$ a partir de sílica e grafite puros nas condições padrão é, aproximadamente:

- a) 624,6 kJ
- b) $1,249 \times 10^4 \text{ kJ}$
- c) $1,526 \times 10^4 \text{ kJ}$
- d) $2,498 \times 10^4 \text{ kJ}$
- e) $3,116 \times 10^4 \text{ kJ}$

12. A cinética de oxidação do íon iodeto (I^-) pelo íon persulfato ($S_2O_8^{2-}$) em meio aquoso constitui uma reação clássica do tipo "relógio de iodo", muito utilizada para avaliar parâmetros cinéticos em laboratório:



A expressão geral para a taxa inicial de reação pode ser escrita como:

$$v = k \cdot [S_2O_8^{2-}]^a \cdot [I^-]^b$$

Para determinar a lei empírica de velocidade e avaliar a influência de parâmetros reacionais, foram realizados quatro experimentos sob condições controladas, cujos dados encontram-se sumarizados na tabela a seguir:

Experimento	$[S_2O_8^{2-}]$ (mol·L ⁻¹)	$[I^-]$ (mol·L ⁻¹)	Temperatura (°C)	Velocidade Inicial (v_0) (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,08	0,04	25	$1,6 \times 10^{-4}$
2	0,08	0,08	25	$3,2 \times 10^{-4}$
3	0,16	0,04	25	$3,2 \times 10^{-4}$
4	0,08	0,04	35	$4,8 \times 10^{-4}$

Com base nos dados experimentais apresentados e nos fundamentos da cinética química, assinale a afirmação correta:

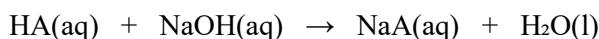
- a) A reação é de segunda ordem em relação ao I^- e de primeira ordem em relação ao $S_2O_8^{2-}$, totalizando uma ordem global igual a 3.
- b) A expressão da lei de velocidade é $v = k \cdot [S_2O_8^{2-}] \cdot [I^-]$, e o valor da constante de velocidade a 25 °C é $0,05 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (ou $5,0 \times 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$).
- c) O aumento da taxa reacional observado no Experimento 4 decorre do aumento do valor da energia de ativação provocado pela elevação de temperatura.
- d) Dobrar simultaneamente as concentrações de ambos os reagentes a 25 °C provocará um aumento de oito vezes na velocidade inicial da reação.
- e) A unidade da constante de velocidade k para esse processo independe da ordem global da reação, sendo sempre expressa em s^{-1} .

QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

13. Em 2025, comunidades indígenas e propriedades rurais de Boa Vista receberam ações de aplicação de calcário para correção da acidez do solo. A iniciativa contemplava 163 propriedades rurais e 17 comunidades indígenas, com previsão de aplicação de aproximadamente 2.900 toneladas de calcário na primeira etapa. A correção da acidez é importante para melhorar as condições químicas do solo e favorecer a produção agrícola. Fonte: < [Roraima em tempo](#) >

A determinação da acidez de diferentes materiais pode envolver técnicas de titulação ácido-base. Considere que, em uma análise didática, os componentes ácidos extraídos de determinada amostra de solo foram colocados em solução. Uma alíquota de 25,00 mL desse extrato foi titulada com solução padronizada de NaOH de concentração 0,1000 mol L⁻¹, consumindo 18,40 mL da base para atingir o ponto de equivalência.

Para fins do problema, represente a acidez titulável por um ácido monoprótico genérico HA:



a) Determine a quantidade de matéria de NaOH consumida na titulação.

$$n(\text{NaOH}) = 0,1000 \text{ mol L}^{-1} \times 0,01840 \text{ L} = 1,840 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

b) Determine a concentração, em mol L⁻¹, de HA no extrato analisado.

$$\text{Pela estequiometria } 1:1 \rightarrow n_{\text{HA}} = n_{\text{NaOH}} = 1,840 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

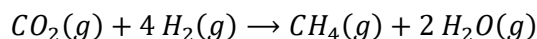
$$[\text{HA}] = (1,840 \times 10^{-3} \text{ mol}) / 0,02500 \text{ L}$$

$$[\text{HA}] = 7,360 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

c) Um estudante afirmou: “No ponto de equivalência, o pH obrigatoriamente será igual a 7, pois todo o ácido foi neutralizado.” Avalie criticamente essa afirmação. Considere que HA pode ser um ácido fraco.

A afirmação não é correta. O ponto de equivalência corresponde à proporção estequiométrica entre ácido e base, mas isso não significa obrigatoriamente pH = 7. Se HA for um ácido fraco e NaOH uma base forte, no ponto de equivalência estará presente sua base conjugada A⁻, que pode sofrer hidrólise e produzir OH⁻. Assim, o meio terá pH > 7.

14. A transição para matrizes energéticas sustentáveis tem impulsionado o desenvolvimento de tecnologias de captura e utilização de carbono (*Carbon Capture and Utilization* – CCU). Entre essas rotas, destaca-se a reação de Sabatier, processo catalítico em fase gasosa que converte dióxido de carbono (CO_2) e hidrogênio molecular (H_2), obtido por eletrólise da água via fontes renováveis ("hidrogênio verde"), em gás metano sintético (CH_4) e vapor de água (H_2O), conforme a equação balanceada a seguir:



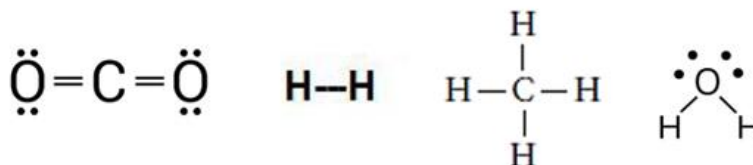
A viabilidade energética e o balanço térmico de reatores industriais para essa conversão dependem diretamente das variações entálpicas associadas à ruptura e formação das ligações químicas entre os reagentes e produtos.

Ligação Química	Energia Média de Ligação ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
$H - H$	436
$C - H$	413
$O - H$	463
$C = O$ (em CO_2)	799

Dados: Massas molares ($g \cdot \text{mol}^{-1}$): $H = 1,0$; $C = 12,0$; $O = 16,0$.

a) Represente a fórmula estrutural plana de Lewis de cada uma das moléculas participantes da reação (CO_2 , H_2 , CH_4 e H_2O) e determine o número total de pares de elétrons não ligantes (pares isolados) presentes no conjunto dos reagentes considerando a estequiometria da equação balanceada.

Fórmulas Estruturais



Contagem de pares não ligantes nos reagentes:

- No CO_2 : 4 pares isolados (2 em cada oxigênio).
- Em 4 H_2 : 0 pares isolados.
- **Total:** 4 pares de elétrons não ligantes (ou 8 elétrons isolados).

b) A partir dos dados da tabela, determine a variação de entalpia ($\Delta H_{\text{reação}}^{\circ}$) do processo, expressa em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ de $\text{CO}_2(\text{g})$ consumido, e classifique a reação como endotérmica ou exotérmica.

- **Energia absorvida na quebra de ligações (Reagentes):**
 - 2 mol de ligações $\text{C} = \text{O}$: $2 \times (+799 \text{ kJ}) = +1598 \text{ kJ}$
 - 4 mol de ligações $\text{H} - \text{H}$: $4 \times (+436 \text{ kJ}) = +1744 \text{ kJ}$
 - $\Sigma E_{\text{quebra}} = +1598 + 1744 = +3342 \text{ kJ}$
- **Energia liberada na formação de ligações (Produtos):**
 - 4 mol de ligações $\text{C} - \text{H}$: $4 \times (-413 \text{ kJ}) = -1652 \text{ kJ}$
 - 4 mol de ligações $\text{O} - \text{H}$ (2×2): $4 \times (-463 \text{ kJ}) = -1852 \text{ kJ}$
 - $\Sigma E_{\text{formação}} = -1652 + (-1852) = -3504 \text{ kJ}$
- **Cálculo da variação de entalpia:**

$$\Delta H^{\circ} = \Sigma E_{\text{quebra}} + \Sigma E_{\text{formação}} = +3342 - 3504 = -162 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } \text{CO}_2$$
- **Classificação:** Como $\Delta H < 0$, a reação é exotérmica.

c) A entalpia de reação calculada via energias médias de ligação é um valor aproximado em comparação com o valor obtido experimentalmente ou pela Lei de Hess empregando entalpias padrão de formação (ΔH_f°). Apresente duas razões físico-químicas que explicam essa diferença.

O estudante deve citar dois dos seguintes pontos:

1. **Médias estatísticas:** As energias de ligação tabeladas correspondem a valores médios obtidos a partir da quebra de ligações homólogas em uma ampla variedade de compostos distintos, não refletindo com exatidão a força da ligação em uma molécula específica.
2. **Ambiente eletrônico e químico:** A energia real de uma ligação depende da vizinhança molecular (efeitos indutivos, ressonância, repulsão estérica e geometria).
3. **Estado físico de referência:** O método de energia de ligação assume idealidade estrita em fase gasosa isolada, desconsiderando variações sutis presentes em condições padrão termodinâmicas.