QUÍMICA · 2ª SÉRIE DO ENSINO MÉDIO

Equilíbrio Químico

A reação que vai e volta: constante K, Le Chatelier, pH, tampão e Kps



v direta = v inversa ≠ 0

Exemplos resolvidos passo a passo · indústria · questões de vestibular · simulado

aquitemquimica.com.br/equilibrio

ROTEIRO

O que vamos ver

1 Equilíbrio dinâmico e K

Reações reversíveis, gráficos, Kc, Kp, Q × K e o quadro de equilíbrio

2 Le Chatelier e indústria

Concentração, pressão, temperatura, catalisador e o processo Haber-Bosch

3 Equilíbrio iônico

Ka, Kb, pKa, pH e pOH, indicadores, hidrólise, tampão e Kps

4 Vestibular e simulado

25 questões reais da FUVEST e da Unicamp e 12 questões resolvidas

PARTE 1

Equilíbrio dinâmico

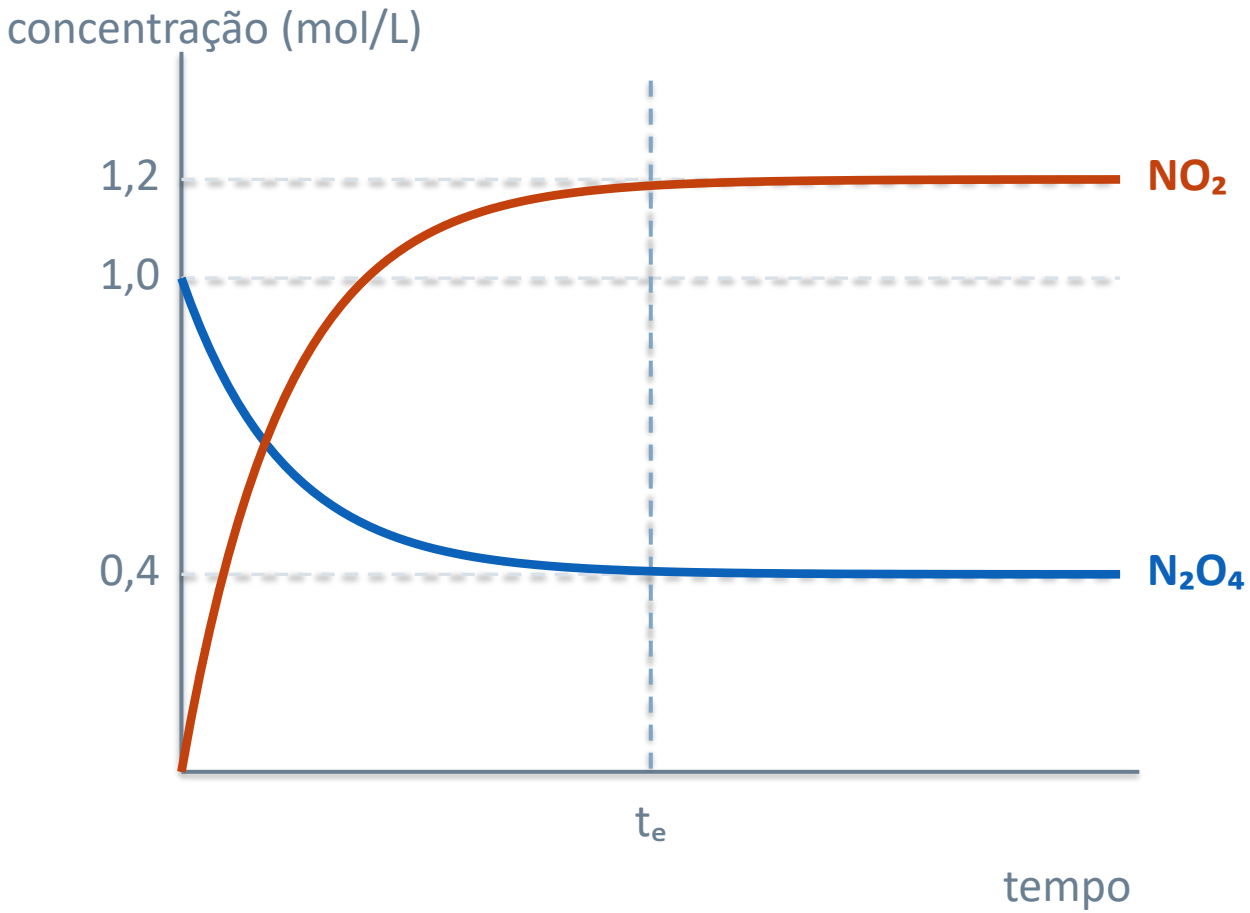
Reações que acontecem nos dois sentidos ao mesmo tempo

Reações reversíveis

$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$	incolor ⇌ castanho: muda de cor com a temperatura
$CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$	o gás do refrigerante fechado
$Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$	o oxigênio no sangue
$N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$	a amônia dos fertilizantes

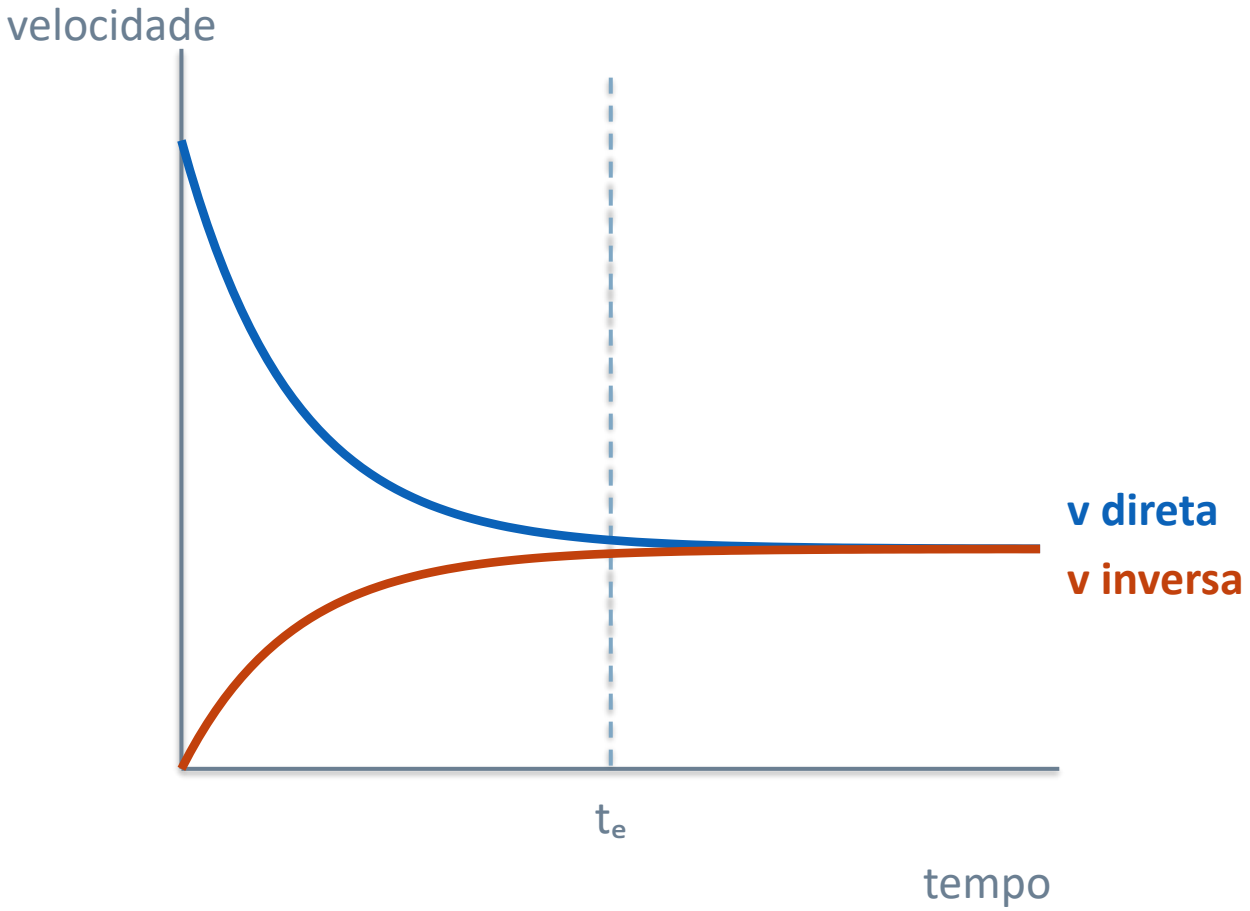
! A seta dupla ⇌ indica que a reação ocorre nos dois sentidos. Para chegar ao equilíbrio: sistema fechado e temperatura constante.

Lendo o gráfico concentração × tempo



1. Antes de t_e, a reação direta é mais rápida que a inversa.
2. A partir de t_e, as curvas ficam horizontais: é o equilíbrio.
3. O NO_2 sobe o dobro do que o N_2O_4 desce: proporção 1 : 2.
4. As concentrações finais são constantes, não iguais.

No equilíbrio, as velocidades se igualam

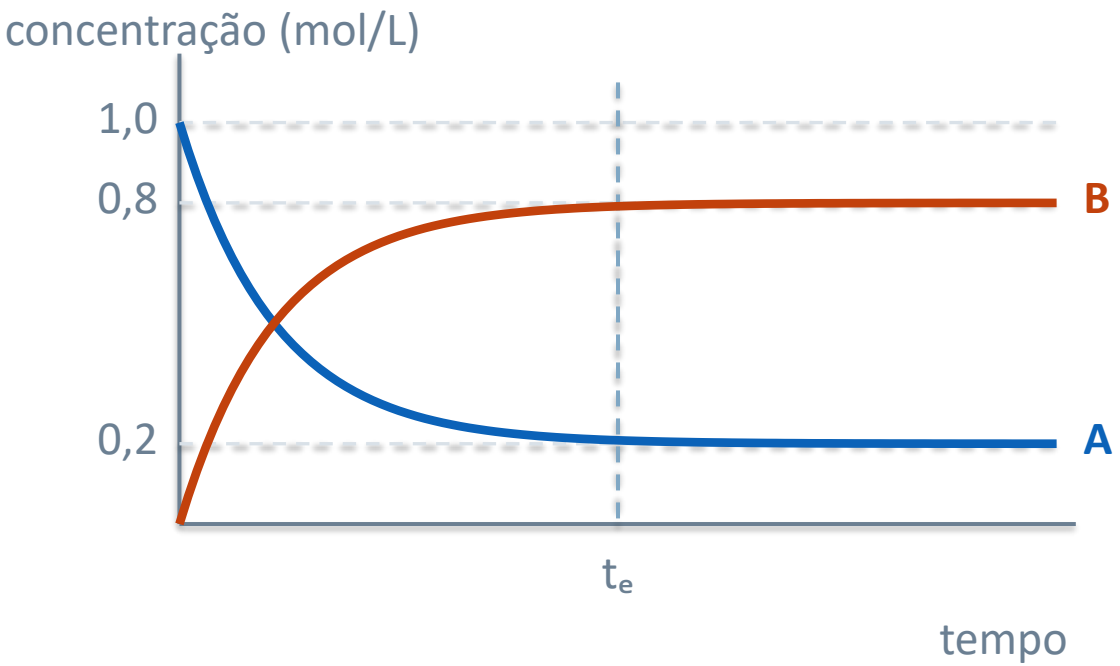


$$v_{direta} = v_{inversa} \neq 0$$

1. A direta cai: os reagentes vão acabando.
2. A inversa sobe: os produtos se acumulam.
3. No equilíbrio, as duas continuam — na mesma velocidade.

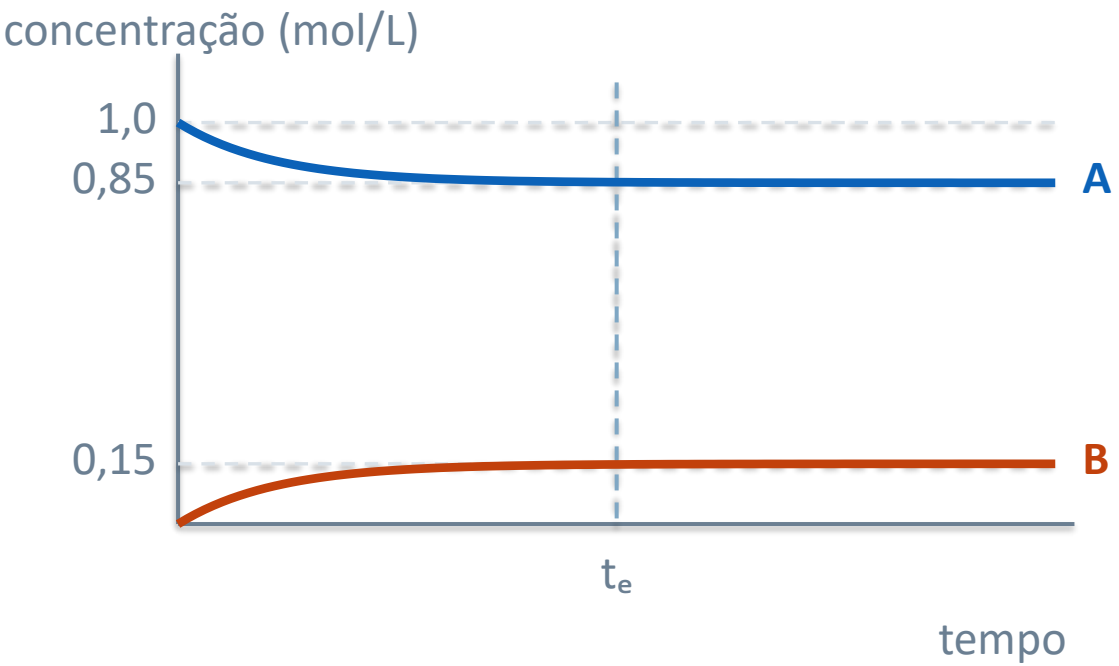
Concentrações constantes, não iguais

A ⇌ B com K grande



Depois de t_e as curvas ficam horizontais. Sobra pouco A: K = 0,8 ÷ 0,2 = 4.

A ⇌ B com K pequeno



O equilíbrio chega com pouco produto: K = 0,15 ÷ 0,85 ≈ 0,18. Concentrações constantes, não iguais.

Como sabemos que a reação não parou?

1. Prepara-se a mistura $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\ HI$ e espera-se o equilíbrio: as concentrações ficam constantes.

2. Adiciona-se um pouco de iodo radioativo ($^{131}I_2$). As concentrações não mudam.

3. Pouco depois, aparece radioatividade nas moléculas de HI: os átomos de iodo continuam trocando de molécula.

! Equilíbrios físicos também são dinâmicos: num frasco fechado, a água evapora e condensa na mesma velocidade; numa solução saturada, cristais se dissolvem enquanto outros se formam.

PARTE 2

A constante de equilíbrio

Kc, Kp e o quociente de reação Q

A lei da ação das massas

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$$

$$K_c = [C]^c \cdot [D]^d \div ([A]^a \cdot [B]^b)$$

1 Produtos em cima

Produtos no numerador; reagentes no denominador. Concentrações em mol/L.

2 Coeficiente vira expoente

Cada concentração é elevada ao seu coeficiente na equação balanceada.

3 Sólido e líquido puro não entram

Sua “concentração” é constante. Água solvente também fica de fora.

! Guldberg e Waage (1864): essa razão dá sempre o mesmo valor a uma dada temperatura.

Montando a expressão

Equilíbrio	Expressão	Repare
$\mathbf{N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)}$	$K_c = [NH_3]^2 / ([N_2]\cdot[H_2]^3)$	expoentes = coeficientes
$\mathbf{H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)}$	$K_c = [HI]^2 / ([H_2]\cdot[I_2])$	Δn = 0: Kp = Kc
$\mathbf{CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)}$	$K_c = [CO_2]$	sólidos ficam fora
$\mathbf{C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)}$	$K_c = [CO]\cdot[H_2] / [H_2O]$	vapor de água entra
$\mathbf{Fe^{3+} + SCN^- \rightleftharpoons FeSCN^{2+}}$	$K_c = [FeSCN^{2+}] / ([Fe^{3+}]\cdot[SCN^-])$	equilíbrio em solução
$\mathbf{AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)}$	$K_{ps} = [Ag^+]\cdot[Cl^-]$	é o produto de solubilidade

O que o valor de K diz

$K \gg 1$

Muito produto

A reação é praticamente completa. Ex.: $2\ H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ H_2O$, $K \approx 10^{80}$ a 25 °C.

$K \approx 1$

Tudo comparável

Reagentes e produtos em quantidades parecidas. Ex.: $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$, $K \approx 1$ perto de 800 °C.

$K \ll 1$

Muito reagente

Quase nada reage. Ex.: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO$, $K \approx 10^{-30}$ a 25 °C.

! K diz até onde a reação vai, não com que rapidez. A mistura de H_2 e O_2 ($K \approx 10^{80}$) fica anos parada sem uma faísca.

Valores reais de K

Equilíbrio	Tipo	K	Temperatura
$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g)$	Kc	$\approx 4 \times 10^{-31}$	25 °C
$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	Kps	$1{,}8 \times 10^{-10}$	25 °C
$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$	Ka	$1{,}8 \times 10^{-5}$	25 °C
$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$	Kp	$1{,}45 \times 10^{-5}\ atm^{-2}$	500 °C
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$	Kc	$4{,}6 \times 10^{-3}$	25 °C
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$	Kc	≈ 50	448 °C
$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$	Kc	$2{,}8 \times 10^{2}$	727 °C
$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$	Kc	$\approx 3{,}5 \times 10^{8}$	25 °C
$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,H_2O(g)$	Kp	$\approx 10^{80}$	25 °C

K muda quando a equação muda

O que se faz	Regra	Exemplo com $N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$, Kc = 0,060
Inverter a equação	$K' = 1 / K$	$2\ NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3\ H_2$: $K' = 1/0{,}060 \approx 16{,}7$
Dividir os coeficientes por 2	$K' = \sqrt{K}$	$\frac{1}{2}\ N_2 + 3/2\ H_2 \rightleftharpoons NH_3$: $K' = \sqrt{0{,}060} \approx 0{,}24$
Multiplicar os coeficientes por n	$K' = K^n$	a constante é elevada a n
Somar duas equações	$K' = K_1 \cdot K_2$	as constantes se multiplicam

T

K só muda com a temperatura. Concentração, pressão e catalisador não mudam K: o sistema volta ao mesmo valor.

Kp: a constante em pressões parciais

$$K_p = p(C)^c \cdot p(D)^d \div (p(A)^a \cdot p(B)^b)$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

1. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1} e T em kelvin (T = t + 273).
2. Δn = mols de gás dos produtos − mols de gás dos reagentes. Se Δn = 0, Kp = Kc.
3. Pressão parcial: p = x · P(total), em que x é a fração em mols do gás.

Kp e a conversão para Kc

A 25 °C, uma mistura de N_2O_4 e NO_2 em equilíbrio tem $p(N_2O_4) = 0{,}80$ atm e $p(NO_2) = 0{,}30$ atm. Calcule Kp e, em seguida, Kc ($R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}).

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Kp e a conversão para Kc

Dados $p(N_2O_4) = 0{,}80$ atm · $p(NO_2) = 0{,}30$ atm · $T = 25 + 273 = 298$ K · $\Delta n = 2 - 1 = 1$

$$\mathbf{Kp = p(NO_2)^2 / p(N_2O_4)} \quad \cdot \quad \mathbf{Kp = Kc \cdot (RT)^{\Delta n}}$$

$$Kp = (0{,}30)^2 \div 0{,}80 = 0{,}090 \div 0{,}80 = 0{,}11 \text{ atm}$$

$$Kc = Kp \div (RT)^1 = 0{,}1125 \div (0{,}082 \times 298) = 0{,}1125 \div 24{,}4$$

→ Kp ≈ 0,11 atm · Kc ≈ $4{,}6 \times 10^{-3}$

! Δn conta só os gases: mols de gás dos produtos menos os dos reagentes. Se Δn = 0, Kp = Kc.

Q × K: para que lado a reação vai?

Q < K

Falta produto

A reação direta predomina (→) até Q subir e alcançar K.

Q = K

Equilíbrio

As duas velocidades são iguais. Nada muda nas concentrações.

Q > K

Sobra produto

A reação inversa predomina (←) até Q baixar a K.

! Q tem a mesma expressão de K, mas com as concentrações de qualquer momento — não só as do equilíbrio.

Q × K: para que lado a reação vai?

A 448 °C, Kc = 50 para $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$. Uma mistura tem $[H_2] = 0{,}10$ mol/L, $[I_2] = 0{,}20$ mol/L e $[HI] = 0{,}50$ mol/L. Ela está em equilíbrio? Se não, para que lado reage?

1. **Dados** — cada número com seu símbolo e unidade
2. **Fórmula** — a relação geral, antes da conta
3. **Substituição** — troque os símbolos pelos dados
4. **Resultado** — com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Q × K: para que lado a reação vai?

Dados $[H_2] = 0{,}10$ · $[I_2] = 0{,}20$ · $[HI] = 0{,}50$ mol/L · $K_c = 50$

$Q = [HI]^2 / ([H_2] \cdot [I_2])$ (mesma expressão de K, com as concentrações do momento)

$$Q = (0{,}50)^2 \div (0{,}10 \times 0{,}20) = 0{,}25 \div 0{,}020 = 12{,}5$$

→ Q = 12,5 < K = 50: não está em equilíbrio; forma mais HI (reação direta)

! Q < K: falta produto, a reação anda para a direita. Q > K: sobra produto, anda para a esquerda. Q = K: equilíbrio.

O quadro início – reage – equilíbrio

1. Escreva a equação balanceada e a expressão de K.
2. Converta as quantidades para mol/L (n ÷ V).
3. Monte o quadro: início, reage / forma (com x e os coeficientes) e equilíbrio.
4. Substitua na expressão de K e resolva para x.
5. Confira: nenhuma concentração pode dar negativa.

	aA	bB	cC
Início	a_0	b_0	0
Reage / forma	$-a\cdot x$	$-b\cdot x$	$+c\cdot x$
Equilíbrio	$a_0 - a\cdot x$	$b_0 - b\cdot x$	$c\cdot x$

Kc a partir do equilíbrio

Num frasco fechado de 2,0 L a 25 °C, a mistura em equilíbrio contém 0,40 mol de N_2O_4 e 0,060 mol de NO_2. Calcule Kc para $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Kc a partir do equilíbrio

Dados V = 2,0 L · $n(N_2O_4)$ = 0,40 mol · $n(NO_2)$ = 0,060 mol

$$\mathbf{Kc = [NO_2]^2 / [N_2O_4] \quad \cdot \quad [X] = n / V}$$

$[N_2O_4] = 0{,}40 \div 2{,}0 = 0{,}20\ \text{mol/L} \quad \cdot \quad [NO_2] = 0{,}060 \div 2{,}0 = 0{,}030\ \text{mol/L}$

$Kc = (0{,}030)^2 \div 0{,}20 = 9{,}0 \times 10^{-4} \div 0{,}20$

→ $Kc = 4{,}5 \times 10^{-3}$

! O coeficiente 2 vira expoente. K < 1: no equilíbrio predomina o N_2O_4 (o reagente).

O quadro início–reage–equilíbrio

Colocam-se 1,0 mol de H_2 e 1,0 mol de I_2 num recipiente de 1,0 L a 450 °C. Use Kc = 49 para $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$. Calcule as concentrações no equilíbrio.

1 Dados → cada número com seu símbolo e unidade

2 Fórmula → a relação geral, antes da conta

3 Substituição → troque os símbolos pelos dados

4 Resultado → com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

O quadro início–reage–equilíbrio

Dados $[H_2]_0 = [I_2]_0 = 1{,}0$ mol/L · $[HI]_0 = 0$ · $K_c = 49$

	H_2	I_2	HI
Início	1,0	1,0	0
Reage / forma	−x	−x	+2x
Equilíbrio	1,0 − x	1,0 − x	2x

$$K_c = [HI]^2 / ([H_2] \cdot [I_2])$$

$49 = (2x)^2 \div (1{,}0 - x)^2 \rightarrow$ raiz dos dois lados: $7 = 2x \div (1{,}0 - x)$

O quadro início–reage–equilíbrio (cont.)

$$7 - 7x = 2x \;\rightarrow\; 9x = 7 \;\rightarrow\; x = 0{,}78\ \text{mol/L}$$

→ [HI] = 1,56 mol/L · [H_2] = [I_2] = 0,22 mol/L

! A variação segue os coeficientes (−x, −x, +2x). Quando os dois lados são quadrados perfeitos, tire a raiz em vez de resolver a equação do 2º grau.

Grau de equilíbrio (α)

Aquece-se 1,0 mol de PCl_5 num frasco de 2,0 L. No equilíbrio, 40% do PCl_5 se decompôs: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$. Calcule Kc.

1. **Dados** — cada número com seu símbolo e unidade
2. **Fórmula** — a relação geral, antes da conta
3. **Substituição** — troque os símbolos pelos dados
4. **Resultado** — com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Grau de equilíbrio (α)

Dados $[PCl_5]_0 = 1{,}0 \div 2{,}0 = 0{,}50$ mol/L · $\alpha = 40\% = 0{,}40$

reage = α × início · $K_c = [PCl_3] \cdot [Cl_2] / [PCl_5]$

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Início	0,50	0	0
Reage / forma	−0,20	+0,20	+0,20
Equilíbrio	0,30	0,20	0,20

Grau de equilíbrio (α) (cont.)

$$Kc = (0{,}20 \times 0{,}20) \div 0{,}30 = 0{,}040 \div 0{,}30$$

→ Kc ≈ 0,13

! O grau de equilíbrio α é a fração do reagente que reagiu até o equilíbrio: reage = 0,40 × 0,50 = 0,20 mol/L.

PARTE 3

Princípio de Le Chatelier

O sistema reage para atenuar a perturbação

O princípio

! Quando uma perturbação atinge um sistema em equilíbrio, ele se desloca no sentido que a atenua, até um novo equilíbrio. (Le Chatelier, 1884)

Concentração

+ reagente ou − produto → direita.
+ produto → esquerda.

Pressão

Comprimir → lado com menos mols de gás.

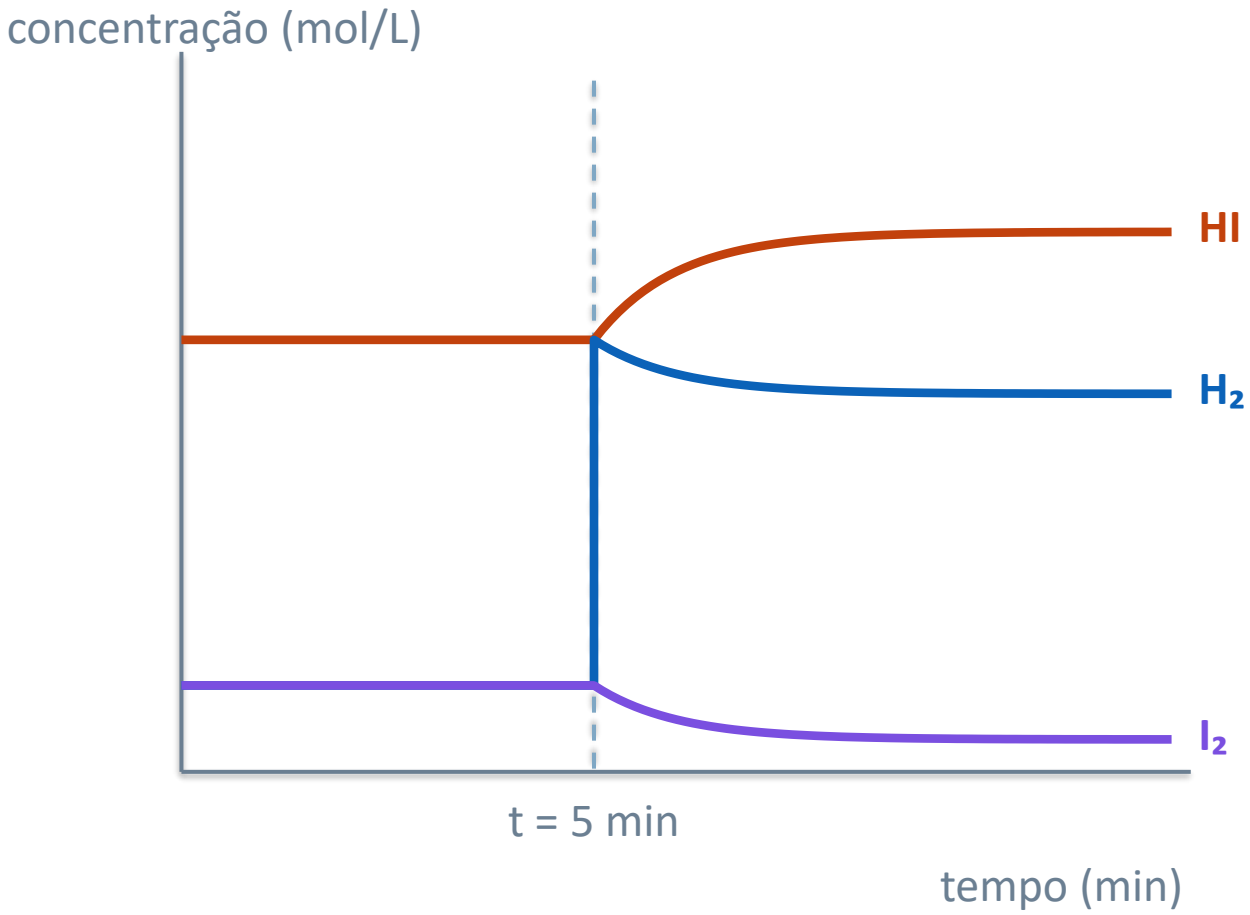
Temperatura

Aquecer → sentido endotérmico. Única que muda K.

Catalisador

Não desloca: só chega mais depressa.

Concentração: adicionando H_2 em $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\ HI$



1. Em t = 5 min, o H_2 sobe de repente: alguém adicionou H_2.
2. Q fica menor que K: a reação direta consome H_2 e I_2 e forma HI.
3. Novo equilíbrio: mais HI, menos I_2, e o H_2 abaixo do pico.
4. A temperatura não mudou: K é o mesmo.

Pressão: conte os mols de gás

Equilíbrio	Mols de gás	Ao comprimir
$\mathbf{N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3}$	$4 \rightarrow 2$	desloca para a direita
$\mathbf{2\ SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\ SO_3}$	$3 \rightarrow 2$	desloca para a direita
$\mathbf{N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2}$	$1 \rightarrow 2$	desloca para a esquerda
$\mathbf{CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)}$	$0 \rightarrow 1$	desloca para a esquerda
$\mathbf{H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\ HI}$	$2 \rightarrow 2$	não desloca (Δn = 0)

! Gás inerte (argônio) a volume constante não desloca nada: as pressões parciais dos participantes não mudam.

Temperatura: o único fator que muda K

Reação endotérmica (ΔH > 0)

Aquecer desloca para a direita e K aumenta.
Ex.: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$: na água quente a mistura escurece; no gelo, quase descora.

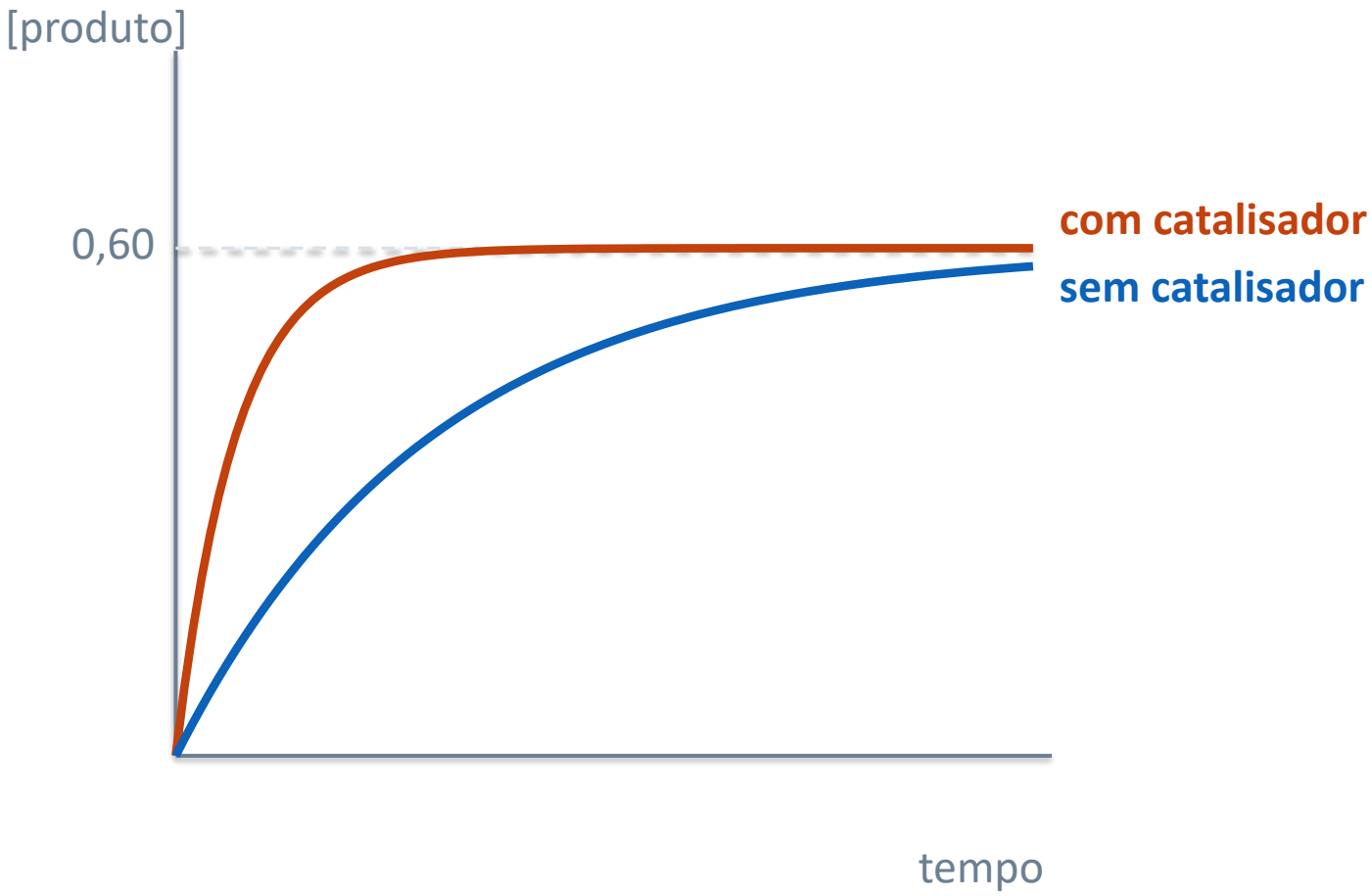
Reação exotérmica (ΔH < 0)

Aquecer desloca para a esquerda e K diminui.
Ex.: síntese da amônia: Kp cai de $4{,}3 \times 10^{-3}$ (300 °C) para $2{,}3 \times 10^{-6}$ (600 °C).

T (°C)	Kp da amônia (atm^{-2})
300	$4{,}34 \times 10^{-3}$
400	$1{,}64 \times 10^{-4}$
450	$4{,}51 \times 10^{-5}$
500	$1{,}45 \times 10^{-5}$
550	$5{,}38 \times 10^{-6}$
600	$2{,}25 \times 10^{-6}$

T Aquecer favorece o sentido que absorve calor; resfriar, o que libera.

Catalisador: chega antes, ao mesmo lugar



1. Abaixa a energia de ativação dos dois sentidos por igual.
2. O equilíbrio é atingido mais depressa.
3. A posição do equilíbrio, o rendimento e K não mudam.

Resumo das perturbações

Perturbação	O equilíbrio se desloca para	K muda?
Adicionar reagente	os produtos (→)	não
Retirar produto	os produtos (→)	não
Adicionar produto	os reagentes (←)	não
Comprimir (mais pressão)	o lado com menos mols de gás	não
Expandir (menos pressão)	o lado com mais mols de gás	não
Aquecer	o sentido endotérmico	sim
Resfriar	o sentido exotérmico	sim
Catalisador	não desloca (só acelera)	não
Gás inerte a volume constante	não desloca	não

Equilíbrios do cotidiano

Galinho do tempo

$$CoCl_2 + 6\ H_2O \rightleftharpoons CoCl_2 \cdot 6H_2O$$

Azul no tempo seco, rosa no úmido: a água do ar desloca o equilíbrio para o sal hidratado, rosa.

Refrigerante

$$CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$$

Fechado sob pressão, o gás fica dissolvido. Ao abrir, a pressão cai e o equilíbrio se desloca para a saída do gás.

Altitude

$$Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$$

Com menos O_2 no ar, menos hemoglobina oxigenada. O corpo responde produzindo mais hemácias.

Equilíbrios do cotidiano (cont.)

Monóxido de carbono

$$HbO_2 + CO \rightleftharpoons HbCO + O_2$$

O CO se liga à hemoglobina cerca de 200 vezes mais que o O_2. O tratamento é dar O_2 puro, que desloca o CO.

Casca de ovo no verão

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightleftharpoons CaCO_3$$

A galinha ofega, perde CO_2, falta carbonato e a casca afina. Água gaseificada ajuda.

Estalactites

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ HCO_3^-$$

A gota perde CO_2 para o ar da caverna e devolve o $CaCO_3$ ao teto, milímetro por século.

PARTE 3 · PEGADINHAS

Frases que parecem certas

“No equilíbrio, as concentrações de reagentes e produtos são iguais.”

Falso. Elas ficam constantes, não iguais. Com K = 10^{-30} quase só há reagente; com K = 10^{80}, quase só produto.

“Quando o equilíbrio é atingido, a reação para.”

Falso. As reações direta e inversa continuam acontecendo, na mesma velocidade. Experimentos com isótopos mostram átomos trocando de molécula o tempo todo.

“O catalisador aumenta o rendimento da reação.”

Falso. Ele acelera as duas reações por igual: o equilíbrio chega mais cedo, na mesma posição. Rendimento e K não mudam.

“Aumentar a pressão sempre desloca o equilíbrio.”

Falso. Só desloca se o número de mols de gás for diferente nos dois lados ($\Delta n \neq 0$). Adicionar gás inerte a volume constante também não desloca nada.

Frases que parecem certas (cont.)

“Adicionar mais sólido desloca o equilíbrio.”

Falso. Sólidos e líquidos puros não entram na expressão de K: mais $CaCO_3$ sólido não muda nada em $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$.

“Se K mudou, foi porque mudou a concentração.”

Falso. K só depende da temperatura. Mudar concentração ou pressão altera Q; o sistema reage até Q voltar a valer o mesmo K.

“pH 7 é sempre neutro.”

Só a 25 °C. A 37 °C, a água pura tem pH 6,8 e continua neutra, porque $[H^+] = [OH^-]$.

“Ácido forte é o mesmo que ácido concentrado.”

Falso. Forte fala do grau de ionização; concentrado, da quantidade dissolvida. HCl 0,0001 mol/L é forte e diluído; vinagre puro é fraco e concentrado.

PARTE 4

Equilíbrio na indústria

Haber-Bosch: o equilíbrio que alimenta o mundo

Haber-Bosch: amônia a partir do ar

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H = -92\ kJ$$

Temperatura

Baixa daria mais NH_3

É exotérmica. Mas a frio a reação é lentíssima: usa-se cerca de 450 °C.

Pressão

Alta: 150–300 atm

4 mols de gás viram 2. Mais pressão desloca para a direita.

Truques

Ferro e reciclagem

O catalisador de ferro acelera. A amônia é liquefeita e retirada; N_2 e H_2 voltam ao reator.

! Haber (1909) e Bosch: a amônia dos fertilizantes alimenta quase metade da humanidade.

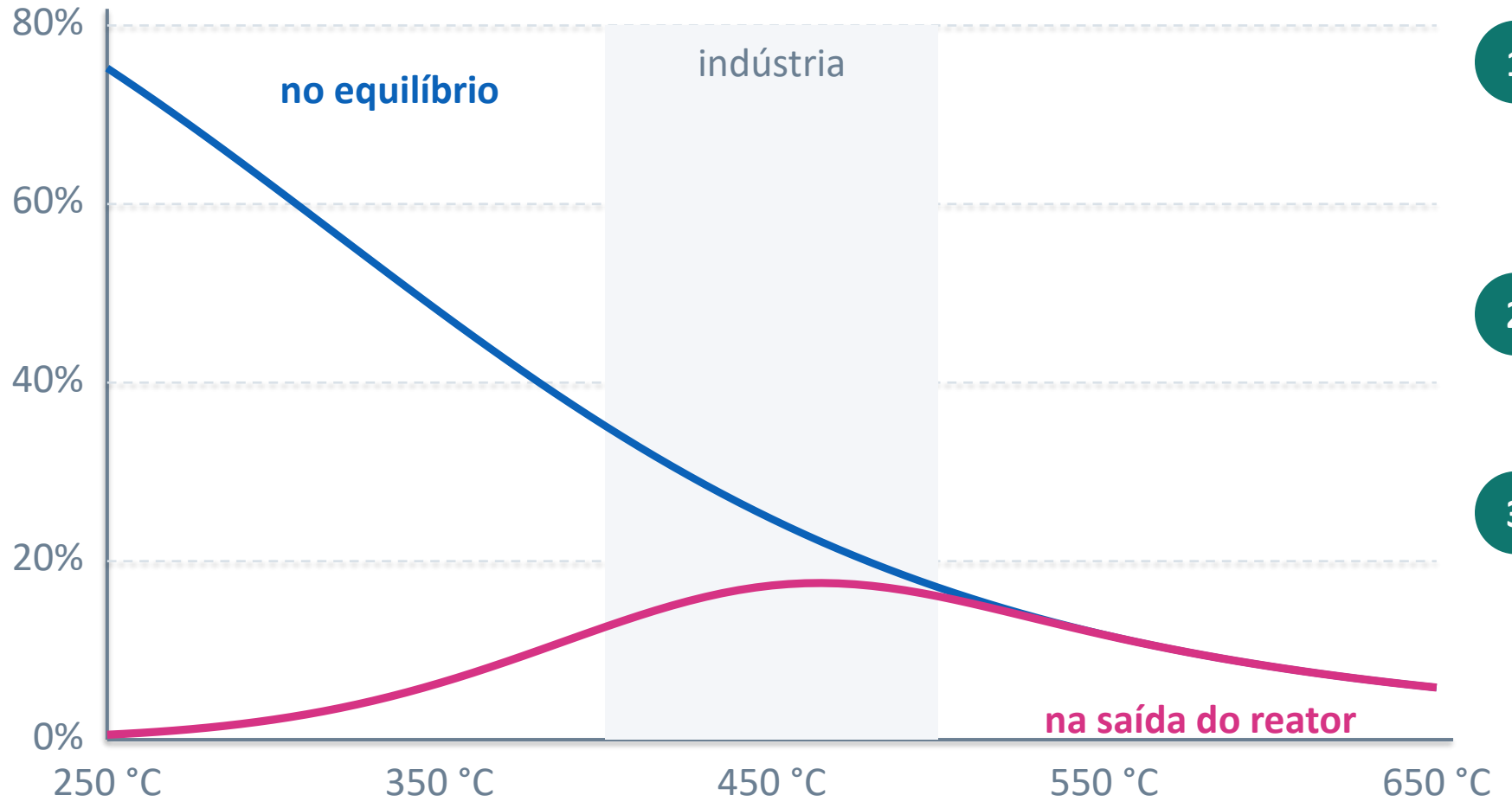
% de NH_3 no equilíbrio: temperatura × pressão

T \ P	10 atm	50 atm	100 atm	200 atm	300 atm	1 000 atm
200 °C	51,5%	74,0%	80,8%	86,0%	88,4%	93,5%
300 °C	15,3%	39,3%	51,1%	62,0%	67,6%	80,6%
400 °C	3,9%	15,0%	24,1%	35,1%	42,0%	61,6%
450 °C	2,1%	9,0%	15,6%	24,7%	31,1%	51,4%
500 °C	1,2%	5,5%	10,0%	17,1%	22,4%	41,9%
600 °C	0,5%	2,3%	4,4%	8,2%	11,5%	26,4%

Modelo de gás ideal (N_2 : H_2 = 1 : 3); em alta pressão, os valores medidos são um pouco maiores.

! Mais NH_3 com pressão alta e temperatura baixa. A indústria usa 400–500 °C e 150–300 atm.

O dilema: rendimento × velocidade (200 atm)



1. Frio: muito NH_3 no equilíbrio, mas nada chega lá a tempo.
2. Quente: rápido, mas o equilíbrio é pobre.
3. Máximo perto de 465 °C.

Outros processos movidos a Le Chatelier

Processo	Reação	ΔH	Como o equilíbrio é deslocado
Processo de contato	$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$	-198 kJ	Excesso de ar (mais O_2) e retirada do SO_3 entre os leitos de catalisador: conversão acima de 99,5%.
Reforma a vapor	$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3\,H_2(g)$	$+206$ kJ	Endotérmica: temperatura alta favorece os produtos. Excesso de vapor desloca para a direita.
Deslocamento gás-água	$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$	-41 kJ	Exotérmica: feita em temperatura menor que a da reforma. O CO_2 é removido.
Síntese do metanol	$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$	-91 kJ	Mesmo dilema da amônia: 3 mol de gás → 1, exotérmica. Pressão alta e temperatura moderada.
Calcinação	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$	$+178$ kJ	O forno é aberto: o CO_2 escapa, Q nunca alcança K e a reação vai até o fim.

Excesso de reagente na esterificação

Para ácido acético + etanol ⇌ acetato de etila + água, K ≈ 4. Compare o rendimento partindo de 1 mol de ácido com 1 mol de álcool e com 3 mol de álcool (mesmo volume).

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Excesso de reagente na esterificação

Dados K = 4 · caso 1: 1 mol de ácido + 1 mol de álcool · caso 2: 1 mol de ácido + 3 mol de álcool

K = [éster] · [água] / ([ácido] · [álcool])

caso 1: $x^2 \div (1 - x)^2 = 4 \rightarrow x \div (1 - x) = 2 \rightarrow x = 2/3 \approx 0{,}67$

Excesso de reagente na esterificação (cont.)

caso 2: $x^2 \div [(1 - x)(3 - x)] = 4 \rightarrow 3x^2 - 16x + 12 = 0 \rightarrow x \approx 0{,}90$

→ Rendimento sobe de 67% para 90% com excesso de álcool

! Le Chatelier na indústria: aumentar um reagente barato (ou retirar a água) desloca o equilíbrio e aproveita melhor o reagente caro.

PARTE 5

Equilíbrio iônico

Ka, Kb, pH, indicadores, hidrólise, tampão e Kps

Ka: a constante de acidez

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \qquad K_a = [H^+] \cdot [A^-] \div [HA]$$

$$pK_a = -\log K_a$$

1. Ácido forte (HCl) se ioniza quase por completo; ácido fraco, só em parte — é um equilíbrio.

2. Quanto maior o Ka (menor o pKa), mais forte o ácido.

3. Base fraca: $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$, com constante Kb. Par conjugado: Ka · Kb = Kw.

Constantes de acidez a 25 °C

Ácido	Ionização	Ka	pKa
Ácido clorídrico	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	muito grande	< 0
Ácido fosfórico (1ª)	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7{,}5 \times 10^{-3}$	2,12
Ácido fluorídrico	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$6{,}8 \times 10^{-4}$	3,17
Ácido nitroso	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4{,}5 \times 10^{-4}$	3,35
Ácido fórmico	$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$	$1{,}8 \times 10^{-4}$	3,75
Ácido lático	$C_3H_6O_3 \rightleftharpoons H^+ + C_3H_5O_3^-$	$1{,}4 \times 10^{-4}$	3,86
Ácido benzoico	$C_6H_5COOH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5COO^-$	$6{,}3 \times 10^{-5}$	4,20
Ácido acético	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	$1{,}8 \times 10^{-5}$	4,74
Ácido carbônico (1ª)	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4{,}3 \times 10^{-7}$	6,37

Constantes de acidez a 25 °C (cont.)

Ácido	Ionização	Ka	pKa
Ácido hipocloroso	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$	$3{,}0 \times 10^{-8}$	7,52
Íon amônio	$NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$	$5{,}6 \times 10^{-10}$	9,25
Ácido cianídrico	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$4{,}9 \times 10^{-10}$	9,31
Fenol	$C_6H_5OH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5O^-$	$1{,}3 \times 10^{-10}$	9,89
Íon bicarbonato	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5{,}6 \times 10^{-11}$	10,25

Constantes de basicidade a 25 °C

Base	Equilíbrio	Kb	pKb
Hidróxido de sódio	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	muito grande	< 0
Dimetilamina	$(CH_3)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_2NH_2^+ + OH^-$	$5{,}4 \times 10^{-4}$	3,27
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$4{,}4 \times 10^{-4}$	3,36
Amônia	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$1{,}8 \times 10^{-5}$	4,74
Piridina	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$1{,}7 \times 10^{-9}$	8,77
Anilina	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	$4{,}3 \times 10^{-10}$	9,37

! Par NH_4^+/NH_3: $Ka \cdot Kb = 5{,}6 \times 10^{-10} \times 1{,}8 \times 10^{-5} = 1{,}0 \times 10^{-14} = Kw$. Quanto mais fraco o ácido, mais forte sua base conjugada.

Grau de ionização e a lei de Ostwald

$$K_a = \alpha^2 \cdot M \div (1 - \alpha) \approx \alpha^2 \cdot M$$

$$[H^+] = \alpha \cdot M \approx \sqrt{(K_a \cdot M)}$$

1. α é a fração das moléculas que se ionizaram (0 a 1, ou em %).
2. A aproximação vale para α pequeno (menos de 5%).
3. Diluir (M menor) aumenta α: como Ka é fixo, o ácido diluído fica mais ionizado.

pH de ácido fraco: o vinagre

O vinagre tem cerca de 4% (m/V) de ácido acético (40 g/L; M = 60 g/mol). Estime o pH e o grau de ionização. Ka = $1{,}8 \times 10^{-5}$; log 3,5 ≈ 0,54.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

pH de ácido fraco: o vinagre

Dados C = 40 g/L ÷ 60 g/mol = 0,67 mol/L · Ka = $1,8 \times 10^{-5}$

$$[H^+] \approx \sqrt{(Ka \cdot C)} \quad \cdot \quad \alpha = [H^+] / C$$

$$[H^+] = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \times 0,67)} = \sqrt{(1,2 \times 10^{-5})} = 3,5 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log (3,5 \times 10^{-3}) = 3 - 0,54 = 2,46 \quad \cdot \quad \alpha = 3,5 \times 10^{-3} \div 0,67 = 0,52\%$$

→ pH ≈ 2,5 e α ≈ 0,5%

! Se o ácido acético fosse forte, o pH seria 0,2. Ácido fraco: menos de 1 molécula em 100 se ioniza.

Lei da diluição de Ostwald

Uma solução 0,020 mol/L de um ácido HA está 3,0% ionizada. Calcule Ka e identifique o ácido na tabela.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Lei da diluição de Ostwald

Dados M = 0,020 mol/L · α = 3,0% = 0,030

$$\mathbf{Ka = \alpha^2 \cdot M / (1 - \alpha) \approx \alpha^2 \cdot M \quad (para\ \alpha\ pequeno)}$$

$$Ka \approx (0{,}030)^2 \times 0{,}020 = 9{,}0 \times 10^{-4} \times 0{,}020$$

→ Ka ≈ 1,8 × 10⁻⁵: é o ácido acético

! Ka é fixo (só muda com a temperatura). Diluir diminui M; para Ka continuar igual, α aumenta: ácido mais diluído, mais ionizado.

pH de base fraca

Calcule o pH de uma solução de amônia 0,10 mol/L a 25 °C. Kb = $1{,}8 \times 10^{-5}$; log 1,34 ≈ 0,13.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

pH de base fraca

Dados C = 0,10 mol/L · Kb = 1,8 × 10^{-5} · pH + pOH = 14

$$[OH^-] \approx \sqrt{(Kb \cdot C)} \quad \cdot \quad pOH = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{(1{,}8 \times 10^{-6})} = 1{,}34 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$pOH = 3 - 0{,}13 = 2{,}87 \quad \rightarrow \quad pH = 14 - 2{,}87$$

→ pH ≈ 11,1

! Para bases, calcule primeiro [OH^-] e o pOH; só no fim passe para o pH.

Kw e a escala de pH

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \qquad K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}\ (25\ °C)$$

$$pH = -\log [H^+] \qquad pOH = -\log [OH^-] \qquad pH + pOH = 14$$

pH < 7

Ácido

[H⁺] > [OH⁻]. Cada unidade a menos: 10 vezes mais H⁺.

pH = 7

Neutro (25 °C)

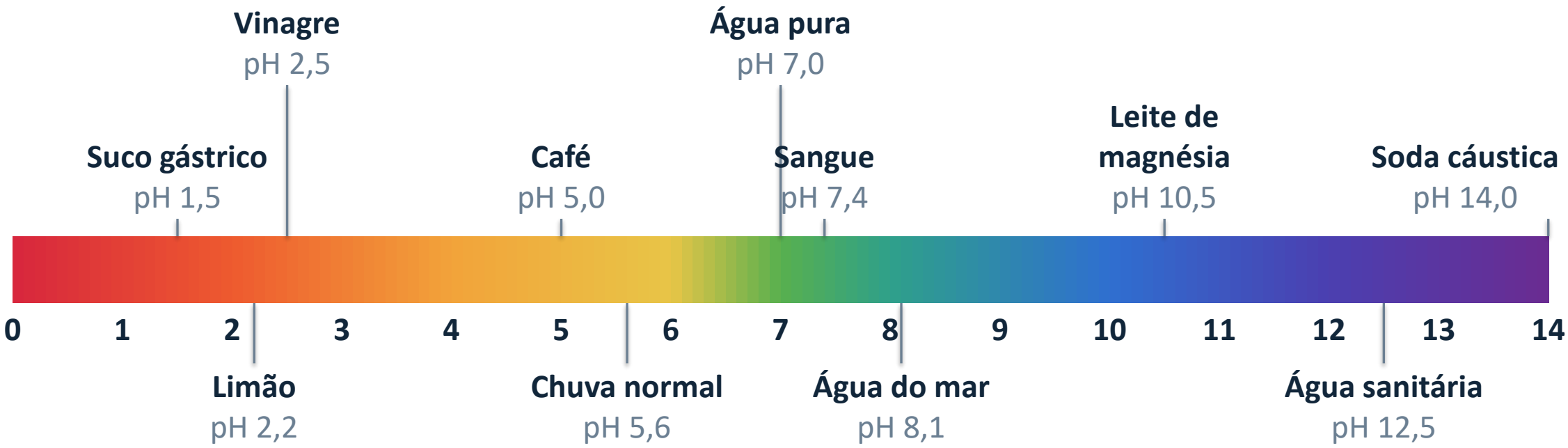
[H⁺] = [OH⁻] = 1,0 × 10⁻⁷ mol/L.

pH > 7

Básico

[OH⁻] > [H⁺]. Para bases, calcule primeiro o pOH.

O pH no dia a dia



! Escala logarítmica: o limão (pH 2,2) tem cerca de 60 mil vezes mais H^+ que a água pura.

pH 7 é neutro só a 25 °C

Temperatura	Kw	pKw	pH neutro
0 °C	$1{,}1 \times 10^{-15}$	14,94	7,47
10 °C	$2{,}9 \times 10^{-15}$	14,53	7,27
25 °C	$1{,}0 \times 10^{-14}$	14,00	7,00
37 °C	$2{,}4 \times 10^{-14}$	13,62	6,81
50 °C	$5{,}5 \times 10^{-14}$	13,26	6,63
100 °C	$5{,}1 \times 10^{-13}$	12,29	6,14

1. A autoionização da água é endotérmica: aquecendo, Kw aumenta.

2. A 37 °C a água pura tem pH 6,8 — e continua neutra, porque $[H^+] = [OH^-]$.

pH de ácido forte e diluição

Calcule o pH de uma solução de HCl 0,010 mol/L. Em seguida, 10 mL dela são diluídos com água até 1,0 L. Qual o novo pH?

1. **Dados** — cada número com seu símbolo e unidade
2. **Fórmula** — a relação geral, antes da conta
3. **Substituição** — troque os símbolos pelos dados
4. **Resultado** — com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

pH de ácido forte e diluição

Dados [HCl] = 0,010 mol/L (ácido forte: ioniza 100%) · V_1 = 10 mL · V_2 = 1 000 mL

$$\mathbf{pH = -\log [H^+] \quad \cdot \quad C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2}$$

$[H^+] = 0{,}010 = 10^{-2}\ \text{mol/L} \rightarrow \text{pH} = 2$

$C_2 = 0{,}010 \times 10 \div 1\,000 = 1{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \rightarrow \text{pH} = 4$

→ pH 2 antes e pH 4 depois da diluição de 100 vezes

! Cada unidade de pH é um fator 10 em $[H^+]$: diluir 100 vezes sobe o pH em 2 unidades.

Indicadores ácido-base

Indicadores são ácidos fracos: HIn (cor ácida) ⇌ H^+ + In^- (cor básica).

Indicador	Meio ácido	Viragem (pH)	Meio básico
Alaranjado de metila	vermelho	3,1 – 4,4	amarelo
Vermelho de metila	vermelho	4,4 – 6,2	amarelo
Azul de bromotimol	amarelo	6,0 – 7,6	azul
Tornassol	vermelho	4,5 – 8,3	azul
Fenolftaleína	incolor	8,2 – 10,0	rosa

! Repolho roxo: vermelho (ácido), roxo (neutro), verde e amarelo (básico) — um indicador caseiro.

Sais que mudam o pH da água

O sal vem de	Exemplos	Solução	Por quê
ácido forte + base forte	$NaCl$, KNO_3	neutra	nenhum íon reage com a água
ácido forte + base fraca	NH_4Cl, NH_4NO_3	ácida	$NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$
ácido fraco + base forte	CH_3COONa, $NaHCO_3$, Na_2CO_3	básica	$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
ácido fraco + base fraca	NH_4CN	depende de Ka e Kb	vence o íon mais forte

! Íons que vêm de ácidos ou bases fracos reagem com a água; os de ácidos e bases fortes, não.

Hidrólise: o acetato de sódio

Calcule o pH de uma solução de acetato de sódio 0,10 mol/L. Ka(ácido acético) = $1{,}8 \times 10^{-5}$; Kw = $1{,}0 \times 10^{-14}$; log 7,5 ≈ 0,87.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Hidrólise: o acetato de sódio

Dados C = 0,10 mol/L · Ka = 1,8 × 10^{-5} · Kw = 1,0 × 10^{-14}

$$\mathbf{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-}$$

$$\mathbf{Kh = Kw \,/\, Ka}$$

$$\mathbf{[OH^-] \approx \sqrt{(Kh \cdot C)}}$$

$$\mathrm{Kh} = 1{,}0 \times 10^{-14} \div 1{,}8 \times 10^{-5} = 5{,}6 \times 10^{-10}$$

Hidrólise: o acetato de sódio (cont.)

$$[OH^-] = \sqrt{(5{,}6 \times 10^{-11})} = 7{,}5 \times 10^{-6} \quad \rightarrow \quad pOH = 6 - 0{,}87 = 5{,}13$$

→ pH ≈ 8,9: a solução é básica

! Sal de ácido fraco com base forte → solução básica. Sal de ácido forte com base fraca (NH_4Cl) → ácida.

Solução-tampão: o pH que resiste

$$pH = pK_a + \log([A^-] \div [HA])$$

Chega ácido (H^+)

A base do par o consome: $A^- + H^+ \rightarrow HA$. O pH quase não cai.

Chega base (OH^-)

O ácido do par a consome: $HA + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$. O pH quase não sobe.

! Tampão = ácido fraco + sua base conjugada em quantidades parecidas. Funciona bem até cerca de 1 unidade de pH em torno do pKa.

Tampão: o sangue

No sangue, a razão $[HCO_3^-]/[H_2CO_3]$ é 20 e o pKa efetivo do par é 6,1 (contando o CO_2 dissolvido). Calcule o pH. log 20 ≈ 1,30.

1. **Dados** — cada número com seu símbolo e unidade
2. **Fórmula** — a relação geral, antes da conta
3. **Substituição** — troque os símbolos pelos dados
4. **Resultado** — com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Tampão: o sangue

Dados pKa = 6,1 · $[HCO_3^-] / [H_2CO_3] = 20$

$pH = pKa + \log([A^-] / [HA])$ (Henderson-Hasselbalch)

$$pH = 6{,}1 + \log 20 = 6{,}1 + 1{,}30$$

→ pH = 7,4

! Ácido extra é consumido pelo HCO_3^-; base extra, pelo H_2CO_3. Os pulmões ajustam o CO_2 e os rins, o HCO_3^-.

Mesma dose de ácido: água × tampão

1 L de água pura

pH 7,00 → 2,00

pH caiu 5 unidades: $[H^+]$ ficou 100 000 vezes maior.

1 L de tampão acetato 0,10/0,10 mol/L

pH 4,74 → 4,65

pH caiu 0,09: o acetato consumiu o H^+ (HA 0,11; A^- 0,09).

! Nos dois casos: + 0,010 mol de HCl. No sangue, o tampão H_2CO_3/HCO_3^- mantém o pH entre 7,35 e 7,45.

Produto de solubilidade (Kps)

$$A_xB_y(s) \rightleftharpoons x\ A^{y+} + y\ B^{x-}$$

$$\mathbf{K_{ps} = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y}$$

1. O sólido não entra: Kps é o produto das concentrações dos íons na solução saturada.
2. Sal 1 : 1 (AgCl): Kps = s^2. Sal 1 : 2 (CaF_2) ou 2 : 1 (Ag_2CrO_4): Kps = $4s^3$.
3. Q < Kps: dissolve mais; Q = Kps: saturada; Q > Kps: precipita.

Valores de Kps a 25 °C

Sal	Equilíbrio	Kps	Onde aparece
Sulfato de cálcio	$CaSO_4 \rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$	$2{,}4 \times 10^{-5}$	gesso
Sulfato de chumbo	$PbSO_4 \rightleftharpoons Pb^{2+} + SO_4^{2-}$	$6{,}3 \times 10^{-7}$	bateria de carro
Carbonato de cálcio	$CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$	$4{,}5 \times 10^{-9}$	calcário, conchas, estalactites
Cloreto de prata	$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$	$1{,}8 \times 10^{-10}$	teste de cloreto, fotografia
Sulfato de bário	$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$	$1{,}1 \times 10^{-10}$	contraste de raio X
Fluoreto de cálcio	$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ F^{-}$	$3{,}9 \times 10^{-11}$	fluorita
Hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^{-}$	$1{,}8 \times 10^{-11}$	leite de magnésia
Cromato de prata	$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2\ Ag^{+} + CrO_4^{2-}$	$1{,}2 \times 10^{-12}$	indicador de Mohr

Valores de Kps a 25 °C (cont.)

Sal	Equilíbrio	Kps	Onde aparece
Brometo de prata	$AgBr \rightleftharpoons Ag^{+} + Br^{-}$	$5{,}0 \times 10^{-13}$	filme fotográfico
Iodeto de prata	$AgI \rightleftharpoons Ag^{+} + I^{-}$	$8{,}3 \times 10^{-17}$	semeadura de nuvens
Hidróxido de ferro(III)	$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3\ OH^{-}$	4×10^{-38}	ferrugem, tratamento de água

Kps e solubilidade

Calcule a solubilidade do AgCl (Kps = $1{,}8 \times 10^{-10}$; M = 143,5 g/mol) em mol/L e em mg/L, e a do CaF_2 (Kps = $3{,}9 \times 10^{-11}$) em mol/L.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Kps e solubilidade

Dados Kps(AgCl) = $1{,}8 \times 10^{-10}$ · Kps(CaF_2) = $3{,}9 \times 10^{-11}$ · M(AgCl) = 143,5 g/mol

AgCl: $Kps = s \cdot s = s^2$ · CaF_2: $Kps = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

AgCl: $s = \sqrt{(1{,}8 \times 10^{-10})} = 1{,}3 \times 10^{-5}$ mol/L × 143,5 g/mol = $1{,}9 \times 10^{-3}$ g/L

CaF_2: $s = \sqrt[3]{(3{,}9 \times 10^{-11} \div 4)} = \sqrt[3]{(9{,}75 \times 10^{-12})} = 2{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L

→ AgCl: $1{,}3 \times 10^{-5}$ mol/L (1,9 mg/L) · CaF_2: $2{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L

! O CaF_2 tem Kps menor e, mesmo assim, é mais solúvel: só compare Kps diretamente entre sais com a mesma proporção de íons.

Efeito do íon comum

Qual é a solubilidade do AgCl numa solução de NaCl 0,10 mol/L? Compare com a solubilidade em água pura ($1{,}3 \times 10^{-5}$ mol/L).

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Efeito do íon comum

Dados Kps = $1{,}8 \times 10^{-10}$ · $[Cl^-]$ vindo do NaCl = 0,10 mol/L

$$\mathbf{Kps = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s \cdot (0{,}10 + s) \approx s \cdot 0{,}10}$$

$$s = 1{,}8 \times 10^{-10} \div 0{,}10 = 1{,}8 \times 10^{-9}\ \text{mol/L}$$

→ s = $1{,}8 \times 10^{-9}$ mol/L: mais de 7 000 vezes menor que em água pura

! O Cl^- já presente desloca $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ para a esquerda. É assim que se precipita quase toda a prata de um resíduo.

Vai precipitar?

Misturam-se 100 mL de $AgNO_3$ 1,0 × 10^{-4} mol/L com 100 mL de NaCl 1,0 × 10^{-4} mol/L. Forma-se precipitado de AgCl (Kps = 1,8 × 10^{-10})?

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

Vai precipitar?

Dados volumes iguais: cada concentração cai à metade · $[Ag^+] = [Cl^-] = 5{,}0 \times 10^{-5}$ mol/L

$$\mathbf{Q = [Ag^+] \cdot [Cl^-] \quad \cdot \quad Q > Kps \rightarrow \text{precipita}}$$

$$Q = (5{,}0 \times 10^{-5})^2 = 2{,}5 \times 10^{-9}$$

→ $Q = 2{,}5 \times 10^{-9} > Kps = 1{,}8 \times 10^{-10}$: forma-se precipitado

! Não esqueça a diluição da mistura. Q < Kps: solução insaturada; Q = Kps: saturada; Q > Kps: precipita até Q = Kps.

O pH do leite de magnésia

Calcule o pH de uma solução saturada de $Mg(OH)_2$ a 25 °C. Kps = $1{,}8 \times 10^{-11}$; $\sqrt[3]{4{,}5} \approx 1{,}65$; $\log 3{,}3 \approx 0{,}52$.

1 Dados
cada número com seu símbolo e unidade

→

2 Fórmula
a relação geral, antes da conta

→

3 Substituição
troque os símbolos pelos dados

→

4 Resultado
com unidade e uma frase

? Antes de ver a resolução: tente fazer os quatro passos no caderno.

O pH do leite de magnésia

Dados $K_{ps} = 1{,}8 \times 10^{-11}$ · $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$

$$\mathbf{K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \quad \cdot \quad [OH^-] = 2s}$$

$$s = \sqrt[3]{(1{,}8 \times 10^{-11} \div 4)} = \sqrt[3]{(4{,}5 \times 10^{-12})} = 1{,}65 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

$$[OH^-] = 3{,}3 \times 10^{-4} \rightarrow pOH = 4 - 0{,}52 = 3{,}48 \rightarrow pH = 14 - 3{,}48$$

→ pH ≈ 10,5

! É o pH medido no leite de magnésia. No estômago, o H^+ consome o OH^- e desloca o equilíbrio: o $Mg(OH)_2$ se dissolve e neutraliza o ácido.

Kps no cotidiano

Contraste de raio X

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$$

O $BaSO_4$ é tão pouco solúvel que atravessa o intestino sem envenenar. Em 2003, um contraste contaminado com $BaCO_3$ (que se dissolve no ácido do estômago) causou mais de vinte mortes no Brasil.

Pedras nos rins

$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightleftharpoons CaC_2O_4(s)$$

Se o produto das concentrações de cálcio e oxalato na urina passa do Kps, o sal precipita. Beber água dilui a urina e mantém Q < Kps.

Cárie e flúor

$$Ca_5(PO_4)_3OH(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+} + 3\,PO_4^{3-} + OH^-$$

Ácidos da placa consomem OH^- e PO_4^{3-} e dissolvem o esmalte. O flúor forma fluorapatita, menos solúvel.

Kps no cotidiano (cont.)

Água dura

$Ca^{2+} + 2\ HCO_3^- \rightleftharpoons CaCO_3(s) + CO_2 + H_2O$

Ao ferver, o CO_2 escapa e o equilíbrio se desloca para o $CaCO_3$: a crosta de chaleiras e chuveiros.

Leite de magnésia

$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$

Pouco solúvel, deixa o líquido com pH ≈ 10,5. No estômago, o H^+ consome o OH^- e o sólido se dissolve aos poucos.

Tratamento de água

$Al^{3+} + 3\ OH^- \rightleftharpoons Al(OH)_3(s)$

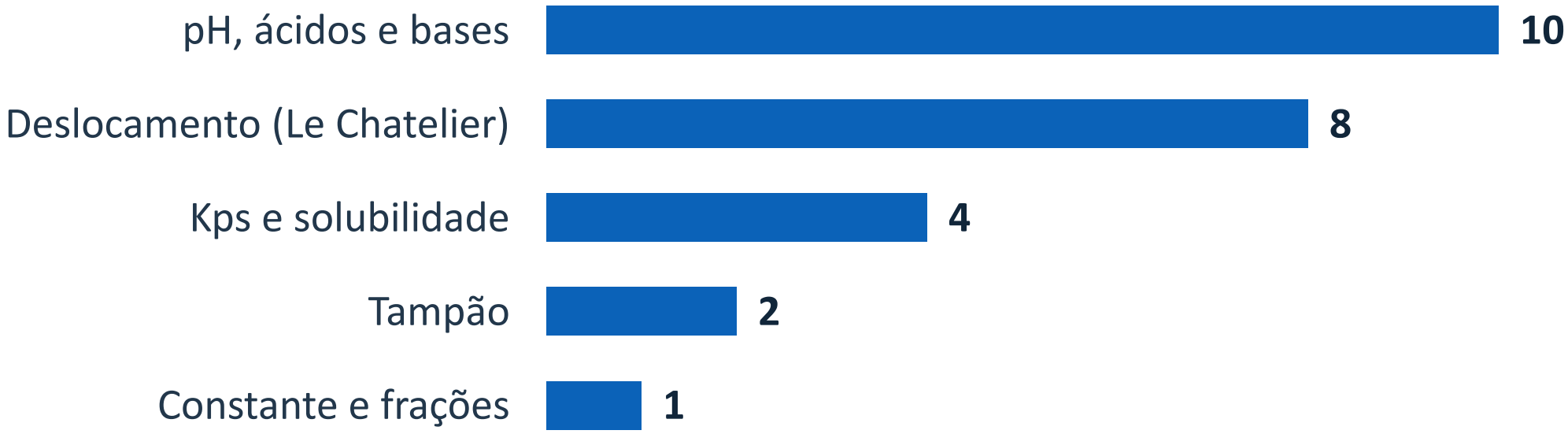
Sulfato de alumínio e cal formam $Al(OH)_3$, um sólido gelatinoso que arrasta a sujeira para o fundo.

PARTE 6

Equilíbrio no vestibular

25 questões reais da FUVEST e da Unicamp e um simulado com 12 questões

O que já caiu (FUVEST e Unicamp, 2021–2026)



! 25 questões (16 FUVEST, 9 Unicamp), quase todas com contexto — saúde lidera, com 8. Acerto oficial: de 29% a 56%.

As 25 questões

Prova	Assunto
FUVEST 2026 · 1ª fase · Q31	Camada de NaOH contra a corrosão do aço: neutraliza a umidade ácida
FUVEST 2026 · 1ª fase · Q32	Descalcificante de cafeteira: ácido cítrico e o equilíbrio do $CaCO_3$
FUVEST 2026 · 2ª fase · Q03	Água sanitária, vinagre e amônia: equilíbrio do cloro e NCl_3
Unicamp 2026 · 1ª fase · Q67	Acidificação dos oceanos e corais: equilíbrio CO_2/carbonato e pH
Unicamp 2026 · 2ª fase · Q18	Cálcio no sangue: frações em equilíbrio
FUVEST 2025 · 1ª fase · Q58	Chumbo da anglesita na água potável: Kps do $PbSO_4$
FUVEST 2025 · 1ª fase · Q72	Bromação da sulfanilamida: mols a partir da variação do pH
FUVEST 2025 · 2ª fase · Q02	Água dura: Kps e precipitação de Ca^{2+} e Mg^{2+}
FUVEST 2024 · 1ª fase · Q21	Existe pH negativo? Avaliando a resposta de uma IA

As 25 questões (cont.)

Prova	Assunto
FUVEST 2024 · 2ª fase · Q05	Monóxido de carbono: equilíbrio com a hemoglobina e garagem fechada
Unicamp 2024 · 1ª fase · Q22	Acidulante de refrigerante: massa molar e pKa
Unicamp 2024 · 2ª fase · Q19	Oxalato de cálcio e pedras nos rins: Kps e citrato
FUVEST 2023 · 1ª fase · Q14	Cheiro de peixe (metilamina) e limão: produto da reação ácido-base
FUVEST 2023 · 1ª fase · Q80	Hemoglobina, CO_2 e pH: acidose e alcalose respiratória
Unicamp 2023 · 2ª fase · Q15	Autocura do concreto e bioconcreto: carbonato e pH
FUVEST 2022 · 1ª fase · Q74	Cálculo renal: Kps do oxalato de cálcio
FUVEST 2022 · 1ª fase · Q76	$Al(OH)_3$ no tratamento de água: espécies conforme o pH
FUVEST 2022 · 2ª fase · Q02	Reação de Sabatier em Marte: temperatura, catalisador e equilíbrio

As 25 questões (cont.)

Prova	Assunto
Unicamp 2022 · 1ª fase · Q36	Tinta que “some”: indicador ácido-base e pH
Unicamp 2022 · 2ª fase · Q18	pH do rúmen bovino e tampão da saliva
Unicamp 2022 · 2ª fase · Q19	Cocaína: cloridrato × base livre, equilíbrio e solubilidade
FUVEST 2021 · 1ª fase · Q30	CO_2 na água do mar: alcalinidade e esqueletos de carbonato
FUVEST 2021 · 1ª fase · Q87	Equilíbrio do cobalto: efeito de cada sal na cor
FUVEST 2021 · 2ª fase · Q06	Retrotitulação do $CaCO_3$ do creme dental
Unicamp 2021 · 1ª fase · Q32	Oxímetro: equilíbrio Hb + O_2 e absorção de luz

Como usar o simulado

1. 12 questões inéditas no estilo do ENEM, da FUVEST e da Unicamp, com 5 alternativas.
2. Cerca de 3 minutos por questão: 36 minutos no total, sem calculadora.
3. Cada questão vem seguida da resolução comentada, no roteiro dados → fórmula → substituição → resultado.
4. A versão interativa, com cronômetro, está em aquitemquimica.com.br/equilibrio.

Le Chatelier no organismo

No verão, galinhas poedeiras ofegam para perder calor. Com a respiração acelerada, eliminam mais CO_2 do que o normal, e os criadores observam ovos de casca mais fina. A casca é feita de carbonato de cálcio, formado a partir dos equilíbrios abaixo.

$$CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$$
$$CO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$
$$HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$
$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$$

Le Chatelier no organismo

Uma medida que ajuda a recuperar a espessura das cascas no verão é

(A) dar às galinhas água com vinagre, para aumentar a acidez do sangue.

(B) dar às galinhas água gaseificada, rica em CO_2 dissolvido.

(C) aquecer o galinheiro, para acelerar a formação do $CaCO_3$.

(D) retirar o cálcio da ração, para deslocar o último equilíbrio.

(E) dar às galinhas um catalisador que desloque os equilíbrios para a direita.

Resposta: alternativa B

1. Ofegando, a galinha perde CO_2: o primeiro equilíbrio se desloca para a esquerda e, em cadeia, falta HCO_3^- e CO_3^{2-}.

2. Com menos CO_3^{2-}, o último equilíbrio se desloca para a esquerda: forma-se menos $CaCO_3$ e a casca afina.

3. Repor CO_2 (água gaseificada) desloca toda a cadeia para a direita. Vinagre forneceria H^+, que consome CO_3^{2-} — piora. Catalisador não desloca equilíbrio.

→ Água gaseificada: o CO_2 desloca os equilíbrios no sentido da formação de $CaCO_3$.

Gráfico e constante

Num recipiente de 1,0 L, a uma temperatura constante, ocorre a reação A(g) ⇌ 2 B(g). O gráfico mostra as concentrações de A e B ao longo do tempo.

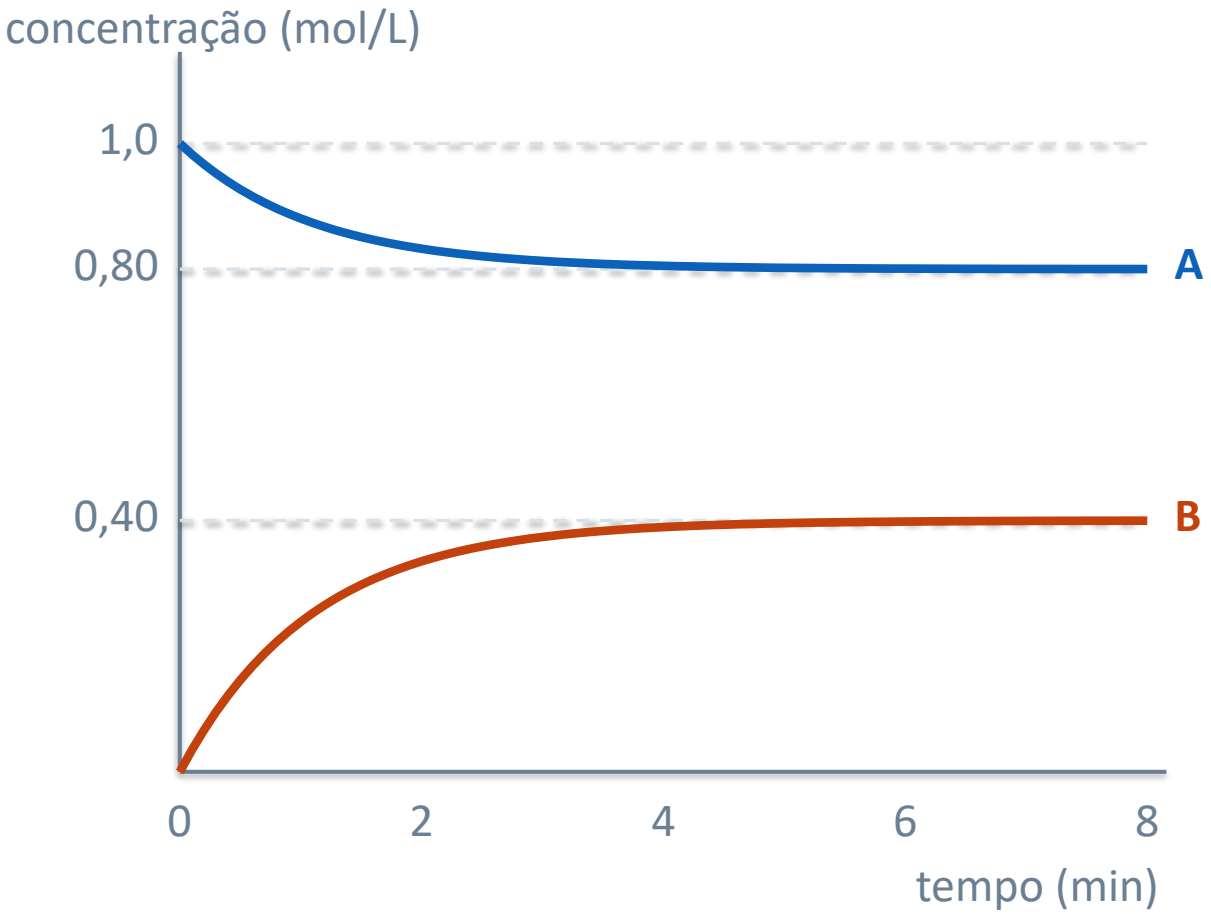


Gráfico e constante

O valor da constante de equilíbrio Kc, nessa temperatura, é

(A) 0,10.

(B) 0,20.

(C) 0,50.

(D) 2,0.

(E) 5,0.

Resposta: alternativa B

Dados no equilíbrio (curvas horizontais): [A] = 0,80 mol/L · [B] = 0,40 mol/L

$$\mathbf{Kc = [B]^2 / [A]}$$

$$Kc = (0{,}40)^2 \div 0{,}80 = 0{,}16 \div 0{,}80$$

→ Kc = 0,20

! 0,50 é o resultado de quem esquece o expoente 2; 5,0 é o inverso de K. Leia as concentrações onde as curvas ficam horizontais.

Quociente de reação

A 448 °C, a constante de equilíbrio da reação $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$ vale Kc = 50. Um técnico prepara, nessa temperatura, uma mistura com $[H_2] = 0{,}10$ mol/L, $[I_2] = 0{,}20$ mol/L e [HI] = 0,50 mol/L. O iodo gasoso é violeta; o H_2 e o HI são incolores.

Logo após a mistura, observa-se que a cor violeta

(A) permanece constante, pois o sistema já está em equilíbrio.

(B) fica mais intensa, pois Q > K e o HI se decompõe.

(C) fica mais clara, pois Q < K e o I_2 é consumido.

(D) fica mais clara, pois Q > K e o HI é consumido.

(E) fica mais intensa, pois Q < K e se forma mais I_2.

Resposta: alternativa C

Dados $[H_2] = 0{,}10$ · $[I_2] = 0{,}20$ · $[HI] = 0{,}50$ mol/L · $K_c = 50$

$$Q = [HI]^2 / ([H_2] \cdot [I_2])$$

$$Q = 0{,}25 \div 0{,}020 = 12{,}5$$

→ Q = 12,5 < K = 50: a reação direta consome I_2 e a cor violeta fica mais clara

! Compare sempre Q com K antes de decidir o sentido. Q só é igual a K quando o sistema já está em equilíbrio.

Indústria: Haber-Bosch

Estima-se que quase metade da população mundial se alimente graças a fertilizantes nitrogenados feitos a partir da amônia. Ela é produzida pelo processo Haber-Bosch, representado pelo equilíbrio exotérmico abaixo.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H = -92\ kJ$$

Indústria: Haber-Bosch

Considerando apenas o rendimento no equilíbrio, as condições que mais favorecem a produção de amônia são

(A) temperatura alta, pressão alta e adição de catalisador.

(B) temperatura alta, pressão baixa e retirada da amônia formada.

(C) temperatura baixa, pressão baixa e adição de catalisador.

(D) temperatura baixa, pressão alta e retirada da amônia formada.

(E) temperatura baixa, pressão alta e adição de gás nobre a volume constante.

Resposta: alternativa D

1. Reação exotérmica: baixar a temperatura desloca para a direita (o sistema “repõe” o calor retirado).

2. 4 mols de gás → 2 mols: pressão alta favorece o lado com menos mols de gás. Retirar NH_3 também desloca para a direita.

3. Catalisador não muda o rendimento, só a rapidez. Gás nobre a volume constante não altera as pressões parciais: não desloca.

→ Temperatura baixa, pressão alta e retirada da amônia.

! Na prática usa-se cerca de 450 °C: a temperatura baixa daria mais amônia, mas tão devagar que a produção por hora seria menor.

Efeito da pressão

Cada sistema abaixo está em equilíbrio num cilindro com êmbolo, a temperatura constante. Em seguida, o volume de cada cilindro é reduzido à metade.

I. $2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$
II. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$
III. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
IV. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$

O equilíbrio NÃO se desloca no(s) sistema(s)

(A) I, apenas.

(B) II, apenas.

(C) III, apenas.

(D) II e III, apenas.

(E) I, III e IV, apenas.

Resposta: alternativa B

1. Conte só os mols de gás de cada lado. I: 3 → 2 (desloca para a direita). IV: 1 → 2 (desloca para a esquerda).

2. III: 0 → 1 mol de gás (os sólidos não contam): a compressão desloca para a esquerda.

3. II: 2 → 2 mols de gás. A compressão aumenta todas as concentrações na mesma proporção e Q continua igual a K.

→ Apenas II, em que Δn(gás) = 0.

Temperatura e cor

O “galinho do tempo” é um enfeite que muda de cor com a umidade do ar, graças ao cloreto de cobalto(II) que impregna sua superfície. Em laboratório, um equilíbrio semelhante ocorre em solução: aquecendo um tubo com a mistura abaixo, a cor passa de rosa para azul; resfriando, volta a ficar rosa.

$$\underset{\text{rosa}}{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)} + 4\ Cl^-(aq) \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{[CoCl_4]^{2-}(aq)} + 6\ H_2O(l)$$

Temperatura e cor

Com base nessas observações, é correto afirmar que a reação direta

(A) é exotérmica, e o aquecimento aumenta o valor de K.

(B) é endotérmica, e o aquecimento aumenta o valor de K.

(C) é endotérmica, e o aquecimento não altera o valor de K.

(D) é exotérmica, e adicionar água deixaria a solução azul.

(E) é endotérmica, e adicionar água deixaria a solução azul.

Resposta: alternativa B

1. Aquecer favorece o sentido que absorve calor. Como o aquecimento forma o complexo azul, a reação direta é endotérmica.

2. Temperatura é o único fator que muda K. Para reação endotérmica, K aumenta com a temperatura.

3. Água é produto: adicionar água (diluir) desloca para a esquerda — a solução fica mais rosa.

→ Endotérmica, e o aquecimento aumenta K.

SIMULADO · QUESTÃO 7 DE 12 · ESTILO UNICAMP

Hemoglobina e altitude

Atletas que treinam em cidades de grande altitude, como La Paz (3 600 m), sentem cansaço nos primeiros dias, porque a pressão parcial de O_2 no ar é menor. O transporte de oxigênio pelo sangue pode ser representado de forma simplificada por $Hb(aq) + O_2(aq) \rightleftharpoons HbO_2(aq)$.

Após algumas semanas na altitude, o organismo se adapta porque

(A) o valor de K aumenta, já que a pressão do ar é menor.

(B) produz mais hemoglobina, o que desloca o equilíbrio para a formação de HbO_2.

(C) passa a respirar mais devagar, o que aumenta a concentração de O_2 no sangue.

(D) a hemoglobina passa a atuar como catalisador, deslocando o equilíbrio.

(E) o equilíbrio deixa de existir, e todo o O_2 se liga à hemoglobina.

Resposta: alternativa B

1. Menos O_2 disponível desloca o equilíbrio para a esquerda: menos HbO_2 chega aos tecidos e vem o cansaço.

2. Produzindo mais Hb (mais hemácias), o organismo aumenta um reagente e desloca o equilíbrio de volta para a direita.

3. K só muda com a temperatura; a hemoglobina é reagente, não catalisador.

→ Mais hemoglobina desloca o equilíbrio para a formação de HbO_2.

pH de ácido fraco

O vinagre comercial contém cerca de 4% (m/V) de ácido acético, CH_3COOH (massa molar 60 g/mol), um ácido fraco.

Dados: $K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$; $\log 3{,}5 \approx 0{,}54$; para ácido fraco pouco ionizado, $[H^+] \approx \sqrt{(K_a \cdot C)}$.

O pH aproximado desse vinagre é

(A) 0,2.

(B) 2,5.

(C) 3,5.

(D) 4,7.

(E) 5,0.

Resposta: alternativa B

Dados 4% (m/V) = 40 g/L · C = 40 ÷ 60 = 0,67 mol/L · Ka = $1{,}8 \times 10^{-5}$

$$[H^+] \approx \sqrt{(Ka \cdot C)} \quad \cdot \quad pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = \sqrt{(1{,}8 \times 10^{-5} \times 0{,}67)} = \sqrt{(1{,}2 \times 10^{-5})} = 3{,}5 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$pH = 3 - 0{,}54 = 2{,}46$$

→ pH ≈ 2,5

! 0,2 seria o pH se o ácido fosse forte; 4,7 é o pKa; 5,0 sai de quem esquece a raiz quadrada.

SIMULADO · QUESTÃO 9 DE 12 · ESTILO FUVEST

pKa e espécies

O cloro usado em piscinas forma o ácido hipocloroso, HClO, que é o agente desinfetante mais eficiente: $HClO(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + ClO^-(aq)$, pKa = 7,5. O íon ClO^- desinfeta cerca de cem vezes menos.

Dado: pH = pKa + log ([ClO^-] / [HClO]).

Se o pH da água subir de 7,5 para 8,5, a fração do cloro na forma HClO passa de

(A) 50% para cerca de 9%.

(B) 50% para cerca de 91%.

(C) 50% para 40%.

(D) 9% para 50%.

(E) 91% para 50%.

Resposta: alternativa A

Dados pKa = 7,5 · pH inicial 7,5 · pH final 8,5

$$\mathbf{pH = pKa + \log([ClO^-] / [HClO])}$$

pH 7,5: log (razão) = 0 → $[ClO^-] = [HClO]$ → 50% de HClO

pH 8,5: log (razão) = 1 → $[ClO^-] / [HClO] = 10$ → $HClO = 1 \div 11 \approx 9\%$

→ De 50% para cerca de 9% de HClO

! Por isso as piscinas são mantidas com pH entre 7,2 e 7,6: acima disso, quase todo o cloro vira ClO^- e desinfeta mal.

Tampão do sangue

Numa crise de ansiedade, uma pessoa passa a respirar muito rápido (hiperventilação) e elimina CO_2 em excesso. O pH do sangue é controlado principalmente pelo equilíbrio abaixo.

$$CO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

Durante a hiperventilação, o sangue tende a sofrer

(A) acidose, pois a perda de CO_2 aumenta a concentração de H^+.

(B) alcalose, pois a perda de CO_2 diminui a concentração de H^+.

(C) acidose, pois a perda de CO_2 aumenta a concentração de HCO_3^-.

(D) alcalose, pois a perda de CO_2 aumenta a concentração de H_2CO_3.

(E) nenhuma alteração, pois o sangue é uma solução-tampão.

Resposta: alternativa B

1. Retirar CO_2 desloca os equilíbrios para a esquerda: H^+ é consumido, $[H^+]$ diminui e o pH sobe.

2. pH acima de 7,45 é alcalose. Respirar dentro de um saco de papel faz a pessoa reinalar CO_2 e corrige o desvio.

3. O tampão reduz as variações de pH, mas não as anula quando a perturbação é grande.

→ Alcalose: com menos CO_2, cai a concentração de H^+.

Hidrólise salina

Um professor preparou cinco soluções aquosas 0,1 mol/L e adicionou a cada uma gotas de fenolftaleína, que fica rosa em meio básico (pH acima de cerca de 8,2) e incolor em meio ácido ou neutro.

1. $NaCl$ 2. NH_4Cl 3. Na_2CO_3 4. KNO_3 5. CH_3COONa

Ficaram rosa apenas as soluções

(A) 1 e 4.

(B) 2 e 3.

(C) 3 e 5.

(D) 2, 3 e 5.

(E) 1, 3 e 5.

Resposta: alternativa C

1. $NaCl$ e KNO_3: sais de ácido forte e base forte — não sofrem hidrólise, pH ≈ 7 (incolor).

2. NH_4Cl: o NH_4^+ (ácido conjugado de base fraca) libera H^+ — solução ácida (incolor).

3. Na_2CO_3 e CH_3COONa: CO_3^{2-} e CH_3COO^- (bases conjugadas de ácidos fracos) captam H^+ da água e liberam OH^- — soluções básicas (rosa).

→ Soluções 3 e 5.

Kps e pH

O leite de magnésia é uma suspensão de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, usada como antiácido. O líquido em contato com o sólido é uma solução saturada.

Dados: Kps do $Mg(OH)_2 = 1{,}8 \times 10^{-11}$ a 25 °C; $\sqrt[3]{4{,}5} \approx 1{,}65$; $\log 3{,}3 \approx 0{,}52$.

O pH da solução saturada de $Mg(OH)_2$ é, aproximadamente,

(A) 3,5.

(B) 8,6.

(C) 10,2.

(D) 10,5.

(E) 12,0.

Resposta: alternativa D

Dados Kps = $1{,}8 \times 10^{-11}$ · $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$

$$\mathbf{Kps = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \quad \cdot \quad [OH^-] = 2s}$$

$s = \sqrt[3]{(4{,}5 \times 10^{-12})} = 1{,}65 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \rightarrow [OH^-] = 3{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$

$pOH = 4 - 0{,}52 = 3{,}48 \rightarrow pH = 14 - 3{,}48$

→ pH ≈ 10,5

! Usar Kps = s^2 (como num sal 1:1) leva a 8,6; esquecer que $[OH^-] = 2s$ leva a 10,2. 3,5 é o pOH.

REVISÃO

Leve isto para a prova

1. Equilíbrio: v direta = v inversa ≠ 0; concentrações constantes, não iguais.
2. Kc: produtos ÷ reagentes, expoentes = coeficientes; sólido e líquido puro fora.
3. $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$; Δn só com gases.
4. $Q < K \rightarrow$ direita; $Q > K \rightarrow$ esquerda.
5. Só a temperatura muda K; catalisador não desloca.
6. Comprimir → lado com menos mols de gás.
7. $pH = -\log [H^+]$; $pH + pOH = 14$ (25 °C); ácido fraco: $[H^+] \approx \sqrt{(K_a \cdot M)}$.
8. Tampão: $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$; Kps: $AB \rightarrow s^2$, $AB_2 \rightarrow 4s^3$.

PARA ESTUDAR MAIS

aquitemquimica.com.br/equilibrio

8 laboratórios interativos: frasco de N_2O_4, Q × K, Le Chatelier, fábrica de amônia, ácidos, indicadores, tampão e Kps

Teste rápido, simulado com cronômetro, discursivas com autocorreção e a lista de exercícios em PDF