QUÍMICA · ENSINO MÉDIO E PRÉ-VESTIBULAR

Estequiometria

A receita da química: mol, balanceamento, cálculo, limitante, pureza e rendimento



$$n = m \div M$$

Exemplos resolvidos · saúde, indústria e ambiente · vestibular · simulado

aquitemquimica.com.br/estequiometria

ROTEIRO

O que vamos ver

1

Mol, fórmulas e balanceamento

Massa atômica e molar, Avogadro, volume molar, composição, fórmula mínima, Lavoisier

2

O cálculo estequiométrico

A proporção da equação e os seis tipos: mol, massa, volume e partículas

3

O mundo real

Reagente limitante, pureza, rendimento, economia atômica e reações em etapas

4

Casos e vestibular

Saúde, indústria e ambiente, 25 questões reais e um simulado resolvido

PARTE 1

Mol e massa molar

Contando o que não se vê

Por que contar em pacotes?

1. Átomos são pequenos demais para contar um a um: 18 g de água têm 602 mil trilhões de trilhões de moléculas.

2. A padaria conta pães em dúzias; a química conta partículas em mols.

3. 1 mol = $6{,}02 \times 10^{23}$ partículas: a constante de Avogadro (N_a).

4. Massa de 1 mol (em g) = massa da partícula (em u). É a massa molar, M.

! Uma molécula de água tem 18 u. Um mol de água tem 18 g. Esse é o truque que liga o mundo dos átomos à balança.

Massa atômica, molecular e molar

Elemento	Massa atômica
H	1 u
C	12 u
N	14 u
O	16 u
Na	23 u
S	32 u
Cl	35,5 u

Massa molecular da água

$$H_2O = 2 \times 1 + 16 = 18\ u$$

$$M(H_2O) = 18\ g/mol$$

1. u = 1/12 da massa do carbono-12.
2. Some os átomos da fórmula, com os índices.
3. Em g/mol, o mesmo número: é a massa molar.

As três fórmulas do mol

$$n = m \div M \qquad N = n \cdot N_A \qquad V = n \cdot V_m$$

Massa

$$n = m \div M$$

m em gramas, M em g/mol. Ex.: 36 g de água ÷ 18 g/mol = 2 mol.

Partículas

$$N = n \times 6{,}02 \times 10^{23}$$

2 mol de água = 1,2 × 10^{24} moléculas. Átomos: multiplique pelo índice.

Volume de gás

$$V = n \times Vm$$

Vm = 22,4 L/mol (0 °C, 1 atm) ou 24,5 L/mol (25 °C, 1 atm).

Quanto é 1 mol?

1 mol de água

18 g = 18 mL

Pouco mais que uma colher de sopa. E são $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas.

1 mol de sal

58,5 g

Cerca de três colheres de sopa de sal de cozinha.

1 mol de açúcar

342 g

Dois terços de um pacote de 500 g.

1 mol de ferro

56 g = 7,1 cm^3

Um cubinho de 1,9 cm de lado.

Quanto é 1 mol? (cont.)

1 mol de gás

24,5 L a 25 °C

Qualquer gás, a 1 atm: uma caixa de 29 cm de lado. A 0 °C, 22,4 L.

$6{,}02 \times 10^{23}$ segundos

$1{,}9 \times 10^{16}$ anos

Cerca de 1,4 milhão de vezes a idade do Universo.

$6{,}02 \times 10^{23}$ folhas de papel

6 400 anos-luz

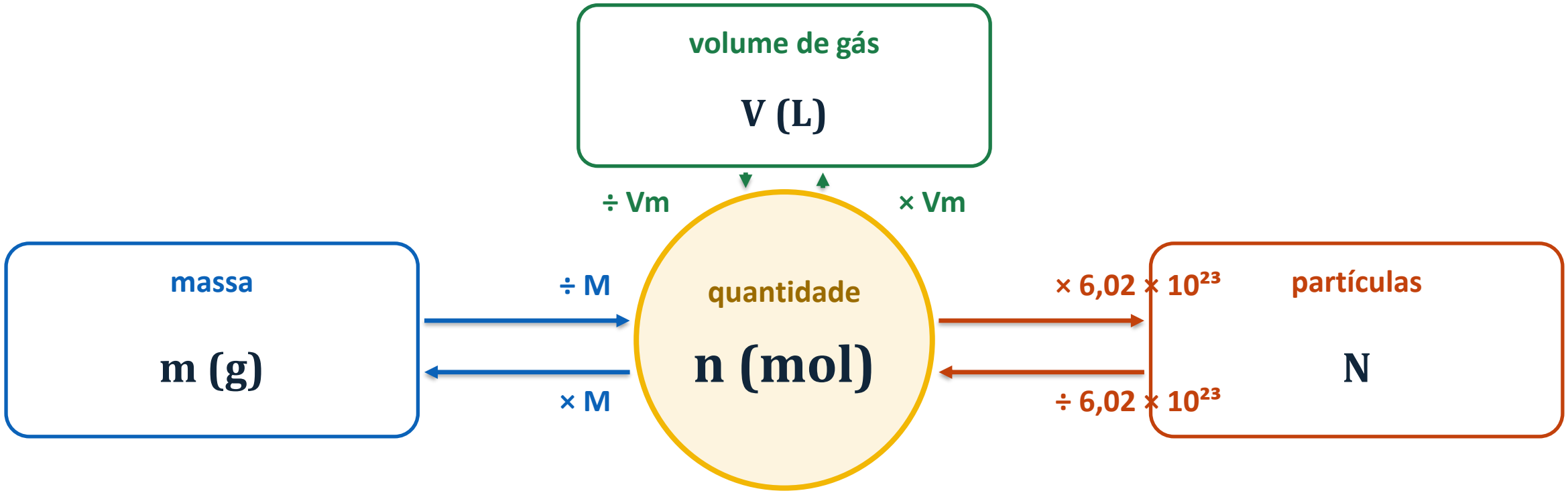
Empilhadas (0,1 mm cada), passariam muito além do Sistema Solar.

1 molécula de água

$3{,}0 \times 10^{-23}$ g

18 g ÷ $6{,}02 \times 10^{23}$: é por isso que contamos em mols.

O mapa do mol: tudo passa pelo mol



! De onde parto? Aonde quero chegar? Sempre passando pelo mol: massa ⇄ mol ⇄ partículas e mol ⇄ volume.

Volume molar dos gases

CNTP · 0 °C e 1 atm

22,4 L/mol

A condição clássica dos livros e de muitos vestibulares.

25 °C e 1 atm

24,5 L/mol

Condição ambiente. Alguns enunciados arredondam para 24 ou 25 L/mol.

Qualquer outra

P·V = n·R·T

R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; T sempre em kelvin (T = t + 273).

! Volume molar só vale para gases (Avogadro, 1811). 1 mol de água líquida ocupa 18 mL; para sólidos e líquidos, use a densidade.

Quantas moléculas há num copo de água?

Um copo contém 250 mL de água (densidade 1,0 g/mL). Quantas moléculas de água há no copo? E quantos átomos de hidrogênio? (H = 1; O = 16; constante de Avogadro = $6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1})

Cotidiano · massa × partículas

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Quantas moléculas há num copo de água?

Dados V = 250 mL → m = 250 g · $M(H_2O) = 2 \times 1 + 16 = 18$ g/mol · $N_a = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1}

$$\mathbf{n = m \div M \quad \cdot \quad N = n \times N_a}$$

$n = 250 \div 18 = 13{,}9$ mol de H_2O

$N = 13{,}9 \times 6{,}02 \times 10^{23} = 8{,}36 \times 10^{24}$ moléculas

átomos de H $= 2 \times 8{,}36 \times 10^{24} = 1{,}67 \times 10^{25}$

→ ≈ $8{,}4 \times 10^{24}$ moléculas de água e $1{,}7 \times 10^{25}$ átomos de H

! Cada H_2O tem 2 átomos de H: multiplique pelo índice. Um só copo tem mais moléculas do que as estimativas de estrelas no Universo observável (10^{22} a 10^{24}).

Paracetamol: um comprimido em mols

Um comprimido de paracetamol ($C_8H_9NO_2$) contém 750 mg do princípio ativo. Calcule a quantidade em mol e o número de moléculas. A dose máxima para adultos é de 4 g por dia: quantos mols é isso? (H = 1; C = 12; N = 14; O = 16)

Saúde · massa × mol × partículas

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Paracetamol: um comprimido em mols

Dados m = 750 mg = 0,750 g · $M(C_8H_9NO_2) = 8 \times 12 + 9 + 14 + 2 \times 16 = 151$ g/mol · $N_a = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1}

$$\mathbf{n = m \div M \quad \cdot \quad N = n \times N_a}$$

$n = 0{,}750 \div 151 = 4{,}97 \times 10^{-3}$ mol

$N = 4{,}97 \times 10^{-3} \times 6{,}02 \times 10^{23} = 2{,}99 \times 10^{21}$ moléculas

Paracetamol: um comprimido em mols (cont.)

dose máxima: $n = 4 \div 151 = 0{,}0265$ mol por dia

→ ≈ $5{,}0 \times 10^{-3}$ mol e $3{,}0 \times 10^{21}$ moléculas por comprimido

! Converta mg para g antes de dividir pela massa molar. A dose máxima equivale a pouco mais de 5 comprimidos de 750 mg: passar disso pode lesar o fígado.

Botijão de gás: quantos litros cabem em 13 kg?

Um botijão de cozinha contém 13 kg de gás liquefeito. Considere que seja só butano (C_4H_{10}). Que volume esse gás ocuparia a 25 °C e 1 atm, quando o volume molar é 24,5 L/mol? (H = 1; C = 12)

Cotidiano · massa × volume

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Botijão de gás: quantos litros cabem em 13 kg?

Dados m = 13 kg = 13 000 g · $M(C_4H_{10}) = 4 \times 12 + 10 = 58$ g/mol · Vm = 24,5 L/mol

$$\mathbf{n = m \div M \quad \cdot \quad V = n \times Vm}$$

$$n = 13\,000 \div 58 = 224 \text{ mol}$$

$$V = 224 \times 24{,}5 = 5\,490 \text{ L}$$

→ ≈ 5 500 L, ou 5,5 m³ de gás

! Liquefeito, esse gás cabe num botijão de uns 30 L. Ao sair pela válvula, cada litro de líquido vira centenas de litros de gás.

PARTE 2

Fórmulas e composição

Massa molar, porcentagem e fórmula mínima

Massa molar passo a passo

Calcule a massa molar da glicose ($C_6H_{12}O_6$), do hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$) e do sulfato de cobre penta-hidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). (H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Ca = 40; Cu = 63,5)

Laboratório · massa molar

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Massa molar passo a passo

Dados massas atômicas: H = 1, C = 12, O = 16, S = 32, Ca = 40, Cu = 63,5

M = soma de (índice × massa atômica)
o índice fora do parêntese multiplica tudo o que está dentro

$C_6H_{12}O_6$: $6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 72 + 12 + 96 = 180$ g/mol

$Ca(OH)_2$: $40 + 2 \times (16 + 1) = 40 + 34 = 74$ g/mol

Massa molar passo a passo (cont.)

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$: $63{,}5 + 32 + 4 \times 16 + 5 \times 18 = 159{,}5 + 90 = 249{,}5$ g/mol

→ **Glicose 180 g/mol · $Ca(OH)_2$ 74 g/mol · $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 249,5 g/mol**

! No hidrato, o ponto significa “mais”: as 5 moléculas de água fazem parte do cristal e entram na massa molar.

Composição centesimal

% de X = massa de X na fórmula ÷ M × 100

Aspirina, $C_9H_8O_4$ (180 g/mol)	Átomos	Contribuição	% em massa
Carbono	9 × 12	108 g	60,0%
Hidrogênio	8 × 1	8 g	4,4%
Oxigênio	4 × 16	64 g	35,6%

! As porcentagens somam 100%. Elas não dependem do tamanho da amostra: a composição de uma substância é fixa (Proust).

O nitrogênio dos fertilizantes

A ureia, $CO(NH_2)_2$, e o nitrato de amônio, NH_4NO_3, são fertilizantes nitrogenados. Qual dos dois tem maior porcentagem em massa de nitrogênio? (H = 1; C = 12; N = 14; O = 16)

Indústria · composição centesimal

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

O nitrogênio dos fertilizantes

Dados M(ureia) = 12 + 16 + 2 × (14 + 2) = 60 g/mol · $M(NH_4NO_3)$ = 2 × 14 + 4 + 3 × 16 = 80 g/mol · cada fórmula tem 2 N = 28 g

% do elemento = massa do elemento na fórmula ÷ M × 100

ureia: 28 ÷ 60 × 100 = 46,7% de N

nitrato de amônio: 28 ÷ 80 × 100 = 35,0% de N

→ A ureia tem mais nitrogênio: 46,7% contra 35%

! É por isso que a ureia é o fertilizante nitrogenado mais usado no mundo: cada tonelada transportada leva mais nitrogênio ao campo.

Da porcentagem à fórmula

1. Considere 100 g de amostra: as porcentagens viram gramas.
2. Divida a massa de cada elemento pela massa atômica (mol de átomos).
3. Divida tudo pelo menor valor. Se der 1,33, 1,5 ou 1,25, multiplique por 3, 2 ou 4.
4. Com a massa molar: M ÷ M(mínima) = quantas vezes a fórmula mínima cabe na molecular.

Substância	Mínima	Molecular
glicose	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$
etileno	CH_2	C_2H_4
vitamina C	$C_3H_4O_3$	$C_6H_8O_6$
cafeína	$C_4H_5N_2O$	$C_8H_{10}N_4O_2$
água	H_2O	H_2O

Detetive da fórmula: a vitamina C

A análise da vitamina C (ácido ascórbico) deu, em massa, 40,9% de C, 4,58% de H e 54,5% de O. A massa molar é 176 g/mol. Determine a fórmula mínima e a molecular. (H = 1; C = 12; O = 16)

Saúde · fórmula mínima e molecular

1 **Dados** → 2 **Fórmula** → 3 **Substituição** → 4 **Resultado**

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

Detetive da fórmula: a vitamina C

Dados em 100 g: 40,9 g de C, 4,58 g de H e 54,5 g de O · M = 176 g/mol

mol de cada elemento (m ÷ M) → divide pelo menor → multiplica até dar inteiros

C: 40,9 ÷ 12 = 3,41 · H: 4,58 ÷ 1 = 4,58 · O: 54,5 ÷ 16 = 3,41

	C	H	O
÷ menor (3,41)	1	1,34	1
× 3	3	4	3

Detetive da fórmula: a vitamina C (cont.)

fórmula mínima $C_3H_4O_3$: M = 36 + 4 + 48 = 88 g/mol → 176 ÷ 88 = 2

→ Fórmula mínima $C_3H_4O_3$ · fórmula molecular $C_6H_8O_6$

! Quando a divisão dá 1,33 ou 1,5, não arredonde: multiplique tudo por 3 ou por 2 até chegar a inteiros.

PARTE 3

Lavoisier e balanceamento

Nada se perde, nada se cria

As leis que tornaram a química uma ciência de medida

Lavoisier, 1774

Conservação da massa

Num sistema fechado, a massa dos reagentes é igual à dos produtos. Os átomos só trocam de parceiro.

Proust, 1797

Proporções definidas

Cada substância tem composição fixa: a água tem sempre 1 g de H para 8 g de O, venha de onde vier.

! É por isso que a equação precisa ser balanceada: o mesmo número de átomos de cada elemento nos dois lados.

Aberto ou fechado: a balança muda?

Experimento	Sistema aberto	Frasco fechado
Palha de aço queimando	aumenta: o ferro ganha O do ar	não muda
Papel queimando	diminui: CO_2 e vapor escapam	não muda
Comprimido efervescente na água	diminui: o CO_2 borbulha e sai	não muda

= Quando “a massa muda”, algo entrou ou saiu do sistema. Num frasco fechado, Lavoisier sempre vale.

Balancear é contar átomos

! Só os coeficientes mudam. Os índices nunca: trocar H_2O por H_2O_2 trocaria água por água oxigenada.

1 · Metais

Comece pelos metais e pelos elementos que aparecem uma vez de cada lado.

2 · Ametais

Depois S, N, P, Cl. Grupos como SO_4 podem ir como bloco.

3 · C e H

Em combustões, o C define o CO_2 e o H define a H_2O.

4 · Oxigênio

Por último. Se der fração, multiplique a equação inteira no fim.

Equações balanceadas que vamos usar

Processo	Equação balanceada
Queima do gás natural	$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
Queima do etanol	$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
Respiração celular	$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$
Fermentação alcoólica	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$
Síntese da amônia (Haber-Bosch)	$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$
Alto-forno (redução da hematita)	$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$
Antiácido (leite de magnésia)	$Mg(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\ H_2O$
Airbag (azida de sódio)	$2\ NaN_3 \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$

Balanceando a queima do etanol

Acerte os coeficientes da combustão completa do etanol: $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Energia · balanceamento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Balanceando a queima do etanol

método das tentativas: C → H → O por último (o O_2 é substância simples, fácil de ajustar)

carbono: 2 C à esquerda → 2 CO_2

hidrogênio: 6 H à esquerda → 3 H_2O

oxigênio à direita: 2 × 2 + 3 = 7 · à esquerda já há 1 (no etanol) → faltam 6 → 3 O_2

→ $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

! Confira: C 2 = 2, H 6 = 6, O 7 = 7. Nunca mude os índices (o “5” de C_2H_5OH): isso mudaria a substância.

Coeficientes fracionários: a gasolina

Balanceie a combustão completa do octano, principal componente da gasolina: $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Ambiente · balanceamento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Coeficientes fracionários: a gasolina

C e H primeiro; o O_2 fica por último e pode receber uma fração

C: 8 CO_2 · H: 18 H → 9 H_2O

O à direita: 8 × 2 + 9 = 25 átomos → 25/2 O_2

C_8H_{18} + 25/2 O_2 → 8 CO_2 + 9 H_2O → multiplica tudo por 2

→ 2 C_8H_{18} + 25 O_2 → 16 CO_2 + 18 H_2O

! Fração é permitida durante as contas (½ O_2 é meio mol). No fim, multiplique para chegar aos menores inteiros.

PARTE 4

Cálculo estequiométrico

A equação balanceada é uma receita

A equação é uma receita

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

2 mol : 1 mol : 2 mol

Em mol

2 : 1 : 2

Os coeficientes são a proporção em mol. É a ponte entre duas substâncias.

Em massa

4 g : 32 g : 36 g

Coeficiente × massa molar. Repare: 4 + 32 = 36 (Lavoisier).

Em volume (gases)

2 L : 1 L : 2 L

Gases nas mesmas T e P: a proporção em mol vale em volume (Gay-Lussac).

PARTE 4 · PROPORÇÃO

Os quatro passos

1 · Equação balanceada

Sem ela, não há proporção. Confira os átomos antes de calcular.

2 · Proporção em mol

Copie os coeficientes do dado e do pedido.

3 · Ajuste as unidades

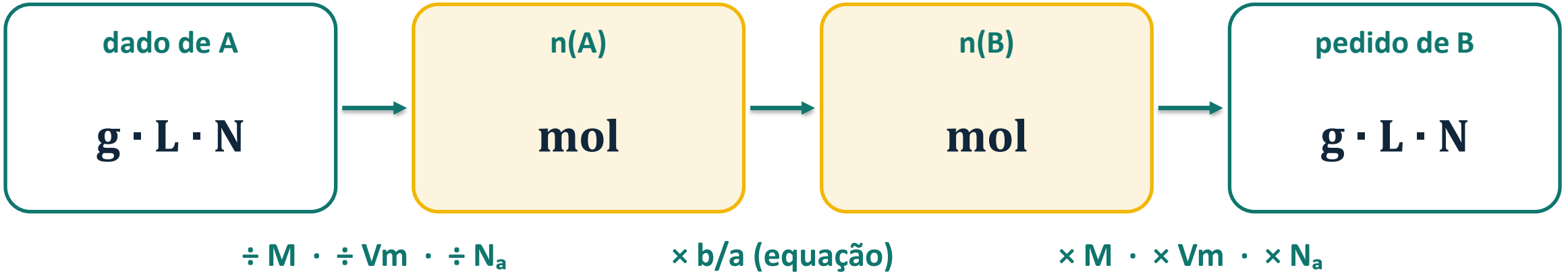
Na linha da equação: × M (massa), × Vm (volume), × N_a (partículas).

4 · Regra de três

Equação em cima, problema embaixo, cada coluna na mesma unidade.

! Massa de A nunca vira massa de B diretamente: a única ponte entre duas substâncias é a proporção em mol.

O mapa do cálculo



	A	B
Equação	a × (M, Vm ou N_a)	b × (M, Vm ou N_a)
Problema	dado	x

Seis tipos de pergunta, um só método

Tipo	Linha da equação vira…	Exemplo
mol × mol	só os coeficientes	Haber-Bosch: H_2 para 10 mol de NH_3
massa × massa	coeficiente × M nas duas colunas	ferro a partir de hematita
massa × mol	M numa coluna, mol na outra	antiácido e HCl do estômago
mol × volume	coeficiente × Vm	O_2 consumido na respiração
massa × volume	M numa coluna, Vm na outra	gerador de oxigênio
massa × partículas	coeficiente × $6{,}02 \times 10^{23}$	moléculas de água na chama

PARTE 4 · MOL × MOL · EXEMPLO 9

Haber-Bosch: a receita da amônia

Na síntese da amônia, $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$. Quantos mols de H_2 e de N_2 são necessários para produzir 10 mol de NH_3?

Indústria · mol × mol

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Haber-Bosch: a receita da amônia

Dados $n(NH_3) = 10$ mol · proporção: 1 N_2 : 3 H_2 : 2 NH_3

$n(A) \div a = n(B) \div b$ (os coeficientes são a proporção em mol)

	N_2	H_2	NH_3
Equação	1 mol	3 mol	2 mol
Problema	y	x	10 mol

Haber-Bosch: a receita da amônia (cont.)

H_2: $x = 10 \times 3 \div 2 = 15$ mol · N_2: $y = 10 \times 1 \div 2 = 5$ mol

→ 15 mol de H_2 e 5 mol de N_2

! Mol × mol é a relação direta: só a proporção dos coeficientes, sem conversão nenhuma.

Alto-forno: ferro a partir da hematita

No alto-forno, a hematita é reduzida: $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$. Que massa de ferro se obtém a partir de 1,0 t de Fe_2O_3? (C = 12; O = 16; Fe = 56)

Indústria · massa × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Alto-forno: ferro a partir da hematita

Dados $m(Fe_2O_3) = 1{,}0\ t$ · $M(Fe_2O_3) = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160\ g/mol$ · $M(Fe) = 56\ g/mol$

coeficiente × massa molar → proporção em massa

	Fe_2O_3	Fe
Equação	160 g	2 × 56 = 112 g
Problema	1,0 t	x

Alto-forno: ferro a partir da hematita (cont.)

$$x = 1{,}0\ t \times 112 \div 160$$

→ x = 0,70 t = 700 kg de ferro

! A unidade não muda a proporção: se 160 g dão 112 g, 160 t dão 112 t. Só mantenha a mesma unidade na coluna.

Quanto ácido um antiácido neutraliza?

Um comprimido antiácido contém 0,58 g de hidróxido de magnésio, que reage com o ácido do estômago: $Mg(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\ H_2O$. Quantos mols de HCl um comprimido neutraliza? (H = 1; O = 16; Mg = 24)

Saúde · massa × mol

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Quanto ácido um antiácido neutraliza?

Dados $m(Mg(OH)_2) = 0{,}58\ g$ · $M(Mg(OH)_2) = 24 + 2 \times 17 = 58\ g/mol$

massa molar na coluna do dado · mol na coluna do pedido

	$Mg(OH)_2$	HCl
Equação	58 g	2 mol
Problema	0,58 g	x

Quanto ácido um antiácido neutraliza? (cont.)

$$x = 0{,}58 \times 2 \div 58$$

→ x = 0,020 mol de HCl

! Na regra de três mista, cada coluna fica na sua unidade: gramas para o dado, mols para o pedido.

Respiração: o oxigênio de um dia

Em um dia, o corpo de um adulto oxida o equivalente a cerca de 3,0 mol de glicose: $C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$. Que volume de O_2, a 25 °C e 1 atm, é consumido? (volume molar = 24,5 L/mol)

Saúde · mol × volume

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Respiração: o oxigênio de um dia

Dados n(glicose) = 3,0 mol · Vm = 24,5 L/mol (25 °C, 1 atm)

$V = n \times Vm$ · proporção 1 glicose : 6 O_2

	$C_6H_{12}O_6$	O_2
Equação	1 mol	6 × 24,5 L
Problema	3,0 mol	x

Respiração: o oxigênio de um dia (cont.)

$$n(O_2) = 3{,}0 \times 6 = 18\ \text{mol} \quad \rightarrow \quad x = 18 \times 24{,}5$$

→ x ≈ 441 L de O_2 por dia

! O mesmo volume de CO_2 sai pela respiração (6 O_2 → 6 CO_2). Para gases nas mesmas T e P, a proporção em mol é também a proporção em volume.

Oxigênio de emergência

Geradores químicos de oxigênio, usados em aviões e em resgates, decompõem clorato de sódio: 2 $NaClO_3$ → 2 NaCl + 3 O_2. Que massa de $NaClO_3$ libera 24,5 L de O_2 a 25 °C e 1 atm? (O = 16; Na = 23; Cl = 35,5; Vm = 24,5 L/mol)

Saúde · massa × volume

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Oxigênio de emergência

Dados $V(O_2) = 24,5\ L$ · $Vm = 24,5\ L/mol$ · $M(NaClO_3) = 23 + 35,5 + 48 = 106,5\ g/mol$

massa na coluna do $NaClO_3$ · volume (n × Vm) na coluna do O_2

	$NaClO_3$	O_2
Equação	$2 \times 106,5 = 213\ g$	$3 \times 24,5 = 73,5\ L$
Problema	x	$24,5\ L$

Oxigênio de emergência (cont.)

$$x = 213 \times 24{,}5 \div 73{,}5 = 213 \div 3$$

→ x = 71 g de $NaClO_3$

! Nos aviões, o gerador é acionado quando o passageiro puxa a máscara e libera O_2 por cerca de 15 minutos: tempo para descer a uma altitude segura.

Quantas moléculas de água a chama produz?

Na queima completa de 16 g de metano (gás natural), $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$, quantas moléculas de água se formam? (H = 1; C = 12; $N_a = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$)

Energia · massa × partículas

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Quantas moléculas de água a chama produz?

Dados $m(CH_4) = 16\ g$ · $M(CH_4) = 12 + 4 = 16\ g/mol$ · $N_a = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

$N = n \times N_a$ · proporção 1 CH_4 : 2 H_2O

	CH_4	H_2O
Equação	$16\ g$	$2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$
Problema	$16\ g$	x

Quantas moléculas de água a chama produz? (cont.)

$$x = 2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$$

→ $x \approx 1{,}2 \times 10^{24}$ moléculas de H_2O

! Por isso a panela fria “sua” por fora quando o fogão acende: o vapor da chama condensa no metal.

PARTE 5

Volume dos gases

Um mol de gás, qualquer gás

Quando usar 22,4, 24,5 ou PV = nRT

1. Avogadro (1811): volumes iguais de gases, nas mesmas T e P, têm o mesmo número de moléculas.

2. CNTP (0 °C, 1 atm): 22,4 L/mol. Condição ambiente (25 °C, 1 atm): 24,5 L/mol.

3. Qualquer outra condição: $n = P \cdot V \div (R \cdot T)$, com T em kelvin e $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

4. Dado e pedido gasosos nas mesmas condições: a proporção dos coeficientes já é a de volume.

! Airbag: $2\ NaN_3 \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$. Em 30 milésimos de segundo, cerca de 100 g de azida enchem 60 L.

Airbag: quanto propelente enche a bolsa?

O airbag clássico infla com o N_2 da decomposição da azida de sódio: $2\ NaN_3 \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$. Que massa de NaN_3 enche um airbag de 60 L a 25 °C e 1 atm? (N = 14; Na = 23; Vm = 24,5 L/mol)

Cotidiano · volume × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Airbag: quanto propelente enche a bolsa?

Dados $V(N_2) = 60\ L$ · $Vm = 24{,}5\ L/mol$ · $M(NaN_3) = 23 + 3 \times 14 = 65\ g/mol$

$$\mathbf{n(N_2) = V \div Vm \quad \cdot \quad n(NaN_3) = n(N_2) \times 2/3 \quad \cdot \quad m = n \times M}$$

$$n(N_2) = 60 \div 24{,}5 = 2{,}45\ mol$$

$$n(NaN_3) = 2{,}45 \times 2 \div 3 = 1{,}63\ mol \rightarrow m = 1{,}63 \times 65$$

→ m ≈ 106 g de NaN_3

! Tudo acontece em cerca de 30 milésimos de segundo. O sódio formado é perigoso, por isso a mistura leva KNO_3 e SiO_2, que o transformam em vidro inofensivo.

Fora das condições padrão: zinco e ácido

Num laboratório, zinco reage com ácido clorídrico: $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$. Recolheram-se 0,82 L de H_2 a 27 °C e 1,0 atm. Que massa de zinco reagiu? (Zn = 65; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

Laboratório · volume × massa (PV = nRT)

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Fora das condições padrão: zinco e ácido

Dados V = 0,82 L · T = 27 + 273 = 300 K · P = 1,0 atm · M(Zn) = 65 g/mol

$$\mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = P \cdot V \div (R \cdot T)}$$

$$n(H_2) = 1{,}0 \times 0{,}82 \div (0{,}082 \times 300) = 0{,}82 \div 24{,}6 = 0{,}0333 \text{ mol}$$

$$\text{proporção } 1\ Zn : 1\ H_2 \rightarrow n(Zn) = 0{,}0333 \text{ mol} \rightarrow m = 0{,}0333 \times 65$$

→ m ≈ 2,2 g de zinco

! Fora de 0 °C ou 25 °C a 1 atm, não use 22,4 nem 24,5: calcule n pela equação dos gases, sempre com T em kelvin.

PARTE 6

O mundo real

Reagente limitante, pureza e rendimento

Quem acaba primeiro manda

2 pães + 1 hambúrguer → 1 sanduíche

Na cozinha

Sobram 4 pães

Com 10 pães e 3 hambúrgueres saem só 3 sanduíches: o hambúrguer é o limitante; o pão, o excesso.

Na química

n ÷ coeficiente

Divida os mols de cada reagente pelo seu coeficiente. O menor resultado é o limitante.

Cuidado

Massa engana

Na termita, 81 g de Al sobram diante de 160 g de Fe_2O_3. Compare em mol.

Termita: quem acaba primeiro?

A reação térmita solda trilhos de trem: $Fe_2O_3 + 2\ Al \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$. Misturam-se 160 g de Fe_2O_3 e 81 g de Al. Qual é o reagente limitante, quanto sobra do outro e que massa de ferro se forma? (O = 16; Al = 27; Fe = 56)

Indústria · reagente limitante

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Termita: quem acaba primeiro?

Dados $n(Fe_2O_3) = 160 \div 160 = 1{,}0$ mol · $n(Al) = 81 \div 27 = 3{,}0$ mol · proporção 1 Fe_2O_3 : 2 Al

divida o n de cada reagente pelo seu coeficiente: o menor resultado é o limitante

Fe_2O_3: $1{,}0 \div 1 = 1{,}0$ · Al: $3{,}0 \div 2 = 1{,}5$ → o Fe_2O_3 é o limitante

1,0 mol de Fe_2O_3 consome 2,0 mol de Al (54 g) → sobram 1,0 mol de Al = 27 g

Termita: quem acaba primeiro? (cont.)

$$\text{Fe formado} = 2 \times 1{,}0 = 2{,}0 \text{ mol} \rightarrow 2{,}0 \times 56 = 112 \text{ g}$$

→ Limitante: Fe_2O_3 · sobram 27 g de Al · formam-se 112 g de Fe

! O limitante não é o de menor massa (aqui, o Al tem menos massa e sobra!): é o que acaba primeiro, levando em conta a proporção da equação.

Célula a combustível: hidrogênio e oxigênio

Numa célula a combustível, $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Reagem 4,0 g de H_2 com 40 g de O_2. Que massa de água se forma e quanto sobra do reagente em excesso? (H = 1; O = 16)

Energia · reagente limitante

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Célula a combustível: hidrogênio e oxigênio

Dados $n(H_2) = 4{,}0 \div 2 = 2{,}0$ mol · $n(O_2) = 40 \div 32 = 1{,}25$ mol

n ÷ coeficiente: o menor valor indica o limitante

H_2: $2{,}0 \div 2 = 1{,}0$ · O_2: $1{,}25 \div 1 = 1{,}25$ → o H_2 é o limitante

2,0 mol de H_2 consomem 1,0 mol de O_2 (32 g) → sobram $40 - 32 = 8{,}0$ g de O_2

água = 2,0 mol × 18 g/mol = 36 g

→ Formam-se 36 g de água e sobram 8,0 g de O_2

! Confira pela conservação da massa: 4,0 + 40 = 44 g = 36 g de água + 8,0 g de O_2 que sobrou.

Síntese da aspirina no laboratório

Na síntese do ácido acetilsalicílico (AAS), $C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + C_2H_4O_2$, um estudante usou 2,76 g de ácido salicílico e 5,10 g de anidrido acético e obteve 2,88 g de AAS. Qual o reagente limitante e o rendimento? (massas molares: ácido salicílico 138, anidrido acético 102, AAS 180 g/mol)

Saúde · limitante e rendimento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Síntese da aspirina no laboratório

Dados n(ácido salicílico) = 2,76 ÷ 138 = 0,020 mol · n(anidrido) = 5,10 ÷ 102 = 0,050 mol · proporção 1 : 1

rendimento = massa obtida ÷ massa teórica × 100%

proporção 1 : 1 e 0,020 < 0,050 → o ácido salicílico é o limitante

AAS teórico = 0,020 mol × 180 g/mol = 3,60 g

Síntese da aspirina no laboratório (cont.)

$$\text{rendimento} = 2{,}88 \div 3{,}60 \times 100\%$$

→ Limitante: ácido salicílico · rendimento de 80%

! O anidrido acético vai em excesso de propósito: é mais barato e garante que o ácido salicílico, mais valioso, reaja todo.

Pureza: só a parte pura reage

$$m(\text{pura}) = \text{pureza} \times m(\text{amostra})$$

1. Minérios vêm com areia e argila; o calcário, com argila; o bicarbonato, com umidade.
2. A pureza entra no começo, no reagente, antes da proporção da equação.
3. Sentido inverso (quanto minério comprar?): a pureza divide. m(amostra) = m(pura) ÷ pureza.

Cal virgem a partir de calcário impuro

Uma indústria calcina 1,0 t de calcário com 80% de $CaCO_3$ (o resto são impurezas que não reagem): $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Que massa de cal (CaO) se obtém e quanto CO_2 é liberado? (C = 12; O = 16; Ca = 40)

Indústria · pureza

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Cal virgem a partir de calcário impuro

Dados calcário = 1,0 t = 1 000 kg · pureza = 80% · M: $CaCO_3$ 100 · CaO 56 · CO_2 44 g/mol

massa pura = pureza × massa da amostra

$CaCO_3$ puro = 0,80 × 1 000 kg = 800 kg

	$CaCO_3$	CaO	CO_2
Equação	100 kg	56 kg	44 kg
Problema	800 kg	x	y

Cal virgem a partir de calcário impuro (cont.)

$$x = 800 \times 56 \div 100 = 448\ \text{kg} \quad \cdot \quad y = 800 \times 44 \div 100 = 352\ \text{kg}$$

→ 448 kg de cal e 352 kg de CO_2

! Só a parte pura reage: aplique a pureza antes da regra de três. Cal e cimento estão entre as grandes fontes industriais de CO_2.

Descobrindo a pureza do bicarbonato

Uma amostra de 5,0 g de bicarbonato de sódio impuro reagiu com excesso de ácido: $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$. Formaram-se 1,12 L de CO_2 nas CNTP. Qual a pureza da amostra? (H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Vm = 22,4 L/mol)

Laboratório · pureza

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Descobrindo a pureza do bicarbonato

Dados amostra = 5,0 g · $V(CO_2)$ = 1,12 L (CNTP) · $M(NaHCO_3)$ = 84 g/mol

pureza = massa pura ÷ massa da amostra × 100%

$n(CO_2) = 1{,}12 \div 22{,}4 = 0{,}050$ mol → $n(NaHCO_3) = 0{,}050$ mol (proporção 1 : 1)

$NaHCO_3$ puro $= 0{,}050 \times 84 = 4{,}2$ g → pureza $= 4{,}2 \div 5{,}0 \times 100\%$

→ Pureza de 84%

! É assim que o controle de qualidade confere matérias-primas: mede-se um produto e volta-se até o reagente.

Rendimento: o que a equação promete e a fábrica entrega

$$R = \text{massa obtida} \div \text{massa teórica} \times 100\%$$

1. Perdas: reações paralelas, reação incompleta, produto que fica no filtro.
2. O rendimento entra no fim, sobre o produto: m(real) = R × m(teórica).
3. Sentido inverso (quanto reagente usar?): o rendimento divide.

Etanol da cana: quanto sai de 1 t de açúcar?

Nas usinas, a sacarose vira etanol: $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 4\ C_2H_5OH + 4\ CO_2$. A partir de 1,0 t de sacarose, com rendimento de 90%, que massa e que volume de etanol se obtêm? (H = 1; C = 12; O = 16; densidade do etanol = 0,79 kg/L)

Indústria · rendimento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Etanol da cana: quanto sai de 1 t de açúcar?

Dados sacarose = 1,0 t = 1 000 kg · M: sacarose 342 · etanol 46 g/mol · rendimento = 90%

massa real = rendimento × massa teórica · V = m ÷ d

	$C_{12}H_{22}O_{11}$	C_2H_5OH
Equação	342 kg	4 × 46 = 184 kg
Problema	1 000 kg	x

x (teórico) = 1 000 × 184 ÷ 342 = 538 kg

Etanol da cana: quanto sai de 1 t de açúcar? (cont.)

$$\text{real} = 0{,}90 \times 538 = 484\ \text{kg} \quad \rightarrow \quad V = 484 \div 0{,}79 = 613\ \text{L}$$

→ ≈ 484 kg, ou cerca de 610 L de etanol

! O Brasil faz etanol de cana desde os anos 1970 (Proálcool). O CO_2 da fermentação pode ser capturado e vendido para gaseificar bebidas.

Do gás natural ao fertilizante: a ureia

A ureia é produzida a partir de amônia e CO_2: $2\ NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$. Que massa de ureia se obtém com 34 t de amônia, se o rendimento é de 85%? (H = 1; C = 12; N = 14; O = 16)

Indústria · rendimento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Do gás natural ao fertilizante: a ureia

Dados m(NH_3) = 34 t · M: NH_3 17 · ureia 60 g/mol · rendimento = 85%

massa real = rendimento × massa teórica

	NH_3	$CO(NH_2)_2$
Equação	2 × 17 = 34 t	60 t
Problema	34 t	x

Do gás natural ao fertilizante: a ureia (cont.)

$$x\ (\text{teórico}) = 60\ \text{t} \quad \rightarrow \quad \text{real} = 0{,}85 \times 60$$

→ 51 t de ureia

! O rendimento entra no fim, sobre o produto. Se a pergunta fosse “quanto NH_3 é preciso?”, você dividiria pelo rendimento.

Várias etapas: as perdas se multiplicam

Etapas	95% cada	90% cada	80% cada
1	95%	90%	80%
2	90%	81%	64%
4	81%	66%	41%
6	74%	53%	26%
8	66%	43%	17%
10	60%	35%	11%

$$\mathbf{R(global) = R_1 \times R_2 \times R_3 \times \ldots}$$

Um fármaco com 10 etapas de 90% rende só 35%. Por isso a indústria busca rotas mais curtas.

Síntese em etapas: as perdas se multiplicam

Um fármaco é produzido em quatro etapas sucessivas, com rendimentos de 80%, 90%, 75% e 95%. Qual é o rendimento global? Partindo de 100 mol do primeiro reagente (proporção 1 : 1 em todas as etapas), quantos mols do fármaco se obtêm?

Saúde · rendimento global

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Síntese em etapas: as perdas se multiplicam

Dados $R_1 = 0{,}80$ · $R_2 = 0{,}90$ · $R_3 = 0{,}75$ · $R_4 = 0{,}95$

$$\mathbf{R(global) = R_1 \times R_2 \times R_3 \times R_4}$$

$$R = 0{,}80 \times 0{,}90 \times 0{,}75 \times 0{,}95 = 0{,}513$$

$$100\ \text{mol} \times 0{,}513 = 51{,}3\ \text{mol}$$

→ Rendimento global ≈ 51%: metade se perde no caminho

! Mesmo com etapas “boas”, as perdas se multiplicam. Por isso a indústria farmacêutica busca rotas com menos etapas.

Economia atômica

EA = massa do produto desejado ÷ massa total dos reagentes × 100%

Ibuprofeno · rota antiga

6 etapas · EA ≈ 40%

A rota dos anos 1960 gerava mais resíduo do que remédio.

Ibuprofeno · rota atual

3 etapas · EA ≈ 77%

A rota catalítica dos anos 1990 aproveita quase tudo; recuperando o ácido acético, chega perto de 100%.

! Rendimento mede a perda na prática; economia atômica mede a perda já no papel, em subprodutos (Trost, 1991).

Economia atômica: química verde

A economia atômica (EA) mede a fração da massa dos reagentes que acaba no produto desejado. Calcule a EA da síntese da aspirina ($C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + C_2H_4O_2$) e da fermentação ($C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$), em que o produto desejado é o etanol.

Saúde · economia atômica

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Economia atômica: química verde

Dados aspirina: reagentes 138 + 102 = 240 g · AAS 180 g · fermentação: glicose 180 g · etanol 2 × 46 = 92 g

EA = massa do produto desejado ÷ massa total dos reagentes × 100% (com os coeficientes)

aspirina: $180 \div 240 \times 100\% = 75\%$

Economia atômica: química verde (cont.)

fermentação: $92 \div 180 \times 100\% = 51\%$

→ EA da aspirina = 75% · EA da fermentação = 51%

! O rendimento mede a perda na prática; a economia atômica, a perda já no papel, em subprodutos. Na síntese do ibuprofeno, a rota antiga (6 etapas) tinha EA de cerca de 40%; a atual (3 etapas), de cerca de 77%.

Várias etapas, uma proporção

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

$$SO_2 + \tfrac{1}{2}\, O_2 \rightarrow SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$\mathbf{S + 3/2\ O_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4}$$

1. Some as etapas acertando os coeficientes: os intermediários se cancelam.
2. Atalho: siga um átomo. Cada S vira um H_2SO_4.
3. Rendimento global = produto dos rendimentos.

! Outros exemplos: cada N da amônia termina num HNO_3 (Ostwald); no alto-forno, 1 Fe_2O_3 dá 2 Fe.

Ácido sulfúrico: três etapas, uma proporção

O ácido sulfúrico é produzido em etapas: $S + O_2 \rightarrow SO_2$; $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$; $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$. Que massa de H_2SO_4 se obtém a partir de 1,0 t de enxofre, com rendimento global de 95%? (H = 1; O = 16; S = 32)

Indústria · reações sucessivas

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Ácido sulfúrico: três etapas, uma proporção

Dados m(S) = 1,0 t · M: S 32 · H_2SO_4 98 g/mol · rendimento global = 95%

some as etapas, acertando os coeficientes até os intermediários (SO_2, SO_3) se cancelarem

etapa 2 dividida por 2: $SO_2 + ½\ O_2 \rightarrow SO_3$ → soma: $S + 3/2\ O_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

	S	H_2SO_4
Equação	32 t	98 t
Problema	1,0 t	x

Ácido sulfúrico: três etapas, uma proporção (cont.)

$$x\ (\text{teórico}) = 98 \div 32 = 3{,}06\ \text{t} \quad \rightarrow \quad \text{real} = 0{,}95 \times 3{,}06 = 2{,}91\ \text{t}$$

→ ≈ 2,9 t de H_2SO_4

! Atalho: siga o átomo de enxofre. Cada S termina num H_2SO_4. É o produto químico mais fabricado do mundo, base dos fertilizantes fosfatados.

O problema completo, na ordem certa

1. Equação balanceada
2. **Pureza: quanto do reagente reage**
3. Limitante, se houver dois dados
4. Proporção: produto teórico
5. **Rendimento: produto real**

Tudo junto: a siderúrgica

Uma siderúrgica processa 10 t de minério de hematita com 80% de Fe_2O_3. A redução, $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$, tem rendimento de 90%. Calcule a massa de ferro produzida e a de CO_2 emitida nessa etapa. (C = 12; O = 16; Fe = 56)

Indústria · pureza + rendimento

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Tudo junto: a siderúrgica

Dados minério = 10 t · pureza = 80% · rendimento = 90% · M: Fe_2O_3 160 · Fe 56 · CO_2 44

1º pureza (o que reage) → 2º proporção da equação (teórico) → 3º rendimento (real)

Fe_2O_3 puro = 0,80 × 10 t = 8,0 t

	Fe_2O_3	Fe	CO_2
Equação	160 t	2 × 56 = 112 t	3 × 44 = 132 t
Problema	8,0 t	x	y

Fe: 8,0 × 112 ÷ 160 = 5,6 t (teórico) → 0,90 × 5,6 = 5,04 t

Tudo junto: a siderúrgica (cont.)

CO_2: $8{,}0 \times 132 \div 160 = 6{,}6$ t (teórico) $\rightarrow$ $0{,}90 \times 6{,}6 = 5{,}94$ t

→ ≈ 5,0 t de ferro e 5,9 t de CO_2

! A ordem importa: pureza no reagente (começo), rendimento no produto (fim). Para cada tonelada de ferro, esta etapa emite mais de uma tonelada de CO_2.

Frases que parecem certas

“Os coeficientes da equação dão a proporção em massa.”

Falso. Dão a proporção em mol (e em volume, para gases nas mesmas T e P). Para passar a massa, multiplique cada coeficiente pela massa molar.

“Para balancear, posso trocar H_2O por H_2O_2.”

Falso. Mudar o índice muda a substância: H_2O_2 é água oxigenada. Só os coeficientes podem ser ajustados.

“O reagente de menor massa é o limitante.”

Falso. Na termita, 160 g de Fe_2O_3 e 81 g de Al: o Al tem menos massa e sobra. Compare n ÷ coeficiente.

“1 mol de qualquer substância ocupa 22,4 L.”

Falso. Só gases, e só a 0 °C e 1 atm. 1 mol de água líquida ocupa 18 mL; a 25 °C, 1 mol de gás ocupa 24,5 L.

Frases que parecem certas (cont.)

“Se a massa se conserva, o número de mols também se conserva.”

Falso. Conservam-se a massa e os átomos de cada elemento. Os mols podem mudar: em $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$, 4 mol viram 2 mol.

“Pôr mais de qualquer reagente aumenta o produto.”

Só se ele for o limitante. Aumentar o reagente em excesso só aumenta a sobra.

“Pureza e rendimento são a mesma coisa.”

Não. Pureza é quanto da amostra é a substância que reage (entra no começo). Rendimento é quanto do produto previsto se obtém (entra no fim).

“Rendimento acima de 100% mostra uma reação muito eficiente.”

Mostra erro: o produto ainda tem água, solvente ou impurezas, ou houve falha na pesagem. Massa não se cria.

PARTE 7

Estudos de caso

Saúde, indústria e ambiente

Processos industriais que você já usa

Processo	Reação principal	Vira
Siderurgia (alto-forno)	$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$	aço para construção, carros, máquinas
Cal e cimento	$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$	construção, tratamento de água, solo
Haber-Bosch	$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$	fertilizantes nitrogenados
Ureia	$2\ NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$	fertilizante, ração, Arla 32
Ácido sulfúrico	$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$	fertilizantes fosfatados, baterias
Alumínio	$2\ Al_2O_3 + 3\ C \rightarrow 4\ Al + 3\ CO_2$	latas, aviões, esquadrias
Soda-cloro	$2\ NaCl + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2 + Cl_2$	sabão, papel, PVC, água tratada

Leite de magnésia: quantos mL tomar?

O leite de magnésia é uma suspensão com 80 mg de $Mg(OH)_2$ por mL. Que volume neutraliza 0,050 mol de HCl? $Mg(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\ H_2O$. ($M(Mg(OH)_2) = 58$ g/mol)

Saúde · massa × mol

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Leite de magnésia: quantos mL tomar?

Dados n(HCl) = 0,050 mol · concentração = 80 mg/mL · $M(Mg(OH)_2)$ = 58 g/mol

$n(Mg(OH)_2) = n(HCl) \div 2$ · $m = n \times M$ · $V = m \div$ concentração

$n(Mg(OH)_2) = 0{,}050 \div 2 = 0{,}025$ mol → $m = 0{,}025 \times 58 = 1{,}45$ g = 1 450 mg

$V = 1\,450$ mg $\div$ 80 mg/mL

→ V ≈ 18 mL: pouco mais de uma colher de sopa

! O $Mg(OH)_2$ é pouco solúvel e age devagar, consumindo o ácido aos poucos. Antiácido não deve ser usado por muito tempo sem orientação médica.

Paracetamol em escala industrial

O paracetamol é obtido de p-aminofenol e anidrido acético: $C_6H_7NO + C_4H_6O_3 \rightarrow C_8H_9NO_2 + C_2H_4O_2$. Que massa de p-aminofenol é preciso para fabricar 1 milhão de comprimidos de 500 mg, se o rendimento é de 85%? (massas molares: p-aminofenol 109; paracetamol 151 g/mol)

Saúde · rendimento (sentido inverso)

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Paracetamol em escala industrial

Dados paracetamol = $10^6 \times 0{,}500$ g = 500 kg · rendimento = 85% · proporção 1 : 1

massa teórica do reagente ÷ rendimento = massa a comprar

$n(\text{paracetamol}) = 500\,000 \div 151 = 3\,311$ mol → $n(\text{p-aminofenol}) = 3\,311$ mol

teórico = $3\,311 \times 109 = 361$ kg → com as perdas: $361 \div 0{,}85$

→ ≈ 425 kg de p-aminofenol

! No sentido inverso (do produto para o reagente), o rendimento divide. Se multiplicasse, faltaria matéria-prima.

Alumínio: da bauxita à latinha

O alumínio é obtido por eletrólise da alumina, extraída da bauxita: $2\ Al_2O_3 \rightarrow 4\ Al + 3\ O_2$. Quantas toneladas de bauxita com 50% de Al_2O_3 são necessárias para produzir 1,0 t de alumínio? (O = 16; Al = 27)

Indústria · pureza (sentido inverso)

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Alumínio: da bauxita à latinha

Dados m(Al) = 1,0 t · pureza da bauxita = 50% · M: Al_2O_3 102 · Al 27 g/mol

Al_2O_3 necessário pela equação → ÷ pureza = minério

	Al_2O_3	Al
Equação	$2 \times 102 = 204$ t	$4 \times 27 = 108$ t
Problema	x	1,0 t

$x = 204 \div 108 = 1{,}89$ t de Al_2O_3

Alumínio: da bauxita à latinha (cont.)

$$\text{bauxita} = 1{,}89 \div 0{,}50 = 3{,}78\ \text{t}$$

→ ≈ 3,8 t de bauxita por tonelada de alumínio

! Reciclar uma latinha economiza cerca de 95% da energia da produção a partir da bauxita. O Brasil recicla quase todas as latas de alumínio que consome.

Quanto CO_2 sai de um litro de gasolina?

Considere a gasolina como octano puro (C_8H_{18}, densidade 0,70 kg/L): 2 C_8H_{18} + 25 O_2 → 16 CO_2 + 18 H_2O. Que massa de CO_2 é emitida na queima de 1,0 L? Um carro que faz 12 km/L emite quantos gramas de CO_2 por km? (H = 1; C = 12; O = 16)

Ambiente · massa × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Quanto CO_2 sai de um litro de gasolina?

Dados V = 1,0 L → m = 700 g · M: C_8H_{18} 114 · CO_2 44 g/mol · consumo = 12 km/L

$n = m \div M$ · proporção 1 C_8H_{18} : 8 CO_2 · $m = n \times M$

$n(\text{octano}) = 700 \div 114 = 6{,}14 \text{ mol} \rightarrow n(CO_2) = 8 \times 6{,}14 = 49{,}1 \text{ mol}$

$m(CO_2) = 49{,}1 \times 44 = 2\,160 \text{ g} \rightarrow \text{por km: } 2\,160 \div 12 = 180 \text{ g}$

→ ≈ 2,2 kg de CO_2 por litro e 180 g por km

! O CO_2 pesa três vezes mais que a gasolina queimada: cada carbono do combustível ganha dois oxigênios do ar.

Etanol × gasolina: quem emite mais?

Na queima do etanol, $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$. Calcule a massa de CO_2 emitida por litro de etanol (densidade 0,79 kg/L) e por km, num carro que faz 8,5 km/L com etanol. Compare com a gasolina do exemplo anterior (180 g/km). (H = 1; C = 12; O = 16)

Ambiente · massa × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Etanol × gasolina: quem emite mais?

Dados m = 790 g · M: etanol 46 · CO_2 44 g/mol · consumo = 8,5 km/L

$n = m \div M$ · proporção 1 C_2H_5OH : 2 CO_2

$n(\text{etanol}) = 790 \div 46 = 17{,}2 \text{ mol} \rightarrow n(CO_2) = 34{,}3 \text{ mol} \rightarrow m = 34{,}3 \times 44 = 1\,510 \text{ g}$

Etanol × gasolina: quem emite mais? (cont.)

por km: 1 510 ÷ 8,5 = 178 g

→ ≈ 1,5 kg de CO_2 por litro e 178 g por km: quase o mesmo que a gasolina

! No escapamento, os dois emitem parecido. A diferença está na origem: o carbono do etanol foi retirado do ar pela cana meses antes; o da gasolina estava guardado no subsolo havia milhões de anos.

Chuva ácida: o enxofre do carvão

Uma termelétrica queima 1 000 t de carvão com 2,0% de enxofre ($S + O_2 \rightarrow SO_2$). Para não lançar o SO_2 no ar, ele é retido com calcário: $2\ CaCO_3 + 2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ CaSO_4 + 2\ CO_2$. Que massa de SO_2 se forma e quanto $CaCO_3$ é necessário? (C = 12; O = 16; S = 32; Ca = 40)

Ambiente · pureza + massa × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Chuva ácida: o enxofre do carvão

Dados S = 0,020 × 1 000 t = 20 t · M: S 32 · SO_2 64 · $CaCO_3$ 100 · $CaSO_4$ 136

siga o enxofre: 1 S → 1 SO_2 → 1 $CaSO_4$ · 1 SO_2 : 1 $CaCO_3$

$SO_2 = 20\ t \times 64 \div 32 = 40\ t$

$CaCO_3 = 40\ t \times 100 \div 64 = 62{,}5\ t$ · gesso: $40 \times 136 \div 64 = 85\ t$

→ 40 t de SO_2, retidas por 62,5 t de calcário (formando 85 t de gesso)

! O gesso da dessulfurização pode virar placa de drywall. Sem esse tratamento, o SO_2 vira H_2SO_4 nas nuvens: a chuva ácida.

Floresta: quanto CO_2 vira madeira?

Na fotossíntese, 6 CO_2 + 6 H_2O → $C_6H_{12}O_6$ + 6 O_2, as plantas produzem a glicose que forma a celulose da madeira. Quanto CO_2 é retirado do ar e quanto O_2 é liberado para produzir 1,0 t de glicose? (H = 1; C = 12; O = 16)

Ambiente · massa × massa

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Floresta: quanto CO_2 vira madeira?

Dados m(glicose) = 1,0 t · M: CO_2 44 · $C_6H_{12}O_6$ 180 · O_2 32 g/mol

coeficiente × massa molar → proporção em massa

	CO_2	$C_6H_{12}O_6$	O_2
Equação	6 × 44 = 264 t	180 t	6 × 32 = 192 t
Problema	x	1,0 t	y

Floresta: quanto CO_2 vira madeira? (cont.)

$x = 264 \div 180 = 1{,}47$ t · $y = 192 \div 180 = 1{,}07$ t

→ Retira ≈ 1,5 t de CO_2 e libera ≈ 1,1 t de O_2

! Um carro que roda 15 000 km por ano a 180 g/km emite 2,7 t de CO_2: o carbono de quase 2 t de glicose. Plantar ajuda; emitir menos ajuda mais.

Neutralizando um efluente ácido

Um efluente industrial contém 4,9 t de H_2SO_4 e precisa ser neutralizado antes do descarte: $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$. Que massa de cal hidratada com 90% de pureza é necessária? (H = 1; O = 16; S = 32; Ca = 40)

Ambiente · pureza (sentido inverso)

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Neutralizando um efluente ácido

Dados $m(H_2SO_4) = 4{,}9$ t · M: H_2SO_4 98 · $Ca(OH)_2$ 74 g/mol · pureza = 90%

proporção 1 : 1 → massa pura ÷ pureza = massa do produto comercial

$$Ca(OH)_2 \text{ puro} = 4{,}9 \times 74 \div 98 = 3{,}7 \text{ t}$$

$$\text{cal comercial} = 3{,}7 \div 0{,}90 = 4{,}1 \text{ t}$$

→ ≈ 4,1 t de cal hidratada

! Quando a pureza está no reagente a comprar, ela divide: é preciso mais produto comercial do que substância pura.

Por que o bolo cresce?

O fermento químico tem bicarbonato de sódio, que no forno se decompõe: 2 $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$. Que volume de CO_2 8,4 g de bicarbonato liberam a 180 °C e 1,0 atm? (H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

Cotidiano · massa × volume (PV = nRT)

1. **Dados** → 2. **Fórmula** → 3. **Substituição** → 4. **Resultado**

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

Por que o bolo cresce?

Dados m = 8,4 g · $M(NaHCO_3)$ = 84 g/mol · T = 180 + 273 = 453 K · P = 1,0 atm

$n = m \div M$ · $2\ NaHCO_3 : 1\ CO_2$ · $V = n \cdot R \cdot T \div P$

$$n(NaHCO_3) = 8{,}4 \div 84 = 0{,}10\ \text{mol} \rightarrow n(CO_2) = 0{,}050\ \text{mol}$$

$$V = 0{,}050 \times 0{,}082 \times 453 \div 1{,}0$$

→ V ≈ 1,9 L de gás dentro da massa

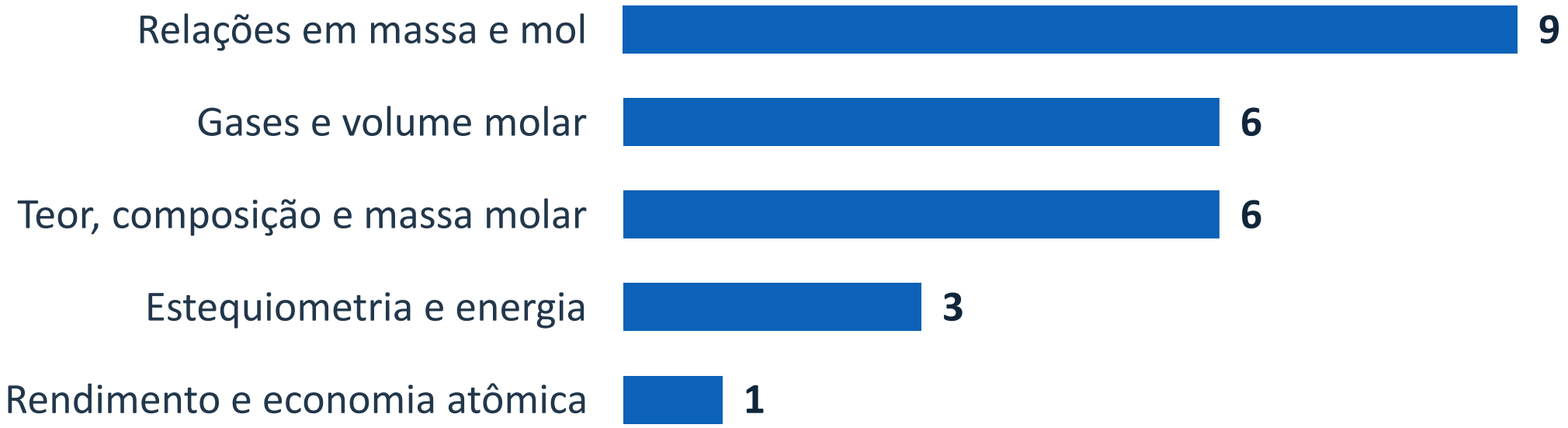
! O vapor de água também ajuda a inflar. O fermento comercial traz ainda um ácido (como o pirofosfato), que libera CO_2 já na mistura.

PARTE 8

Estequiometria 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 (13 FUVEST, 12 Unicamp), quase todas com contexto: CO_2, combustíveis, alimentos e saúde. Acerto oficial: de 27% a 45%.

PARTE 8 · VESTIBULAR

As 25 questões

Prova	Assunto
FUVEST 2026 · 1ª fase · Q28	Pegada de carbono das imagens geradas por IA: energia → carvão → CO_2
FUVEST 2026 · 1ª fase · Q63	Massa de $NaClO_3$ para 15 minutos de O_2 (volume molar)
FUVEST 2026 · 2ª fase · Q01	Cal (CaO): reação com água e CO_2 emitido na produção
FUVEST 2026 · 2ª fase · Q04	Calorias na corrida: O_2 consumido e energia por mol de O_2
Unicamp 2026 · 1ª fase · Q68	Querosene × hidrogênio líquido: energia por massa e por volume
Unicamp 2026 · 1ª fase · Q69	Captura de CO_2 por um sólido: razão em mol e ganho de massa
Unicamp 2026 · 2ª fase · Q14	Explosivo RDX: volume de gases liberados
Unicamp 2026 · 2ª fase · Q16	Carro flex: razão ar/combustível e teor de etanol na gasolina
FUVEST 2025 · 1ª fase · Q64	Foguete a metano e O_2 líquidos: proporção e razão entre as densidades

As 25 questões (cont.)

Prova	Assunto
FUVEST 2025 · 1ª fase · Q73	Foguete de garrafa PET: CO_2 de vinagre + bicarbonato
FUVEST 2025 · 2ª fase · Q04	Mergulho: massa de O_2 no cilindro e pressões parciais
Unicamp 2025 · 1ª fase · Q60	Chocolate: porcentagem em energia × porcentagem em massa
Unicamp 2025 · 1ª fase · Q63	Cloridrato de venlafaxina: proporção de HCl e massa molar
FUVEST 2024 · 1ª fase · Q30	Zn + HCl: massa de zinco a partir do volume de H_2 recolhido
FUVEST 2024 · 2ª fase · Q01	Ácido fosfórico em refrigerantes: teor de fósforo e limite
Unicamp 2024 · 1ª fase · Q20	Refrigerante: açúcar ingerido por dia × recomendação da OMS
Unicamp 2024 · 1ª fase · Q24	Sólido que captura CO_2: % de cobre e massa de gás retida
FUVEST 2023 · 1ª fase · Q25	Diesel S10 × S500: diferença de SO_2 emitido por kg

As 25 questões (cont.)

Prova	Assunto
FUVEST 2023 · 2ª fase · Q02	Gelo-seco no cilindro: massa de CO_2 e pressão
FUVEST 2023 · 2ª fase · Q04	Amônia e ureia a partir do gás natural
Unicamp 2023 · 1ª fase · Q14	Economia atômica: biodiesel × etanol
Unicamp 2022 · 1ª fase · Q37	Pegada de carbono: CO_2 da combustão do octano
FUVEST 2021 · 1ª fase · Q84	Mel: teor de HMF em mg/kg e a legislação
Unicamp 2021 · 1ª fase · Q29	Dessalinização: mg/g × mmol/g para quatro sais
Unicamp 2021 · 1ª fase · Q36	Etanol × gasolina: CO_2 emitido na combustão

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.
3. Cada questão vem seguida da resolução, no roteiro dados → fórmula → substituição → resultado.
4. A versão interativa, com cronômetro, está em aquitemquimica.com.br/estequiometria.

Composição centesimal

Um agricultor precisa aplicar 90 kg de nitrogênio por hectare de milho. Ele usará ureia, $CO(NH_2)_2$, fertilizante sólido muito comum no Brasil. Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

A massa de ureia a aplicar por hectare é mais próxima de

(A) 42 kg.

(B) 90 kg.

(C) 193 kg.

(D) 257 kg.

(E) 386 kg.

Resposta: alternativa C

Dados N necessário = 90 kg · M(ureia) = 60 g/mol, com 2 N = 28 g

massa de ureia = massa de N × 60 ÷ 28

$$90 \times 60 \div 28 = 193 \text{ kg}$$

→ ≈ 193 kg de ureia por hectare

! 42 kg é quem multiplica pela fração de N em vez de dividir; 386 kg, quem conta só um N; 257 kg seria o nitrato de amônio (80 g/mol).

Massa × mol

Um antiácido contém, por comprimido, 0,39 g de hidróxido de alumínio, que reage com o ácido clorídrico do estômago: $Al(OH)_3 + 3\ HCl \rightarrow AlCl_3 + 3\ H_2O$. Massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Al = 27.

A quantidade de HCl, em mol, neutralizada por um comprimido é

(A) 0,0017.

(B) 0,0050.

(C) 0,010.

(D) 0,012.

(E) 0,015.

Resposta: alternativa E

Dados $m(Al(OH)_3) = 0{,}39\ g$ · $M(Al(OH)_3) = 27 + 3 \times 17 = 78\ g/mol$

$n = m \div M$ · 1 $Al(OH)_3$: 3 HCl

$$n(Al(OH)_3) = 0{,}39 \div 78 = 0{,}0050\ mol \rightarrow n(HCl) = 3 \times 0{,}0050$$

→ 0,015 mol de HCl

! 0,0050 mol é o próprio hidróxido: faltou a proporção 1 : 3. 0,0017 divide por 3 em vez de multiplicar.

Massa × volume

Gelo-seco é CO_2 sólido. Em festas, 88 g de gelo-seco foram colocados num balde e sublimaram completamente numa sala a 25 °C e 1 atm, onde o volume molar dos gases é 24,5 L/mol. Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16.

O volume de CO_2 gasoso liberado foi de aproximadamente

(A) 22,4 L.

(B) 24,5 L.

(C) 44,8 L.

(D) 49 L.

(E) 88 L.

Resposta: alternativa D

Dados m = 88 g · $M(CO_2)$ = 44 g/mol · Vm = 24,5 L/mol (25 °C)

$$\mathbf{n = m \div M \quad \cdot \quad V = n \times Vm}$$

$$n = 88 \div 44 = 2{,}0 \text{ mol} \rightarrow V = 2{,}0 \times 24{,}5$$

→ 49 L de CO_2

! 44,8 L seria a 0 °C (22,4 L/mol); 24,5 L é o volume de 1 mol só. A sala está a 25 °C: use 24,5 L/mol para os 2 mol. O CO_2 é mais denso que o ar e se acumula perto do chão: cuidado em locais fechados.

Pureza

Uma mineradora vende um minério de ferro com 64% em massa de hematita (Fe_2O_3); o restante é ganga (areia e argila). No alto-forno, todo o Fe_2O_3 é reduzido: $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$. Massas molares (g/mol): O = 16; Fe = 56.

A massa máxima de ferro obtida a partir de 1,0 t desse minério é

(A) 224 kg.

(B) 448 kg.

(C) 640 kg.

(D) 700 kg.

(E) 896 kg.

Resposta: alternativa B

Dados minério = 1 000 kg · pureza = 64% · M: Fe_2O_3 160 · Fe 56

pureza primeiro → proporção 160 g Fe_2O_3 : 112 g Fe

$Fe_2O_3 = 0{,}64 \times 1\,000 = 640\ kg \rightarrow Fe = 640 \times 112 \div 160$

→ 448 kg de ferro

! 700 kg é o resultado sem a pureza; 640 kg confunde Fe_2O_3 com Fe.

Reagente limitante

Num experimento de célula a combustível, 10 g de H_2 e 64 g de O_2 reagiram até um deles acabar: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Massas molares (g/mol): H = 1; O = 16.

Ao final, formaram-se

(A) 74 g de água, sem sobra de reagente.

(B) 72 g de água, com sobra de 2 g de O_2.

(C) 90 g de água, com sobra de 16 g de O_2.

(D) 36 g de água, com sobra de 32 g de O_2.

(E) 72 g de água, com sobra de 2 g de H_2.

Resposta: alternativa E

Dados $n(H_2) = 10 \div 2 = 5{,}0$ mol · $n(O_2) = 64 \div 32 = 2{,}0$ mol

n ÷ coeficiente: H_2 5,0 ÷ 2 = 2,5 · O_2 2,0 ÷ 1 = 2,0 → O_2 é o limitante

2,0 mol de O_2 consomem 4,0 mol de H_2 e formam 4,0 mol de água = 72 g

sobra de H_2: 5,0 − 4,0 = 1,0 mol = 2 g

→ 72 g de água e sobram 2 g de H_2

! Conservação da massa: 10 + 64 = 74 g = 72 g de água + 2 g de H_2. A alternativa A esquece que um reagente sobra.

Rendimento

Uma indústria farmacêutica fez reagir 138 kg de ácido salicílico com excesso de anidrido acético e obteve 153 kg de ácido acetilsalicílico (AAS): $C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + C_2H_4O_2$. Massas molares (g/mol): ácido salicílico 138; AAS 180.

O rendimento do processo foi de

(A) 85%.

(B) 90%.

(C) 100%.

(D) 111%.

(E) 130%.

Resposta: alternativa A

Dados ácido salicílico = 138 kg = 1,0 kmol · AAS obtido = 153 kg

rendimento = massa obtida ÷ massa teórica × 100%

teórico: 1,0 kmol × 180 = 180 kg → 153 ÷ 180 × 100%

→ rendimento de 85%

! 111% compara o produto com o reagente (153 ÷ 138) e 130% é a razão 180 ÷ 138: rendimento compara o produto obtido com o produto teórico.

Massa × massa

Um saco de carvão vegetal de 2,0 kg é queimado num churrasco. Considere o carvão como carbono puro e a combustão completa: $C + O_2 \rightarrow CO_2$. Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16.

A massa de CO_2 lançada na atmosfera é de aproximadamente

(A) 0,55 kg.

(B) 2,0 kg.

(C) 2,7 kg.

(D) 5,3 kg.

(E) 7,3 kg.

Resposta: alternativa E

Dados m(C) = 2,0 kg · M: C 12 · CO_2 44

12 g de C → 44 g de CO_2

$$m(CO_2) = 2{,}0 \times 44 \div 12$$

→ ≈ 7,3 kg de CO_2

! O CO_2 pesa mais que o carvão porque cada C ganha dois O do ar. 5,3 kg usa só a massa do O_2 (32); 0,55 kg inverte a proporção (12 ÷ 44).

Fórmula mínima e molecular

Um hidrocarboneto gasoso tem 85,7% de carbono e 14,3% de hidrogênio, em massa. Sua massa molar é 56 g/mol. Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12.

A fórmula molecular desse hidrocarboneto é

(A) CH_2.

(B) C_2H_4.

(C) C_3H_6.

(D) C_4H_8.

(E) C_4H_{10}.

Resposta: alternativa D

Dados em 100 g: 85,7 g de C e 14,3 g de H · M = 56 g/mol

mol de cada elemento → divide pelo menor → fórmula mínima
→ M ÷ M(mínima)

C: 85,7 ÷ 12 = 7,14 · H: 14,3 ÷ 1 = 14,3 → 1 : 2 → CH_2 (14 g/mol)

56 ÷ 14 = 4 → C_4H_8

→ C_4H_8

! CH_2 é só a fórmula mínima. C_4H_{10} tem massa molar 58 g/mol.

Reações sucessivas

O ácido nítrico é produzido a partir da amônia em três etapas: $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$; $2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$; $3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + NO$. O NO formado na última etapa volta ao processo, de modo que cada átomo de N da amônia termina num HNO_3. Massas molares (g/mol): H = 1; N = 14; O = 16.

Com rendimento global de 90%, a massa de HNO_3 obtida a partir de 1,7 t de NH_3 é

(A) 1,7 t.

(B) 5,1 t.

(C) 5,7 t.

(D) 6,3 t.

(E) 7,0 t.

Resposta: alternativa C

Dados m(NH_3) = 1,7 t · M: NH_3 17 · HNO_3 63 · rendimento = 90%

siga o nitrogênio: 1 NH_3 → 1 HNO_3

17 t de NH_3 → 63 t de HNO_3 → 1,7 t → 6,3 t (teórico)

real = 0,90 × 6,3 = 5,67 t

→ ≈ 5,7 t de HNO_3

! 6,3 t esquece o rendimento; 7,0 t divide pelo rendimento em vez de multiplicar.

Pureza a partir do produto

Para controlar a qualidade de um calcário, uma fábrica de cal calcinou 250 kg de amostra e obteve 112 kg de cal virgem: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. As impurezas não reagem nem formam CaO. Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Ca = 40.

O teor de $CaCO_3$ no calcário é de

(A) 44,8%.

(B) 80%.

(C) 89%.

(D) 95%.

(E) 100%.

Resposta: alternativa B

Dados amostra = 250 kg · CaO obtido = 112 kg · M: $CaCO_3$ 100 · CaO 56

pureza = massa de $CaCO_3$ ÷ massa da amostra × 100%

$CaCO_3 = 112 \times 100 \div 56 = 200\ kg \rightarrow 200 \div 250 \times 100\%$

→ 80% de $CaCO_3$

! 44,8% compara a cal com a amostra (112 ÷ 250): é preciso voltar até o $CaCO_3$ pela equação.

Proporção em volume

Num aquecedor, o propano queima completamente: $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$. O ar tem 20% de O_2 em volume. Considere todos os gases nas mesmas condições de temperatura e pressão.

O volume de ar necessário para queimar 10 L de propano é de

(A) 10 L.

(B) 50 L.

(C) 150 L.

(D) 250 L.

(E) 1 225 L.

Resposta: alternativa D

Dados V(propano) = 10 L · ar = 20% de O_2 em volume

gases nas mesmas T e P: proporção em mol = proporção em volume

$O_2 = 5 \times 10\ L = 50\ L \rightarrow ar = 50 \div 0{,}20$

→ 250 L de ar

! 50 L é só o O_2. Não é preciso volume molar: os coeficientes já dão a proporção em volume (Gay-Lussac).

Massa × partículas

A dose de paracetamol ($C_8H_9NO_2$, 151 g/mol) recomendada para crianças é de cerca de 15 mg por quilograma de massa corporal. Considere uma criança de 20 kg e a constante de Avogadro $6{,}0 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

O número de moléculas de paracetamol em uma dose é da ordem de

(A) $2{,}0 \times 10^{-3}$.

(B) $6{,}0 \times 10^{20}$.

(C) $1{,}2 \times 10^{21}$.

(D) $1{,}2 \times 10^{24}$.

(E) $1{,}8 \times 10^{26}$.

Resposta: alternativa C

Dados dose = 15 mg/kg × 20 kg = 300 mg = 0,300 g · M = 151 g/mol · $N_a = 6{,}0 \times 10^{23}$

$$\mathbf{n = m \div M \quad \cdot \quad N = n \times N_a}$$

$$n = 0{,}300 \div 151 = 2{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \quad \rightarrow \quad N = 2{,}0 \times 10^{-3} \times 6{,}0 \times 10^{23}$$

→ ≈ $1{,}2 \times 10^{21}$ moléculas

! $2{,}0 \times 10^{-3}$ é a quantidade em mol, não de moléculas; $1{,}2 \times 10^{24}$ usa 300 g em vez de 300 mg.

REVISÃO

Leve isto para a prova

1. $n = m \div M$; $N = n \times 6{,}02 \times 10^{23}$; $V = n \times Vm$ (só gases).
2. Vm: 22,4 L/mol (0 °C, 1 atm); 24,5 L/mol (25 °C). Fora disso, $PV = nRT$.
3. Balanceie mudando só coeficientes; confira átomo por átomo.
4. Coeficientes = proporção em mol (e em volume, para gases).
5. Limitante: menor n ÷ coeficiente. O excesso sobra.
6. Pureza no começo (reagente); rendimento no fim (produto).
7. Sentido inverso: pureza e rendimento dividem.
8. Várias etapas: siga um átomo; R(global) = $R_1 \times R_2 \times \ldots$

PARA ESTUDAR MAIS

aquitemquimica.com.br/estequiometria

12 laboratórios interativos: mapa do mol, massa molar, detetive da fórmula, balança de Lavoisier, balanceamento, calculadora estequiométrica, airbag, fábrica de moléculas, forno de cal, fábrica de aspirina e simulador de processo

Treino sem fim com exercícios gerados na hora, simulado com cronômetro, discursivas com autocorreção e a lista de exercícios em PDF