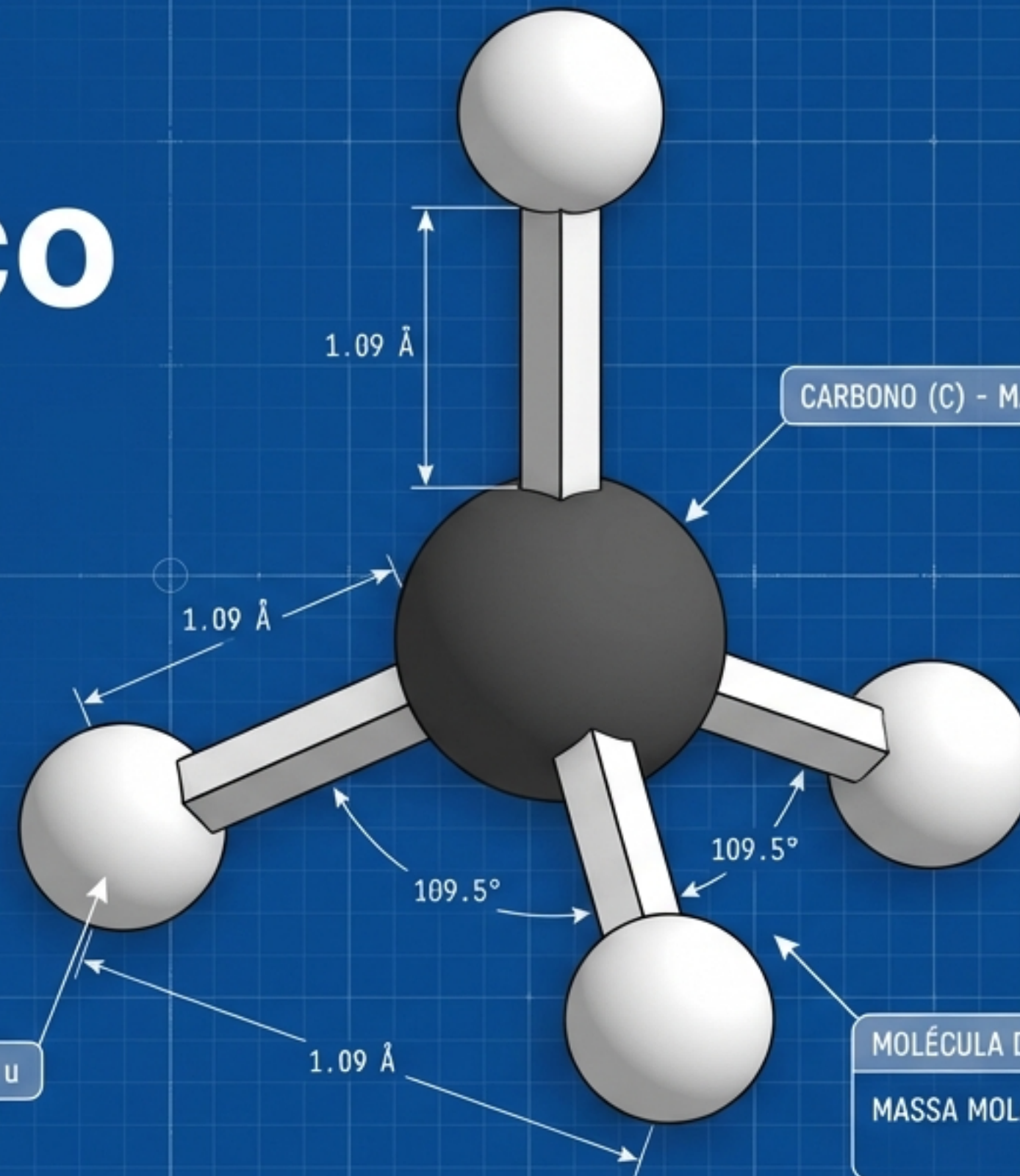


O Projeto Arquitetônico da Matéria

Um guia visual sobre massa, mol e o equilíbrio das equações químicas.

HIDROGÊNIO (H) - MASA ATÔMICA: 1.008 u

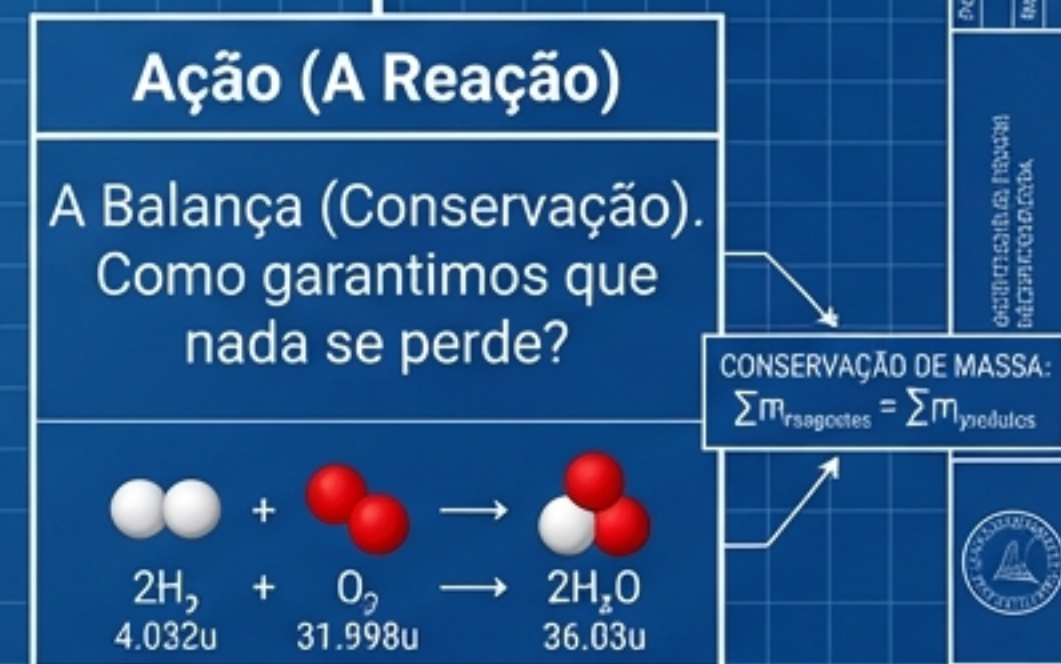
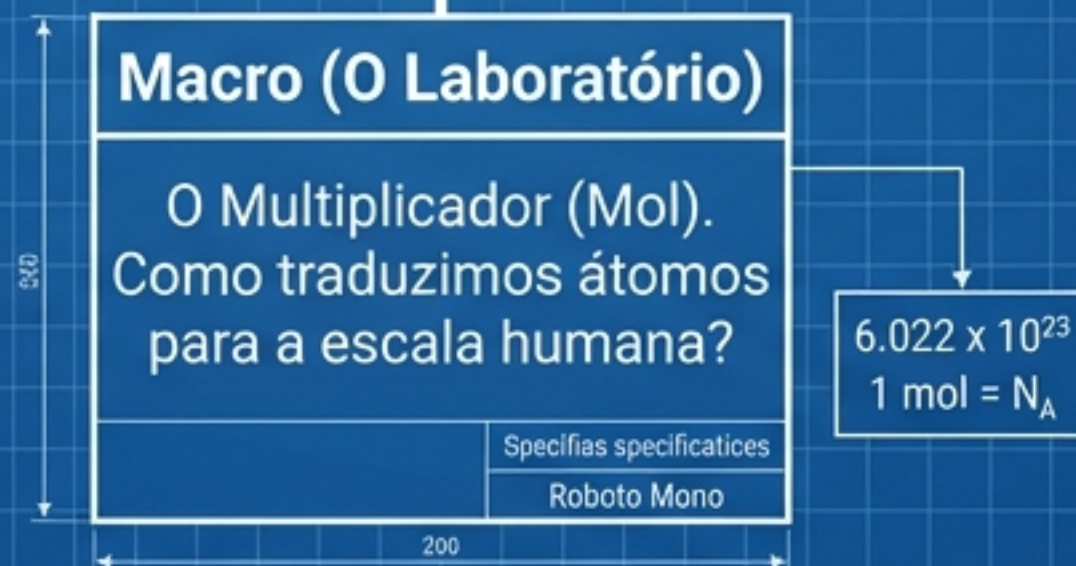
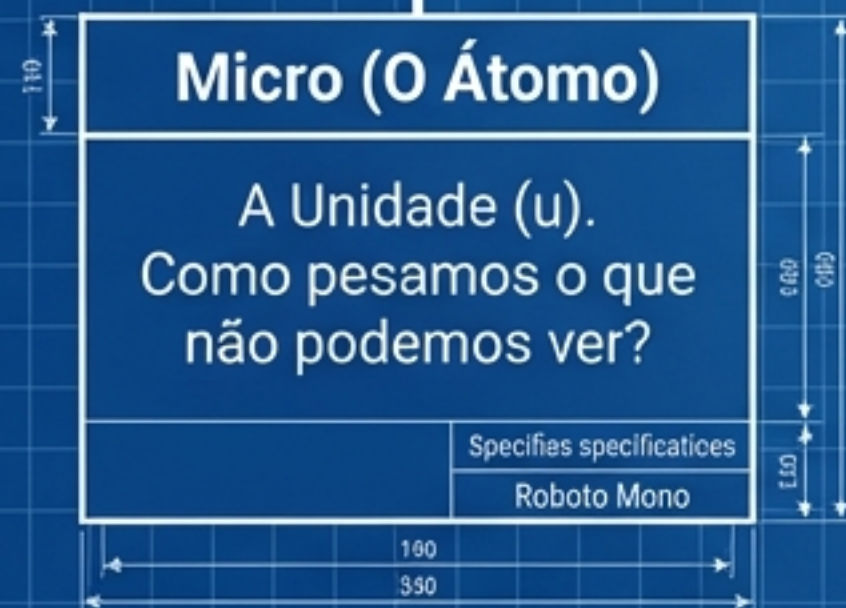
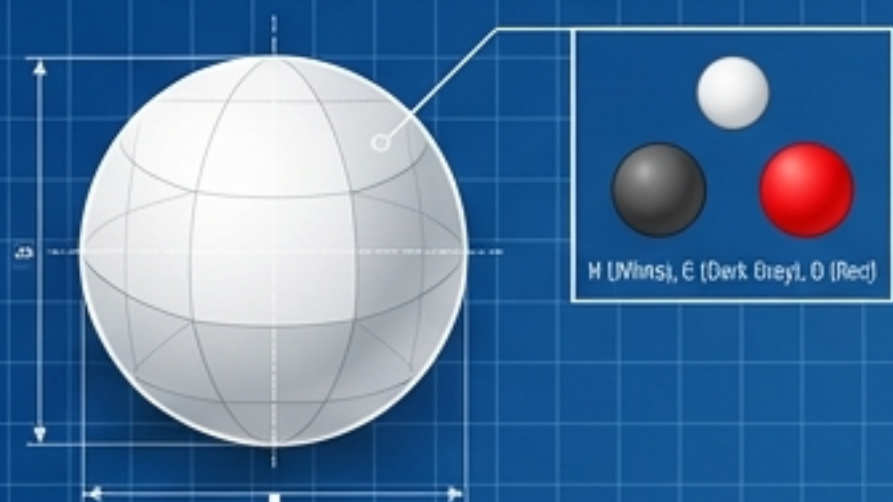


CARBONO (C) - MASA ATÔMICA: 12.011 u

MOLÉCULA DE METANO (CH₄)

MASSA MOLAR = $12.011 + 4 * (1.008)$
= 16.043 g/mol

Do Invisível ao Mensurável



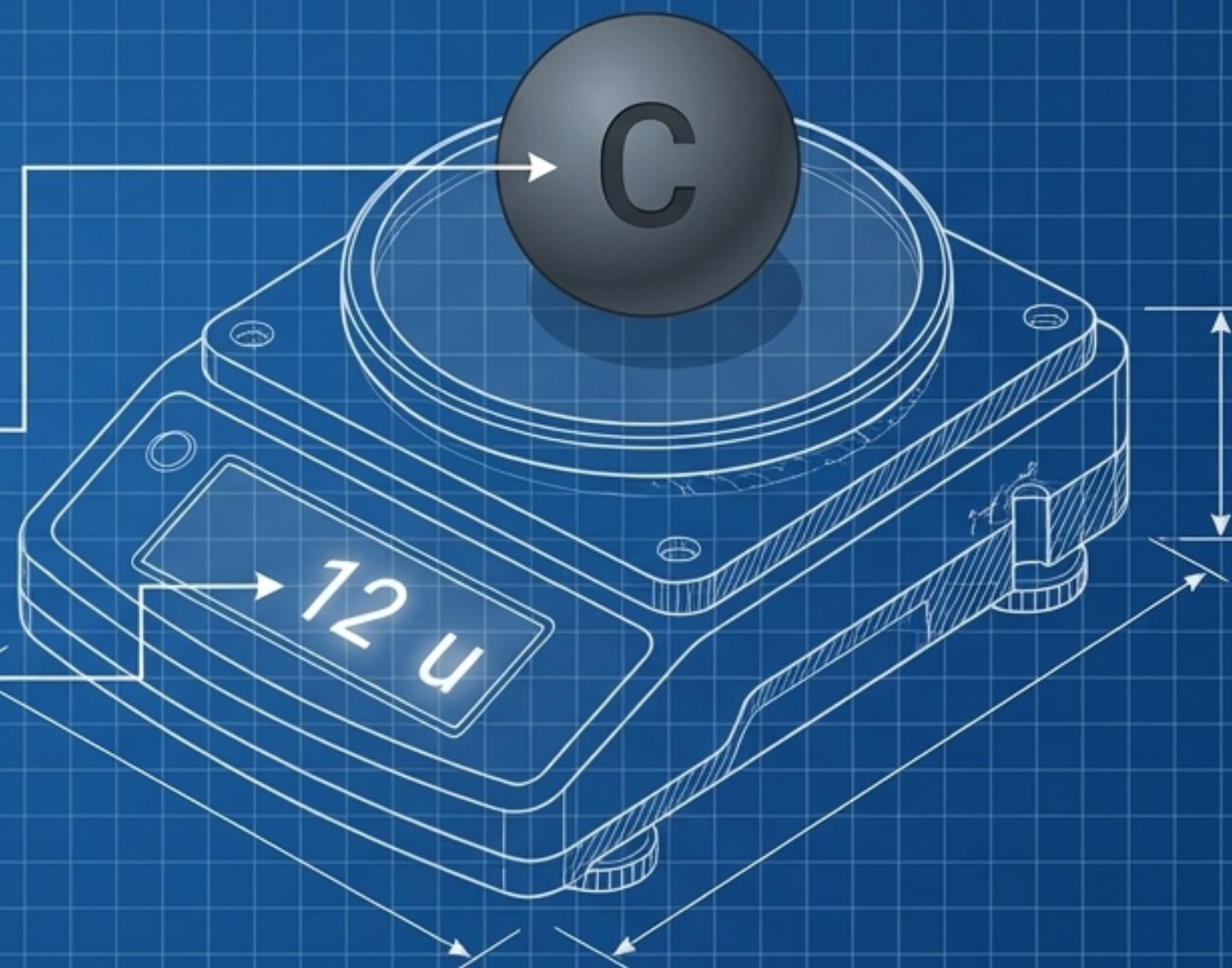
A Unidade Fundamental da Matéria

Massa Atômica (u): A massa de um único átomo, medida em unidades de massa atômica.

Átomo de Carbono (C)

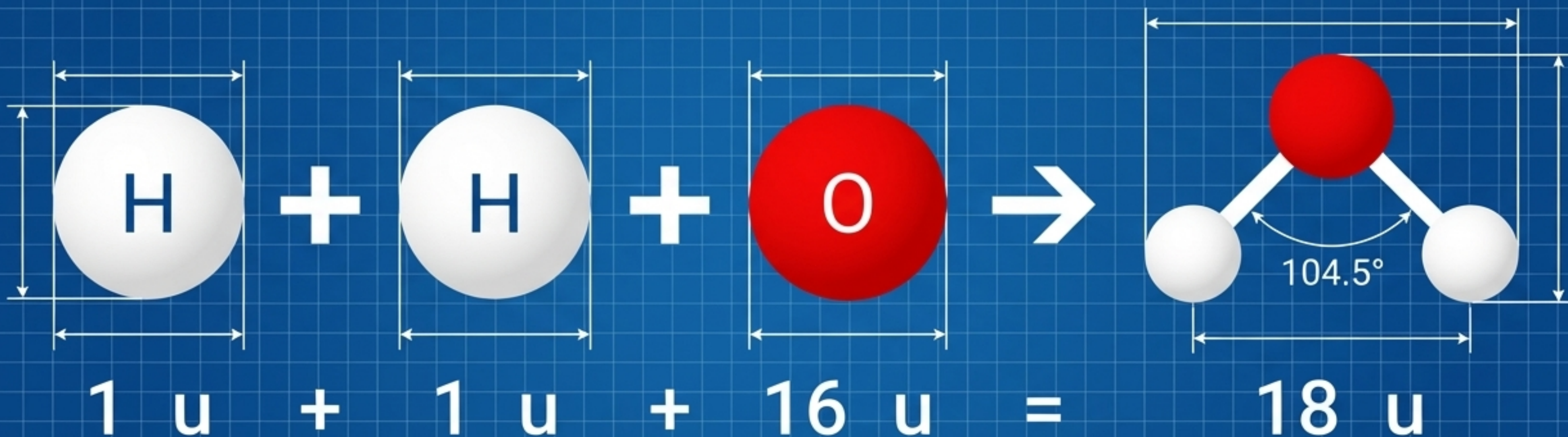
12 u

12 u



Construindo Moléculas

Massa Molecular (u): A soma matemática das massas atômicas individuais de cada átomo dentro de uma molécula.

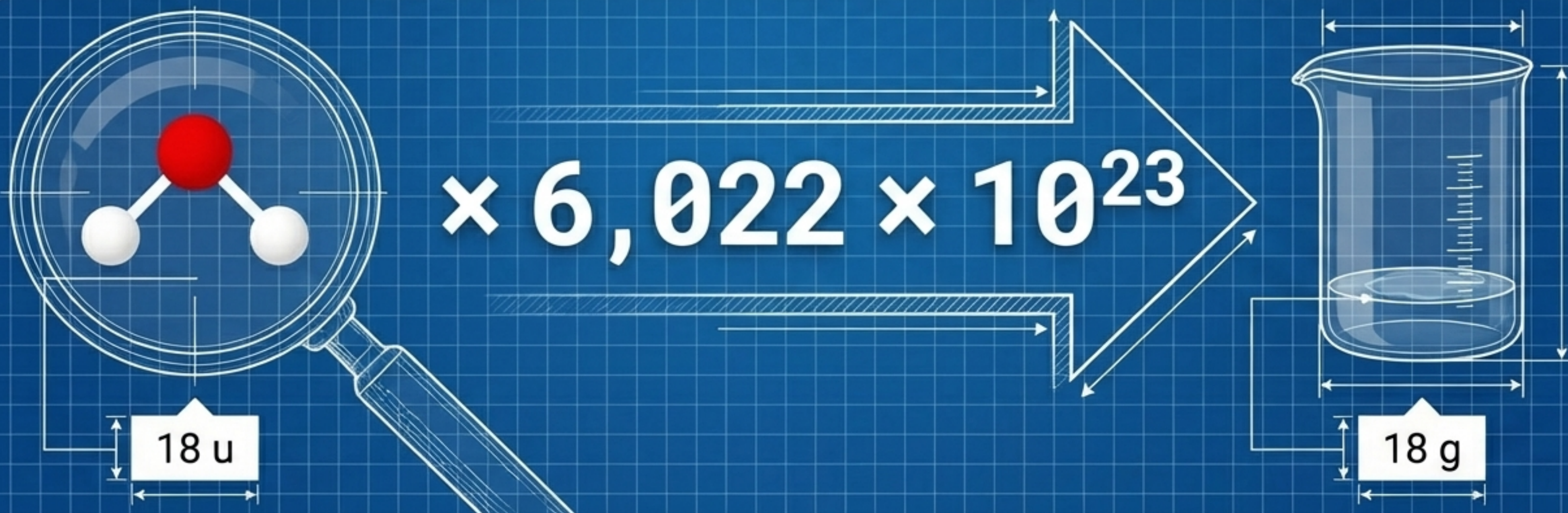


Exemplo: A massa de uma única molécula de água (H₂O) é exatamente 18 u.

O Multiplicador Universal

É impossível pesar 18 u em uma balança. Para trazer a química para a realidade física do laboratório, precisamos de um pacote padrão de partículas.

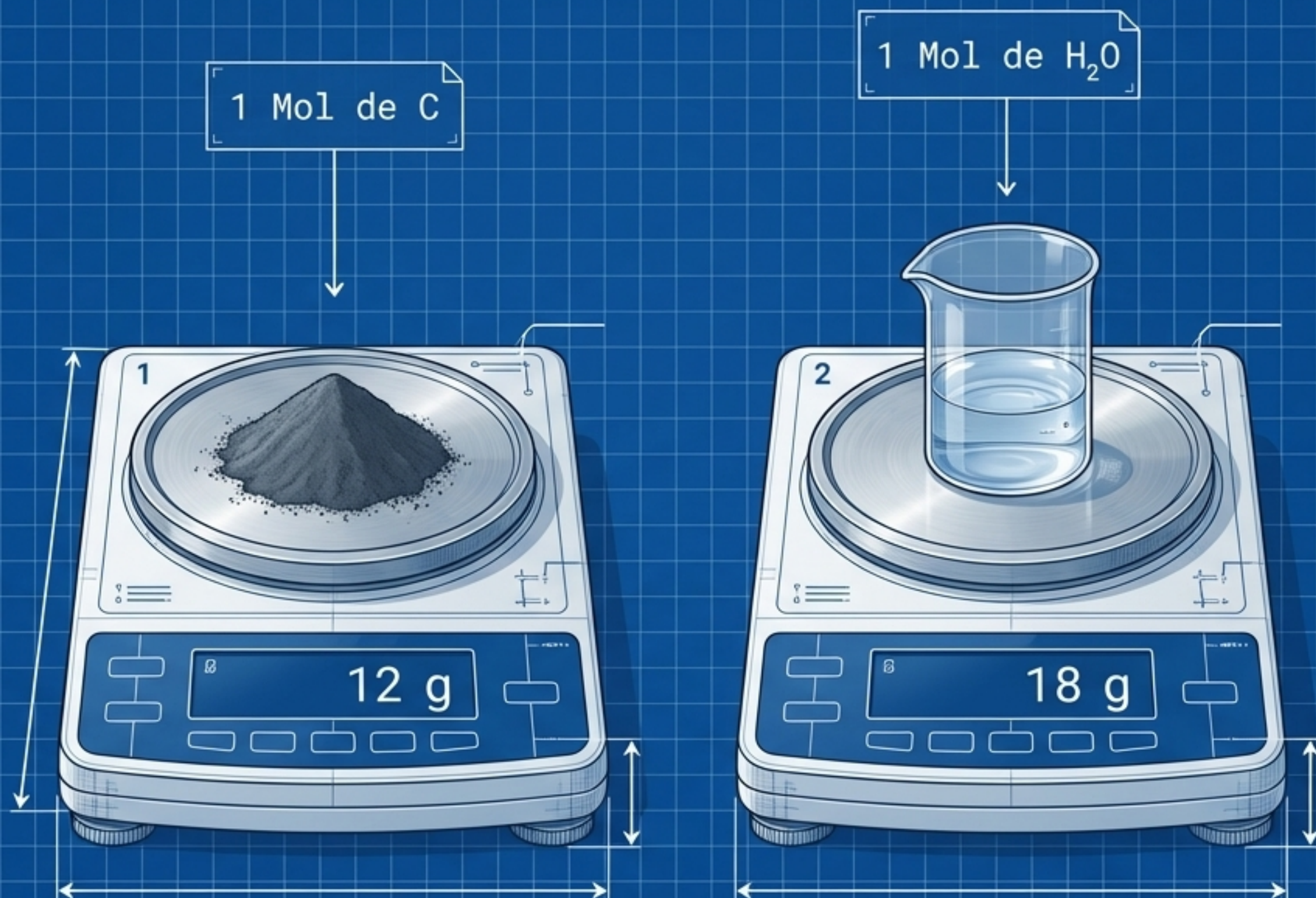
O Mol: Um valor convencionalado que corresponde a exatamente $6,022 \times 10^{23}$ partículas (O Número de Avogadro).



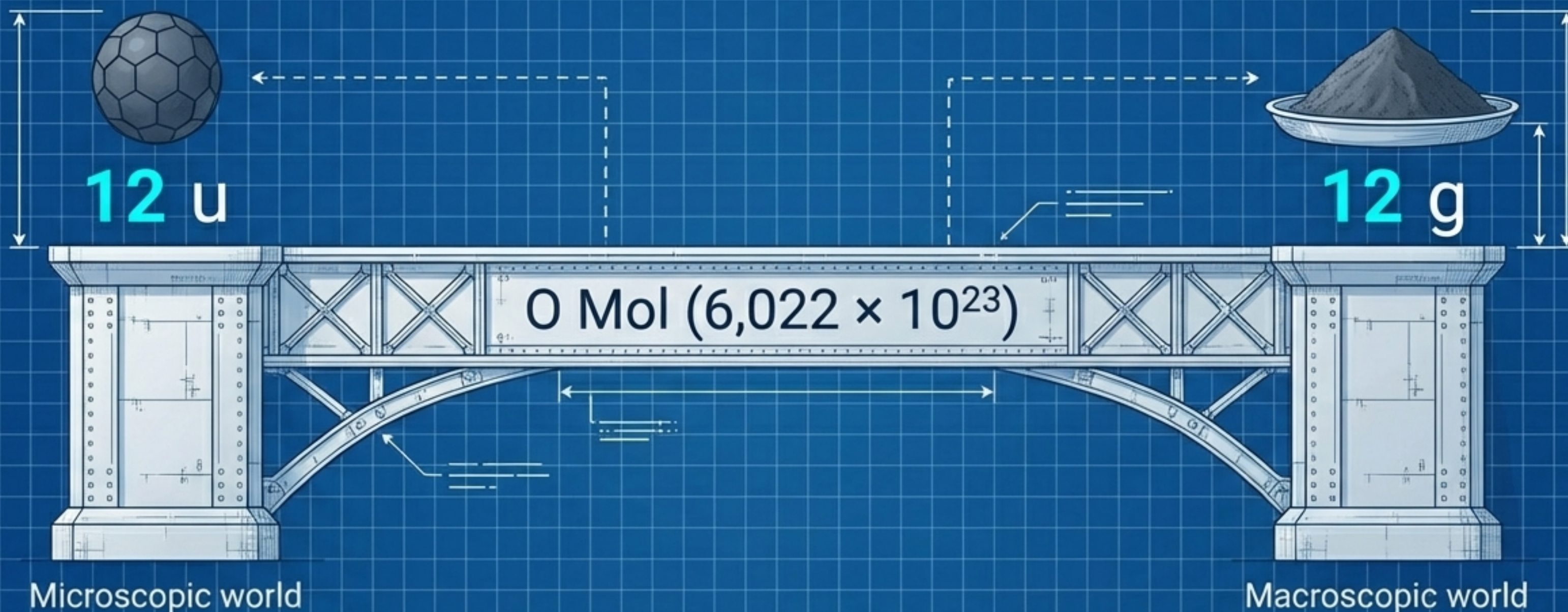
A Escala do Laboratório

Massa Molar (g/mol):
A massa física de exatamente 1 mol de uma dada substância.

A genialidade do Mol é que ele nos permite usar os mesmos números da tabela periódica, mas em gramas.



A Grande Ponte da Química



O número permanece constante. A unidade muda a realidade. O Mol foi desenhado especificamente para criar essa simetria perfeita entre o mundo atômico e o mundo visível.

Matriz de Comparação: As Duas Escalas da Matéria

Massa Atômica/Molecular	Massa Molar
Ambiente Teórico / Invisível	Ambiente Laboratório / Visível
Unidade de Medida u (Unidade de Massa Atômica)	Unidade de Medida g/mol (Gramas por Mol)
O que Representa 1 única partícula	O que Representa $6,022 \times 10^{23}$ partículas
Exemplo Prático 1 molécula de $H_2O = 18 \text{ u}$	Exemplo Prático 1 copo com 18g de $H_2O = 18 \text{ g}$

A Lei da Conservação das Massas

Na natureza, nada se cria, nada se perde. O número exato de átomos de cada elemento deve ser idêntico nos reagentes e nos produtos.

A Missão: Ajustar os multiplicadores (coeficientes estequiométricos) até que a gangorra alcance o equilíbrio perfeito.



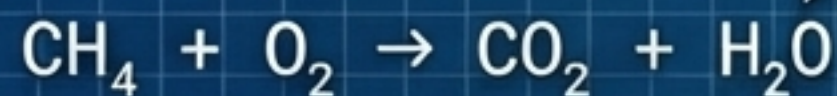
O Método de Balanceamento na Prática

A combustão do metano resolvida passo a passo, ajustando os coeficientes estequiométricos.

Painel 1 (O Desequilíbrio)



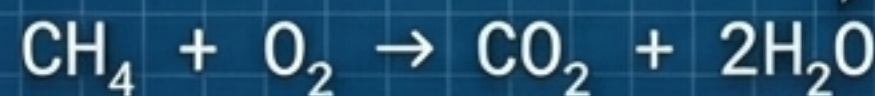
4 Hidrogênios
vs.
2 Hidrogênios



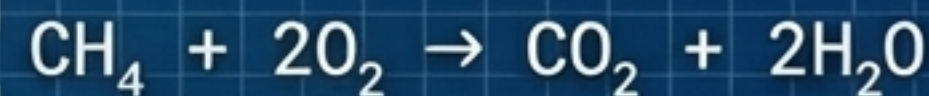
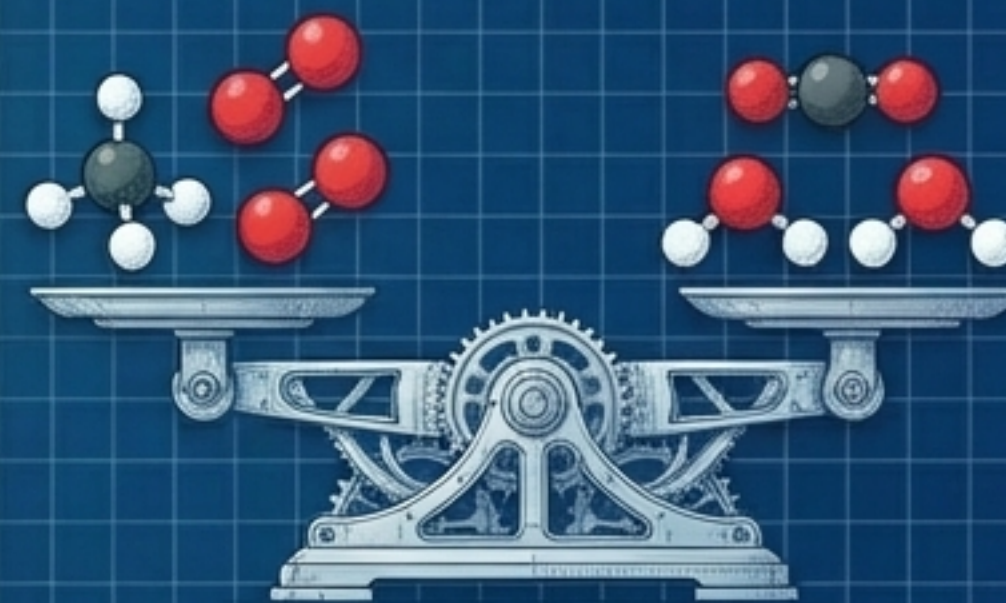
Painel 2 (Ajustando Hidrogênio)



Agora temos
2 Oxigênios
vs. 4 Oxigênios



Painel 3 (O Equilíbrio)





Regra de Ouro do Balanceamento

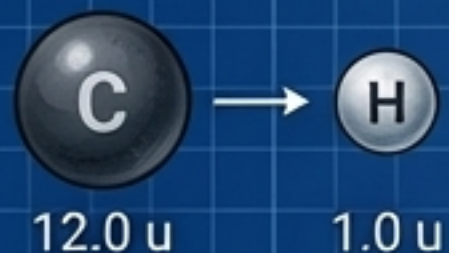
Por que não começar pelo Oxigênio?

No exemplo anterior, o oxigênio aparece em ambas as moléculas nos produtos (CO_2 e H_2O). Tentar balanceá-lo primeiro gera conflitos e cálculos circulares.

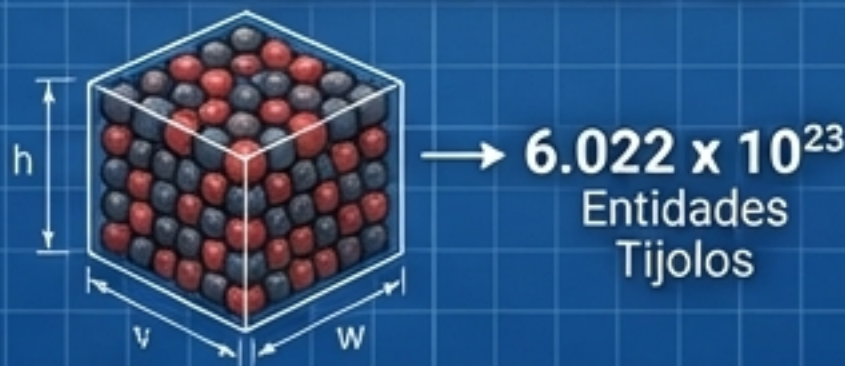
Dica de Mestre: Sempre deixe para balancear por último o elemento que aparece no maior número de substâncias diferentes.

O Kit de Ferramentas do Químico

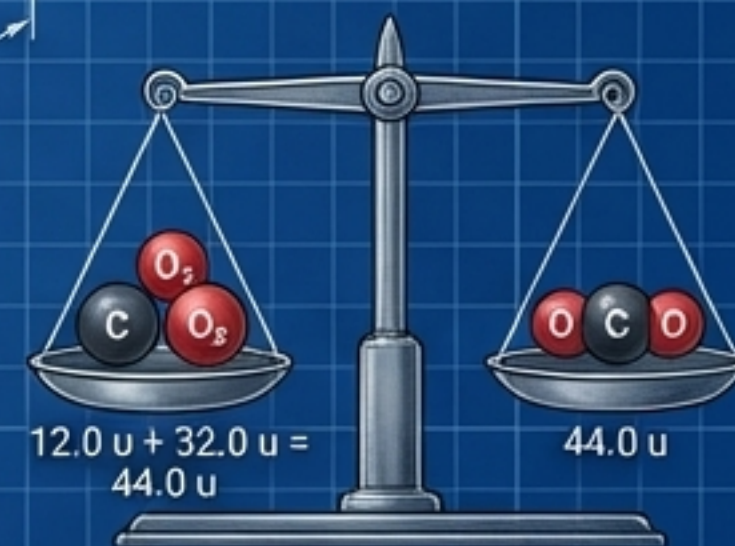
1. A Unidade:
Define o peso de um único tijolo.



2. O Multiplicador: Compra os tijolos em lote para construir na escala real.



3. A Conservação:
Garante que nenhum tijolo foi perdido durante a construção.



Massa Total (Reagentes) = Massa Total (Produtos)

Com estas três ferramentas, a matemática da química deixa de ser abstração e torna-se pura engenharia de precisão.