

Resumo 1 — Massa e tamanho dos átomos: da escala atómica à quantidade de matéria

10.º Ano Física e Química A 2 páginas Resumo

Objetivo: consolidar a estrutura do átomo, a escala das dimensões e das massas atómicas e as relações que ligam a massa de uma amostra à quantidade de matéria que ela contém.

Estrutura do átomo

O átomo é constituído por partículas elementares repartidas pelo núcleo e pela região que o envolve:

Partícula	Símbolo	Carga	Massa (u)	Localização
Protão	p	+1	≈ 1	núcleo
Neutrão	n	0	≈ 1	núcleo
Elétron	e	-1	$\approx 1/1840$	região exterior

O **número atómico** Z é igual ao número de protões e é ele que **define o elemento químico**: dois átomos só pertencem ao mesmo elemento se tiverem igual Z . O **número de massa** A conta as partículas do núcleo, protões e neutrões: $A = Z + N$, onde N é o número de neutrões. Átomos com igual Z mas diferente N são **isótopos**: têm a mesma identidade química e massas diferentes, o que explica por que razão a tabela periódica apresenta valores de massa atómica com casas decimais.

Dimensões do átomo

O átomo tem dimensões da ordem de **10^{-10} m**, ou seja 0,1 nm ou 100 pm. O seu núcleo é extremamente pequeno, da ordem de 10^{-15} m, pelo que ocupa uma fração ínfima do volume total: o raio do átomo é cerca de **100 000 vezes** maior que o raio do núcleo. A maior parte do volume atómico é, portanto, espaço ocupado pela nuvem eletrónica — uma ideia decisiva para compreender a futura organização dos elementos.

Massa do átomo: a unidade u

A massa de um átomo é tão pequena que seria impraticável expressá-la em gramas. Define-se assim a **unidade de massa atómica**, simbolizada u , correspondente a 1/12 da massa do átomo de carbono-12:

$$1\,u = 1,6605 \times 10^{-27}\,kg$$

Pela própria definição do mol, um átomo de carbono-12 tem exatamente 12 u, e 1 mol de átomos de carbono-12 tem exatamente 12,0 g. A constante de Avogadro liga estas duas escalas: $N_A = 6,022 \times 10^{23}\,mol^{-1}$. Uma amostra de massa m medida em gramas contém N entidades, que se obtêm por conversão através da unidade u — assim se passa do mundo microscópico ao mundo laboratorial.

A **massa atómica relativa** A_r é a massa média de um átomo expressa em u, calculada como média ponderada das massas dos isótopos pelas suas abundâncias naturais. O cloro é o exemplo clássico: os isótopos 35 e 37, com massas exatas 34,9689 u e 36,9663 u e abundâncias de 75,76 % e 24,23 %, dão $A_r = 35,45$ — valor que justifica as casas decimais do símbolo Cl da tabela periódica.

Quantidade de matéria e massa molar

A **quantidade de matéria** n , medida em **mol**, conta quantas entidades — átomos, moléculas ou fórmulas — uma amostra contém. Uma mol corresponde exatamente a N_A entidades. A **massa molar** M , expressa em g/mol, é a massa de uma mol de entidades e numericamente igual à massa atómica relativa ou à massa molecular relativa, lida na tabela periódica.

As três relações fundamentais

Relação	Liga	Uso típico
$n = m \div M$	massa $\rightarrow$ quantidade	quantos mol há numa pesagem
$m = n \times M$	quantidade $\rightarrow$ massa	que massa pesar
$N = n \times N_A$	quantidade $\rightarrow$ número	quantas entidades há na amostra

Estas relações formam um percurso contínuo: da massa balança m chega-se à quantidade n por divisão pela massa molar, e desta ao número de entidades N multiplicando por N_A . Todos os cálculos de preparação de soluções e de reações estejam ao nível destas conversões.

Exemplo consolidado

Para 7,3 g de cloreto de sódio, cuja massa molar é 58,5 g/mol:

$$n = 7,3 \div 58,5 = 0,125 \text{ mol}$$

$$N = 0,125 \times 6,022 \times 10^{23} = 7,53 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}$$

Cada unidade de NaCl contém um ião sódio e um ião cloreto, pelo que a amostra contém também $7,53 \times 10^{23}$ iões Na^+ . Invertendo o raciocínio, 0,0500 mol de qualquer entidade correspondem a $3,01 \times 10^{23}$ entidades — resultado que convém decorar por economia de tempo em prova.

Erros frequentes

- Confundir n com N : o mol mede uma quantidade, não um número.
- Usar a massa atómica relativa como se fosse gramas: A_r é adimensional, M é que se exprime em g/mol.
- Esquecer que a média dos isótopos se faz com as **abundâncias**, não com massas inteiras — calcular com 35 e 37 dá 35,49 e não 35,45.
- Tratar o eletrão como se tivesse massa comparável às partículas do núcleo: a sua massa é cerca de 1840 vezes menor.

Para reter: Z define o elemento, A define o isótopo, $1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$, $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e $n = m \div M$. Dominar esta ponte entre a escala atómica e a massa que se pesa na balança é o que permite resolver todos os exercícios de quantidade de matéria.