

Química Geral Teórica e Experimental, Resolução comentada das Listas 2, 3, 4 e 5

Engenharia Civil · Profa. da disciplina Autor: Ulysses Cesar Turma: 1º semestre · 2026/2

Listas disponibilizadas para a turma em 08/09/2026. Cada questão traz a resposta e, em seguida, o raciocínio

passo a passo. Massas atômicas arredondadas ao inteiro mais próximo, como a Lista 4 pede: H = 1, C = 12,

N = 14, O = 16, Na = 23, Mg = 24, Al = 27, P = 31, S = 32, Cl = 35, Ca = 40, Ni = 59, Cu = 64, Br = 80,

Ba = 137. Onde o arredondamento muda o resultado, o valor com massa exata aparece entre parênteses.

...

LISTA 2, Modelos atômicos, natureza do elétron e números quânticos

1) Raios catódicos: partícula ou onda?

Cada propriedade observada nos tubos de raios catódicos foi usada, na época de Thomson, para defender uma

das duas visões. A chave é perguntar: "o que a luz (onda) faz, e o que um corpúsculo carregado faz?"

- **(a) Atravessam folhas finas de metal.** Apoia o modelo de **onda**: pensava-se que uma partícula material

não atravessaria um sólido, enquanto radiação poderia atravessá-lo (hoje sabemos que o elétron passa por

ser minúsculo em relação aos espaços entre os átomos, mas na época o argumento pesou a favor da onda).

- **(b) Viajam a velocidades inferiores à da luz.** Apoia o modelo de **partícula**: toda radiação eletromagnética viaja à velocidade da luz no vácuo; algo mais lento tem massa.

- **(c) Um objeto na trajetória produz sombra.** Mostra que os raios se propagam em **linha reta**, como a

luz; foi usado a favor da **onda**, embora seja compatível com um feixe de partículas também.

- **(d) A trajetória muda entre placas carregadas.** Apoia decisivamente o modelo de **partícula** com

carga**: a luz não é desviada por campo elétrico; um corpúsculo carregado é. Foi este experimento (com

campos elétrico e magnético) que permitiu a Thomson medir a razão carga/massa do elétron.

2) Radiação eletromagnética com propriedades de partícula → ****(d) Efeito fotoelétrico****

Quando luz incide num metal, elétrons só são ejetados se a **frequência** ultrapassar um limiar, e a energia

cinética deles depende da frequência, não da intensidade. Isso é inexplicável para uma onda contínua (que

acumularia energia com o tempo) e só se explica se a luz vier em pacotes, os fótons, cada um com energia

$E = h \cdot \nu$ (Einstein, 1905). A radiação do corpo negro (a) também exigiu a quantização (Planck), mas a evidência direta de "luz como partícula" é o efeito fotoelétrico. (b) é evidência de onda para o elétron, e

(c) trata de níveis de energia.

3) Partículas com caráter de onda → ****(b) Difração dos elétrons****

Difração é um fenômeno exclusivo de ondas (interferência ao passar por fendas ou por uma rede cristalina).

Davisson e Germer (1927) observaram elétrons difratados por um cristal de níquel com o comprimento de onda

previsto por de Broglie ($\lambda = h/mv$). O espalhamento de partículas α (a) mostrou o núcleo; raios catódicos (c)

e efeito fotoelétrico (d) evidenciam partículas.

4) Número de orbitais numa subcamada = $2l + 1$

l	subcamada	orbitais
0	s	1
2	d	5
1	p	3
3	f	7

O número quântico magnético m_l vai de $-l$ a $+l$, inteiros, o que dá $2l + 1$ valores, um por orbital.

5) Camada $n = 6$

- (a) Há **6 subcamadas**, porque l vai de 0 a $n - 1 = 5$.
- (b) 6s, 6p, 6d, 6f, 6g, 6h (as duas últimas não são ocupadas por nenhum átomo conhecido no estado

fundamental, mas existem como soluções da equação).

- (c) Orbitais na camada = $n^2 = 36$ ($1 + 3 + 5 + 7 + 9 + 11$).

6) Números quânticos principal (n) e de momento angular (l)

orbital	n	l
6p	6	1

3d	3	2
2p	2	1
5f	5	3

Regra: o número é n; a letra dá l (s = 0, p = 1, d = 2, f = 3).

7) Estado fundamental ou excitado?

O estado fundamental obedece a três regras: preenchimento em ordem de energia (Aufbau), no máximo dois

elétrons por orbital com spins opostos (Pauli) e, em orbitais de mesma energia, um elétron em cada antes de

emparelhar, com spins paralelos (Hund).

- **(a) C, $1s^2 2s^2 2p^2$** com os dois elétrons do 2p **emparelhados no mesmo orbital**: viola a regra de Hund

(deveriam ocupar dois orbitais, spins paralelos). É um **estado excitado** (permitido, mas de energia maior).

- **(b) N, $2p^3$ com $\uparrow\downarrow\uparrow$** : um par onde deveria haver três desemparelhados. **Estado excitado**.
- **(c) Be, $1s^2 2s^1 2p^1$** : um elétron foi promovido do 2s para o 2p. **Estado excitado** (fundamental é $1s^2 2s^2$).
- **(d) O, $1s^2 2s^2 2p^4$ com $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$** : é exatamente o que Hund prevê para quatro elétrons em três orbitais.

Estado fundamental.

8) Configurações eletrônicas do estado fundamental

- (a) Sódio (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = [\text{Ne}] 3s^1$
- (b) Silício (Z = 14): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- (c) Cloro (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- (d) Rubídio (Z = 37): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = [\text{Kr}] 5s^1$

9) Conjuntos {n, l, m_l, m_s} proibidos

As restrições: l vai de 0 a n - 1; m_l vai de -l a +l; m_s = ±½.

- (a) {4, 2, -1, +½}: l = 2 < 4 (confere); m_l = -1 está entre -2 e +2 (confere). **Permitido** (um elétron 4d).
- (b) {5, 0, -1, +½}: l = 0 obriga m_l = 0; m_l = -1 é impossível. **Proibido**.
- (c) {4, 4, -1, +½}: l tem de ser menor que n; l = 4 com n = 4 é impossível. **Proibido**.

10) Modelo de Rutherford → **(e)**

O experimento da folha de ouro (1911) mostrou que quase todas as partículas α atravessavam a folha e

pouquíssimas eram desviadas em grandes ângulos: a massa e a carga positiva estão concentradas num

núcleo minúsculo, e os elétrons ocupam o espaço ao redor. (a) descreve Thomson; (c) inverte as massas;

(d) troca o sinal da carga.

11) Cronologia dos modelos → **2 – 4 – 5 – 1 – 3**

Dalton, 1808 (2: esfera maciça e indivisível) → Thomson, 1897 (4: "pudim de passas", elétrons incrustados na

massa positiva) → Rutherford, 1911 (5: núcleo positivo com elétrons ao redor) → Bohr, 1913 (1: níveis de

energia quantizados) → modelo quântico de Schrödinger e Heisenberg, 1926 (3: probabilístico, orbitais).

12) Efeito fotoelétrico na charge → **(c)**

Abaixo da frequência de corte nenhum elétron é emitido, por maior que seja a intensidade (é isso que

descarta (b): intensidade alta só aumenta o número de fótons, não a energia de cada um). Em (a), a energia

mínima para arrancar o elétron chama-se **função trabalho** e varia com o metal; "fóton" é o quantum de luz.

Em (d) quem escapa é o elétron, não o núcleo. Em (e) a relação está invertida: função trabalho maior exige

frequência de corte **maior** ($W = h \cdot \nu_0$).

13) Efeito fotoelétrico (Einstein, Nobel de 1921) → **(e)**

É a emissão de elétrons por um metal quando a frequência da luz supera um valor característico do metal.

(a) fala em intensidade, que não é o critério; (b) descreve incandescência; (c) fóton não tem carga; (d) é

descarga elétrica pelo ar.

...

LISTA 3, Tabela periódica e propriedades periódicas

Duas tendências resolvem quase tudo: **num período**, da esquerda para a direita, a carga nuclear efetiva

cresce, o raio diminui, a energia de ionização e a afinidade eletrônica crescem; **num grupo**, de cima para

baixo, entram camadas, o raio cresce e a energia de ionização cai.

1) Raio atômico em ordem decrescente

- (a) **Si > S > Cl**, mesmo período (3º): o raio cai da esquerda para a direita.

- (b) **Ti > Cr > Co**, mesmo período (4º), metais de transição: a queda é suave, mas segue a mesma direção

(Z = 22, 24, 27).

- (c) **Hg > Cd > Zn**, mesmo grupo (12): o raio cresce para baixo (Zn 4º período, Cd 5º, Hg 6º).
- (d) **Bi > Sb > P**, mesmo grupo (15): P (3º período) < Sb (5º) < Bi (6º).

2) Menor primeira energia de ionização

- (a) **Ca** (abaixo do Mg no grupo 2: elétron de valência mais afastado, mais blindado).
- (b) **Na** (à esquerda do Mg no 3º período: menor carga nuclear efetiva sobre o elétron 3s).
- (c) **Na** (496 kJ/mol contra 578 kJ/mol do Al; o Al está mais à direita, mas seu elétron 3p é mais fácil de

remover que o 3s² do Mg, e ainda assim mais difícil que o 3s¹ do Na).

3) Maior afinidade eletrônica (maior liberação de energia ao receber um elétron)

- (a) **Iodo** (–295 kJ/mol) contra telúrio (–190): o halogênio, a um elétron de fechar a camada, é mais ávido.
- (b) **Berílio e magnésio** têm afinidade eletrônica praticamente nula ou positiva (o elétron extra teria de

entrar num subnível p vazio, de energia mais alta, porque o s está cheio). Nas tabelas, ambas são ≈ 0; se a questão exigir uma escolha, o **Be** é o convencionalmente apontado, mas o ponto do exercício é reconhecer que os metais alcalino-terrosos não têm afinidade eletrônica favorável.

- (c) **Enxofre** (–200 kJ/mol) contra oxigênio (–141): exceção à tendência do grupo, porque o oxigênio é tão

pequeno que a repulsão entre os elétrons já presentes atrapalha a entrada do novo.

- (d) **Gálio** (–29 a –41 kJ/mol, conforme a tabela) e **índio** (–29 a –37) são muito próximos; a maioria das

tabelas dá ligeira vantagem ao **gálio**, seguindo a tendência de o menor átomo do grupo 13 (abaixo do boro) atrair um pouco mais o elétron. Registre o valor da tabela usada em aula.

4) Metais de transição

São os elementos dos grupos 3 a 12 (bloco d). **Háfínio (Hf, Z = 72, grupo 4), nióbio (Nb, Z = 41, grupo 5) e

cádmio (Cd, Z = 48, grupo 12) **são metais de transição**. Rádio é alcalino-terroso (grupo 2) e radônio**

é gás nobre (grupo 18): não são.

5) Metal, não metal ou metaloide

elemento	classe	por quê
----------	--------	---------

alumínio (Al)	metal	grupo 13, condutor, forma cátion Al^{3+}
carbono (C)	não metal	grupo 14, acima da diagonal dos metaloides
germânio (Ge)	metaloide	grupo 14, na diagonal (semicondutor)
arsênio (As)	metaloide	grupo 15, na diagonal
selênio (Se)	não metal	grupo 16, abaixo do enxofre, à direita da diagonal
telúrio (Te)	metaloide	grupo 16, na diagonal

A diagonal dos metaloides vai do boro ao astato: B, Si, Ge, As, Sb, Te (e, para alguns autores, Po e At).

6) (Enem 2018) Nióbio e tântalo → **C**

Nb ($Z = 41$, 5º período) e Ta ($Z = 73$, 6º período) pertencem ao **grupo 5**: mesma configuração de valência

($d^3 s^2$), logo propriedades químicas semelhantes. (A) e (B) descrevem lantanídeos e actinídeos; (D) inverte os

níveis (Nb tem a camada mais externa no 5º nível e Ta no 6º) e, ainda que fosse verdade, não explicaria

semelhança; (E) são grupos 2 e 1, que não é o caso.

7) (FEI-SP) X, Y e Z

$X = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ é o **sódio**; $Y = \dots 3s^2 3p^5$ é o **cloro**; $Z = \dots 3s^2 3p^6$ é o **argônio**.

- I, **Correta**: os três têm a camada de valência no nível 3, logo estão no 3º período.
- II, **Falsa**: são dos grupos 1, 17 e 18.
- III, **Correta**: X está no início do período, com a menor carga nuclear efetiva; tem o maior raio e a maior tendência a perder elétron (eletropositividade).
- IV, **Correta**: pela mesma razão, o sódio tem o menor potencial de ionização do 3º período.
- V, **Correta**: $3s^1 \rightarrow$ metal alcalino; $3s^2 3p^5 \rightarrow$ halogênio; $3s^2 3p^6 \rightarrow$ gás nobre.

Corretas: I, III, IV e V.

8) (Fuvest-SP) Gráfico do potencial de ionização

- (a) Maior dificuldade de formar cátions = maior potencial de ionização: **hélio, neônio e argônio** (os picos

do gráfico; gases nobres têm camada completa).

- (b) De $Z = 3$ (Li) a $Z = 10$ (Ne) estamos no mesmo período: a cada elemento entra um próton no núcleo e um

elétron na **mesma camada**, que blinda mal a carga adicional; a carga nuclear efetiva cresce, o raio diminui e o elétron mais externo fica mais preso, exigindo mais energia para ser removido.

- (c) Maior eletropositividade = menor potencial de ionização: **potássio (K, Z = 19)**, o ponto mais baixo

do gráfico.

...

LISTA 4, Mol, massa molar e quantidade de matéria

Ferramentas: massa molar M (g/mol) = soma das massas atômicas; $n = m / M$ (mol); $m = n \cdot M$;

1 mol = $6,0 \times 10^{23}$ entidades. Massas usadas: H 1, C 12, N 14, O 16, Na 23, Mg 24, Al 27, P 31, S 32, Cl 35,

Ca 40, Ni 59, Cu 64, Br 80, Ba 137.

1) Massas moleculares

substância	fórmula	conta	M (g/mol)
a) álcool metílico	CH ₄ O	$12 + 4 \cdot 1 + 16$	32
b) ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	$2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16$	98
c) ácido carbônico	H ₂ CO ₃	$2 \cdot 1 + 12 + 3 \cdot 16$	62
d) gás carbônico	CO ₂	$12 + 2 \cdot 16$	44
e) hidróxido de sódio	NaOH	$23 + 16 + 1$	40
f) fosfato de cálcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$3 \cdot 40 + 2 \cdot (31 + 4 \cdot 16) = 120 + 190$	310
g) nitrato de bário	Ba(NO ₃) ₂	$137 + 2 \cdot (14 + 48)$	261
h) carbonato de alumínio	Al ₂ (CO ₃) ₃	$2 \cdot 27 + 3 \cdot (12 + 48) = 54 + 180$	234
i) hidróxido de níquel II	Ni(OH) ₂	$59 + 2 \cdot 17$	93
j) ácido nitroso	HNO ₂	$1 + 14 + 32$	47
k) ácido bromídrico	HBr	$1 + 80$	81
l) hidróxido de magnésio	Mg(OH) ₂	$24 + 2 \cdot 17$	58
m) hidróxido de alumínio	Al(OH) ₃	$27 + 3 \cdot 17$	78

Como montar as fórmulas: o ácido leva tantos H quantas forem as cargas negativas do ânion (sulfato SO₄²⁻ →

H₂SO₄; nitrito NO₂⁻ → HNO₂); o sal e o hidróxido cruzam as cargas (Ca²⁺ e PO₄³⁻ → Ca₃(PO₄)₂; Al³⁺ e OH⁻ →

Al(OH)₃).

2) 5 mol de H₂O + 200 g de CO₂

Massa da água: 5 mol × 18 g/mol = 90 g. Massa total = 90 + 200 = **290 g**.

3) 0,75 mol de água

$m = 0,75 \times 18 = \mathbf{13,5\ g}$.

4) 3 mol de magnésio

$m = 3 \times 24 = \mathbf{72\ g}$.

5) Conversões

- (a) 11,5 g de Na: $n = 11,5 / 23 = 0,5 \text{ mol}$.
- (b) 6,4 g de S: $n = 6,4 / 32 = 0,2 \text{ mol}$.
- (c) 2,5 mol de Cu: $m = 2,5 \times 64 = 160 \text{ g}$ (com Cu = 63,5: 158,75 g).
- (d) 14,2 g de Cl: $n = 14,2 / 35 \approx 0,41 \text{ mol}$ (com Cl = 35,5: 0,40 mol).

6) Ácido acetilsalicílico, 45 mg

45 mg = 0,045 g. $n = 0,045 / 180 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ (0,00025 mol). Se pedirem moléculas:

$$2,5 \times 10^{-4} \times 6,0 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{20} \text{ moléculas.}$$

7) 4,3 g de hexano (C₆H₁₄)

$M = 6 \cdot 12 + 14 \cdot 1 = 86 \text{ g/mol}$. $n = 4,3 / 86 = 0,05 \text{ mol}$.

8) 32 mol de cobre

$m = 32 \times 64 = 2048 \text{ g} \approx 2,05 \text{ kg}$ (com Cu = 63,5: 2032 g).

9) Urucum (C₂₅H₃₀O₄) em 500 g de salsicha

Limite: 0,002 g por 100 g → em 500 g: $0,002 \times 5 = 0,010 \text{ g}$. $M = 25 \cdot 12 + 30 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 300 + 30 + 64 = 394 \text{ g/mol}$. $n = 0,010 / 394 \approx 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

10) Assinatura a grafite, 1 mg

Grafite é carbono: 1 mg = 0,001 g; $n = 0,001 / 12 \approx 8,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$ (cerca de 5×10^{19} átomos).

11) 19 mol de NaOH

$m = 19 \times 40 = 760 \text{ g}$.

...

LISTA 5, Estequiometria I (gabarito da professora conferido: 1B 2D 3C 4A 5C 6D 7C 8D 9A 10B)

Método único para todas: (1) equação balanceada; (2) converter o dado em mol; (3) usar a proporção dos

coeficientes; (4) converter o mol pedido em massa ($\times M$) ou volume ($\times 22,4 \text{ L}$ nas CNTP, $\times 24 \text{ L}$ nas condições ambientes).

1) $2 \text{ HF} + \text{CaO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CaF}_2 \rightarrow \text{**B (1,5 mol)**}$

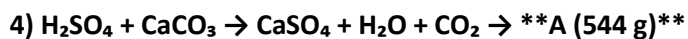
Proporção 2 HF : 1 CaO. Para 3 mol de HF: $3 \times (1/2) = 1,5 \text{ mol de CaO}$.

2) $\text{CO} + 2 \text{ H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{**D (4,8 mol)**}$

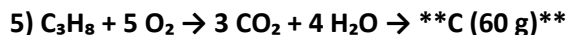
Proporção 2 H₂ : 1 CH₃OH. Para 2,4 mol de metanol: $2,4 \times 2 = 4,8 \text{ mol de H}_2$.

3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{**C (19,6 g)**}$

$M(\text{SO}_3) = 32 + 48 = 80 \text{ g/mol} \rightarrow 16 \text{ g} = 0,2 \text{ mol}$. Proporção 1 : 1 → 0,2 mol de H₂SO₄ $\times 98 \text{ g/mol} = 19,6 \text{ g}$.

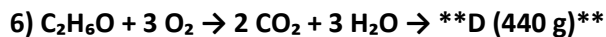


400 g de CaCO_3 / 100 = 4 mol. Proporção 1 : 1 $\rightarrow$ 4 mol de $\text{CaSO}_4 \times 136 = 544$ g.



$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 36 + 8 = 44$ g/mol $\rightarrow$ 20 g = 0,4545 mol. Proporção 1 : 3 $\rightarrow$ 1,364 mol de $\text{CO}_2 \times 44 = 60$ g.

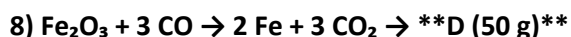
Atalho: 44 g de propano dão 132 g de CO_2 ; regra de três com 20 g $\rightarrow$ 60 g.



$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 24 + 6 + 16 = 46$ g/mol $\rightarrow$ 230 g = 5 mol. Proporção 1 : 2 $\rightarrow$ 10 mol de $\text{CO}_2 \times 44 = 440$ g.



210 g / 84 = 2,5 mol de $\text{MgCO}_3 \rightarrow$ 2,5 mol de $\text{CO}_2 \times 22,4$ L/mol = 56,0 L (CNTP).



30 L de CO / 22,4 = 1,339 mol. Proporção 3 CO : 2 Fe $\rightarrow$ $1,339 \times (2/3) = 0,893$ mol de Fe $\times$ 56 = 50 g.



32 L de NO_2 / 22,4 = 1,429 mol. Proporção 3 : 2 $\rightarrow$ 0,952 mol de $\text{HNO}_3 \times 63 = 60$ g.



30 g de ácido acético / 60 = 0,5 mol. Proporção 1 O_2 : 1 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ 0,5 mol de $\text{O}_2 \times 24$ L/mol (condições

ambientes) = 12 L.

...

Erros que estas listas costumam provocar (e como evitá-los)

1. Esquecer de balancear ou usar a proporção invertida (Lista 5, questões 8 e 9: o coeficiente do produto vai

no numerador). Escreva "mol dado $\times$ (coef. pedido / coef. dado)".

2. Usar 22,4 L quando o enunciado diz "condições ambientes" (24 L), questão 10.
3. Trocar massa molar por massa atômica em compostos com parênteses: em $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ o índice 2 multiplica

tudo dentro do parêntese.

4. Nas propriedades periódicas, confundir "maior afinidade eletrônica" com "mais negativa": as duas

expressões querem dizer o mesmo (mais energia liberada).

5. Ler o gráfico da Fuvest como se fosse de raio: é de potencial de ionização; picos são gases nobres, vales

são alcalinos.