

ZAB-1007 – Química Geral – Matéria e suas propriedades

1. Defina os seguintes termos:

- a) matéria: Tudo que tem massa e ocupa espaço
- b) massa: Medida numérica da quantidade de matéria
- c) peso: Força de atração gravitacional entre objeto e Terra
- d) substância: Porção de matéria com características específicas
- e) mistura: Duas ou mais substâncias misturadas

2) Dê um exemplo de uma mistura homogênea e de uma mistura heterogênea.

R: O ar atmosférico é uma mistura homogênea; e o granito é uma mistura heterogênea.

3) Dado um sistema formado por um “bloquinho” de gelo, 200 mL de água líquida, sal dissolvido na água e duas bolinhas de polietileno (um plástico menos denso que a água), pede-se:

a) Explicar quantas fases existem no sistema:

R: O sistema tem três fases, sendo elas: a água salgada, as bolinhas e o gelo.

b) Explicar quantos componentes formam o sistema (quantas substâncias químicas diferentes):

R: O sistema é formado por três componentes diferentes: o sal, as bolinhas de polietileno, e a água no estado sólido e líquido.

4) Dadas sistemas abaixo descritos de A-H responder:

a) Quais sistemas apresentam mais de uma fase e são denominados heterogêneos.

R: São os sistemas E (água + gelo); F (óleo + água); G (água + areia); H (areia + sal).

b) Nos sistemas homogêneos há quantos componentes químicos em cada um deles? Explique

R: No sistema A possui um componente a água pura; no sistema B tem dois componentes a água pura e o sal; na C possui dois componentes a água e o álcool; e no sistema da D contém mais de quatro tipos, sendo eles o oxigênio, o hidrogênio, o gás carbônico e alguns gases nobres.

c) Nos sistemas heterogêneos discutir a separação de fase.

R: Os sistemas heterogêneos a separação das misturas pode ser por filtração E e G; decantação o F; e dissolução fracionada o H.

5) Qual das seguintes afirmações é cientificamente correta? Explique. “ a massa do estudante é 56 Kg” ou “ o peso do estudante é 56 Kg”

R: A afirmação correta é a primeira, na qual a massa é referente a Kg do estudante, pois a massa é utilizada como medida numérica da quantidade de matéria.

6) Defina densidade. A densidade é uma propriedade intensiva ou extensiva ? Justifique.

R: A densidade de um material é representada por uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume. Portanto, ela é uma propriedade intensiva pois não depende da quantidade de matéria.

7) Quais são os fatores multiplicativos correspondentes aos prefixos:

a) mega: 10^6

b) quilo: 10^3

c) deci: 10^{-1}

d) centi: 10^{-2}

e) mili: 10^{-3}

f) micro: 10^{-6}

g) nano: 10^{-9}

h) pico: 10^{-12}

8) Escreva os seguintes números em notação científica:

a) 0,000000027: $2,7 \times 10^{-8}$

b) 356: $3,56 \times 10^2$

c) 47764: $4,7764 \times 10^4$

d) 0,096: $9,6 \times 10^{-2}$

9) As anotações das seguintes unidades de medida 1,0 mmol; 1,0 nmol; 1cm³; 1,0 mg equivalem respectivamente. Marcar a alternativa correta

a) 1,0E-03mol; 1,0E-09 mol; 1,0E-03L e 1,0E-03g

b) 1,0E03mol; 1,0E09 mol; 1,0E03L e 1,0E03g

c) 1,0E-06mol; 1,0E-03 mol; 1,0E-03mL e 1,0E-03g

d) 1,0E-03mol; 1,0E-06 mol; 1,0E-03L e 1,0E-03g

e) 1,0E-03mol; 1,0E-09 mol; 1,0E-03mL e 1,0E-03g

R: A alternativa correta é a A.

10) Dadas as afirmativas para os respectivos prefixos: a) mega b) quilo c) deci d) centi e) mili f) micro g) nano h) pico. É correto afirmar que:

I) os respectivos fatores são: 10⁶; 10³; 10⁻¹; 10⁻²; 10⁻³; 10⁻⁶; 10⁻⁹; 10⁻¹²

II) os respectivos fatores são: 10⁶; 10³; 10⁻¹; 10⁻²; 10⁻³; 10⁻⁴; 10⁻⁵; 10⁻⁶

III) as respectivas unidades são: M; k; d; m; c; μ; n e p

IV) se a unidade de medida fosse volume: ML; kL; dL; cL; mL; μL; nL e pL

R: A afirmativa I e IV estão corretas.

11) Qual a diferença entre propriedades físicas e propriedades químicas?

R: As propriedades físicas podem ser medidas e observadas sem precisar alterar a composição. Já as químicas transformam-se em outro material.

13) Defina os seguintes termos:

a) número atômico: Ele representa o número de cargas positivas (prótons) existentes no núcleo dos átomos.

b) massa atômica: Ela representa a massa de um átomo.

c) número de massa: Representa a denominação utilizada para determinar a quantidade de prótons e nêutrons presentes no interior do núcleo de um átomo qualquer.

d) massa molecular: É um termo utilizado para referir-se à massa de uma molécula

14) O que são cátions e ânions? Dê pelo menos três exemplos de cátions e ânions monovalentes e divalentes.

R: Os cátions são íons com cargas positivas, como por exemplo Pb⁺⁴, Na⁺³ e Al⁺³. Enquanto os ânions são íons com cargas negativas, por exemplo Cl⁻¹ e o F⁻¹.

15) Quando o composto calcário é aquecido, ele se decompõe para formar o óxido de cálcio (cal viva) e o gás dióxido de carbono. Suponha que 40,0 g de calcário seja decomposto, restando 22,4 g de cal viva. Nessas condições, qual é a massa de dióxido de carbono liberado?

R: $40 \text{ g} = 22,4 \text{ g} + X$

$X = 40 - 22,4$

$X = 17,6 \text{ CO}_2$

Portanto a massa de dióxido de carbono liberada é 17,6 CO₂

16) Ferro e oxigênio se combinam para formar um composto que consiste em 69,9% de Fe e 30,1% de O em massa. Se 50,0 g de Fe e 40,0 g de O reagem, quantos gramas do composto serão formados?

$$R: 69,9 \% \times 50 \text{ g} = 34,95$$

$$30,1 \% \times 40 \text{ g} = 12,04$$

$$34,95 + 12,04 = 24,08 \text{ g}$$

Serão formados 24,08 gramas de compostos

17) O metano (CH₄) é o principal componente do gás natural. Quantos mols de CH₄ existem em 6,07 g de metano ? Qual o volume ocupa por essa massa de metano na CNTP ?

$$R: N = \frac{6,07}{16}$$

$$N = 0,379 \text{ mol}$$

1 mol de qualquer gás na CNTP sempre será 22,4

$$22,4 \times 0,379 = 8,489 \text{ litros}$$

18) Quantos átomos de hidrogênio existem em 25,6 g de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁)

R: 342,3 g de sacarose ----- 1 mol

$$25,6 \text{ g} \text{ ----- } x \quad x = 0,07479 \text{ mol de sacarose}$$

1 mol de sacarose → 6,0 x 10²³ moléculas de sacarose, mas 1 mol de sacarose tem 22 átomos de H

1mol de sacarose ----- 22 x 6,0 x 10²³ átomos de H

0,07479 mol ----- y

$$Y = 9,9 \times 10^{23} \text{ átomos de hidrogênio}$$

19) Acredita-se que o nitrato de peroxiacetila (NPA) desempenha um importante papel na formação da neblina fotoquímica. Este composto tem a seguinte composição porcentual em massa: 19,8% de C, 2,5% de H, 66,1% de O e 11,6% de N. Qual é a fórmula empírica do NPA?

$$1. R: C = 19,8\% = 19,8\text{g} / 12 = 1,65 / 0,83 = 1,99 = 2$$

$$H = 2,2\% = 2,2\text{g} / 1 = 2,2 / 0,83 = 2,65 = 3$$

$$O = 66,1\% = 66,1\text{g} / 16 = 4,13 / 0,83 = 4,97 = 5$$

$$N = 11,6\% = 11,6\text{g} / 14 = 0,83 / 0,83 = 1$$

A fórmula empírica do NPA é C₂H₃O₅N

20) Qual a diferença entre propriedades físicas e propriedades químicas ?

R: As propriedades físicas podem ser medidas e observadas sem precisar alterar a composição. Já as químicas transformam-se em outro material.

22) As características listadas abaixo estão relacionadas às propriedades físicas e químicas das substâncias, explique cada afirmativa:

I) O sal NaCl é um sólido branco e muito utilizado na indústria de alimentos.

Característica corresponde a propriedade física, sólido branco

II) A água pura ao ser aquecida entra em ebulição por volta de 100 °C e evapora, pois rompe as ligações de hidrogênio (ou pontes de hidrogênio) entre as moléculas de água.,

Propriedade física, não houve formação de novo produto e sim uma transição de fase.

III) A água funciona como solvente extrator para as antocianinas das folhas de repolho roxo.

Propriedade física, interação molecular entre a água e antocianinas.

Não houve formação de novo produto

IV) O gás carbônico se desprende do meio aquoso demonstrado pela formação de bolhas

Propriedade física, desprendimento do gás e não mencionou a reação química

23) Um pedaço de carvalho tem um volume de 125 cm³ e uma massa de 96,2 g. Qual a densidade do carvalho? De acordo com o exposto justificar as afirmativas:

I) A resposta nos mostra que 1 cm³ da madeira de carvalho tem uma massa de 0,770g.

R: De acordo com a densidade do carvalho, a cada 1 cm³ de volume do material há 0,77 g de massa.

II) No exemplo citado, 1 cm³ e 0,770 g são medidas equivalentes da mesma quantidade da matéria.

R: Pois 1 cm^3 da matéria resulta em 0,770 g.

III) densidade é uma propriedade intensiva e independente da quantidade de matéria considerada.

R: A densidade do material, por ser uma propriedade intensiva, seu valor não é alterado, independentemente da quantidade de matéria.

IV) A densidade é medida em grama por centímetro cúbico (g/cm^3), podendo ser expressa também em quilograma por metro cúbico (kg/m^3)

R: correto, mas tem um multiplicativo por 1000

$$1\text{ g} = 10^{-3}\text{ kg}$$

$$1\text{ cm}^3 = \text{cm} \times \text{cm} \times \text{cm} = 10^{-2}\text{ m} \times 10^{-2}\text{ m} \times 10^{-2}\text{ m} = 10^{-6}\text{ m}^3$$

$$\text{Assim, } 1\text{g/cm}^3 = 1,0 \times 10^{-3}\text{ kg} / 1,0 \times 10^{-6}\text{ m}^3 = 1,0\text{ kg} / 10^{-3}\text{ m}^3 \text{ ou } 10^3\text{ kg/m}^3$$

24) Quando o composto calcário é aquecido, ele se decompõe para formar o óxido de cálcio (cal viva) e o gás dióxido de carbono. Suponha que 40,0 g de calcário sejam decompostos, restando apenas 22,4 g de cal viva. Nessas condições, a massa de dióxido de carbono liberada é 17,6g. Com base no exposta justificar cada afirmativa abaixo:

I) Com base na lei de conservação de massas durante uma reação química foi possível determinar a massa de dióxido de carbono, pois a massa de calcário é igual a soma da massa de cal viva e massa de dióxido de carbono.

R: SIM, sabendo da conservação das massas do reagente e do produto no processo basta subtrair o total de calcário (40,0 g) pelos 22,4 g de cal viva, assim a massa restante será correspondente ao dióxido de carbono.

II) Antoine Laurent de Lavoisier realizou um experimento e demonstrou a lei de conservação das massas: num recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

R: Sim. Aos 40 g iniciais de massa do calcário, de acordo com a lei da conservação das massas de cal viva e do dióxido de carbono, sendo esses últimos os produtos da reação.

III) A massa de dióxido de carbono foi determinada empregando o conceito de proporções definidas, pois em sistema aberto não é possível aplicar a lei de Lavoisier

R: ERRADO, é possível aplicar a lei de conservação de massa. Não é possível

estudar a conservação de massa em sistema aberto em se tratando de um gás como produto

IV) A lei da conservação de massas é utilizada no balanceamento de reações químicas.

R: Sim, a lei de conservação de massas é empregada junto com a estequiometria no balanceamento de reações químicas

25) Ferro e oxigênio se combinam para formar um composto que consiste em 69,9% de Fe e 30,1% de O em massa. Se 50,0 g de Fe e 40,0 g de O reagem, a massa do composto formado é de 71,53; sendo que o oxigênio se encontra em excesso no final da reação em 18,47g. De acordo com a exposta justificar as afirmativas:

I) A lei de proporção definida foi empregada no cálculo que estabelece a relação de Ferro e Oxigênio como sendo: $69,9/30,1 \cong 2,3222$

R: Sim, Essa proporção mostra que a quantidade de O deve ter um valor 2,32 vezes maior que a porcentagem de Fe.

II) 50g de Ferro reagirão com 21,53 g de Oxigênio baseado na lei de conservação de massa, sendo que a massa de oxigênio foi determinada mediante o cálculo: $50/2,3222 = 21,53$

R: Não, o princípio utilizado é de proporções definidas. Como a quantidade de Fe corresponde a 50 g e a proporção é de 2,32 vezes menor que a quantidade de ferro, sendo ela 21,53.

III) a massa do composto formado (produto) calculada pela soma das massas: $50 + 21,53 = 71,53$; demonstrando que há excesso de 18,47g de Oxigênio, baseado no princípio de conservação de massa.

R: Sim. Ao todo, somando a massa do Fe com a de O₂ há 90 g (50 + 40). Logo, é percebido um espaço de 18,47 g de Fe.

IV) A lei da composição definida, também conhecida como lei da composição constante ou lei das proporções definidas descreve a composição fixa: cada componente de um composto tem sua composição em massa, definida e característica.

R: Sim. Cada componente possui características específicas definidas como massa, ponto de fusão, ebulição e outros.

26) Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente, se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

1º. Experimento	2º. Experimento
Hg + S → Sulfeto mercúrio + excesso S	Hg + S → Sulfeto mercúrio + excesso Hg
5,0 1,0 5,8 0,2	12,0 1,6 11,6 2,0
Massas que reagiram: 5,0 de Hg + 0,8 de S	Massas que reagiram: 10 de Hg + 1,6 de S
Proporção Hg/S = 5/0,8 = 6,25	Proporção Hg/S = 10/1,6 = 6,25

a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).

R: Os dois experimentos estão de acordo com a lei de conservação de massa e proporções definidas: 1) pois a soma das massas dos reagentes é igual a soma da massa de produto e reagente em excesso e 2) proporções definidas como 6,25 entre a massa de mercúrio e massa de enxofre = 6,25.

b) Existem compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg₂S. Mostre os cálculos.

Dados - massas molares (g mol⁻¹): mercúrio (Hg) =200; enxofre (S) =32

R: Para o 1º. experimento

	No. Relativo átomos	menor numero	formula mínima
Hg	5/200 = 0,025	0,025/0,025 = 1	HgS
S	0,8/32 = 0,025	0,025/0,025 = 1	HgS

Para o 2º. experimento

	No. Relativo átomos	menor numero	formula minima
Hg	10/200 = 0,05	0,05/0,05 = 1	HgS
S	1,6/32 = 0,05	0,05/0,05 = 1	HgS

Portanto é necessário que a fórmula do composto seja HgS