

QUI 1A aula 01

01.01) Alternativa B

O reagrupamento de átomos na reação comprova o modelo atômico de Dalton, que indica que uma reação química era apenas um rearranjo dos átomos em novas estruturas.

01.02) Alternativa A

I) Correta. O modelo de Rutherford traz a estrutura do átomo com um núcleo e eletrosfera.

II) Correta. O núcleo atômico é cerca de 10000x menor do que o átomo.

III) Incorreta. Os elétrons estão situados na eletrosfera.

IV) Incorreta. O modelo de Rutherford desconhecia os níveis eletrônicos.

01.03) Alternativa A.

As observações de Thomson permitem concluir que os raios catódicos possuem carga negativa, portanto, constituídos de elétrons.

01.04) Alternativa A

A eletrosfera é a região que contém os elétrons (partículas de carga negativa).

01.05) Alternativa B

O modelo de Thomson considera o átomo como uma esfera positiva com partículas negativas incrustadas.

01.06) Alternativa E

O átomo de Rutherford considera que no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno (10 000 vezes menor que o tamanho do átomo) que concentra sua massa.

01.07) Alternativa D

O modelo atômico de Dalton tinha como hipóteses que o átomo era uma esfera maciça, indivisível e indestrutível. Também citava que átomos de um mesmo elemento possuem a mesma massa.

01.08) Alternativa E

Ouro = Au ; Polônio = Po

01.09) Alternativa B

O modelo atômico de Rutherford define a estrutura do átomo, com núcleo e eletrosfera e refuta o modelo anterior, que era o do Thomson.

01.10) Alternativa C

O nêutron foi descoberto em 1932 por James Chadwick.

01.11) Alternativa B

A carga do elétron ($1,6 \cdot 10^{-19}$ C) foi descoberta por Robert Andrews Milikan.

01.12) Alternativa A

Com o experimento, Rutherford define que o átomo não era maciço e que possui um grande espaço vazio.

01.13) Alternativa C

O raio do átomo é 10^4 a 10^5 vezes maior que o raio do núcleo.

01.14) Alternativa C

Através do espectro de difração das partículas alfa, Rutherford pode concluir que a massa do átomo estava concentrada no seu núcleo, sendo a região mais densa do átomo, portanto, não possui uma densidade uniforme.

01.15) Alternativa 2 e 3

- 1) Incorreta. As partículas alfa possuem carga elétrica positiva.
- 2) Correta. O tamanho do átomo é de 10 000 a 100 000 vezes maior que o seu núcleo.
- 3) Correta. As partículas alfa sofrem desvios quando colidem com o núcleo dos átomos de Au.
- 4) Incorreta. As partículas alfa sofrem desvios quando colidem com o núcleo positivo dos átomos de Au.

01.16) Alternativa E

O modelo de Thomson permitiu a ideia do átomo com estrutura atômica, pois era uma esfera de carga positiva com partículas de carga negativa incrustadas.

01.17) Alternativa A

Os raios catódicos desviavam para o polo positivo, sendo portanto de carga negativa (elétrons).

01.18) Alternativa E

No modelo atômico de Rutherford, a eletrosfera possuía um grande espaço vazio, com elétrons girando ao redor do núcleo.

01.19) Um modelo científico deve ser comprovado com experimentos. Demócrito citou que a matéria era constituída de partículas indivisíveis, chamando-as de átomos, porém, não desenvolveu nenhum experimento científico para comprovar essa ideia.

01.20) O grande avanço realizado por Rutherford foi estabelecer a estrutura atômica, em que o átomo possui um grande espaço vazio, com um núcleo pequeno que concentra praticamente toda a massa, cercado por uma eletrosfera que contém os elétrons.

QUI 1A aula 02

02.01) Alternativa A



Prótons = **82**

Elétrons = $82 - 2 = \mathbf{80}$

Nêutrons = $207 - 82 = \mathbf{125}$

02.02) 24 (08 – 16)

01) Incorreta. Os átomos podem ser desintegrados.

02) Incorreta. O número de elétrons é igual ao número de prótons em um átomo neutro.

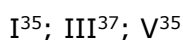
04) Incorreta. A perda de um elétron leva a formação de um íon positivo.

08) Correta. O átomo apresenta duas regiões distintas: núcleo e eletrosfera.

16) Correta. Os prótons com cargas positivas estão concentrados no núcleo que representa praticamente toda a massa do átomo. Os elétrons carregados negativamente ficam ao redor do núcleo, em uma região chamada eletrosfera.

02.03) Alternativa B

I e V possuem número de massa 35 e III possui número de massa 37.



02.04) Alternativa D

Z = número de prótons

$$Z = 17$$

A = prótons + nêutrons

$$A = 17 + 18$$

$$A = 35$$

02.05) Alternativa C



O átomo tinha 8 elétrons e recebeu 2.

$$\text{Total} = 8 + 2 = 10 \text{ elétrons}$$

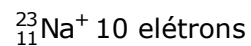
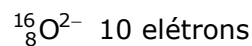
02.06) Alternativa D



O átomo tinha 11 elétrons e perdeu 1.

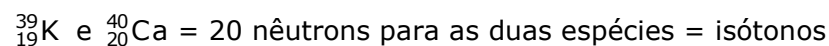
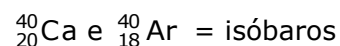
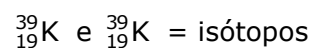
$$\text{Total} = 11 - 1 = 10 \text{ elétrons}$$

02.07) Alternativa A



As espécies são isoeletrônicas.

02.08) Alternativa B



02.09) Alternativa B



$$\text{Prótons} = \mathbf{56}$$

$$\text{Elétrons} = 56 - 2 = \mathbf{54}$$

$$\text{Nêutrons} = 138 - 56 = \mathbf{82}$$

02.10) Alternativa B

${}^{17}\text{Cl}^-$, ${}^{18}\text{Ar}$ e ${}^{19}\text{K}^+$ possuem o mesmo número de elétrons (18 elétrons).

02.11) Alternativa D

Fe^{2+} e Fe^{3+} possuem cargas diferentes, portanto número de elétrons diferente.

São provenientes de isótopos distintos, logo, possuem diferença no número de nêutrons presentes no núcleo.

02.12) Alternativa C

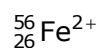
Como são isótopos do hidrogênio, possuem o mesmo número de prótons no núcleo (1 próton).

02.13) Alternativa C

$${}^{13}_6\text{C} \quad 13 - 6 = 7 \text{ nêutrons}$$

$${}^{14}_7\text{N} \quad 14 - 7 = 7 \text{ nêutrons}$$

02.14) Alternativa B



$$\text{Prótons} = \mathbf{26}$$

$$\text{Elétrons} = 26 - 2 = \mathbf{24}$$

$$\text{Nêutrons} = 56 - 26 = \mathbf{30}$$

02.15) Alternativa E

$${}^1_1\text{H} \quad \text{Nêutrons} = 1 - 1 = 0$$

$${}^2_1\text{H} \quad \text{Nêutrons} = 2 - 1 = 1$$

$${}^3_1\text{H} \quad \text{Nêutrons} = 3 - 1 = 2$$

$${}^{16}_8\text{O} \quad \text{Nêutrons} = 16 - 8 = 8$$

Para formar água, são necessários 2 hidrogênios e 1 oxigênio.

Combinações possíveis:

$${}^1_1\text{H} + {}^1_1\text{H} + {}^{16}_8\text{O} = 8 \text{ nêutrons}$$

$${}^1_1\text{H} + {}^2_1\text{H} + {}^{16}_8\text{O} = 9 \text{ nêutrons}$$

$${}^2_1\text{H} + {}^2_1\text{H} + {}^{16}_8\text{O} = 10 \text{ nêutrons}$$

$${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} + {}^{16}_8\text{O} = 11 \text{ nêutrons}$$

$${}^3_1\text{H} + {}^3_1\text{H} + {}^{16}_8\text{O} = 12 \text{ nêutrons}$$

É impossível encontrar 13 nêutrons na molécula de água.

02.16) Alternativa B



$$\text{Prótons} = \mathbf{53}$$

$$\text{Elétrons} = 53 + 1 = \mathbf{54}$$

$$\text{Nêutrons} = 131 - 53 = \mathbf{78}$$

02.17) Alternativa D

III e IV possuem o mesmo número de prótons no núcleo, portanto, são átomos do mesmo elemento químico.

02.18) Alternativa A

X^- possui 18 elétrons. Como é um ânion de carga 1^- , possui um elétron a mais, logo, tem 17 prótons no núcleo (número atômico 17).

02.19)

G e W são isóbaros, logo:

$$8x + 8 = 7x + 12$$

$$x = 4$$



número de massa (A):

$$A = 8x + 8$$

$$A = 8 \cdot 4 + 8$$

$$A = 40$$

número de atômico (Z):

$$Z = 4x + 3$$

$$Z = 4 \cdot 4 + 3$$

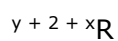
$$Z = 19$$



$$\text{Nêutrons} = A - Z$$

$$\text{Nêutrons} = 40 - 19 = 21$$

02.20)



$$36 \text{ n}$$

$$x \text{ n}$$

y elétrons

y elétrons

y + 2 elétrons

Q e R são isóbaros, logo:

$$y + 36 = y + 2 + x$$

$$36 = 2 + x$$

$$x = 34$$

QUI 1A aula 03

03.01) Alternativa D

De acordo com o modelo de Thomson, o átomo era uma esfera maciça com partículas negativas incrustadas. Era previsto que as partículas alfa fossem ricocheteadas, quando se chocassem com a lâmina de ouro.

03.02) Alternativa D

O modelo de John Dalton não era capaz de explicar fenômenos elétricos, pois desconhecia as partículas carregadas com cargas presentes no átomo.

03.03) Alternativa C

Boyle publicou o químico cético, contestando as teorias dos filósofos gregos que a matéria era constituída pelos elementos da natureza terra, fogo, água e ar.

03.04) Alternativa C

2 – Rutherford – Descoberta do átomo e seu tamanho relativo.

1 – Dalton – Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.

4 – Thomson – Modelo semelhante a um “pudim de passas” com cargas positivas e negativas em igual número.

3 – Bohr – Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

03.05) Alternativa B

O modelo de Bohr traz como inovação os níveis de energia e a quantização da energia nos níveis.

03.06) Alternativa B



Prótons = **92**

Elétrons = $92 - 4 =$ **88**

Nêutrons = $235 - 92 =$ **143**

03.07) Alternativa A

Quando os elétrons dos íons metálicos absorvem energia, saltam para níveis mais externos da eletrosfera. Quando retornam, liberam a energia absorvida na forma de luz. Como cada elemento libera uma determinada quantidade de energia, a luz que é emitida assume colorações específicas para cada elemento.

03.08) Alternativa A

I – Rutherford – Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares.

II – Dalton – Átomos maciços e indivisíveis.

III – Bohr – Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares de energia quantizada.

03.09) Alternativa A

(2) Elétron – Partícula de massa igual a $9,109 \times 10^{-31}$ kg e carga elétrica de $-1,602 \times 10^{-19}$ C.

(5) Átomo de Bohr – Partícula constituída por um núcleo contendo prótons e nêutrons, rodeado por elétrons que circundam em órbitas estacionárias.

(3) Átomo de Dalton – Partícula indivisível e indestrutível durante as transformações químicas.

(1) Próton – Partícula de massa igual a $1,673 \times 10^{-27}$ kg, que corresponde à massa de uma unidade atômica.

(4) Átomo de Rutherford – Partícula que possui um núcleo central dotado de cargas elétricas positivas, sendo envolvido por uma nuvem de cargas elétricas negativas.

03.10) Alternativa D

A espécie química possui 30 prótons, 28 nêutrons e 29 elétrons. Como apresenta 1 próton a mais, assume carga positiva 1+ e é chamado de cátion monovalente.

Número de massa = prótons + nêutrons

Número de massa = $30 + 28 = 58$

03.11) Alternativa D

O modelo atômico de Bohr introduz a ideia dos níveis de energia, com a quantização da energia nas órbitas eletrônicas.

03.12) Alternativa B

Elemento químico é um conjunto de átomos de mesmo número atômico (número de prótons).

03.13) Alternativa C



$$\text{Elétrons} = 8 + 2 = 10$$

O átomo neutro X é isoeletrônico de ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$, portanto também tem 10 elétrons.

Como é um átomo neutro, a quantidade de prótons = quantidade de elétrons.

Número atômico = 10.

03.14) Alternativa C

Os átomos de hidrogênio (${}_1\text{H}^1$) e deutério (${}_1\text{H}^2$) são **isótopos** e a água pesada (H_2O – os hidrogênios presentes são deutério) possui 10 nêutrons.

03.15) Alternativa E

Os números atômicos são consecutivos e crescentes.

A e B são isóbaros.

B e C são isótonos.



$$86 \text{ n}$$

$$86 \text{ n}$$

$$\text{Número de massa de C} = 65 + 86 = \mathbf{151}.$$

03.16) Alternativa D



$$\text{Número de elétrons} = 7 + 8 \cdot 3 + 1 = 32$$

O Germânio (Ge) possui 32 elétrons.

03.17) Alternativa A

O átomo possui níveis de energia em que estão presentes os elétrons. Cada nível possui uma energia quantizada (fixa e definida).

03.18) Alternativa B



$$25 \text{ n}$$

$$Z = A - N$$

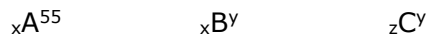
$$Z = 50 - 25$$

$$Z = 25$$



$$\text{Elétrons} = 25 - 2 = \mathbf{23}$$

03.19)

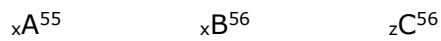


Soma das massas atômicas = soma prótons + nêutrons

$$55 + y + y = 79 + 88$$

$$2y = 112$$

$$\mathbf{y = 56}$$



A e C são isótonos

$$55 - x = 56 - z$$

$$x = z - 1$$

A soma dos prótons é 79

$$2x + z = 79$$

$$2(z - 1) + z = 79$$

$$3z - 2 = 79$$

$$3z = 81$$

$$\mathbf{z = 27}$$

$$x = z - 1$$

$$\mathbf{x = 26}$$

03.20)



Os dois isótopos possuem o mesmo número de prótons (55) e elétrons (55).

O número de nêutrons é diferente, sendo 78 e 82, respectivamente.

QUI 1B aula 01

01.01) Alternativa E

O cálculo da massa atômica é feito utilizando a média ponderal dos isótopos mais comuns. Como a porcentagem do isótopo de massa 25,98259 é muito maior (80%) que a dos outros isótopos, o valor da média está mais próximo de 25,98259, logo, compreendido entre 24,98584 e 25,98259.

01.02) Alternativa C

$$x + y = 100$$

$$x = 100 - y$$

$$M = \frac{68,9 \cdot x + 70,9 \cdot y}{100}$$

$$69,7 = \frac{68,9 \cdot (100 - y) + 70,9 \cdot y}{100}$$

$$6970 = 6890 - 68,9y + 70,9y$$

$$80 = 2y$$

$$y = 40\%$$

$$x = 100 - 40$$

$$x = 60\%$$

01.03) Alternativa B

O oxigênio tem a maior massa atômica quando comparado com os outros elementos apresentados na relação e tem uma quantidade considerável de átomos (51), portanto, contribuirá com a maior massa que constitui o corpo humano.

01.04) Alternativa D

$$\text{H}_2\text{O} = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ u}$$

$$\text{CO}_2 = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ u}$$

01.05) Alternativa B

$$\text{C}_2\text{H}_6 = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30 \text{ u}$$

01.06) Alternativa D

$$\text{C}_6\text{H}_6 = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 6 = 78 \text{ u}$$

01.07) Alternativa C

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ u}$$

01.08) Alternativa E

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 342 \text{ u}$$

$$\text{NH}_3 = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ u}$$

01.09) Alternativa D

A massa atômica de um elemento é a média ponderal das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.

01.10) Alternativa A

A massa atômica de um elemento normalmente não é um número inteiro devido a ser determinada utilizando a média ponderal dos isótopos naturais deste elemento.

01.11) Alternativa C

O padrão internacional para a escala de massas atômicas é o isótopo carbono 12 (C^{12}).

01.12) Alternativa E

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ u}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ u}$$

A massa da molécula de glicose é dez vezes maior que a massa da molécula de água.

01.13) Alternativa B

Massa do carbono = 12 u

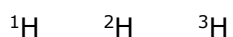
$$12 \cdot \frac{5}{6} = \frac{60}{6} = 10 \text{ u}$$

01.14) Alternativa B

Aumentar a razão $^{235}\text{U}/^{238}\text{U}$ é aumentar a porcentagem do isótopo ^{235}U .

Como a massa atômica do elemento é calculada utilizando uma média ponderal, aumentar a porcentagem do isótopo mais leve (^{235}U) fará com que o valor da média diminua.

01.15) Alternativa D



Cloreto de hidrogênio = HCl

$$\text{Menor massa possível} = ^1\text{H} + ^{35}\text{Cl} = 36 \text{ u}$$

Maior massa possível = $^3\text{H} + ^{37}\text{Cl} = 40 \text{ u}$

Variação entre 36 a 40 u.

01.16) Alternativa E

O = 16 u

Massa relativa = 100

S = 32 u (dobro do oxigênio)

Massa relativa = 200

$$\text{SO}_2 = 200 + 100 \cdot 2 = 400$$

01.17) Alternativa C

$$x + y = 100$$

$$x = 100 - y$$

$$M = \frac{79 \cdot x + 81 \cdot y}{100}$$

$$79,9 = \frac{79 \cdot (100 - y) + 81 \cdot y}{100}$$

$$7990 = 7900 - 79y + 81y$$

$$90 = 2y$$

$$y = 45\%$$

$$x = 100 - 45$$

$$x = 55\%$$

01.18) Alternativa D

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 + 10 \cdot (1 \cdot 2 + 16)$$

$$46 + 32 + 64 + 10 \cdot (18)$$

$$322 \text{ u}$$

01.19)

a) Representam os isótopos do carbono que são encontrados na natureza.

b)

$$M = \frac{12,000 \cdot 98,90 + 13,003 \cdot 1,10}{100} = 12,01 \text{ u}$$

01.20)

$\text{Al}_2(\text{XO}_4)_3 = 342 \text{ u}$

$$27 \cdot 2 + (x + 16 \cdot 4) \cdot 3 = 342$$

$$54 + 3x + 192 = 342$$

$$3x = 96$$
$$x = 32 \text{ u}$$

QUI 1B aula 02

02.01) Alternativa E

$$1 \text{ mol de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ — } 180 \text{ g — } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$
$$360 \cdot 10^{-3} \text{ g — } x$$
$$x = 12 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

02.02) Alternativa B

$$0,46 \text{ g — } 1 \text{ L de sangue}$$
$$x \text{ — } 7 \text{ L de sangue}$$
$$x = 3,22 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol álcool — } 46 \text{ g}$$
$$y \text{ — } 3,22 \text{ g}$$
$$y = 0,07 \text{ mol de álcool}$$

02.03) V, V, F, V

0) Verdadeira. A constante de Avogadro é uma grandeza de valor $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades por mol.

1) Verdadeira. É uma grandeza que foi determinada através de experimentos científicos. Com o avanço da tecnologia, é possível descobrir métodos mais avançados e precisos para essa determinação.

2) Falsa. Massas iguais de diferentes elementos químicos possuem quantidades diferentes de átomos.

3) Verdadeira. O único elemento químico que não está sujeito à variação de massa atômica é o isótopo 12 do carbono, pois foi utilizado como padrão para determinação de massa atômica dos outros elementos químicos.

02.04) Alternativa A

A massa atômica de 23 u é referente à massa de 1 átomo de Na.

02.05) Alternativa D

A massa molar de 23 g/mol é referente à massa de 6×10^{23} (1 mol) de átomos de sódio.

02.06) Alternativa A

A massa molecular de 18 u é referente à massa de 1 molécula de H₂O.

02.07) Alternativa C

A massa molar de 18 g/mol é referente à massa de 6×10^{23} (1 mol) de moléculas de água.

02.08) Alternativa E

Um mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém $6 \cdot 10^{23}$ entidades.

02.09) Alternativa C

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol H}_2\text{O} & \text{---} & 18 \text{ g} & \text{---} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ & & 9 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & & & x = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \end{array}$$

02.10) Alternativa B

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol Ag} & \text{---} & 108 \text{ g} & \text{---} & 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ & & 3,6 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & & & x = 2 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \end{array}$$

02.11) Alternativa E.

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol H}_2\text{O} & \text{---} & 18 \text{ g} & \text{---} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ & & x & \text{---} & 1 \text{ molécula} \\ & & & & x = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

02.12) Alternativa E

Cada molécula de água (H₂O) possui 3 átomos, logo, 2 mols de moléculas de água têm 6 mols de átomos.

02.13) Alternativa E

Cada molécula de ácido sulfúrico (H₂SO₄) possui 7 átomos, logo, 1 mol de ácido sulfúrico tem $7 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

02.14) Corretas 1, 2 e 3.

- 1) Correta. A unidade padrão para quantidade de matéria no Sistema Internacional é o mol.
- 2) Correta. O mol tem o número de entidades igual ao número de entidades presentes em 12 g do isótopo 12 do carbono.
- 3) Correta. O número de partículas de 1 mol é igual a $6,02 \cdot 10^{23}$, independente de qual seja a substância.
- 4) Falsa. O número atômico é a quantidade de prótons presente no núcleo.

02.15) Alternativa B

24 quilates — 100% ouro

18 quilates — x

$$x = 75\% \text{ ouro}$$

5 kg — 100%

y — 75%

$$y = 3,75 \text{ kg (3750 g)}$$

1 mol Au — 197 g — $6 \cdot 10^{23}$ átomos

3750 g — z

$$z = 1,14 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

02.16) Alternativa D

$\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$

1 mol NH_3 — 17 g

0,1 mol NH_3 — x

$$x = 1,7 \text{ g}$$

$\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$

1 mol CH_4 — 16 g — $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

x — $9 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$x = 24 \text{ g}$$

$$\text{Massa total} = 1,7 \text{ g} + 24 \text{ g} = 25,7 \text{ g}$$

02.17) Alternativa C

0,05 mL = 0,05 g de água

1 mol H_2O — 18 g — $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

$5 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ — x

$$x = \frac{30}{18} \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Cada molécula de água possui 2 átomos de hidrogênio, logo, multiplica-se por 2 a quantidade total de moléculas:

$$2 \cdot \frac{30}{18} \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = \frac{60}{18} \cdot 10^{23} \text{ átomos H} = \frac{30}{9} \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

02.18) Alternativa B

$$1 \text{ mol Cl} \quad \text{---} \quad 35,5 \text{ g}$$

$$4 \text{ mol Cl} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 142 \text{ g}$$

$$142 \text{ g Cl} \quad \text{---} \quad 44\%$$

$$y \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$y = 323 \text{ g}$$

A massa molar da dioxina é de 323 g/mol.

$$1 \text{ mol dioxina} \quad \text{---} \quad 323 \text{ g}$$

$$z \quad \text{---} \quad 3,23 \cdot 10^{-11} \text{ g}$$

$$z = 1,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \Rightarrow \text{limite diário de dioxina}$$

$$1 \text{ kg frango} \quad \text{---} \quad 2,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$$

$$a \quad \text{---} \quad 1,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$$

$$a = 0,5 \text{ kg frango}$$

02.19)

a)

$$1 \text{ mol H}_3\text{CNCO} \quad \text{---} \quad 57 \text{ g} \quad \text{---} \quad 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$5 \cdot 10^{-5} \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 5,26 \cdot 10^{17} \text{ moléculas}$$

b)

$$1 \text{ cm}^3 \text{ do líquido} = 0,92 \text{ g do líquido}$$

$$5 \cdot 10^{-5} \text{ g} \quad \text{---} \quad 1 \text{ m}^3 \text{ de ar}$$

$$0,92 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 18400 \text{ m}^3 \text{ de ar}$$

02.20)

Liga platina-ródio possui 10% de ródio e 90% de platina.

$$1 \text{ g} \cdot 0,9 = 0,9 \text{ g de platina}$$

$$1 \text{ mol Pt} \quad \text{---} \quad 195 \text{ g} \quad \text{---} \quad 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,9 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 2,8 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

QUI 1B aula 03

03.01) Alternativa D

$$8 \text{ g} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$x \quad \text{---} \quad 90\%$$

$$x = 7,2 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Au} \quad \text{---} \quad 197 \text{ g} \quad \text{---} \quad 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$7,2 \text{ g} \quad \text{---} \quad y$$

$$z = 2,2 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

03.02) Alternativa E

Volumes iguais de gases que estão nas mesmas condições de pressão e temperatura possuem a mesma quantidade de moléculas. Os recipientes contendo N_2 e CO_2 têm número igual de moléculas.

03.03) Alternativa E

O gráfico indica que a porcentagem de oxigênio (composto VI), 2,5 bilhões de anos atrás é de 5%.

03.04) Alternativa E

$$1 \text{ mol O}_3 \quad \text{---} \quad 48 \text{ g} \quad \text{---} \quad 22,4 \text{ L}$$

$$480 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 224 \text{ L}$$

03.05) Alternativa B

$$1 \text{ mol CH}_4 \quad \text{---} \quad 16 \text{ g} \quad \text{---} \quad 22,4 \text{ L}$$

$$8 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 11,2 \text{ L}$$

03.06) Alternativa D

$$1 \text{ mol CO}_2 \quad \text{---} \quad 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \quad \text{---} \quad 22,4 \text{ L}$$

$$12 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 44,8 \text{ L}$$

03.07) Alternativa B

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol CO} & \text{---} & 28 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ & & 10 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & x = 8 \text{ L} & & \end{array}$$

03.08) Alternativa A

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol N}_2 & \text{---} & 28 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ & & x & \text{---} & 5,6 \text{ L} \\ & & x = 7 \text{ g} & & \end{array}$$

03.09) Alternativa A

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol NH}_3 & \text{---} & 17 \text{ g} \\ x & \text{---} & 170 \text{ g} \\ & & x = 10 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol NH}_3 & \text{---} & 24 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 10 \text{ mol NH}_3 & \text{---} & y \\ & & x = 2,4 \cdot 10^{25} \text{ átomos} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol NH}_3 & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ 10 \text{ mol NH}_3 & \text{---} & z \\ & & z = 224 \text{ L} \end{array}$$

03.10) Alternativa E

$$\begin{array}{rcl} 0,2 \text{ mol CO}_2 & \text{---} & 4,9 \text{ L} \\ 1 \text{ mol CO}_2 & \text{---} & x \\ & & x = 24,5 \text{ L} \end{array}$$

03.11) Alternativa C.

Os três balões contêm o mesmo volume (10 mL) e estão sob as mesmas condições de temperatura e pressão, portanto, possuem o **mesmo** número de moléculas.

03.12) Alternativa A

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} & \text{---} & 58 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ & & x & \text{---} & 11,2 \text{ L} \\ & & x = 29 \text{ g} & & \end{array}$$

03.13) Alternativa E

$$\begin{array}{lcl} 1,5 \text{ g vitamina} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 4,34\% \\ x = 0,0651 \text{ g de Co} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de Co} & \text{---} & 59 \text{ g} & \text{---} & 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ & & 0,0651 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & & & x = 6,6 \cdot 10^{20} \text{ átomos} \end{array}$$

03.14) Alternativa C

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ L água oxigenada } 20 \text{ v} & \text{---} & 20 \text{ L de O}_2 \\ 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ L} & \text{---} & x \\ x = 448 \cdot 10^{-3} \text{ L de O}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol O}_2 & \text{---} & 32 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ & & x & \text{---} & 448 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ & & x = 0,64 \text{ g} \end{array}$$

03.15) Alternativa E

Os três recipientes contêm o mesmo volume e estão sob mesmas condições de temperatura e pressão, logo, têm a mesma quantidade de matéria (número de mols).

Para determinar a massa dos recipientes em ordem crescente, pode-se determinar um valor para calcular a massa. Considerar que existem 1 mol de gás em cada recipiente:

$$\text{Recipiente X} = 1 \text{ mol de O}_2 \Rightarrow 32 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{Recipiente Y} &= 1 \text{ mol da mistura gasosa (0,5 mol O}_2 + 0,5 \text{ mol H}_2\text{O)} \Rightarrow 16 \text{ g} + 9 \text{ g} \\ &= 25 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Recipiente Z} &= 1 \text{ mol da mistura gasosa (0,5 mol O}_2 + 0,5 \text{ mol Cl}_2) \Rightarrow 16 \text{ g} + 35,5 \text{ g} \\ &= 51,5 \text{ g} \end{aligned}$$

A ordem crescente em massa é $Y < X < Z$.

03.16) Alternativa A

Volumes iguais de dois gases diferentes, na mesma temperatura e pressão, possuem a mesma quantidade de matéria (número de mols).

$$n_A = n_B$$

$$\frac{m_A}{M_A} = \frac{m_B}{M_B}$$

$$\frac{1,6}{32} = \frac{3,35}{M_B}$$

$$M_B = 67 \text{ g/mol}$$

03.17) Alternativa E

Estabelecendo a relação em que 10 L de gás equivalem a x mol:

$\text{CO} \Rightarrow 20 \text{ L} = 2x \text{ mol de CO} \cdot 2 \text{ átomos} = 4x \text{ mol de átomos}$

$\text{CO}_2 \Rightarrow 20 \text{ L} = 2x \text{ mol de CO}_2 \cdot 3 \text{ átomos} = \mathbf{6x \text{ mol de átomos}}$

$\text{O}_2 \Rightarrow 10 \text{ L} = x \text{ mol de O}_2 \cdot 2 \text{ átomos} = 2x \text{ mol de átomos}$

$\text{C}_2\text{H}_4 \Rightarrow 10 \text{ L} = x \text{ mol de C}_2\text{H}_4 \cdot 6 \text{ átomos} = \mathbf{6x \text{ mol de átomos}}$

Os recipientes contendo CO_2 e C_2H_4 têm a mesma quantidade de átomos.

03.18) Alternativa A

Massa de O_2 = frasco cheio – frasco vazio

Massa de O_2 = 844 g – 820 g

Massa de O_2 = 24 g

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ mol O}_2 & \text{---} & 32 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ & & 24 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & & & x = 16,8 \text{ L} \end{array}$$

03.19)

600 L de gases/min --- 100%

x --- 4%

x = 24 L de CO/min

1 min --- 24 L

60 min --- y

y = 1440 L de CO

1 mol --- 24 L

z --- 1440 L

y = 60 mol

03.20)

$$\begin{array}{rclcl}
 1 \text{ mol CH}_4 & \text{---} & 16 \text{ g} & \text{---} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\
 & & 288 \cdot 10^9 \text{ g} & \text{---} & x \\
 & & x = 108 \cdot 10^{32} & = & 1,08 \cdot 10^{34} \text{ moléculas}
 \end{array}$$

QUI 1C aula 01

01.01) Alternativa A

No recipiente rotulado como lixo inorgânico, devem ser colocados vidro quebrado (composto de óxidos inorgânicos) e latas de refrigerante (feito com o metal alumínio).

01.02) Alternativa E

A cafeína possui fórmula molecular $C_8H_{10}N_4O_2$, portanto, possui 8 átomos de carbono.

01.03) Alternativa A

Carbonos terciários são aqueles ligados à 3 átomos de carbono. Na estrutura não existe nenhum átomo de carbono terciário.

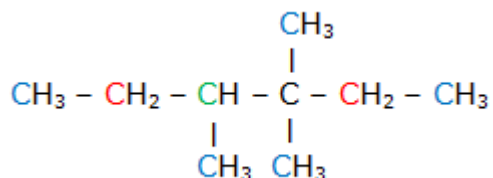
01.04) Alternativa D

Wöhler consegue sintetizar em laboratório a uréia, partindo do cianato de amônio.

01.05) Alternativa E

Um átomo de carbono quaternário é o que está ligado à quatro átomos de carbono. A uréia apresenta apenas 1 átomo de carbono, portanto, sendo considerado nulário (não está ligado a nenhum carbono).

01.06) Alternativa A



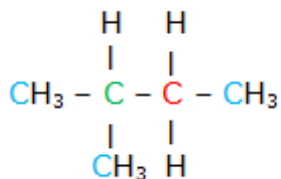
Em azul – Carbonos primários – 5

Em vermelho – Carbonos secundários – 2

Em verde – Carbono terciário – 1

Em preto – Carbono quaternário – 1

01.07) Alternativa A



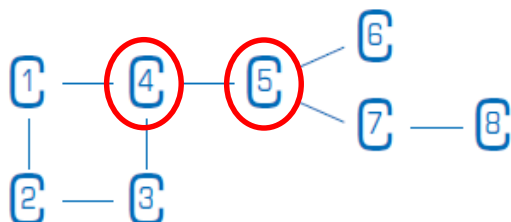
Em azul – Carbonos primários – 3

Em vermelho – Carbonos secundários – 1

Em verde – Carbono terciário – 1

01.08) Alternativa D

Carbonos terciários são os que estão ligados à 3 átomos de carbono.



C4 e C5 são terciários.

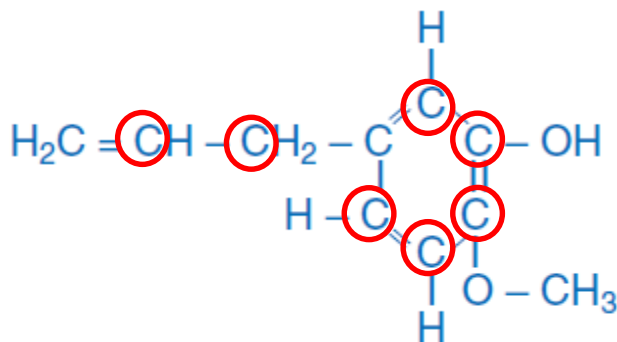
01.09) Alternativa A

Os compostos orgânicos geralmente apresentam pontos de ebulição menores que os compostos inorgânicos.

01.10) Alternativa D

Geralmente os compostos orgânicos são insolúveis em água.

01.11) Alternativa C



Apresenta 7 átomos de carbono secundários.

01.12) Alternativa C



A estrutura apresenta 7 átomos de carbono secundários.

01.13) Alternativa D

6 carbonos primários

4 carbonos secundários

4 carbonos terciários

01.14) Alternativa D

Substituindo os átomos de hidrogênio da água (HOH) por átomos de carbono temos (COC). Para completar as ligações do carbono, deve-se adicionar 3 hidrogênios em cada carbono (H_3COCH_3). Total de seis átomos de hidrogênio.

01.15) Alternativa D

Os compostos orgânicos geralmente têm pontos de fusão relativamente baixos.

01.16) Alternativa A

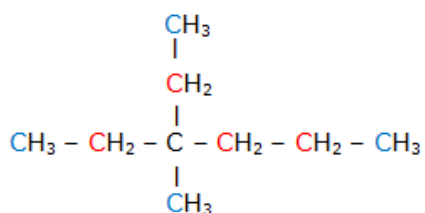
4 carbonos primários

2 carbonos secundários

0 carbonos terciários

1 carbono quaternário

01.17) Alternativa B.



Em azul – Carbonos primários – 4

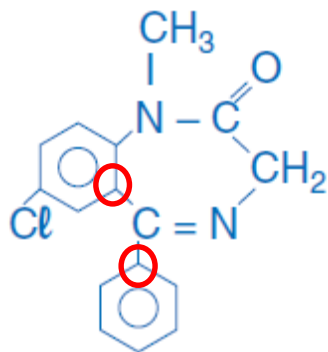
Em vermelho – Carbonos secundários – 4

Em verde – Carbono terciário – 0

Em preto – Carbono quaternário – 1

01.18) Alternativa B

O diazepam possui 16 carbonos e dois são considerados carbonos terciários.



01.19)

- 1) As reações químicas que envolvem os compostos orgânicos são mais lentas.
- 2) Os pontos de fusão e de ebulição são relativamente mais baixos.
- 3) A maioria é insolúvel em água.

01.20)

- 1 - primário
- 2 - secundário
- 3 - quaternário
- 4 - secundário
- 5 - terciário
- 6 - primário
- 7 - primário
- 8 - primário
- 9 - primário

QUI 1C aula 02

02.01) Alternativa D

Os carbonos saturados do diamante fazem quatro ligações simples, assumindo uma geometria tetraédrica.

02.02) Alternativa B

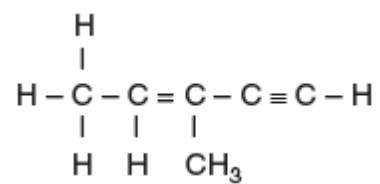
Faltam 5 hidrogênios para completar a tetravalência do carbono, 2 H no anel aromático e 3 H no carbono da ramificação.

02.03) Alternativa B

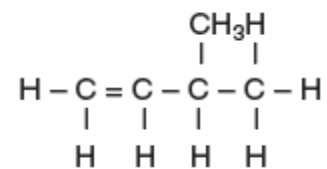
Compostos orgânicos = $C_{10}H_{13}N$ e $C_{20}H_{24}N_2O_2$ \Rightarrow total de 72 átomos

02.04)

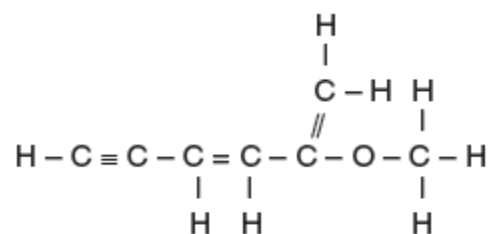
a)



b)

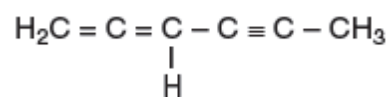


c)

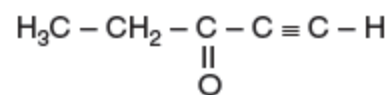


02.05)

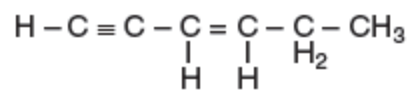
a)



b)



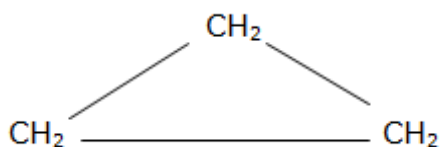
c)



02.06) Alternativa C

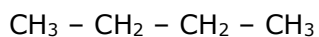
Carbonos saturados adquirem a geometria de tetraedros. A ligação entre eles é uma ligação simples.

02.07) Alternativa B



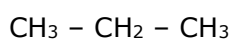
O composto apresenta fórmula C₃H₆.

02.08) Alternativa A



O composto apresenta fórmula C₄H₁₀.

02.09) Alternativa C



O composto possui 8 hidrogênios.

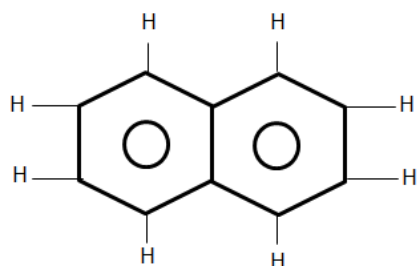
02.10) Alternativa C

A nicotina apresenta fórmula molecular C₁₀H₁₄N₂

02.11) Alternativa B

O oxigênio só é capaz de realizar 2 ligações covalentes, então a ligação entre carbono e oxigênio pode ser representada por C = O.

02.12) Alternativa C



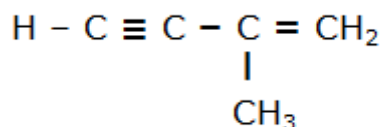
Apresenta um total de 8 átomos de hidrogênio.

02.13) Alternativa A

Como todos os carbonos da estrutura só fazem ligações simples, todos apresentam geometria tetraédrica (3 carbonos).

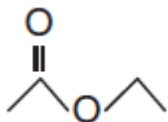
02.14) Alternativa D

Existem 7 ligações covalentes entre carbonos.



02.15) Alternativa E

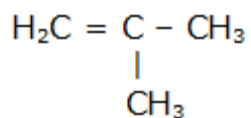
A representação em linhas para o composto é igual a



02.16) Alternativa E

O composto apresenta na alternativa é um composto ramificado (possui 1 carbono terciário), diferente de todos os outros compostos que possuem cadeia linear.

02.17) Alternativa D



O composto apresenta fórmula molecular C_4H_8 .

02.18) Alternativa A

As duplas ligações presentes na estrutura deixam os carbonos alinhados, ou seja, em uma linha reta. O carbono que faz simples ligação já assume um posicionamento diferente, fora da linha, como mostrado na estrutura.

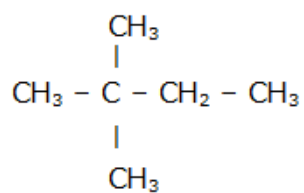
02.19)

a)

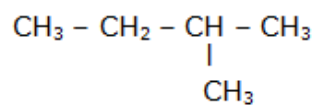
I.



II.



III.



b)

I – 1 carbono secundário

II – 1 carbono secundário

III – 1 carbono secundário

Total = 3 carbonos secundários

02.20)

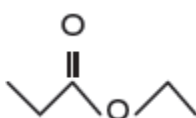
I.



II.



III.



QUI 1C aula 03

03.01) Alternativa E

Cadeia Heterocíclica e Ramificada.

03.02) Alternativa C

O composto tem fórmula $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$.

03.03) Alternativa D

O Benzeno é uma cadeia do tipo aromática.

03.04)

- a) aberta, normal, homogênea e saturada.
- b) aberta, ramificada, homogênea e saturada.
- c) aberta, normal, heterogênea e insaturada.
- d) cíclica, ramificada, homogênea e insaturada.
- e) cíclica, normal, homogênea e insaturada.
- f) cíclica, normal, homogênea e insaturada.

03.05) Alternativa E

A cadeia é acíclica (aberta), normal, saturada e heterogênea.

03.06) Alternativa E

O composto possui cadeia normal e heterogênea.

03.07) Alternativa D

O composto tem cadeia aberta, ramificada e insaturada.

03.08) Alternativa D

Existem quatro carbonos insaturados (que fazem dupla ligação) na molécula.

03.09) Alternativa A

O Benzopireno é um conjunto de cadeias aromáticas com núcleo benzênico.

03.10) Alternativa A

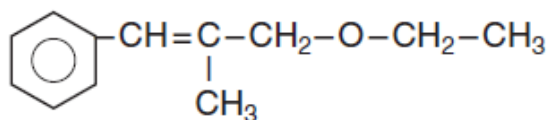
Os compostos que apresentam anel aromático são o carbofurano (I), tralometrin (II) e atrazina (IV).

* a substituição de átomos de carbono por nitrogênio não desclassifica como composto aromático.

03.11) Alternativa B

O composto II apresenta cadeia carbônica saturada, homogênea e tem apenas carbonos secundários.

03.12) Alternativa E

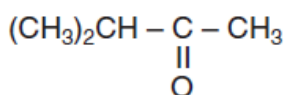


Apresenta cadeia aromática, heterogênea e ramificada.

03.13) Alternativa E

Contém 3 carbonos primários (ligados a um átomo de carbono) e 1 carbono terciário (ligado a três átomos de carbono).

03.14) Alternativa D

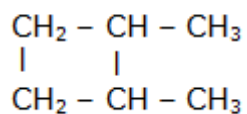


Apresenta cadeia ramificada, homogênea e saturada.

03.15) Alternativa D

Hydrocarbonetos alifáticos são os de cadeia aberta, logo, ciclo-hexano não está presente como um dos componentes principais.

03.16) Alternativa E

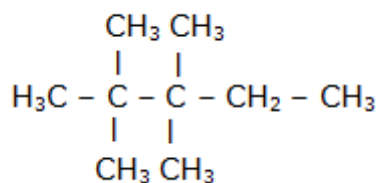


O composto possui fórmula molecular C_6H_{12} .

03.17) Alternativa D

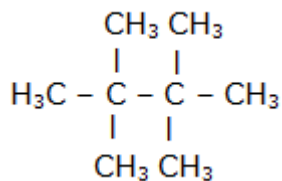
É uma cadeia homogênea, insaturada e linear.

03.18) Alternativa C



Essa cadeia possui 9 átomos de carbono

03.19)



03.20)

a) Os compostos II e III.

b) Cadeia II - 1 carbono secundário

Cadeia III - 1 carbono secundário

QUI 1D aula 01

01.01) Alternativa E

No experimento II, forma-se uma solução saturada com corpo de fundo. É possível definir então que o máximo que dissolve em 100 g de água é: $50 \text{ g} - 14 \text{ g} = 36 \text{ g}$ de sal.

01.02) Alternativa A

A ordem de precipitação dos compostos iniciará primeiramente com o menos solúvel e seguirá até o mais solúvel: carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio, sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e brometo de sódio.

01.03) Alternativa C

I. Incorreta. Dentre as substâncias apresentadas, conseguimos dissolver maior quantidade de AgNO_3 em 100 mL de água, a 25°C .

II. Correta.

52 g KNO_3 — 100 mL H_2O

x — 25 mL H_2O

x = 13 g KNO_3

III. Incorreta. A solubilidade depende da temperatura.

01.04) Alternativa B

40 g X — 100 g H_2O

x — 70 g H_2O

x = 28 g X

01.05) Alternativa A

$$\begin{array}{rcl}
 12,5 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 & \text{---} & 100 \text{ mL H}_2\text{O} \\
 x & \text{---} & 20 \text{ mL H}_2\text{O} \\
 x = 2,5 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7
 \end{array}$$

Foram adicionados 5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 100 mL de água. Dissolvem 2,5 g e precipitam 2,5 g, portanto, irá coexistir a solução saturada com a fase sólida (corpo de fundo).

01.06) Alternativa B

$$\begin{array}{rcl}
 203,9 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} & \text{---} & 100 \text{ g H}_2\text{O} \\
 x & \text{---} & 10 \text{ g H}_2\text{O} \\
 x = 20,39 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}
 \end{array}$$

Adicionando 5 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em 10 g de água, a solução irá dissolver todo o açúcar e não irá atingir o seu limite (20,39 g), então a solução será insaturada.

01.07) Alternativa C

1. Correta. A quantidade de sal que dissolve independe de quem seja colocado primeiro, pois respeita o coeficiente de solubilidade.
2. Incorreta. As duas soluções apresentam fase sólida e solução saturada.
3. Incorreta. A massa de sal dissolvida depende da temperatura do sistema.
4. Incorreta. O sistema apresenta corpo de fundo, possuindo duas fases.

01.08) Alternativa D

1. Correta. A água é o solvente e o açúcar o soluto, independente da quantidade.
2. Incorreta. A água é o solvente, pois dissolve o açúcar.
3. Correta. Como o açúcar é sólido à temperatura ambiente, não tem a capacidade de dissolver outra substância.

01.09) Alternativa B

Adicionando 20 g de KCl em 50 g H_2O obtém-se uma **solução saturada com 3 g de corpo de fundo.**

$$\begin{array}{rcl}
 34 \text{ g KCl} & \text{---} & 100 \text{ g H}_2\text{O} \\
 x & \text{---} & 50 \text{ g H}_2\text{O} \\
 x = 17 \text{ g KCl} \Rightarrow \text{limite de dissolução}
 \end{array}$$

$$20 \text{ g} - 17 \text{ g} = 3 \text{ g de precipitado}$$

Dissolvendo 20 g de KCl em 50 g H_2O obtém-se uma **solução supersaturada.**

São dissolvidos 20 g de KCl em 50 g de H_2O , ultrapassando o limite de 17 g, fazendo uma solução supersaturada.

01.10) Alternativa D

80°C

18 g K_2SO_4 dissolve em 100 g H_2O .

20°C

10 g K_2SO_4 dissolve em 100 g H_2O .

$18\text{ g} - 10\text{ g} = 8\text{ g}$ de precipitado

01.11) Alternativa E

A maionese é considerada uma emulsão, que é um sistema coloidal.

A mistura óleo e sal apresenta 2 fases, caracterizada como mistura heterogênea.

01.12) Alternativa C

Quando a temperatura diminui, a solubilidade do açúcar na água é menor. Se o açúcar for dissolvido em temperaturas mais baixas, terá uma menor quantidade de açúcar dissolvido, deixando o suco menos doce.

01.13) Alternativa E

35 g $NaCl$ — 100 g H_2O

14 g $NaCl$ — x

x = 40 g H_2O

A massa mínima de água para dissolver 14 g de $NaCl$ é de 40 mL de água. Para iniciar a cristalização, será necessário um volume menor que 40 mL.

$200\text{ mL} - 40\text{ mL} = 160\text{ mL} \Rightarrow$ volume mínimo que precisa evaporar de água

01.14) Alternativa C

64 g de solução saturada - 24 g de soluto = 40 g de H_2O .

24 g KCl — 40 g H_2O

x — 100 g H_2O

x = 60 g KCl

01.15) Alternativa C

3000 g $AgNO_3$ — 1000 H_2O

x — 500 g H_2O

x = 1500 g $AgNO_3 \Rightarrow$ limite de dissolução

Quando são adicionados 2000 g de AgNO_3 em 500 g de água, dissolve 1500 g e precipita 500 g. O processo de filtração retira o sólido do sistema, restando:
1500 g dissolvidos + 500 g de água = 2000 g de solução

01.16) Alternativa E

Dispersão A = Características de solução.

Dispersão B = Características de coloide.

Dispersão C = Características de suspensão.

01.17) Alternativa D

I. Correta. Quando um cristal for adicionado à uma solução insaturada, irá dissolver e acontecerá a situação B.

II. Incorreta. A situação A aconteceria caso a solução fosse insaturada.

III. Correta. A situação A ocorreria caso a solução fosse saturada, pois o cristal adicionado iria precipitar.

IV. Correta. O cristal adicionado perturba o sistema supersaturado, que irá precipitar o excesso, sendo observada a situação C.

V. Correta. É possível observar a situação A, logo após a adição de um cristal à uma solução insaturada. Com o passar do tempo o cristal irá dissolver.

01.18) Alternativa D

I. Incorreta. Água e óleo se misturam, formando uma mistura heterogênea.

II. Correta. Soluções saturadas podem apresentar corpo de fundo. As soluções supersaturadas podem apresentar corpo de fundo temporariamente, enquanto ocorre a precipitação do excesso.

III. Correta. A variação da temperatura pode tornar a solução insaturada ou supersaturada.

01.19)

Aquecendo a solução de Na_2SO_4 , ocorre uma diminuição no coeficiente de solubilidade, portanto a solução que era saturada vai apresentar corpo de fundo.

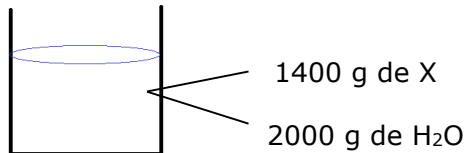
Aquecendo a solução de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, ocorre um aumento no coeficiente de solubilidade, fazendo que a solução saturada passe a ser insaturada.

01.20)

3,4 kg (3400 g) de solução saturada = massa de soluto + massa de solvente.

Temperatura 50°C

70 g de X — 170 g de solução
x — 3400 g de solução
x = 1400 g de X



3400 g de
solução
saturada

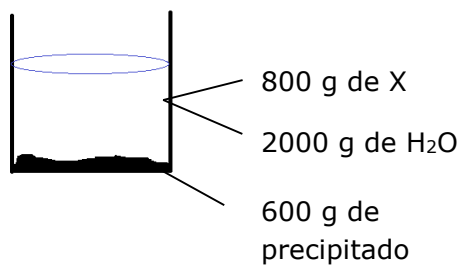
Temperatura 30°C

40 g de X — 100 g de H₂O
x — 2000 g de H₂O
x = 800 g de X

O máximo que dissolve neste volume de água são 800 g de X.

Como estão presentes um total de 1400 g de X:

1400 g - 800 g = 600 g de precipitado



- a) 800 g X permanecem em solução.
- b) 600 g X precipitam.

QUI 1D aula 02

02.01) Alternativa B

Quando o organismo humano está submetido à alta pressão, a solubilidade do O_2 é favorecida no sangue, aumento então a quantidade dissolvida.

02.02) Alternativa C

I. Correta. A pressão atmosférica é maior em um lago ao nível do mar do que um lago no alto da montanha, favorecendo a solubilidade do gás oxigênio.

II. Correta. Quanto menor for a temperatura, maior a solubilidade do gás oxigênio.

III. Incorreta. O aumento da pressão aumenta a solubilidade dos gases e o aumento da temperatura diminui a solubilidade dos gases. Os gráficos não estão de acordo com a teoria.

02.03) Alternativa D

I. Correta. A dissolução do KI é endotérmica (favorecida pelo aumento da temperatura). A dissolução do N_2 é exotérmica (desfavorecida pelo aumento da temperatura).

II. Correta. Na temperatura de $90^\circ C$ é possível dissolver mais que 300 g de KI em 200 g de H_2O .

III. Incorreta. A $50^\circ C$ é possível dissolver cerca de **1,5 mg** de N_2 em 100 g de H_2O .

02.04) Alternativa E

I. Correta. K_2CrO_4 é o que apresenta a maior solubilidade a $0^\circ C$.

II. Correta. KNO_3 é o que apresenta a maior solubilidade a $80^\circ C$.

III. Correta. Na temperatura $40^\circ C$, a solubilidade do KNO_3 e K_2CrO_4 é a mesma.

IV. Correta. Com a variação da temperatura, a solubilidade do cloreto de sódio não sofre grandes alterações.

02.05) Alternativa C

Em qualquer temperatura do gráfico, a solubilidade do KI é maior que a das outras substâncias.

02.06) Alternativa E

$60^\circ C$

140 g $NaClO_3$ — 100 g H_2O

x — 500 g H_2O

x = 700 g $NaClO_3$

02.07) 22 (02 – 04 – 16)

01) Incorreta. A solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ diminui.

02) Correta. A 20°C, o coeficiente do KNO_3 é de 20 g/100 g H_2O , portanto a solução é insaturada.

04) Correta. A 10°C, a solubilidade do NaCl é maior que a do KNO_3 .

08) Incorreta. A 90°C, é possível dissolver cerca de 33 g de NaCl em 100 g de H_2O , quantidade menor que 1 mol (58,5 g).

16) Correta. A solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ a 70°C é de 10 g/100 g de H_2O , portanto o sistema apresentará corpo de fundo, classificado como heterogêneo.

02.08) Alternativa B

30°C

20 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ / 100 g H_2O

15 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 100 g H_2O = solução insaturada \Rightarrow mistura homogênea

3,5 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 20 g H_2O = solução insaturada \Rightarrow mistura homogênea

20 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — 100 g H_2O

x — 20 g H_2O

x = 4 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ = limite que dissolve

2 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 10 g H_2O = solução saturada \Rightarrow mistura homogênea

20 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — 100 g H_2O

x — 10 g H_2O

x = 2 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ = limite que dissolve

70°C

200 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 300 g H_2O = solução saturada com corpo de fundo \Rightarrow mistura heterogênea

60 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — 100 g H_2O

x — 300 g H_2O

x = 180 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ = limite que dissolve

Precipitado: 200 - 180 = 20 g

320 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 500 g H_2O = solução saturada com corpo de fundo \Rightarrow mistura heterogênea

60 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — 100 g H_2O

x — 500 g H_2O

$$x = 300 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{limite que dissolve}$$

$$\text{Precipitado: } 320 - 300 = 20 \text{ g}$$

150 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ em 250 g H_2O = solução saturada \Rightarrow mistura homogênea

$$60 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad \text{---} \quad 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x \quad \text{---} \quad 250 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x = 150 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{limite que dissolve}$$

4 misturas homogêneas e 2 misturas heterogêneas.

02.09)

a) F

A substância mais solúvel em água a 10°C é NaNO_3 .

b) V

A substância que tem a menor variação de solubilidade entre 30°C e 80°C é o NaCl .

c) F

A solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ diminui com o aumento da temperatura.

d) V

O coeficiente de solubilidade do NH_4Cl é de 52 g/100 g H_2O a 50°C , portanto, a solução é insaturada.

e) V

O coeficiente de solubilidade do KNO_3 é de 70 g/100 g H_2O a 40°C , portanto, a solução é saturada com 10 g de corpo de fundo.

02.10) Alternativa C

A 50°C , o coeficiente de solubilidade do açúcar é de 250 g/100 g H_2O . A solução é saturada, possui 250 g de açúcar dissolvidos.

A 20°C , o coeficiente de solubilidade do açúcar é de 200 g/100 g de H_2O .

Quando a solução for resfriada de 50°C para 20°C , ocorre uma diminuição da solubilidade e formará corpo de fundo.

$$250 \text{ g} - 200 \text{ g} = 50 \text{ g de precipitado.}$$

02.11) Alternativa D

30°C

$$10 \text{ g KClO}_3 \quad \text{---} \quad 100 \text{ mL H}_2\text{O}$$

$$x \quad \text{---} \quad 200 \text{ mL H}_2\text{O}$$

$$x = 20 \text{ g KClO}_3$$

02.12) Alternativa C

As soluções A, B e G estão acima do coeficiente de solubilidade, sendo soluções supersaturadas.

02.13) Alternativa A

A diminuição da temperatura aumenta a solubilidade dos gases, fazendo com que os peixes se desloquem para a superfície da água para respirar.

02.14) Alternativa B

Segundo o gráfico, a substância que possui o menor coeficiente de solubilidade a 40°C é o $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.

02.15) Alternativa B

I. Incorreta. Em temperaturas menores que 15°C, a massa de Li_2SO_4 dissolvida será maior que a de KCl .

II. Correta. A 20°C, a solubilidade do KCl é igual a do Li_2SO_4 .

III. Incorreta. Quando se resfria a solução, aumenta a solubilidade do Li_2SO_4 , deixando a solução insaturada e não formando corpo de fundo.

02.16) Alternativa B

I. Correta.

60°C = 400 g NH_4NO_3 /100 g H_2O

400 g NH_4NO_3 — 100 g H_2O

x — 50 g H_2O

$$x = 200 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

Quando se adiciona 300 g de NH_4NO_3 em 50 g de H_2O , é formada uma solução saturada com corpo de fundo.

II. Incorreta. A dissolução do NH_4NO_3 e do NaI são favorecidas pelo aumento da temperatura, então ocorrem com a absorção do calor.

III. Correta. A 40°C o NaI possui solubilidade intermediária entre NaBr e NH_4NO_3 .

IV. Incorreta. A solubilidade do NH_4NO_3 diminui com a redução da temperatura, então será formada uma solução saturada com corpo de fundo.

02.17) Alternativa E

Uma amostra contendo 95 g de KNO_3 e 5 g de NaCl , quando resfriada, terá como corpo de fundo apenas o KNO_3 , pois a quantidade de NaCl adicionada é muito

pequena para precipitar, formando uma solução insaturada em qualquer temperatura.

02.18) Alternativa C

I. As duas soluções são insaturadas nas condições indicadas, não sendo possível diferenciá-las.

II. As duas soluções são saturadas nas condições indicadas, não sendo possível diferenciá-las.

III. A solução de NaCl é saturada com corpo de fundo, enquanto a solução de KCl é insaturada. É possível diferenciar as duas soluções.

02.19)

51,02 g — 100%

x — 98%

x = 50 g KCl

50 g KCl — 100%

y — 40%

y = 20 g KCl

Como 20 g de KCl ficam dissolvidos em 100 g de H₂O, os 30 g restantes irão precipitar. A temperatura para obter essa situação deve ser de 20°C. Inicialmente a solução é saturada e depois passa a ser saturada com corpo de fundo.

02.20)

a)

200 g KCl — 400 mL H₂O

x — 100 mL H₂O

x = 50 g KCl

Analisando o gráfico, 80°C é a temperatura necessária para dissolver 50 g de KCl em 100 g de H₂O.

b) Analisando o gráfico: 30 g KCl/ 100 g de H₂O a 20°C

30 g KCl — 100 mL H₂O

x — 400 mL H₂O

x = 120 g KCl

Dissolvem 120 g de KCl. Como foram adicionados 200 g:

200 g – 120 g = 80 g precipitado.

QUI 1D aula 03

03.01) Alternativa A

10000 unidades	—	100%
x	—	90%

x = 9000 unidades

Analisando o gráfico, a concentração de 9000 unidades é atingida em 4 dias.

03.02) Alternativa E

1 unidade	—	0,6 µg
10000 unidades	—	x

x = 6000 µg ⇒ 6 mg

03.03) Alternativa D

0,3 mg Fe	—	1 L H ₂ O
x	—	10000 L H ₂ O

x = 3000 mg Fe ⇒ 3 g Fe

03.04) Alternativa B

Essa informação indica que a bebida possui 28% de álcool.

03.05) Alternativa A

9 g NaCl + 991 g H₂O = 1000 g de solução

1000 g solução	—	100%
9 g NaCl	—	x

x = 0,9%

03.06) Alternativa A

58 mg Asp	—	200 mL
x	—	1000 mL

x = 290 mg/L ⇒ 0,29 g/L

03.07) Alternativa C

0,2625 g CaC ₂ O ₄	—	25 cm ³
x	—	1000 cm ³

$$x = 10,5 \text{ g/L}$$

03.08) Alternativa C

$$\begin{array}{rcl} 80 \text{ g NaOH} & \text{---} & 1 \text{ L} \\ x & \text{---} & 0,25 \text{ L} \\ & & x = 20 \text{ g NaOH} \end{array}$$

03.09) Alternativa A

$$30 \text{ mg tartrazina} = 0,03 \text{ g tartrazina}$$

$$0,03 \text{ g tartrazina} \text{ --- } 100 \text{ g amostra}$$

O título porcentual é de 0,03% tartrazina.

03.10) Alternativa A

Cerveja 5% v/v

$$0,3 \text{ L} \cdot 5 = 1,5 \text{ L (1500 mL)}$$

$$\begin{array}{rcl} 1500 \text{ mL} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 5\% \\ & & x = 75 \text{ mL álcool} \end{array}$$

Uísque 40% v/v

$$30 \text{ mL} \cdot 3 = 90 \text{ mL}$$

$$\begin{array}{rcl} 90 \text{ mL} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 40\% \\ & & x = 36 \text{ mL álcool} \end{array}$$

$$\text{Quantidade total de álcool} = 75 \text{ mL} + 36 \text{ mL} = 111 \text{ mL}$$

03.11) Alternativa D

1)

$$\begin{array}{rcl} 0,5 \text{ g NaCl} & \text{---} & 2 \text{ L} \\ x & \text{---} & 1 \text{ L} \\ & & x = 0,25 \text{ g NaCl/L} \end{array}$$

2)

$$\begin{array}{rcl} 0,75 \text{ g NaCl} & \text{---} & 3 \text{ L} \\ x & \text{---} & 1 \text{ L} \\ & & x = 0,25 \text{ g NaCl/L} \end{array}$$

3)

$$1,25 \text{ g NaCl} \text{ --- } 5 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 0,25 \text{ g NaCl/L}$$

4)

$$2 \text{ g NaCl} \quad \text{---} \quad 8 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 0,25 \text{ g NaCl/L}$$

5)

$$2,5 \text{ g NaCl} \quad \text{---} \quad 10 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 0,25 \text{ g NaCl/L}$$

Todas as soluções possuem a mesma concentração.

03.12) Alternativa B

A massa média de sal é:

$$\frac{22 + 20 + 24}{3} = 22 \text{ g}$$

$$22 \text{ g NaCl} \quad \text{---} \quad 0,5 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 44 \text{ g NaCl/L}$$

03.13) Alternativa E

I. Correta.

$$1 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 1,4 \text{ g}$$

$$100 \text{ mL} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 140 \text{ g}$$

II. Correta.

100 mL da solução possui 140 g de massa.

$$140 \text{ g} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$x \quad \text{---} \quad 30\%$$

$$x = 42 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

III. Correta.

$$42 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \quad \text{---} \quad 100 \text{ mL}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1000 \text{ mL}$$

$$x = 420 \text{ g/L H}_2\text{SO}_4$$

03.14) Alternativa D

$$30 \text{ mg óleo} \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1000 \text{ L (1 m}^3\text{)}$$

$$x = 30000 \text{ mg } \acute{o}\text{leo} \Rightarrow 30 \text{ g } \acute{o}\text{leo}$$

03.15) Alternativa E

$$331,2 \text{ g} - 316,2 \text{ g} = 15 \text{ g a}\acute{c}\text{u}\text{c}\text{a}\text{r}$$

$$15 \text{ g a}\acute{c}\text{u}\text{c}\text{a}\text{r} \quad \text{---} \quad 0,3 \text{ L}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 50 \text{ g/L}$$

03.16) Alternativa B

$$150 \text{ g NaI} \quad \text{---} \quad 127 \text{ g I}^-$$

$$x \quad \text{---} \quad 0,01 \text{ g I}^-$$

$$x = 0,012 \text{ g NaI}$$

$$0,012 \text{ g NaI} \quad \text{---} \quad 1 \text{ kg sal}$$

$$x \quad \text{---} \quad 254 \cdot 10^3 \text{ kg sal}$$

$$x = 3000 \text{ g NaI (} 3 \cdot 10^3 \text{ g)}$$

03.17) Alternativa C

Dose letal

$$15 \text{ g} \cdot 80 = 1200 \text{ g}$$

$$1 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 0,8 \text{ g}$$

$$x \quad \text{---} \quad 1200 \text{ g}$$

$$x = 1500 \text{ mL}$$

Limite 5%:

$$1500 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$x \quad \text{---} \quad 5\%$$

$$x = 75 \text{ mL}$$

I) Incorreta.

$$3 \cdot 50 \text{ mL} = 150 \text{ mL } \acute{a}\text{g}\text{u}\text{a ardente}$$

$$150 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$x \quad \text{---} \quad 40\%$$

$$x = 60 \text{ mL } \acute{a}\text{l}\text{c}\text{o}\text{o}\text{l}$$

N\~{a}\~{o} ultrapassa o limite 5%.

II) Correta.

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ mL uísque} & \text{---} & 43 \text{ mL álcool} \\ x & \text{---} & 60 \text{ mL álcool} \\ x = 139,5 \text{ mL uísque} \end{array}$$

O volume para atingir o limite 5% é de 139,5 mL.

III) Incorreta.

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ mL uísque} & \text{---} & 43 \text{ mL álcool} \\ x & \text{---} & 1500 \text{ mL álcool} \\ x = 3488,4 \text{ mL uísque} \end{array}$$

O volume de uísque para atingir a dose letal é de 3488,4 mL, maior que $\frac{1}{4}$ de litro (250 mL).

IV) Correta.

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ mL cerveja} & \text{---} & 4 \text{ mL álcool} \\ x & \text{---} & 1500 \text{ mL álcool} \\ x = 37500 \text{ mL cerveja} \end{array}$$

O volume de cerveja para atingir a dose letal é de 37,5 L.

V) Correta.

1 L de água ardente (40% álcool) possui 0,4 L de álcool.

10 L de cerveja (4% de álcool) possui 0,4 L de álcool.

03.18) Alternativa A

$$\begin{array}{rcl} 0,6 \text{ g álcool} & \text{---} & 1 \text{ L sangue} \\ x & \text{---} & 5 \text{ L sangue} \\ x = 3 \text{ g álcool} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 3 \text{ g álcool} & \text{---} & 15\% \\ y & \text{---} & 100\% \\ y = 20 \text{ g álcool ingerido} \end{array}$$

$$0,8 \text{ g} \text{ --- } 1 \text{ mL}$$

$$20 \text{ g} \text{ --- } z$$

$$z = 25 \text{ mL álcool ingerido}$$

$$\begin{array}{rcl} 25 \text{ mL álcool} & \text{---} & 5\% \\ a & \text{---} & 100\% \end{array}$$

a = 500 mL \Rightarrow volume máximo de cerveja que pode ser ingerido

O máximo de latinhas que o indivíduo pode tomar sem ultrapassar o limite de 500 mL de cerveja é uma lata (350 mL).

03.19)

74,5 g KCl — 39 g K⁺

1,5 g KCl — x

$$x = 0,785 \text{ g K}^+ = 785 \text{ mg}$$

1 g sal light — 242 mg K⁺

y — 785 mg K⁺

$$y = 3,24 \text{ g sal light}$$

São necessárias 3,24 g de sal light.

03.20)

10 g sal + 290 g H₂O = 300 g de solução

1,2 g solução — 1 mL

300 g solução — x

$$x = 250 \text{ mL}$$

10 g sal — 250 mL solução

y — 1 mL solução

$$y = 0,04 \text{ g}$$

A concentração da solução é de 0,04 g/mL.

QUI 1E aula 01

01.01) Alternativa C

No processo de formação da chuva ocorre apenas a evaporação da água, porque os sais minerais não são voláteis. Como consequência, ocorre um aumento na concentração dos sais presentes na água do solo.

01.02) Alternativa E

I. Incorreta. Levaria desvantagem quando comprasse gasolina na hora mais quente do dia, pois sofreria dilatação e estaria comprando menos massa por litro.

II. Correta. Com a temperatura mais baixa, a gasolina sofreria contração em seu volume e o consumidor estaria levando maior massa de gasolina por litro.

III. Correta. Se a gasolina fosse vendida por quilo, o problema da dilatação estaria resolvido, pois a massa de gasolina é o que importa para sua utilização como combustível.

01.03) Alternativa C

As pessoas ainda utilizam vasilhames de barro para armazenar água porque o barro é poroso e permite a passagem da água por suas paredes. Quando parte da água evapora, absorve o calor e resfria a água que está presente dentro do vasilhame.

01.04) Alternativa B

A alta concentração salina, que permite com que se boie com facilidade, aumenta a **densidade** da água do Mar Morto.

01.05) Alternativa B

Na temperatura de 25°C:

A = Líquido (25°C está entre P.F e P.E)

B = Sólido (25°C está abaixo do P.F)

C = Gasoso (25°C está acima do P.E)

01.06) Alternativa D

A 50°C encontram-se no estado líquido o bromo e o mercúrio (50°C está entre o P.F e P.E das duas substâncias).

01.07) Alternativa C

Mercúrio – Líquido (30°C está entre P.F e P.E)

Amônia – Gasoso (30°C está acima do P.E)

Benzeno – Líquido (30°C está entre P.F e P.E)

Naftaleno – Sólido (25°C está abaixo do P.F)

01.08) Alternativa D

A flutuação irá ocorrer para os materiais que têm a densidade menor que a da água (1 g/cm³).

Bambu d = 0,31 – 0,40 g/cm³

Carvão d = 0,57 g/cm³

01.09) Alternativa B

O estado **sólido** é o que apresenta a menor energia cinética e tem como característica apresentar **forma e volume próprios**.

01.10) Alternativa B

As características como volume constante e forma do recipiente já permitem concluir que o sistema encontra-se no estado líquido.

01.11) Alternativa D

O volume e a densidade são inversamente proporcionais. Como a massa é constante, quem tem a menor densidade possui o maior volume.

Recipiente I = B \Rightarrow $d = 1,0 \text{ g/mL}$

Recipiente II = A \Rightarrow $d = 0,8 \text{ g/mL}$

Recipiente III = C \Rightarrow $d = 1,2 \text{ g/mL}$

01.12) Alternativa C

Calcular a densidade da esfera:

Massa = 210 g

Volume = 0,02 L = 20 mL ou 20 cm³

$$d = \frac{m}{v} = \frac{210}{20} = 10,5 \text{ g/cm}^3$$

O metal utilizado será a prata ($d = 10,5 \text{ g/cm}^3$).

01.13) Alternativa E

As transformações de estado físico que são endotérmicas (absorvem energia) são aquelas que aumentam o grau de agitação molecular. Ebulição e fusão.

01.14) Alternativa D

Em nível microscópico, o sólido tem as moléculas ordenadas, enquanto no gás existe desordem molecular.

01.15) Alternativa A

I) Correta. A diminuição da temperatura faz com que o grau de agitação molecular seja menor, passando do estado gasoso para o estado líquido.

II) Incorreta. O aumento do volume faz com que o gás sofra maior expansão, dificultado a passagem para o estado líquido.

III) Incorreta. A diminuição da pressão permite a expansão gasosa, o que impede a passagem para o estado líquido.

01.16) Alternativa D

Como os frascos apresentam volumes diferentes de água (200 mL e 2000 mL), o tempo para que a água presente nos frascos chegue à ebulição é diferente.

01.17) Alternativa A

A transformação de água sólida para água líquida acontece com o aumento do conteúdo de energia e diminuição do volume, devido ao comportamento anômalo da água.

01.18) Alternativa D

Quando ocorre a passagem de água líquida para água no estado gasoso, não ocorre a quebra das moléculas, apenas o maior distanciamento das moléculas.

01.19)

- a) Evaporação e condensação.
- b) A evaporação acontece na superfície da água e a condensação da água ocorre na superfície do plástico.
- c) A evaporação absorve a energia que provém do Sol.

01.20)

Lâmpada incandescente – O metal utilizado é o tungstênio, pois apresenta um alto ponto de fusão e ebulição, portanto resiste à altas temperaturas.

Lâmpada fluorescentes – O metal utilizado é o mercúrio, pois é líquido na temperatura ambiente e apresenta um ponto de ebulição relativamente baixo, o que facilita sua vaporização.

QUI 1E aula 02

02.01) Alternativa A

O processo mais simples para dessalinizar a água do mar é a destilação simples. A quantidade de calor necessária é muito alta, o que torna um processo de alto custo.

02.02) Alternativa E

Cálculo da densidade média:

$$M = \frac{1000 \cdot 4 + 800 \cdot 96}{100} = 808 \text{ g/L}$$

Amostras que apresentam densidades maiores que este valor, possuem maior quantidade de água em sua composição.

Amostras adequadas: IV (808 g/L) e V (805 g/L).

02.03) Alternativa E

Algumas vitaminas são consideradas lipossolúveis e possuem afinidade por lipídios. Estas vitaminas são absorvidas quando se dissolvem em lipídios. O medicamento impedia a absorção lipídica, conseqüentemente, a absorção de vitaminas lipossolúveis (vitamina A, D, E e K).

02.04) Alternativa C

São substâncias puras a água (H_2O), oxigênio (O_2) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).

02.05) Alternativa C

O sistema apresenta 3 fases (gelo; água + sal + álcool; areia).

02.06) Alternativa D

Ouro 18 quilates – mistura homogênea (ouro + prata e/ou cobre)

Água gaseificada com gelo – mistura heterogênea (3 fases)

Ar atmosférico – mistura homogênea

02.07) Alternativa D

O gráfico apresenta uma curva de aquecimento em que a temperatura de fusão é constante e a temperatura de ebulição variável, característica de uma mistura eutética.

* O sistema é uma mistura e não uma substância química, como indica a alternativa B.

02.08) Alternativa D

O sistema apresenta 2 substâncias (água e óleo) e 3 fases.

02.09) Alternativa B

A mistura água e álcool sempre será monofásica, independente das quantidades presentes.

02.10) Alternativa D

Temos um sistema heterogêneo (2 fases) composto por 2 misturas distintas (petróleo e água do mar).

02.11) Alternativa E

Água líquida com gelo é classificada como substância pura heterogênea.

02.12) Alternativa A

Número de fases: 3

Número de componentes: 4 (C_7H_8 , I_2 , H_2O , CCl_4)

Número de elementos químicos: 5 (C, H, I, O, Cl)

02.13) 03 (01 – 02)

O sistema apresenta 4 componentes (álcool, açúcar, sal e água) e 3 fases (gelo; água + álcool + sal + açúcar; açúcar que permaneceu insolúvel).

02.14) Alternativa E

As bolhas que são observadas quando se inicia o processo de ebulição são constituídas por vapor d'água.

02.15) Alternativa E

Um suco adoçado com açúcar pode ter todo o sólido dissolvido (sistema monofásico) ou caso tenha adicionado mais do que pode dissolver, irá formar um corpo de fundo (sistema bifásico).

02.16) Alternativa B

I) Correta. Todo sistema gasoso é monofásico.

II) Incorreta. A água é uma substância formada pelos elementos hidrogênio e oxigênio.

III) Incorreta. Um sistema homogêneo pode ser uma substância pura.

IV) Correta. As soluções sólidas (ouro 18 Q) são consideradas sistemas sólidos monofásicos.

V) Incorreta. Substâncias puras também podem se apresentar na forma de sistemas heterogêneos (água e gelo).

02.17) 31 (01 – 02 – 04 – 08 – 16)

01) Correta. A passagem do estado sólido para o líquido acontece a $20^{\circ}C$.

02) Correta. A passagem do estado líquido para o gasoso acontece a $80^{\circ}C$.

04) Correta. O tempo em que a substância tem sua temperatura entre o P.F e P.E é de 5 minutos.

08) Correta. Durante a fusão, durante 10 minutos, existe ao mesmo tempo a fase sólida e líquida.

16) Correta. O ponto de ebulição da substância é de 80°C , quando a temperatura for de 81°C , apresenta-se no estado gasoso.

32) Incorreta. Quando a temperatura for de 25°C , ultrapassou a temperatura de fusão, portanto estará no estado líquido.

02.18) Alternativa E

O sistema é uma substância pura, então na mudança de estado físico a temperatura é constante.

02.19) Água e óleo formam uma mistura heterogênea porque as duas substâncias não possuem afinidade química (uma é polar e outra apolar). Água e álcool formam uma mistura homogênea porque possuem afinidade química (as duas são consideradas polares).

02.20)

I. a) 3 H_2 b) substância pura

II. a) 2 CO_2 b) substância pura

III. a) HCl e H_2O b) mistura

IV. a) 2 O_2 e O_3 b) mistura

QUI 1E aula 03

03.01) Alternativa D

As alternativas devem ser analisadas segundo a visão substancialista citada no texto e não com sob a luz dos conhecimentos atuais.

I. Correta. Como o ouro é dourado, seus átomos assumem a mesma característica.

II. Correta. Uma substância "macia" precisa ter suas moléculas "macias".

III. Incorreta. O conceito está de acordo com os conhecimentos atuais, não estão fazendo referência à visão substancialista.

IV. Correta. Quando a substância se expande, seus átomos ficam maiores e acabam se expandindo.

03.02) Alternativa E

A água para reuso não deve ter nenhum fim de consumo, pois não é considerada potável. O uso para lavagem de ruas e áreas públicas é adequado para este tipo de água.

03.03) Alternativa A

O processo de evaporação da água e o deslocamento das nuvens para outras regiões compensa a quantidade de água recebida pelos mares.

03.04) Alternativa E

- I. Mistura heterogênea (2 fases).
- II. Substância composta (C_2H_5OH).
- III. Substância pura (H_2).
- IV. Mistura homogênea.

03.05) Alternativa E

As formas alotrópicas do oxigênio são o gás oxigênio (O_2) e o gás ozônio (O_3).

03.06) Alternativa E

As formas alotrópicas mais comuns do carbono são o grafite e o diamante.

03.07) Alternativa A

O fósforo apresenta duas formas alotrópicas distintas. O fósforo vermelho e o fósforo branco.

03.08) Alternativa B

Os elementos que apresentam alotrópicas são o fósforo (fósforo branco e vermelho) e enxofre (rômbico e monoclinico).

03.09) Alternativa A

A alotropia é um fenômeno que envolve diferentes substâncias, que são formadas pelo mesmo elemento e classificadas como substâncias simples.

03.10) Alternativa D

O sistema II contém dois tipos de moléculas, caracterizando uma mistura.

03.11) Alternativa A

- I. Correta. Toda solução é considerada uma mistura homogênea.
- II. Incorreta. As misturas conservam as propriedades das substâncias que as compõe (PF e PE).
- III. Incorreta. A água é uma substância pura composta pelos elementos hidrogênio e oxigênio.

03.12) Alternativa C

3 elementos químicos (O, H e N)

20 átomos

7 moléculas

2 compostos químicos (substâncias compostas – H₂O e NH₃)

03.13) Alternativa D

Substâncias simples e gasosas – O₃, H₂ e He.

03.14) 63 (01 – 02 – 04 – 08 – 16 – 32)

01) Correta. H₂O e H₂O₂ são duas substâncias compostas distintas.

02) Correta. O₂ e O₃ são formas alotrópicas do oxigênio.

04) Correta. H₂S é um composto formado por 2 elementos e 3 átomos.

08) Correta. A representação H – O – O – H indica as ligações dos átomos entre as moléculas e H₂O₂ representa a fórmula molecular.

16) Correta. Uma substância pura é um sistema em que todas as moléculas são iguais.

32) Correta. Uma substância pura pode ser representada por uma única fórmula, enquanto uma mistura não.

64) Incorreta. NaHCO₃ é uma substância composta.

03.15) Alternativa C

Quando uma substância pura entra em ebulição, a temperatura do sistema permanece constante.

03.16) 27 (01 – 02 – 08 – 16)

01) Correta. O oxigênio é encontrado na natureza sob duas formas alotrópicas, o gás oxigênio (O₂) e o gás ozônio (O₃).

02) Correta. O gás oxigênio (O₂) é um dos componentes da atmosfera.

04) Incorreta. O ozônio tem fórmula molecular O₃.

08) Correta. O gás oxigênio quando é submetido a descargas elétricas, pode ser convertido a gás ozônio.

16) Correta. O gás oxigênio é utilizado como comburente em processos de combustão.

03.17) Alternativa B

A diferença entre as formas alotrópicas do carbono é a sua estrutura, ou seja, o modo como os átomos de carbono estão arranjados.

03.18) Alternativa B

Quando maior for a distância entre os átomos de carbono, maior o volume e menor a densidade.

O diamante apresenta a menor distância entre átomos de carbono, portanto, é o mais denso ($3,5 \text{ g/cm}^3$).

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ quilate} & \text{---} & 0,20 \text{ g} \\ 0,175 \text{ quilate} & \text{---} & x \end{array}$$

$$x = 0,035 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{v}$$

$$3,5 = \frac{0,035}{v} = 0,01 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ cm}^3$$

03.19)

a) água: H_2O ; oxigênio: O_2

b) O estudante confundiu a substância oxigênio (O_2) com os átomos do elemento oxigênio presentes na água (H_2O).

03.20)

Uma substância pura é aquela em que no sistema só existe um tipo de molécula, podendo ser representado por uma fórmula.

Uma substância simples é aquela que sua molécula é composta apenas por um tipo de elemento (H_2 , O_2 , Fe).