



Frente 2

Módulo 01

01. c

- a) Incorreta: O metal lítio não é encontrado na natureza na forma elementar, pois apresenta alta reatividade.
 b) Incorreta: Ao reagir com a água forma $\text{Li}(\text{OH})$, liberando íons OH^- .
 c) Correta
 d) Incorreta: Tanto o átomo quanto o íon lítio apresentam mesma quantidade de prótons, o que difere são os elétrons, sendo que o íon apresenta 1 elétron a menos que o átomo neutro.
 e) Incorreto: O átomo de lítio apresenta um nível energético preenchido a mais que o íon lítio.

02. c

03. c

O selênio está situado na família 6A da tabela periódica, dessa forma possui 6 elétrons na camada de Valência,

04. a

Distribuição eletrônica do selênio:

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$, totalizando 34 elétrons.

O íon Se^{2-} ganha 2 elétrons e tem distribuição eletrônica semelhante ao Kr, totalizando 36 elétrons

05. c

• Alternativa A: incorreta

O elemento α é o boro e não é um gás nobre.

• Alternativa B: incorreta

O elemento β é o rênio (${}_{75}\text{Re}$)

• Alternativa C: correta

O elemento γ é o bário (metal alcalinoterroso) e possui número atômico 56. O íon γ^{2+} possui 54 elétrons, sendo isoeletrônico do gás nobre e xenônio.

• Alternativa D: incorreta

O elemento δ é o arsênio, de número atômico igual a 33. Seu número de nêutrons é igual a 42 e não é isótopo de ${}_{39}^{85}\text{X}$

• Alternativa E: incorreta

O elemento ϵ é realmente o tecnécio, mas pertence ao grupo 7B ou 7 da Tabela Periódica.

06. d

Apenas observar a tabela periódica.

07.

a)

$Z=53: 1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

$Z=87: 1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$

b)

$Z=53$ – última camada: $5s^2 5p^5$ (7 elétrons) – família 7A – halogênio;

$Z=87$ – última camada: $7s^1$ (1 elétron) – família 1A – metal alcalino;

08.

a) X: $1A$ Y: $2A$.

b) Li e Be; Na e Mg; K e Ca etc.

09.

a) Na – sódio; Mg – magnésio; Al – Alumínio

b) $\text{Al}(\text{s}) + 3\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3/2 \text{H}_2(\text{g})$

$3/2 \text{H}_2(\text{g}) + 3/4 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3/2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

10.

a) Oxigênio

b) N° Atômico 12

Módulo 02

01. d

O elemento de maior raio atômico dentre os citados é o Na, o qual está presente em maior quantidade no meio intracelular.

02. b

a – Incorreta: energia de ionização de um elemento é a energia **mínima** necessária para remover um elétron do átomo desse elemento no estado gasoso.

b – Correta.

c – Incorreta: afinidade eletrônica ou eletro afinidade é a energia associada à **entrada** de um elétron num átomo do elemento no estado gasoso.

d – Incorreta: propriedades dos elementos são funções **periódicas** de seus números atômicos.

e – Incorreta: os elementos representativos são os elementos cujo subnível de **maior** energia da distribuição eletrônica de seus átomos é **s** ou **p**.

03. 15

Todos os itens corretos.

04. c

Como o efeito fotoelétrico é inversamente proporcional ao potencial de ionização, o elemento mais susceptível será aquele com menor potencial de ionização, representado pelo CS.

05. c

Constituem metais apenas os elementos contidos nas alternativas C e D, dentre esses o de maior raio atômico, será também mais reativo, pois perderá elétron mais facilmente, portanto ficamos com a alternativa C.

06. c

Ao analisar os elementos abaixo, o de menor energia de ionização será o que possuir o maior raio, portanto a alternativa correta é o Cr.

07.

a) $\text{Na} < \text{S} < \text{F}$

b) Altos potenciais de ionização: quanto menor o número atômico de um átomo, maior é o seu potencial de ionização.

08.

a) Ca^{2+} , K^+ e Cl^-

Estes íons são isoeletrônicos, conseqüentemente, quanto maior a carga nuclear, maior a atração em cima dos elétrons e menor o raio iônico.

b) Brometo de cálcio: CaBr_2 .

09.

a) Do Na para o Mg, ocorre o aumento da carga nuclear, maior atração nuclear pelos elétrons de valência, logo maior E.I.

b) O Na após a retirada de 1 elétron adquire a configuração eletrônica do gás nobre Ne, portanto mais estável a espécie maior EI, para a retirada do segundo elétron.

10.

$\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$

Módulo 03

01. b

Pela configuração concluímos que os átomos pertencem:

X: família 7A, 2° período.

Y: família 1A, 3° período.

Z: família 7A, 4° período.

a) Incorreto: o de maior raio atômico é o elemento Y

b) Correto.

c) Incorreto: o átomo de maior afinidade eletrônica, é o de menor raio atômico, representado pelo elemento X

- d) Incorreto: o potencial de ionização do elemento X é **maior** do que o do átomo do elemento Z.
 e) o elemento Z pertence ao grupo 17 (VII A) e está no quarto período da classificação periódica.

02. c

- a) Incorreta: a eletro negatividade dos elementos **umenta** ao longo do período.
 b) a tendência do átomo em atrair elétrons para si, numa ligação, é **maior** no grupo 17.
 c) Correta.
 d) Incorreta: o metal de maior raio atômico, no grupo representado em 1, é o **menos** eletronegativo.

03. e

O elemento de maior eletropositividade (também denominada de caráter metálico, é uma propriedade periódica que relaciona a tendência de um átomo de perder elétrons) é o de maior raio atômico, representado pela alternativa E.

04. e

Todas as alternativas corretas.

05. c

06. d

Todas as alternativas são corretas.

07. Daquela com menor raio. Quanto menor o raio maior é a atração do núcleo sobre os elétrons, logo mais fácil para receber um elétron.

08.

Observando as primeiras energias de ionização conclui se que o elemento X (de maior energia) terá menor raio atômico (energia de ionização é diretamente proporcional ao raio atômico).

Como possuirá menor raio atômico, a atração núcleo eletrosfera será maior, possuindo portanto maior afinidade eletrônica.

09.

a) Verdadeiro:

Os elementos dos grupos 1 e 2 apresentam as menores energias de ionização da tabela periódica e, ainda, são os elementos com os menores valores de eletronegatividade. Por outro lado, os elementos dos grupos 16 e 17 liberam maior quantidade de energia quando recebem um elétron (afinidade eletrônica) e são os elementos com os maiores valores de eletronegatividade, segundo a escala de Linus Pauling

b) Falso:

O aumento do número atômico da esquerda para a direita leva a uma tendência de diminuição do raio atômico, pois dentro do mesmo período, elétrons são adicionados dentro da mesma camada, com isso a atração núcleo elétrons de valência aumenta, consequentemente aumentando também a eletronegatividade.

10.

Elemento B: Mg

Elemento D: Cl

Elemento A: Li

a) O composto formado entre B e D, é o $MgCl_2$ (cloreto de magnésio)

Reação: $2Li + MgCl_2 \rightarrow 2LiCl + Mg$

Classificação: Simples troca ou deslocamento.

O elemento de maior eletronegatividade: D, pois apresenta menor raio atômico.

O elemento de maior eletropositividade: A, pois apresenta maior raio atômico.

Módulo 04

01. c

02. a

Primeiro aluno: número de chamada 15.

Correto seria: $A=Z+N \rightarrow A= 15 + 17 \rightarrow A=32$

Como aluno esqueceu de somar 2 ao número de neutrons (N), o número de massa (A) portanto será 30.

Sendo isobaro do número de chamada do segundo aluno, temos:

$A=Z+N \rightarrow 30 = Z + 16 \rightarrow Z=14$

Logo o número de chamada do segundo aluno é 14.

03. c

Item I: Incorreto

Item II: Correto.

Item III: Incorreto.

Temos que:

$MM\ C_6H_8O_8 = 208g$

$6 \cdot 10^{23}$ moléculas ----- $MM(g)$

Portanto:

$6 \cdot 10^{23}$ moléculas ----- $208(g)$

2 moléculas ----- X

$X = 6,9 \cdot 10^{-22}$

04. c

a) Incorreto: $3O_2$ significa 3 mols de átomos de oxigênio.

b) Incorreto: $2O_3$ significa dois mols de moléculas com 3 mols átomos cada uma.

c) Correto.

d) Incorreto: na representação $2O_3$, o coeficiente é igual a 2 e o índice igual a 3.

e) Incorreto: na representação $3O_2$, o coeficiente é igual a 3 e o índice igual a 2.

05. a

Sabemos que:

$MM(g)$ ----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos

Portanto:

40 g de Ca ----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca

$20 \cdot 10^{-3}g$ de Ca ----- X

$X = 3 \cdot 10^{20}$ átomos de Ca

06. a

MM da glicose: 180 g

Sabemos que:

$MM(g)$ ----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

Portanto:

180g ----- $6 \cdot 10^{23}$

1000g ----- X

$X = 3,33 \cdot 10^{24}$ moléculas de glicose

07.

a)

$^{11}B = X$

$^{10}B = Y$

$M = 10,8u.m.a.$

- Temos que:

$X + Y = 100\% \rightarrow Y = 100 - X$

$\frac{11 \cdot x + 10 \cdot y}{100} \rightarrow 10,8 = \frac{11 \cdot x + 10 \cdot (100 - x)}{100} \rightarrow 1080 = 11x + 1000 - 10x \rightarrow x = 80\%$

- Calculo de Y:

$X + Y = 100$

$80 + Y = 100$

$Y = 20\%$

Resposta:

A abundancia dos isótopos são:

$^{11}B = 80\%$

$^{10}B = 20\%$

b)

$^{11}B_5$

$A = Z + N \rightarrow 11 = 5 + N \rightarrow N = 6$

Resposta:

Z = 5

N = 6

08.

$m = \frac{5}{6} \times 12 \rightarrow m = 10$

09.

Sabemos que:

MM(g)----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

Portanto:

MM(A)----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

$5 \cdot 10^{-23}$ g----- 1 molécula.

MM = 30

10.

MM $C_8H_{10}N_4O_2$ = 194g

Sabemos que:

1 mol----- MM(g)

Portanto:

1 mol de cafeína-----194 g

X----- $97 \cdot 10^{-3}$ g

X = $5 \cdot 10^{-4}$ mol

Módulo 05

01. e

Sabemos que:

1 Mol-----MM(g)----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Para o SO_2 :

MM SO_2 = 32 g/mol

1mol----- 64 g

0,5 mol-----X

X = 32 g

Para o CO:

MM CO = 28 g/mol

28 g de CO----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Y----- $3 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Y = 14 g

Cálculo da massa total do sistema:

MT = X + Y

MT = 32 + 14

MT = 46 g

02. d

03. e

MFe = 56 g/mol

56 g de Fe----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos.

X----- 1 átomo.

X = $56/6 \cdot 10^{23}$

X = $9,3 \cdot 10^{23}$ átomos

04. a

MM $C_4H_6O_2$ = 86 g/mol

Temos:

86 g de $C_4H_6O_2$ ----- 4 mols de átomos de carbono.

Portanto:

86 g ----- $4 \cdot (6 \cdot 10^{23})$ átomos

4,3 g ----- X

X = $1,2 \times 10^{23}$ átomos

05. e

1 mol de H_2O contem: 2mols de átomos de Hidrogênio;

1 mol de átomos de Oxigênio.

MM H_2O = 18 g/mol

Portanto:

Para Hidrogênio:

1) calculo do número de átomos.

18 g de H_2O ----- 2 ($6 \cdot 10^{23}$) átomos

250 g ----- X

X = $1,66 \cdot 10^{25}$ átomos

2) calculo do número de mols.

18 g de H_2O ----- 2 mols átomos de H

250 g----- Z

Z = 28 mols de átomos de H.

Para Oxigênio.

1) calculo do número de átomos

18 g de H_2O ----- 1 ($6 \cdot 10^{23}$) átomos

250 g ----- Y

Y = $1,33 \cdot 10^{24}$ átomos

2) calculo do número de mols.

18 g de H_2O ----- 1 mols átomos de H

250 g----- W

W = 14 mols de O

Portanto total de numero de mols é 42 mols.

06. E

07.

a) $C_6H_8O_6$

b) Ligação de hidrogênio

08.

a)

Para O CO:

MM CO = 28 g/mol

1 mol de CO-----28 g

0,5 mol----- Y

Y = 14 g de CO

Resposta:

A massa de CO no sistema é de 14 g.

b)

Para CO:

1 mol de CO----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos de O

0,5 mol ----- X

X = $3 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Para SO_2 :

1 mol de SO_2 ----- 2 ($6 \cdot 10^{23}$) átomos de O

0,1 mol ----- Y

Y = $1,2 \times 10^{23}$ átomos de O

Calculo do número total de átomos:

$4,2 \cdot 10^{23}$ átomos de O

09.

a) 4400g de CO_2 correspondem a 100 mols, pois a massa molar dessa substância é igual a 44 g/mol. Como 2 mols de CO_2 são necessários para produzir 1 mol de SiO_2 , formam-se 50 mols de SiO_2 .

b) Uma emissão de 5000mols/dia. Logo, a emissão é de 220kg/dia. Portanto, a emissão é menor do que 500kg/dia, o que significa que a indústria atingiu a sua meta.

10.

Sabemos que:

1 mol-----MM(g)----- $6 \cdot 10^{23}$ -----22,4L(CNTP)

a)

$6 \cdot 10^{23}$ moléculas de sacarose-----22,4L de CO_2

$12 \cdot 10^{23}$ moléculas de sacarose----- X

X = 44,8 L de CO_2

b)

4 mols de etanol-----4 . 22,4 L de CO_2

4 mols ----- Y

Y = 89,6 L de CO_2

