

## QUÍMICA GERAL I – AULA 6 - SEXTA LISTA DE EXERCÍCIOS

**Massas atômicas obtidas por medidas físicas. Nêutrons e isótopos. Pesos absolutos dos átomos.**

**1 – John Dalton foi o primeiro cientista a propor uma teoria atômica coerente. Comente sobre a essência da teoria de Dalton e a importância dela na história do átomo.**

Resposta:

A teoria de Dalton propunha que cada elemento é composto de partes extremamente pequenas, os átomos. Que todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e que átomos de diferentes elementos são diferentes. Que os átomos não podem ser criados nem destruídos em uma reação química e que os compostos formados quando átomos de mais de um elemento se combinam, têm sempre o mesmo número relativo dos mesmos tipos de átomos. A teoria atômica de Dalton foi muito importante porque iniciou a busca por conhecer o átomo e suas partículas.

**2 – Em seus experimentos com o tubo de raios catódicos, J. J. Thomson descobriu elétrons) e propôs o modelo atômico denominado “pudim de passas”. Quais eram as características do átomo proposto por Thomson?**

Resposta:

O átomo proposto por Thomson consistia em uma esfera uniforme com carga positiva, na qual os elétrons estavam incrustados, como passas em um pudim.

**3 – Qual a principal diferença entre o modelo atômico de Rutherford e o de Thomson? Explique resumidamente o experimento da folha de ouro realizado por Rutherford.**

Resposta:

A principal diferença entre os dois modelos é que o átomo proposto por Rutherford é nucleado, enquanto o átomo proposto por Thomson é uma esfera uniforme. O experimento da folha de ouro estudava o ângulo de dispersão das partículas  $\alpha$  ao passarem por uma folha de ouro. Neste experimento, Rutherford observou que a maioria das partículas  $\alpha$  passavam direto através da folha, enquanto uma quantidade muito pequena de partículas sofriam desvios de maior angulação ou até mesmo eram refletidas para trás. Diante destas observações, Rutherford propôs que o átomo possuía um diminuto núcleo, onde estava concentrada a maior parte da massa do átomo e toda sua carga positiva.

**4 – Sabendo que a massa de um próton é de 1,0073, a de um nêutron é de 1,0087 e a de um elétron é de  $5,486 \times 10^{-4}$  u.m.a. e que uma u.m.a (unidade de massa atômica) corresponde a  $1,66054 \times 10^{-24}$  g, calcule a massa do elétron, do próton e do nêutron em gramas. A massa do elétron é quantas vezes menor que a massa do próton?**

Resposta:

Próton: 1 u.m.a. -----  $1,66054 \times 10^{-24}$  g

1,0073 u.m.a. ----- x

$$x = 1,6727 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Nêutron: 1 u.m.a. -----  $1,66054 \times 10^{-24}$  g

1,0087 u.m.a. ----- x

$$x = 1,6750 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Elétron: 1 u.m.a. -----  $1,66054 \times 10^{-24}$  g

$5,486 \times 10^{-4}$  u.m.a. ----- x

$$x = 9,110 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Tendo estes valores, para calcular quantas vezes a massa do elétron é menor que a massa do próton faz-se:

$$\frac{\text{massa do próton}}{\text{massa do elétron}} = \frac{1,6727 \times 10^{-24}}{9,110 \times 10^{-28}} = 1836 \text{ vezes aproximadamente}$$

**5 – A carga de um elétron é de  $-1,602 \times 10^{-19}$ . Qual seria a carga correspondente a todos os elétrons de um átomo de oxigênio neutro? Qual seria a carga correspondente a todos os prótons do mesmo átomo?**

Resposta:

O número atômico do oxigênio é 8, portanto ele possui 8 prótons e 8 elétrons, sendo assim, a carga de todos os elétrons de um átomo de oxigênio é dada por:

1 e<sup>-</sup> -----  $-1,602 \times 10^{-19}$  C

8 e<sup>-</sup> ----- x

$$x = -1,282 \times 10^{-18} \text{ C}$$

Como o átomo de oxigênio é neutro, o valor da carga total de todos os prótons deve ser a mesma, porém com carga oposta, sendo então  $+1,282 \times 10^{-18}$  C.

**6 – Utilizando a carga de um elétron fornecida na questão anterior, calcule a carga, em coulomb, de:**

- a) O<sup>2-</sup>
- b) Na<sup>+</sup>
- c) C
- d) Mg<sup>2+</sup>

Resposta:

a)  $O^{2-}$  - o número atômico do oxigênio é 8, portanto, este íon possui oito prótons e dez elétrons, sendo assim, a carga dos oito prótons neutraliza a carga de oito elétrons e sua carga resultante será a carga dos dois elétrons não neutralizados. Cálculo:  $2 \times -1,602 \times 10^{-19} \text{ C} = -3,204 \times 10^{-19} \text{ C}$

b)  $Na^{+}$  - o número atômico do sódio é 11, portanto, este íon possui onze prótons e dez elétrons, sendo assim, a carga de dez prótons neutraliza a carga dos dez elétrons e sua carga resultante será a carga do próton restante. Cálculo:  $1 \times +1,602 \times 10^{-19} \text{ C} = +1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

c) C - como este átomo está neutro, ele não possui carga.

d)  $Ca^{2+}$  - o número atômico do cálcio é 20, portanto, este íon possui vinte prótons e dezoito elétrons, sendo assim, a carga de dezoito prótons neutraliza a carga dos dezoito elétrons e sua carga resultante será a carga dos dois prótons restantes. Cálculo:  $2 \times +1,602 \times 10^{-19} \text{ C} = +3,204 \times 10^{-19} \text{ C}$

**7 – Quantos gramas de hidrogênio devem se combinar com 8 g de oxigênio para formar (a) água ( $H_2O$ ) e (b) peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ )?**

Resposta:

a) Cada molécula de água é composta por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. De acordo com essa proporção e conhecendo as massas de hidrogênio (1 g) e oxigênio (16 g), calcula-se:

2 g de hidrogênio ----- 16 g de oxigênio

x ----- 8 g de oxigênio

$$16x = 2 \times 8 \text{ g de hidrogênio}$$

$$16x = 16 \text{ g de hidrogênio}$$

$$x = \frac{16 \text{ g de hidrogênio}}{16} = 1 \text{ g de hidrogênio}$$

b) Cada molécula de peróxido de hidrogênio é composta por dois átomos de hidrogênio e dois de oxigênio. De acordo com essa proporção e conhecendo as massas de hidrogênio (1 g) e oxigênio (16 g), calcula-se:

2 g de hidrogênio ----- 32 g de oxigênio

x ----- 8 g de oxigênio

$$32x = 2 \times 8 \text{ g de hidrogênio}$$

$$32x = 16 \text{ g de hidrogênio}$$

$$x = \frac{16 \text{ g de hidrogênio}}{32} = 0,5 \text{ g de hidrogênio}$$

8 - Com o auxílio de uma tabela periódica complete o quadro abaixo, admitindo que cada coluna representa um átomo neutro:

Símbolo	${}^{39}_{19}\text{K}$				
Prótons		25			82
Nêutrons		30	64		
Elétrons			48	56	
Nº de massa				137	207

Resposta:

Símbolo	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{55}_{25}\text{Mn}$	${}^{112}_{48}\text{Cd}$	${}^{137}_{56}\text{Ba}$	${}^{207}_{82}\text{Pb}$
Prótons	19	25	48	56	82
Nêutrons	20	30	64	81	125
Elétrons	19	25	48	56	82
Nº de massa	39	55	112	137	207

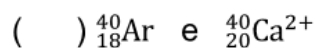
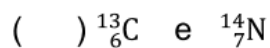
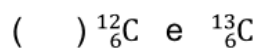
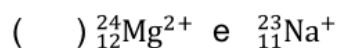
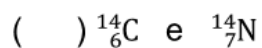
9 – Após consultar o número atômico e de massa de cada um dos elementos, dê o número de prótons, nêutrons e elétrons existente em cada espécie abaixo:

- $\text{K}^+$
- C
- $\text{F}^-$
- $\text{Mg}^{2+}$
- $\text{N}^{3-}$
- $\text{O}^{2-}$

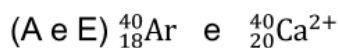
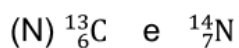
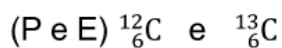
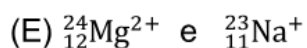
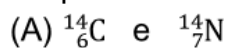
Resposta:

- $\text{K}^+ \rightarrow$  prótons = 19, nêutrons = 20, elétrons = 18.
- C  $\rightarrow$  prótons = 6, nêutrons = 6, elétrons = 6.
- $\text{F}^- \rightarrow$  prótons = 9, nêutrons = 10, elétrons = 10.
- $\text{Mg}^{2+} \rightarrow$  prótons = 12, nêutrons = 14, elétrons = 10.
- $\text{N}^{3-} \rightarrow$  prótons = 7, nêutrons = 14, elétrons = 10.
- $\text{O}^{2-} \rightarrow$  prótons = 8, nêutrons = 8, elétrons = 10.

10 – Identifique os pares abaixo como isótopos (P), isótonos (N), isóbaros (A) e isoeletrônicos (E). Um mesmo par pode receber mais de uma identificação.



Resposta:



**11 – Utilizando a tabela periódica escreva o símbolo completo de cada espécie:**

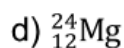
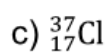
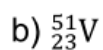
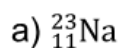
**a) O isótopo de sódio com massa 23;**

**b) O nuclídeo de vanádio com 28 nêutrons;**

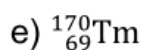
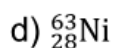
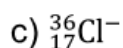
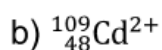
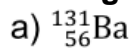
**c) O isótopo de cloro com massa 37;**

**d) O nuclídeo de magnésio com número de prótons igual ao de nêutrons.**

Resposta:



**12 - Diga o número de prótons, nêutrons e elétrons em cada espécie dada:**



Resposta:

- a)  ${}^{131}_{56}\text{Ba}$  → prótons = 56, nêutrons = 75, elétrons = 56.  
b)  ${}^{109}_{48}\text{Cd}^{2+}$  → prótons = 48, nêutrons = 61, elétrons = 46.  
c)  ${}^{36}_{17}\text{Cl}^{-}$  → prótons = 17, nêutrons = 19, elétrons = 18.  
d)  ${}^{63}_{28}\text{Ni}$  → prótons = 28, nêutrons = 35, elétrons = 28.  
e)  ${}^{170}_{69}\text{Tm}$  → prótons = 69, nêutrons = 101, elétrons = 69.

**13 - O chumbo natural é composto por quatro isótopos, suas massas e abundâncias são apresentadas na tabela abaixo. Qual a massa atômica média do chumbo?**

Isótopo	Massa (u)	Abundância (%)
${}^{204}\text{Pb}$	203,973	1,48
${}^{206}\text{Pb}$	205,9745	23,6
${}^{207}\text{Pb}$	206,9759	22,6
${}^{208}\text{Pb}$	207,9766	52,3

Resposta:

$$\text{Massa média} = \frac{\Sigma(\text{massa} \times \text{abundância})}{100}$$

$$\text{Massa média} = \frac{(203,973 \times 1,48) + (205,9745 \times 23,6) + (206,9759 \times 22,6) + (207,9766 \times 52,3)}{100}$$

$$\text{Massa média} = 207$$

**14 – A prata comum é composta por uma mistura de  ${}^{107}\text{Ag}$ , cuja massa é 106,9041 u, e  ${}^{109}\text{Ag}$ , com massa igual a 108,9047 u. A massa atômica média da prata é 107,868 u. Qual a abundância relativa, em porcentagem, dos dois isótopos que compõe a prata?**

Resposta:

$$\text{Massa média} = \frac{\Sigma(\text{massa} \times \text{abundância})}{100}$$

$$107,868 = \frac{(106,9041 \times \%^{107}\text{Ag}) + (108,9047 \times \%^{109}\text{Ag})}{100}$$

$$10786,8 = (106,9041 \times \%^{107}\text{Ag}) + (108,9047 \times \%^{109}\text{Ag})$$

Como a soma das duas porcentagens deve dar 100, pode-se dizer que:

$$\%^{109}\text{Ag} = 100 - \%^{107}\text{Ag}, \text{ portanto:}$$

$$10786,8 = (106,9041 \times \%^{107}\text{Ag}) + [108,9047 \times (100 - \%^{107}\text{Ag})]$$

$$10786,8 = (106,9041 \times \%^{107}\text{Ag}) + (10890,47 - 108,9047\%^{107}\text{Ag})$$

$$10786,8 = 106,9041\%^{107}\text{Ag} + 10890,47 - 108,9047\%^{107}\text{Ag}$$

$$10786,8 - 10890,47 = 106,9041\%^{107}\text{Ag} - 108,9047\%^{107}\text{Ag}$$

$$10786,8 - 10890,47 = 106,9041\%^{107}\text{Ag} - 108,9047\%^{107}\text{Ag}$$

$$-103,67 = -2,0006\%^{107}\text{Ag} \quad (\times -1)$$

$$103,67 = 2,0006\%^{107}\text{Ag}$$

$$\%^{107}\text{Ag} = \frac{103,67}{2,0006}$$

$$\%^{107}\text{Ag} = 51,8$$

Para calcular a porcentagem de  $^{109}\text{Ag}$  usa-se:

$$\%^{109}\text{Ag} = 100 - \%^{107}\text{Ag}$$

$$\%^{109}\text{Ag} = 100 - 51,8$$

$$\%^{109}\text{Ag} = 48,2$$