



Final

8 de Maio de 2010

Prova Teórica

Nome:

Escola:

Pergunta	Total
Átomo, elemento e núcleo	
Contar os átomos	
Massa, moles e concentrações	
Equações Químicas	
Classificação teórica	
Classificação prática	
Classificação final	

Átomo, elemento e núcleo

1. No quadro seguinte estão representados genericamente os núclídeos, (N.1), (N.2), (N.3) e (N.4).

Nuclídeo	Nº atómico (Z)	Nº de massa (A)	Nº de neutrões
(N.1)	$2X-1$	$4X-1$	10
(N.2)	$2Y+3$	$4Y+9$	20
(N.3)	$5S-3$	$8S+3$	18
(N.4)	$3W+1$	$6W+3$	14

1.1. Determine o número de massa do nuclídeo (N.1).

$$\text{N}^\circ \text{ massa} = \text{n}^\circ \text{ atómico} + \text{n}^\circ \text{ neutrões}$$

$$4X-1 = 2X-1 + 10$$

$$X = 5$$

$$\text{N}^\circ \text{ massa} = 4 \times 5 - 1 = 19$$

1.2. Determine a carga nuclear do nuclídeo (N.2).

$$\text{N}^\circ \text{ massa} = \text{n}^\circ \text{ atómico} + \text{n}^\circ \text{ neutrões}$$

$$4Y + 9 = 2Y + 3 + 20$$

$$Y = 7$$

$$\text{Carga nuclear} = +(\text{n}^\circ \text{ atómico})$$

$$\text{Carga nuclear} = (+) 2 \times 7 + 3$$

$$\text{Carga nuclear} = + 17$$

1.3. Determine o número de electrões do ião (N.3)⁻.

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } C^- = \text{n}^\circ \text{ atómico} + 1$$

$$A = Z + \text{n}^\circ \text{ neutrões}$$

$$8S + 3 = 5S - 3 + 18$$

$$S = 4$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } C^- = 5S - 3 + 1$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } C^- = 5 \times 4 - 3 + 1$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } C^- = 18$$

1.4. Determine o número de electrões do ião (N.4)³⁺.

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } D^{3+} = \text{n}^\circ \text{ atómico} - 3$$

$$A = Z + \text{n}^\circ \text{ neutrões}$$

$$6W + 3 = 3W + 1 + 14$$

$$W = 4$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } D^{3+} = 3W + 1 - 3$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } D^{3+} = 3 \times 4 - 3 + 1$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrões } D^{3+} = 10$$

1.5. Pela análise do quadro, e pelos resultados obtidos nas alíneas anteriores, é possível concluir se alguns dos nuclídeos são isótopos? Justifique.

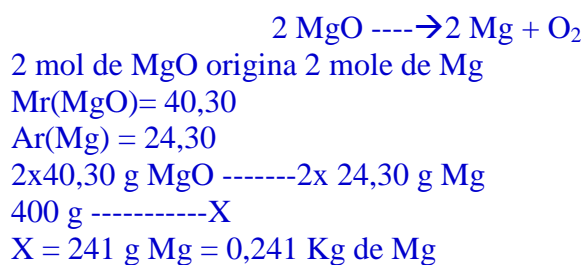
É possível concluir que existem isótopos uma vez que, isótopos são elementos com igual nº atômico e diferente nº de massa ou seja diferente nº de neutrões e o par de elementos B e C apresentados possui estas características. Têm nº atômico 17 e nº de massa 37 e 35 respectivamente.

2. A massa atômica relativa do elemento cobre, ${}_{29}\text{Cu}$, é 63,546. Sabendo que este elemento tem dois isótopos naturais, o ${}^{63}\text{Cu}$ e o ${}^{65}\text{Cu}$, de massas isotópicas, respectivamente, 62,9296 e 64,9278, calcule as respectivas abundâncias relativas de cada um dos isótopos do elemento cobre.

$$63,546 = 62,9296X + 64,9278Y$$
$$X + Y = 100$$

$$X = 30,8 \%$$
$$Y = 69,2 \%$$

3. Quantos kilograma de magnésio metálico podem, teoricamente, ser obtidos pela decomposição de 400 g de óxido de magnésio nos seus elementos?



Contar os átomos

1. Calcule o número de átomos de oxigênio existentes em 1,50 mol de carbonato de sódio.

1 mol de Na_2CO_3 tem 3 moles de átomos de O ou seja $1,5 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de O.

O que dá $9,03 \times 10^{23}$ átomos de O.

2. Calcule a massa, em grama, de 0,433 mol de nitrato de cálcio.

1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ tem a massa de 164,10 g. Então 0,433 mol corresponderá à massa de 71,05 g

3. A clorofila, pigmento das plantas, contém 2,68 % (m/m) de magnésio. Calcule o número de átomos de magnésio existentes em 1,00 g de clorofila.

2,68 g Mg por cada 100 g de clorofila então 1 g de clorofila possuirá 0,0268 g de Mg. Como 24,31 g de Mg contém $6,023 \times 10^{23}$ átomos de Mg, então 1,00 g de clorofila terá $6,64 \times 10^{20}$ átomos de Mg.

Massa, moles e concentrações

1. O cobre e o enxofre, quando aquecidos em conjunto, podem reagir para formar o sulfureto de cobre (I). Que massa de sulfureto de cobre (I), em grama, se pode formar a partir de 10 g de enxofre e 15 g de cobre?



2 x 63,55 g de Cu reagem com 32,07 g de S e originam 159,17 g de Cu₂S

Por aqui se vê que 15 g de Cu reagem com 3,78 g de S pelo que o Cu é o reagente limitante.

Então a reacção completa de 15 g de cobre originarão 18,8 g de Cu₂S.

2. O cloreto de bário é um sal cristalino que, durante o processo de cristalização, incorpora x moléculas de água por cada molécula de cloreto de bário (BaCl₂.xH₂O). Esta água pode ser eliminada por aquecimento, por exemplo, se aquecermos 1,10 g de sal hidratado várias vezes podemos obter uma massa constante de 0,937 g de sal anidro. Qual é o valor de x na fórmula do cloreto de bário hidratado?

$$M_r(\text{BaCl}_2) = 208,33$$

0,937 g de sal anidro correspondem a $4,50 \times 10^{-3}$ mol

Por aquecimento há a perda de 0,163 g de H₂O o que equivale a $9,06 \times 10^{-3}$ mol de água

Assim, por cada $4,50 \times 10^{-3}$ mol de BaCl₂ existem $9,06 \times 10^{-3}$ moles de água na rede cristalina.

Então por cada mol de BaCl₂ existem 2 moles de H₂O e a fórmula será BaCl₂.2H₂O

3. Adicionaram-se 100,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 8,0 g.L⁻¹, a 400,0 mL de uma outra solução de hidróxido de sódio de concentração desconhecida. A solução obtida ficou com a concentração mássica de 2,4 g.L⁻¹. Qual é a concentração da solução desconhecida, (a) em g.L⁻¹ e (b) em mol.L⁻¹?

$$M_r(\text{NaOH}) = 40,0$$

100 mL de solução de NaOH contém 0,8 g de NaOH.

A solução final (100 mL + 400 mL = 500 mL) ficou com 2,4 g de soluto por cada litro de solução ou seja nos 500 mL existem no total 1,2 g de NaOH

Se 0,8 g de NaOH provêm dos 100 mL de solução de NaOH as restantes 0,4 g são provenientes da solução de concentração desconhecida.

Então a concentração da solução é 0,4 g por 400 mL o que é equivalente a:

$$[\text{NaOH}] = 0,4\text{g}/40,0\text{g/mol}/0,4 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$$

4. A soda caustica (NaOH) é um químico de uso comum (apesar de corrosivo) para, por exemplo, desentupir canos com resíduos domésticos. Imagine que possuía 100 mL de uma solução dessas (200 mg por cada dm^3) e que lhe adiciona 66,0 mL de solução de HCl $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$. Calcule a variação de pH que ocorre sabendo que o pH é o simétrico do logaritmo da concentração de H^+ em solução.

$$M_r(\text{NaOH}) = 40$$

$$[\text{NaOH}] = 0,0050 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$N^\circ \text{ de mol OH}^- = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = 14 - (-\log 5,0 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 11,7$$

$$n^\circ \text{ moles de H}^+ = 6,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Existe mais H^+ do que OH^- logo teremos no final mais H^+

$$\text{H}^+ \text{ excesso} = 6,6 \times 10^{-4} - 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = -\log (1,6 \times 10^{-4}/0,166)$$

$$\text{pH} = 3,0$$

ocorre uma variação de 8,7 unidades de pH

5. A água do mar tem dissolvidas várias substâncias, como sais inorgânicos, gases e compostos orgânicos. A tabela apresenta alguns exemplos de sais inorgânicos dissolvidos na água do mar.

5.1 Indique o ião presente em maior quantidade e expresse essa quantidade em g de ião por kg de água do mar.

Componente	mol / kg de água do mar
NaCl	0,4186
MgCl ₂	0,0596
Na ₂ SO ₄	0,02856
KCl	0,01
CaCl ₂	0,005

Fonte: Boletim da Sociedade Portuguesa de Química, n.º 101, Abril-Junho 2006

O ião mais abundante é o ião cloreto com um total de $0,4186 + 2 \times 0,0596 + 0,01 + 2 \times 0,005$ moles de ião por cada Kg de água do mar o seja $0,5578$ mol/kg.

Como o ião cloreto tem uma massa aproximada de $35,5$ g/mol, teremos uma concentração total de $19,8$ g de Cloreto por kg de água do mar

5.2 Qual é a concentração do ião sulfato, expressa em mg/kg?

Serão $0,02856$ moles ou seja $0,02856 \times (32,07 + 16,0 \times 4) = 2,74$ g por cada kg de água do mar.

ppm são partes por milhão ou seja mg por kg de água do mar

o que é equivalente a 2740 mg/ kg de água do mar