



Nome: .....

Escola: .....

Classificação teórica (60%)

\_\_\_\_\_

Classificação prática (40%)

\_\_\_\_\_

Classificação final

\_\_\_\_\_



universidade de aveiro  
departamento de química

## Prova Teórica

Questão	Problema 1	Problema 2	Problema 3	Problema 4	Total
Cotação	5	18	29	8	60
Classificação					

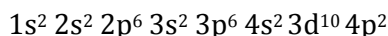
**Apresente todos os cálculos que tiver de efetuar e indique o resultado com o número de algarismos significativos corretos.**

**Dados adicionais:**

Elemento	Ar
H	1,008
C	12,011
O	15,999
S	32,06
Cl	35,45
Ca	40,078
Zn	65,38

### Problema 1

Um átomo de um determinado elemento tem a seguinte configuração eletrónica no estado fundamental:



Com base nesta configuração eletrónica complete:

- Pertence ao bloco p da Tabela Periódica.
- Pertence ao período 4 da Tabela Periódica.
- A configuração eletrónica do cerne do respetivo átomo deste elemento é:



- A configuração eletrónica de valência é:



## Problema 2

Muitas substâncias elementares são constituídas por diversos isótopos naturais e, nalguns casos, com abundâncias relativas muito próximas entre si. Mas na maioria dos casos há um dos isótopos que é o mais abundante. Por exemplo, o cromo (designação atualmente recomendada para o elemento crômio) possui quatro isótopos naturais, estáveis, o  $^{50}\text{Cr}$ ,  $^{52}\text{Cr}$ ,  $^{53}\text{Cr}$  e  $^{54}\text{Cr}$ . Por outro lado para o urânio são reportados vários isótopos estáveis, mas apenas três deles são naturais, o  $^{234}\text{U}$ ,  $^{235}\text{U}$  e  $^{238}\text{U}$  e entre estes o  $^{238}\text{U}$  apresenta uma abundância relativa elevadíssima (ver tabela abaixo).

Mas há outros aspetos interessantes nesta análise de isótopos; por exemplo do iodo só se conhece o  $^{127}\text{I}$  como isótopo natural, no entanto existe um isótopo não natural muito importante, o  $^{131}\text{I}$ , que é usado em medicina no diagnóstico e tratamento de patologias da tireoide e na localização de tumores no cérebro. Outro isótopo não natural usado em medicina é o amerício-241 ( $^{241}\text{Am}$ ), usado para o tratamento de alguns cancros. Alguns dos isótopos usados em medicina são radioativos e por isso, os resíduos hospitalares provenientes de algumas unidades de tratamento são recolhidos com muito cuidado.

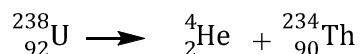
Isótopos	Massa isotópica relativa	Abundância relativa (%)
$^{50}\text{Cr}$	49,94600464	4,345
$^{52}\text{Cr}$	51,9405098	83,789
$^{53}\text{Cr}$	52,9406513	9,501
$^{54}\text{Cr}$	53,9388825	2,365
$^{234}\text{U}$	234,0409468	x
$^{235}\text{U}$	235,0439242	y
$^{238}\text{U}$	238,0507847	99,2745
$^{127}\text{I}$	126,904473	z

Certos isótopos podem sofrer reações nucleares, isto é, um átomo pode emitir espontaneamente uma partícula radioativa transformando-se noutra átomo.

Como exemplo, o urânio-238 pode transformar-se em tório-234, emitindo uma partícula alfa, usualmente representada por



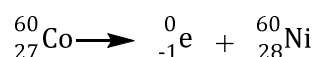
Isto é, temos a seguinte equação nuclear:



O cobalto-60 pode transformar-se em níquel-60, emitindo uma partícula beta, usualmente representada por:



Isto é, temos a seguinte equação nuclear:



a) Em duas linhas diga o que entende por isótopos e isótopos radioativos.

**Isótopos: diz-se dos átomos que têm o mesmo nº de prótons mas diferente nº de neutrões.**

**Isótopos radioativos: são átomo que tem o mesmo nº de protões mas diferente nº de neutrões mas que não são estáveis no tempo sofrendo de forma espontânea reações nucleares como as descritas no enunciado, isto é decaindo por emissão de partículas ou energia convertendo-se noutros átomos até atingir a estabilidade.**

b) Calcule a massa atômica relativa do elemento cromo.

$$Ar(\text{Cr}) = (49,94600464 * 4,345 + 51,9405098 * 83,789 + 52,9406513 * 9,501 + 53,9388825 * 2,365) / 100 = 2,175 + 43,520 + 5,030 + 1,276 = 51,996$$

c) Sabendo que a massa atômica relativa do elemento urânio é  $Ar(\text{U}) = 238,02891$ , determine as abundâncias relativas dos isótopos de urânio conhecidos (valores  $x$  e  $y$  da Tabela anterior)

$$238,02891 = (234,0409468 * x + 235,0439242 * y + 238,0507847 * 99,2745) / 100$$
$$x + y + 99,2745 = 100$$

$$23802,891 - 238,0507847 * 99,2745 = 234,0409468 * x + 235,0439242 * y$$
$$x + y = 0,7255 \leftrightarrow x = 0,7255 - y$$

$$23802,891 - 23632,4 = 234,0409468 * (0,7255 - y) + 235,0439242 * y \leftrightarrow$$

$$\leftrightarrow 170,491 = 169,8 - 234,0409468 * y + 235,0439242 * y \leftrightarrow$$

$$\leftrightarrow 1,0029774 * y = 0,691 \leftrightarrow$$

$$\leftrightarrow y = 0,689$$

$$x = 0,7255 - 0,689$$

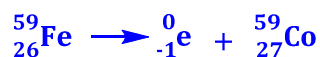
$$x = 0,0365$$

d) No caso do iodo prevê-se que o valor de  $z$  seja **100%**.

e) O amerício-241, número atômico 95, por emissão de uma partícula alfa, transforma-se num átomo do neptúnio (Np). Indique qual é o isótopo formado e escreva a equação nuclear correspondente.



f) Um átomo de ferro (Fe) por decaimento produz cobalto-59 e emite uma partícula beta. Indique qual é o isótopo de ferro responsável por este decaimento e escreva a equação nuclear correspondente.



### Problema 3

Em muitas transformações químicas há libertação de um gás, e nesses casos as determinações quantitativas têm de ser efetuadas com mais cuidado. Analise os exemplos seguintes:

1. O carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) reage com ácido clorídrico (HCl) libertando dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

a. Escreva a equação química, devidamente acertada, que traduz a transformação.



b. Calcule a massa de  $\text{CO}_2$  que espera venha a ser produzida por reação de 15,0 g de  $\text{CaCO}_3$  com uma solução aquosa contendo 4,5 g de HCl.

$$Mr(\text{HCl}) = 1,008 + 35,45 = 36,46$$

$$Mr(\text{CaCO}_3) = 40,078 + 12,011 + 3 * 15,999 = 100,086$$

$$Mr(\text{CO}_2) = 12,011 + 2 * 15,999 = 44,009$$

O reagente em excesso é o  $\text{CaCO}_3$  pois em proporções estequiométricas 4,5 g de HCl reagiriam com 6,1 g de  $\text{CaCO}_3$

assim,

$$2 * 36,46 \text{ g HCl} / 44,009 \text{ g CO}_2 = 4,5 \text{ g} / x \quad \text{então } x = 2,7 \text{ g CO}_2$$

c. Calcule o rendimento da reação se forem obtidas 1,8 g de  $\text{CO}_2$  nas condições da reação descritas na alínea b).

$$\text{Rendimento} = 1,8 / 2,7 * 100 = 67 \%$$

2. O depósito de um automóvel com 45,0 L de combustível equivale a ter 300 mol de octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) que podem sofrer combustão com oxigénio (O<sub>2</sub>) e libertar dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

- a. Escreva a equação química, devidamente acertada, que traduz a transformação descrita.



- b. Calcule a quantidade de substância de O<sub>2</sub> necessária para gastar 20,0 L de combustível.

**em termos de quantidade de substância o consumo de oxigénio é 12,5 vezes maior que as moles de octano. Assim, 20,0 L de combustível que correspondem a 133 mol de octano (20,0 \* 300 / 45,0) que consumirão 1,66x10<sup>3</sup> moles de Oxigénio**

- c. Calcule o volume de CO<sub>2</sub> libertado em condições PTN.

**20 L de octano (equivalente a 133 moles) produzirão 133\*16/2 = 1064 moles de CO<sub>2</sub>**

**Como cada mole, em condições PTN ocupa um volume de 22,4 L, então o CO<sub>2</sub> libertado ocupará um volume de 2,38 x10<sup>4</sup> L**

3. O zinco (Zn) pode ser produzido por tratamento do minério de sulfureto de zinco (ZnS) com oxigénio (O<sub>2</sub>) e carvão (C). Neste processo de produção liberta-se monóxido de carbono (CO) e dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>).

- a. Escreva a equação química, devidamente acertada, que traduz a transformação.



- b. Calcule a massa de zinco formada a partir de 1,5 x 10<sup>3</sup> g de ZnS, sabendo que o rendimento usual neste tipo de reação é de 32% (m/m).

**Mr (ZnS) = 65,38 + 32,06 = 97,44**

**em condições estequiométricas**

**97,44 g de ZnS produziria 65,38 g de Zn**

**1,5 x 10<sup>3</sup> g de ZnS produziriam 1,0 x 10<sup>3</sup> g de Zn**

**Como o rendimento é apenas 32%**

**32 = (x/1,0 x 10<sup>3</sup>)\*100**

**x = 320 g**

#### Problema 4

Preparou-se uma solução de ácido acético (CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H) de concentração 0,08 mol dm<sup>-3</sup>, e determinou-se que a concentração de iões H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> no equilíbrio é de 1,7 x 10<sup>-3</sup> mol dm<sup>-3</sup>.

- a) Escreva a equação química que traduz este equilíbrio e calcule o valor da respetiva constante de acidez (K<sub>a</sub>).



**K<sub>a</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>][CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>]/[CH<sub>3</sub>COOH]**

**K<sub>a</sub> = (1,7 x 10<sup>-3</sup>)<sup>2</sup>/(0,08-1,7 x 10<sup>-3</sup>)**

**K<sub>a</sub> = 2,9 x 10<sup>-6</sup>/0,078**

**K<sub>a</sub> = 3,7 x 10<sup>-5</sup>**

- b) Sabendo que o pH de uma solução é dado por, pH = -log[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], calcule o pH desta solução.

**pH = -log (1,7 x 10<sup>-3</sup>) logo pH = 2,8**

- c) A solução obtida é:

 **Ácida**