

Resolução dos exercícios da lista 1, 2a e 2b.

Lista 1: Cálculo estequiométrico

- 5) The combustion of propane (C_3H_8) in the presence of excess oxygen yields CO_2 and H_2O : $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$

When 2.5 mol of O_2 are consumed in their reaction, _____ mol of CO_2 are produced.

- A) 2.5 B) 3.0 C) 6.0 **D) 1.5** E) 5.0

Solução:

Na combustão completa do propano, a relação estequiométrica entre os gases $O_{2(g)}$ e $CO_{2(g)}$ é:

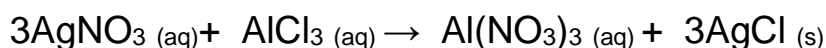


Assim,



$$\boxed{X = 1,5 \text{ mol de } CO_2}$$

- 11) Silver nitrate and aluminum chloride react with each other by exchanging anions:



What mass in grams of $AgCl$ is produced when 4.22 g of $AgNO_3$ react with 7.73 g of $AlCl_3$?

- A) 4.22 **B) 3.56** C) 11.9 D) 17.6 E) 24.9

Solução:

Massa molar:



1. Achar o reagente limitante.

$$\text{N}^\circ \text{ de mols de AgNO}_3 = 4,22\text{g} / 169\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,025 \text{ mol}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de mols de AlCl}_3 = 7,73\text{g} / 133,34 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,058 \text{ mol}$$

A relação estequiométrica é :



Logo o nitrato de prata é o reagente limitante.

2. Após a determinação do reagente limitante, determine a quantidade de Cloreto de prata formado na reação. A relação estequiométrica entre o nitrato de prata e o cloreto de prata é:

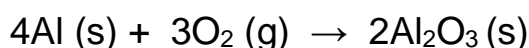


$$X = 0,025 \text{ mol de AgCl}$$

$$\text{Massa de AgCl} = 0,025 \text{ mol de AgCl} * 143,32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 3,56 \text{ g}$$

$$\boxed{\text{Massa de AgCl} = 3,56 \text{ g}}$$

19) Solid aluminum and gaseous oxygen react in a combination reaction to produce aluminum oxide:



In a particular experiment, the reaction of 2.5 g of Al with 2.5 g of O₂ produced 3.5 g of Al₂O₃.

The % yield of the reaction is _____.

A) 26

B) 74

C) 47

D) 66

E) 37

Solução:

Massa molar:

$$\text{Al} = 26,98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{O}_2 = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{Número de mols de alumínio: } 2,5 \text{ g} / 26,98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,093 \text{ mol}$$

$$\text{Número de mols de O}_2: 2,5 \text{ g} / 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,078 \text{ mol}$$

Encontrar o reagente limitante:

Relação estequiométrica:



$$\text{Al (s): } 0,093 \text{ mol} / 4 = 0,023$$

$$\text{O}_2 \text{ (g): } 0,078 \text{ mol} / 3 = 0,026$$

Logo, o reagente limitante é o Alumínio.

Após a determinação do reagente limitante, determine a quantidade de Al_2O_3 formado na reação.

A relação estequiométrica é:



Logo

$$4 \text{ mols de Al} \text{ ----- } 2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

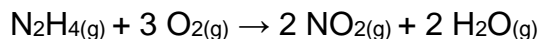
$$0,093 \text{ mol de Al} \text{ ----- } X \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

$$X = 0,0465 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

$$\text{Massa de Al}_2\text{O}_3: 0,0465 \text{ mol} * 101,96 \text{ g.mol}^{-1} = 4,74 \text{ g}$$

$$\boxed{\text{O rendimento da reação é } 3,5\text{g} / 4,74\text{g} = 74\%}$$

40) Consider the gaseous reaction:



If the above reaction has a percent yield of 98.5%, what mass in grams of oxygen is needed to produce 49.0 g of $\text{NO}_2(\text{g})$?

- A) 25.9 g B) 23.1 g **C) 51.9 g** D) 11.5 g E) 50.4 g

Solução:

Começamos a solução calculando a quantidade de NO₂ produzido para uma reação de rendimento igual a 100%.

$$49\text{g de NO}_2 \text{ ----- } 98,5\%$$

$$X \text{ g de NO}_2 \text{ ----- } 100\%$$

$$X = 49,75\text{g de NO}_2$$

$$\text{Quantidade de matéria: } 49,75\text{g} / 46,0055 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,081 \text{ mol}$$

A relação estequiométrica entre o O₂ e o NO₂ é:

$$3 \text{ mols de O}_2 \text{ ----- } 2 \text{ mols de NO}_2$$

$$X \text{ mol de O}_2 \text{ ----- } 1,081 \text{ mols de NO}_2$$

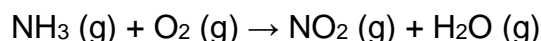
$$X = 1,622 \text{ mol de O}_2$$

$$\text{Massa de oxigênio} = 1,622 \text{ mol de O}_2 \times 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\boxed{\text{Massa de oxigênio é igual a } 51,90 \text{ g.}}$$

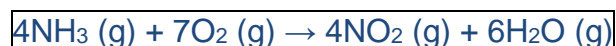
Exercícios da lista 2ª : Equações químicas e balanceamento

1) When the following equation is balanced, the coefficients are _____.

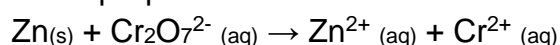


A) 1, 3, 1, 2 B) 4, 3, 4, 3 C) 1, 1, 1, 1 D) 2, 3, 2, 3 **E) 4, 7, 4, 6**

Solução:



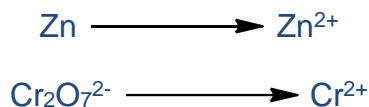
64) When the following equation is completed and balanced for the reaction in acidic solution, what is the proper coefficient for H⁺?



A) 22 **B) 14** C) 18 D) 7 E) 11

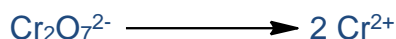
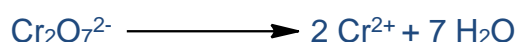
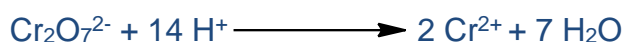
Solução:

Semi-reações:

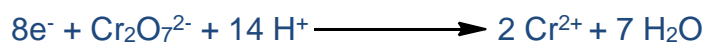


Balancear as equações redox.

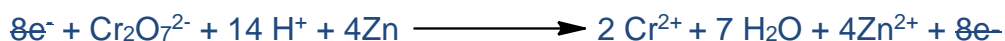
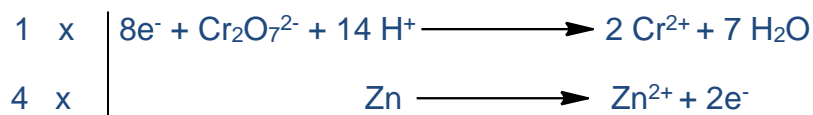
1- Balancear os elementos, menos os H e O.

2- Balancear a quantidade de oxigênio adicionando H₂O.3- Balancear a quantidade de hidrogênio com a adição de H⁺

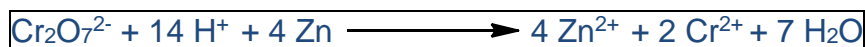
4- Por fim, balancear as cargas adicionando elétrons.



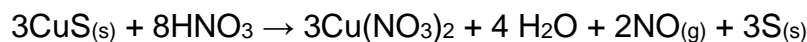
5- Soma-se as semi-reações balanceando a quantidade elétrons



Equação final:



67) Balance the following equation for an oxidation-reduction reaction occurring in an acidic solution:



The sum of the coefficients is:

A) 18

B) 35

C) 33

D) 45

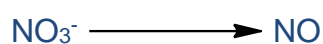
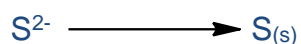
E) 23**Solução:**

Achar o Nox dos elementos que sofreram oxidação

Enxofre vai do nox = -2 para nox= 0

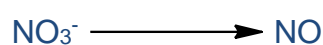
Nitrogênio vai do nox= +5 pra o nox= +2

Achar as semi-reações:

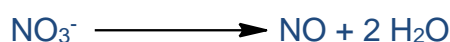


Balancear as equações redox.

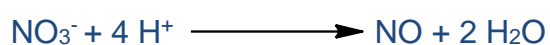
1- Balancear os elementos, menos os H e O.



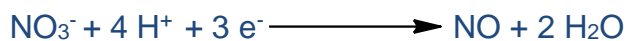
2- Balancear a quantidade de Oxigênio adicionando H₂O.



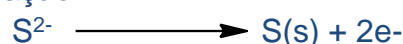
3- Balancear a quantidade de Hidrogênio com a adição de H⁺



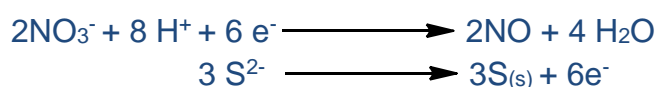
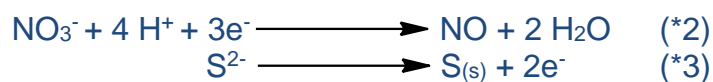
4- Por fim, balancear as cargas adicionando elétrons.



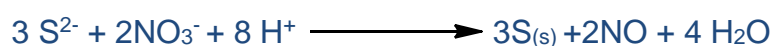
Idem para a outra equação:



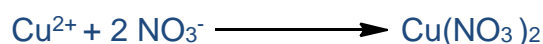
5-Soma-se as semi-reações balanceando a quantidade elétrons e adicionando os íons espectadores



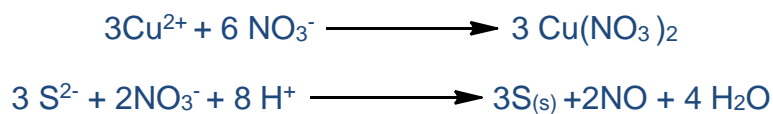
Equação final



Para voltar ao formato dado no enunciado, deve-se incluir também o balanceamento dos íons espectadores:



Como o Cu está em proporção 1:1 com o S, a equação dos íons espectadores também é multiplicada por 3:

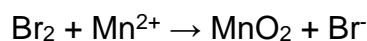


Equação completa:



$$\boxed{\text{Soma dos coeficientes: } 3 + 8 + 3 + 4 + 2 + 3 = 23}$$

74) Balance the following equation in basic solution:



The sum of the coefficients is:

- A) 15 B) 12 C) 8 D) 17 **E) 11**

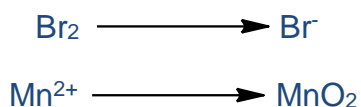
Solução:

Achar o Nox dos elementos que sofreram oxidação

Bromo vai do nox = 0 para nox= -1

Manganês vai do nox= +2 pra o nox= +4

Achar as semi-reações:

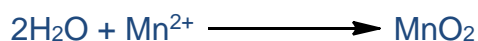


Balancear as equações redox.

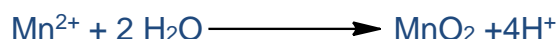
1- Balancear os elementos, menos os H e O.



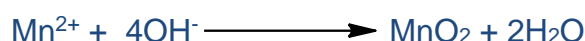
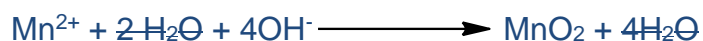
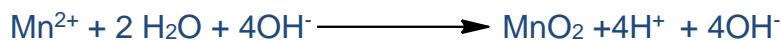
2- Balancear a quantidade de Oxigênio adicionando H₂O.



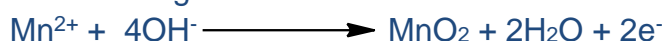
- 3- Balancear a quantidade de Hidrogênio com a adição de H⁺ como se fosse em meio ácido:



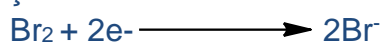
- 4- Adicionar OH⁻ para neutralizar os H⁺



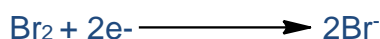
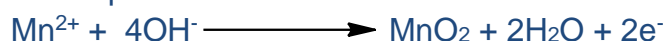
- 5- Por fim, balancear as cargas adicionando elétrons.



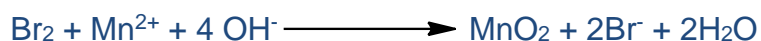
Idem para a outra equação:



- 6- Soma-se as semi-reações balanceando a quantidade elétrons e adicionando os íons espectadores

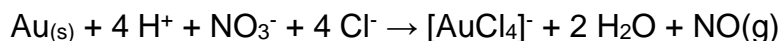


Equação final



Soma dos coeficientes: $1 + 1 + 4 + 1 + 2 + 2 = 11$

- 80)** Gold does not react with either nitric acid or hydrochloric acid but with a combination of both called aqua regia. Identify the oxidizing agent in the following equation:



A) NO₃⁻

B) Au

C) H⁺

D) Cl⁻

E) The reaction is not a redox reaction.

Solução:

O agente oxidante é aquele que é responsável pela oxidação de outra espécie. O agente oxidante sofre redução.

Calcular o nox dos elementos.

Assim, o NO_3^- é o agente oxidante.

Lista 2b: Equações químicas e balanceamento

31) Calculate the percentage by mass of nitrogen in $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

- A) 10.4 **B) 8.5** C) 4.2 D) 12.6 E) 5.2

Solução:

Massa molar:

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{N} = 14,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A partir da massa molares, podemos determinar a porcentagem em massa de nitrogênio.

$$\text{Porcentagem de Nitrogênio(\%)} = (2 \cdot 14,00) / 331,2 = \boxed{8,5\%}$$

37) There are _____ atoms of oxygen are in 300 molecules of $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

A) 300

B) 600

C) 1.80×10^{26}

D) 3.01×10^{24}

E) 3.61×10^{26}

44) Gaseous argon has a density of 1.40 g/L at standard conditions. How many argon atoms are in 1.00 L of argon gas at standard conditions?

A) 3.43×10^{25}

B) 1.59×10^{25}

C) 4.76×10^{22}

D) 2.11×10^{22}

E) 6.02×10^{23}

Solução:

Massa molar de argônio: $39,948 \text{ g.mol}^{-1}$

Massa de argônio: $1,40 \text{ g.L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} = 1,4 \text{ g}$

Quantidade de matéria: $1,4\text{g}/39,948 \text{ g.mol}^{-1} = 0,035 \text{ mol}$

Número de moléculas: $0,035\text{mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,10 \cdot 10^{22}$