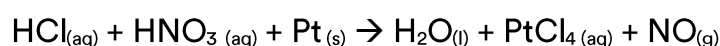


## Equilíbrio iônico

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

## Equilíbrio iônico

1. Metais nobres têm como característica o fato de serem pouco reativos. A platina, por exemplo, somente reage em presença de uma mistura de ácidos clorídrico e nítrico, conforme mostra a equação química não balanceada a seguir.



Em um experimento, 1,17 g de platina foram consumidos em conjunto com os reagentes ácidos, totalmente ionizados, em uma solução de volume igual a 3,2 L. Calcule o pH inicial da solução e escreva a semirreação que representa o processo de oxidação.

2. O íon cianeto é extremamente tóxico ao ser humano devido à sua capacidade de se combinar com o ferro presente na hemoglobina, impedindo o transporte de oxigênio para o sangue. A equação química a seguir representa um processo de remoção desse íon de águas poluídas.



Em um tanque contendo um volume de solução aquosa de hidróxido de sódio igual a 1000 L, foram adicionados 25 mols de cianeto e cloro em quantidade suficiente para completar a reação.

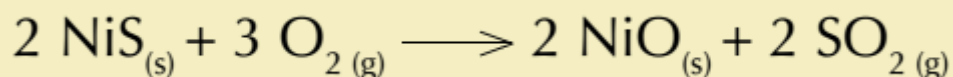
Admitindo-se que toda a base e o cianeto foram consumidos, calcule o pH inicial da solução aquosa de hidróxido de sódio e indique as fórmulas químicas dos compostos apolares formados no processo.

3. Após o consumo de elevada quantidade de bebida alcoólica, uma pessoa bebeu vários copos de água com o objetivo de diminuir a acidez estomacal provocada pelo etanol. Observe os valores das constantes de ionização do etanol e da água nas condições em que foram ingeridos:

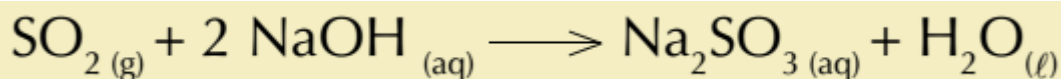
Substância	Constante de ionização (K)
etanol	$10^{-16}$
água	$10^{-14}$

Tendo em vista o caráter ácido-base do etanol e da água, indique se a opção de beber vários copos de água para amenizar a acidez estomacal foi adequada, justificando sua resposta. Em seguida, escreva a equação química que representa o equilíbrio ácido-base entre o etanol e a água.

4. A milerita é um minério cujo principal componente é o sulfeto de níquel II. Em uma das etapas do processamento desse minério, ocorre a formação do gás dióxido de enxofre, como apresentado na equação química a seguir:



Esse gás, com alto impacto poluidor, pode ser eliminado mediante a seguinte reação com o hidróxido de sódio:



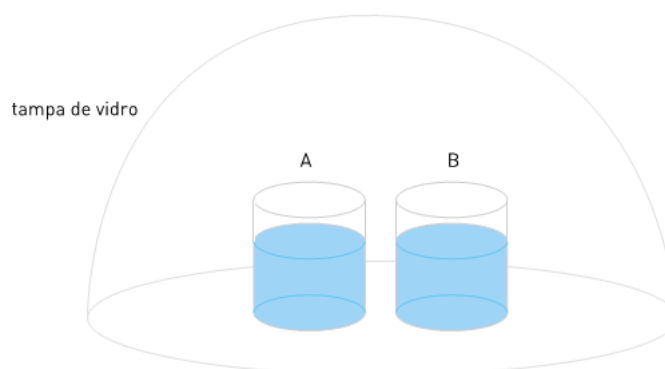
Uma empresa mineradora, ao processar 385 kg de milerita, bombeou todo o dióxido de enxofre formado para um tanque contendo uma solução de hidróxido de sódio com concentração de  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ , a  $25^\circ\text{C}$ . Nesse tanque, onde o dióxido de enxofre foi totalmente consumido, foram produzidos 504 kg de sulfito de sódio.

Calcule a porcentagem da massa do sulfeto de níquel II no minério processado e o pH a solução de hidróxido de sódio utilizada.

5. Considere dois frascos, A e B, contendo soluções distintas, descritas na seguinte tabela:

FRASCO	COMPOSIÇÃO DAS SOLUÇÕES			
	concentração (mol $\times$ L <sup>-1</sup> )	volume (mL)	soluto	solvente
A	$1,00 \times 10^{-2}$	$5,00 \times 10^2$	hidróxido de bário	água
B	$5,00 \times 10^{-2}$			

Os frascos são cobertos com uma tampa de vidro que impede a troca de matéria com o meio externo, como ilustrado a seguir.

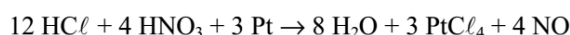


Após o fechamento do sistema ocorrem alterações dos volumes contidos nos frascos devido a diferenças de pressão de vapor das soluções. Admita que o soluto está completamente dissociado, não é volátil, e que as condições de pressão e temperatura são respectivamente iguais a 1 atm e 25°C. Usando os dados fornecidos na tabela de composição das soluções, calcule o pH da solução contida no frasco B. Indique, também, as alterações de volume ocorridas em cada frasco, algum tempo após o fechamento do sistema.

## Gabarito

1.

Equação balanceada:



3 mol de Pt reagem com 16 mol de ácido

$$\begin{cases} 3 \times 195 \text{ g Pt} \rightarrow 16 \text{ mol H}^+ \\ 1,17 \text{ g} \rightarrow X \Rightarrow X = 0,032 \text{ mol H}^+ \end{cases}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0,032 \text{ mol}}{3,2 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0,01] = 2$$



2.

$$\begin{cases} 2 \text{ mols de CN}^- \text{ — } 8 \text{ mols de OH}^- \\ 25 \text{ mols — } Y \end{cases} \quad Y = 100 \text{ mols de OH}^-$$

$$[\text{OH}^-] = 100/1000 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

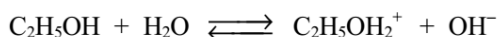
$$\text{pOH} = -\log 0,1 = 1$$

$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

Compostos apolares:  $\text{CO}_2$  e  $\text{N}_2$ 

3.

A opção não foi adequada, pois a água apresenta maior acidez que o etanol.



4.

$$\begin{cases} 90,5 \text{ kg NiS} \rightarrow 126 \text{ kg Na}_2\text{SO}_3 \\ x \rightarrow 504 \text{ kg} \end{cases} \quad x = 362 \text{ kg NiS}$$

$$\begin{cases} 385 \text{ kg milerita} \rightarrow 100\% \\ 362 \text{ kg} \rightarrow y \end{cases} \quad y \cong 94\%$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (10^{-2}) = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \rightarrow \text{pH} = 12$$

5.  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

$$\text{pOH} = -\log(2 \times 5,00 \times 10^{-2})$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

O volume diminui no frasco A e aumenta no frasco B.