

**CURSO: “QUALIDADE DAS  
ÁGUAS E POLUIÇÃO:  
ASPECTOS FÍSICO-QUÍMICOS”**

**AULA 1**

**REVISÃO DE QUÍMICA: ÁTOMOS E MOLÉCULAS,  
CÁTIONS E ÂNIONS, FORMULAÇÃO QUÍMICA,  
REAÇÕES QUÍMICAS, ESTUDO DAS SOLUÇÕES**

**Prof. Dr. Roque Passos Piveli**

# **AULA 1 – REVISÃO DE QUÍMICA: ÁTOMOS E MOLÉCULAS, CÁTIÕES E ÂNIÕES, FORMULAÇÃO QUÍMICA, REAÇÕES QUÍMICAS, ESTUDO DAS SOLUÇÕES**

## **1. Introdução**

Este fascículo inicial do Curso de Química Sanitária e Ambiental faz parte de um conjunto de quatro fascículos destinados à revisão de conceitos de química básica que tenham aplicação direta nos estudos ou programas de controle da poluição das águas. São apresentados conceitos fundamentais associados à formulação química, como as definições de átomo, íon, molécula, etc. e os cálculos de peso molecular, número de moles, equivalente grama, etc.

Em seguida, são apresentadas as formas de expressão da concentração das soluções mais usualmente empregadas em saneamento e as relações entre elas. Estas noções são fundamentais para o preparo de reagentes utilizados nas análises laboratoriais ou nos processos unitários que compõem as estações de tratamento de água, esgotos ou de efluentes industriais.

Posteriormente, são discutidos os conceitos de diluição e mistura de soluções, prevendo a realização de balanços de massa de poluentes, atividade cotidiana dos agentes de controle da poluição das águas, tendo em vista a necessidade de verificação do atendimento aos padrões de qualidade dos corpos receptores de efluentes, conforme previsto nas legislações estadual e federal.

Reconhece-se que os conceitos aqui apresentados e discutidos são elementares, absolutamente dispensáveis aos profissionais com formação na área de química. No entanto, reconhece-se, por outro lado, que muitos outros profissionais, engenheiros, biólogos, etc., que atuam na área do controle da poluição ambiental carecem de, pelo menos, de uma “desoxidação” dos conceitos adquiridos há algum tempo e não muito bem consolidados. Por tratar-se, uma dosagem de reagente, por exemplo, de atividade fundamental da qual depende uma sucessão de fenômenos, estes conceitos básicos se revestem de incalculável importância.

Deve ser lembrado, contudo, que o objeto do curso é o controle da poluição das águas, a compreensão dos fenômenos que ali ocorrem e dos parâmetros utilizados na interpretação da qualidade da água. Procurou-se evitar aprofundamentos ou entendimentos de conceitos de química em assuntos em que não se encontrem exemplos de aplicação direta. O objetivo desta etapa, conforme mencionado, não é a

formação de químicos e sim apenas procurar auxiliar na viabilização de certas atividades corriqueiras de controle de poluição, por parte dos profissionais que necessitam de atualização dos conceitos aplicados.

Finalmente, é de grande importância salientar que os conceitos de equivalente-grama, número de equivalentes e concentração normal ou normalidade não são mais recomendados pela IUPAC - International Union of Pure and Applied Chemistry. Embora tenham sido mantidos neste texto, dá-se atualmente preferência à concentração expressa em mols/litro.

## **2. Átomos e moléculas**

O átomo, estrutura fundamental dos materiais, é constituído de prótons, nêutrons e elétrons. Quando átomos naturais ou sintéticos, iguais ou diferentes, se combinam em proporções variáveis, formam-se as moléculas que caracterizam as substâncias químicas.

Os prótons e os nêutrons possuem aproximadamente o mesmo peso e formam o núcleo do átomo. Os prótons são carregados positivamente e os nêutrons não possuem carga elétrica. A soma do número de prótons e nêutrons que constituem o núcleo de um átomo denomina-se número de massa.

Os elétrons são muito mais leves que os prótons e os nêutrons e são carregados negativamente. Dispõem-se em camadas ao redor do núcleo, constituindo no conjunto a eletrosfera. O número máximo de camadas na eletrosfera de um átomo é sete.

Em seu estado normal o átomo é eletricamente neutro, sendo o número de prótons igual ao de elétrons. O número de prótons ou de elétrons de um átomo denomina-se número atômico.

Os elementos químicos são classificados em grupos ou famílias que levam em consideração as similaridades entre as suas propriedades físicas e químicas.

Na tabela periódica, os elementos são arranjados em linhas de número atômico crescente, de modo que sejam posicionados na mesma coluna os elementos que possuem o mesmo número de elétrons na última camada eletrônica. Os átomos interagem entre si, recebendo, cedendo ou compartilhando elétrons da última camada.

Quando um átomo cede e outro recebe um ou mais elétrons de forma definitiva, caracteriza-se uma ligação iônica. Assim, os átomos passam a adquirir carga elétrica e passam a ser chamados de íons. O átomo que perde um ou mais elétrons resulta com carga elétrica positiva e é chamado de cátion, enquanto o que recebe passa a possuir carga elétrica negativa e é chamado de ânion.

Exemplo: CLORO + SÓDIO → CLORETO DE SÓDIO



$\text{Na}^+$  : Cátion

$\text{Cl}^-$  : Ânion

Exemplos de íons de interesse nos estudos de controle da qualidade de águas:

### CÁTIONS

- FERRO:  $\text{Fe}^{+2}$  (íon ferroso),  $\text{Fe}^{+3}$  (íon férrico)
- MANGANÊS:  $\text{Mn}^{+2}$  (íon Manganoso),  $\text{Mn}^{+4}$  (íon mangânico)
- METAIS ALCALINOS:  $\text{Na}^+$  (sódio),  $\text{K}^+$  (potássio)
- METAIS ALCALINO-TERROSOS:  $\text{Ca}^{+2}$  (cálcio),  $\text{Mg}^{+2}$  (magnésio)
- METAIS PESADOS:  $\text{Cr}^{+6}$  (cromo hexavalente),  $\text{Cr}^{+3}$  (cromo trivalente),  $\text{Zn}^{+2}$  (zinco),  $\text{Pb}^{+2}$  (chumbo),  $\text{Cd}^{+2}$  (cádmio),  $\text{Hg}^{+2}$  (íon mercúrico),  $\text{Ba}^{+2}$  (bário),  $\text{Cu}^{+2}$  (cobre),  $\text{Ni}^{+2}$  (níquel),  $\text{Sn}^{+2}$  (estanho),  $\text{Al}^{+3}$  (alumínio).

### ÂNIONS

- MONOVALENTES:  $\text{HCO}_3^-$  (bicarbonato),  $\text{NO}_2^-$  (nitrito),  $\text{NO}_3^-$  (nitrato),  $\text{F}^-$  (fluoreto),  $\text{Cl}^-$  (cloreto),  $\text{OCl}^-$  (hipoclorito),  $\text{MnO}_4^-$  (permanganato)
- BIVALENTES:  $\text{CO}_3^{-2}$  (carbonato),  $\text{SO}_4^{-2}$  (sulfato),  $\text{S}^{-2}$  (sulfeto),  $\text{CrO}_4^{-2}$  (cromato),  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$  (dicromato)
- TRIVALENTE:  $\text{PO}_4^{-3}$  (fosfato)

Quando a ligação entre dois átomos de um mesmo não metal formam pares eletrônicos, tem-se a ligação covalente. É o caso da formação do nitrogênio gasoso ( $\text{N}_2$ ) a partir de dois átomos de nitrogênio (N).

Quando os átomos interagem e permanecem ligados constituem as moléculas. Mas podem apenas transformarem-se em íons, isto é, adquirirem ou cederem

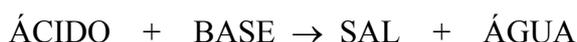
elétrons e permanecerem independentes no meio, podendo formar aglomerados. A substância é dita molecular quando todas as ligações no agrupamento de átomos são covalentes. A substância é dita iônica quando o aglomerado de átomos tiver pelo menos uma ligação iônica ou eletrovalente.

### 3. Funções químicas

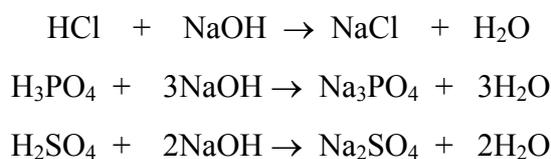
Chama-se função química a um conjunto de compostos que possuem propriedades químicas semelhantes. Na química inorgânica existem as seguintes principais funções químicas: ácidos, bases, sais e óxidos.

Segundo Arrhenius, ácido é toda espécie química (molécula ou íon) que cede prótons (íons  $H^+$ ) em uma reação química, qualquer que seja o meio.

Os ácidos são neutralizados pela adição de uma base:



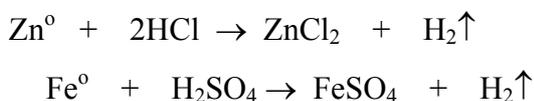
Exemplos:



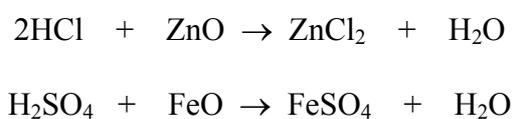
Os ácidos, quando reagem com metais produzem sais metálicos e ocorre a liberação de hidrogênio gasoso:



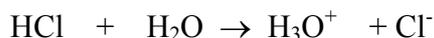
Exemplos:



Reagem também com óxidos metálicos produzindo sal e água:



Os ácidos sofrem dissociação na água ou ionização, o que pode ser representado pela seguinte equação química, a título de exemplo:



Quando o grau de ionização, isto é, a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas, é elevado, o ácido é chamado de ácido forte. São os casos dos ácidos clorídrico, sulfúrico e nítrico. Os ácidos orgânicos, como por exemplo o ácido acético,  $\text{H}_3\text{C-COOH}$ , ionizam-se pouco, sendo portanto fracos.

Bases, por sua vez, são compostos que possuem como ânions apenas os íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ).

Exemplos:  $\text{NaOH}$  (hidróxido de sódio, soda cáustica)

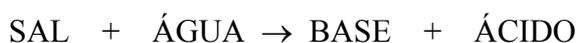
$\text{Ca(OH)}_2$  (hidróxido de cálcio, cal hidratada).

As bases de metais alcalinos ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , etc.) são solúveis em água, bem como o hidróxido de amônia ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Os hidróxidos dos metais alcalino-terrosos ( $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$ , etc) são pouco solúveis em água. Os hidróxidos de metais pesados ( $\text{Pb(OH)}_2$ ,  $\text{Cd(OH)}_2$ , etc) também são bastante insolúveis em água, constituindo-se a precipitação química de metais pesados na forma de hidróxidos, prática comum na redução da concentração destes constituintes tóxicos de efluentes industriais.

As bases de metais alcalinos, alcalino-terrosos e de alguns metais pesados conduzem corrente elétrica e são neutralizadas por ácidos. Ionizam-se nas águas sob diferentes graus. As bases de metais alcalinos e alcalinos terrosos são fortes e todas as demais são fracas.

Já os sais são compostos iônicos que possuem pelo menos um cátion diferente do hidrogênio ( $\text{H}^+$ ) e pelo menos um ânion diferente da hidroxila ( $\text{OH}^-$ ). Como visto, são formados da neutralização mútua entre ácidos e bases. Apresentam solubilidades na água bastante variáveis, devendo-se consultar tabelas específicas para o conhecimento seguro.

Quando o sal é formado por um ácido fraco ou uma base fraca, sofre hidrólise na água, de acordo com:





Óxidos são compostos binários formados por um elemento químico qualquer e pelo oxigênio. Os óxidos de metais são geralmente iônicos. Exemplo:  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Os óxidos de não-metais e semi-metais são moleculares. Exemplo:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ .

### 3. Oxidação e Redução

Nas reações anteriormente mencionadas não ocorrem modificações nos números de oxidação (valência) dos elementos químicos participantes. Por outro lado, existem reações em que essas mudanças ocorrem. A oxidação consiste, essencialmente, no aumento do número de oxidação ou perda de elétrons, e redução significa redução no número de oxidação ou ganho de elétrons. Por tratar-se de um problema de transferência de elétrons, sempre que um elemento é oxidado, um outro é reduzido. Não há oxidação sem redução. A substância que contém o elemento que é oxidado é chamada agente redutor, uma vez que é responsável pela redução do outro elemento. De forma inversa, uma substância que causa aumento de valência é chamada agente oxidante e contém o elemento que é reduzido.

Exemplos:



Elemento oxidado: Cu

Elemento reduzido: S

Agente oxidante:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Agente redutor: Cu

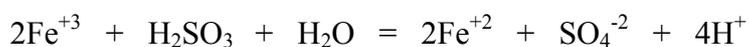


Elemento oxidado: S

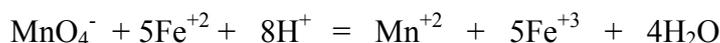
Elemento reduzido: I

Agente oxidante:  $\text{I}_2$

Agente redutor:  $\text{H}_2\text{S}$



Elemento oxidado: S  
 Elemento reduzido: Fe  
 Agente oxidante: Fe<sup>+3</sup>  
 Agente redutor: H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>



Elemento oxidado: Fe  
 Elemento reduzido: Mn  
 Agente oxidante: MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>  
 Agente redutor: Fe<sup>+2</sup>

Muitas são as aplicações das reações de óxido–redução empregadas no campo do controle da poluição das águas. Por um lado, existem análises laboratoriais para a quantificação de certos constituintes na água que recorrem a esta técnica e, por outro, existem diversos processos físico-químicos de tratamento de águas para abastecimento e residuárias à base de oxidação e redução. No campo das análises laboratoriais, são bastante conhecidas as reações de óxido–redução que ocorrem nas determinações de concentração de oxigênio dissolvido (OD) e demanda química de oxigênio (DQO). No método químico para a determinação de OD emprega-se a iodometria, em que o oxigênio dissolvido na água é primeiramente fixado na forma de óxido de manganês (MnO<sub>2</sub>), que participa da reação de óxido-redução de “deslocamento” de iodo. Nesta reação, enquanto o manganês se reduz de tetra para bivalente positivo, o iodeto (estado de oxidação –1) oxida-se à forma molecular (estado de oxidação zero), sendo que a quantidade de iodo molecular liberado é proporcional à concentração de oxigênio dissolvido da amostra. Posteriormente, o iodo liberado é quantificado através de nova reação de óxido – redução, em que se emprega o tiosulfato de sódio como titulante. Também na análise de DQO, em primeiro lugar a matéria orgânica presente na amostra é oxidada pelo dicromato de potássio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Nesta reação, enquanto a matéria orgânica se oxida, o cromo se reduz de hexa para trivalente. Na parte final da análise, o excesso de dicromato não consumido é reduzido através de reação com sulfato ferroso amoniacal. Estas reações serão mostradas no capítulo referente à determinação dos níveis de concentração de matéria orgânica em águas. No campo do tratamento de águas e efluentes são inúmeras as aplicações de agentes oxidantes como cloro, ozônio, peróxido de hidrogênio, etc., para a oxidação de ferro, sulfeto, cianeto, fenol, dentre outros íons e moléculas poluentes das águas. Também processos de redução podem ser empregados, como é o caso da redução de

chromo hexavalente à forma trivalente, antes de sua precipitação na forma de hidróxido. Agentes redutores como o metabissulfito de sódio ou o sulfato ferroso são comumente empregados.

### 5. Formas de expressão da quantidade de soluto:

Antes da proposição das formas de se expressar a concentração de uma solução, é necessária a revisão das seguintes definições:

A. Peso molecular de um composto: é o resultado da somatória dos pesos atômicos dos elementos que o compõem multiplicados pelo número de vezes em que se apresentam na fórmula química. É expresso em gramas, relativas ao isótopo 12 do carbono.

ex: Cálculo do peso molecular do Carbonato de Cálcio,  $\text{CaCO}_3$ . Pesos atômicos:

Ca:40g C:12g O:16g

$$\text{P.M.}_{(\text{CaCO}_3)} = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100\text{g}$$

B. Número de moles de um composto. É a relação entre a massa do composto e seu peso molecular.

ex: Calcular o número de moles de  $\text{CaCO}_3$  presentes em 1,0g do composto.

$$n_{\text{o}} \text{ de moles} = \frac{\text{massa}}{\text{peso molecular}} = \frac{1,0}{100} = 0,01 \text{ moles}$$

C. Equivalente-grama de um composto. É a relação entre seu peso molecular e o número “v” que representa a sua “valência” ou reatividade.

valores de v:

ácidos: número de hidrogênios ionizáveis

ex: ácido clorídrico,  $\text{HCl}$                        $v = 1$

          ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$                        $v = 2$

          ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$                        $v = 1$

          ácido acético,  $\text{H}_3\text{C-COOH}$                        $v = 1$

          ácido oxálico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$                        $v = 2$

bases: Número de hidroxilas ionizáveis

<b>ex:</b> hidróxido de sódio, NaOH	$v = 1$
hidróxido de cálcio, Ca(OH) <sub>2</sub>	$v = 2$
hidróxido de amônia, NH <sub>4</sub> OH	$v = 1$

sais: valência total do cátion ou do ânion

<b>ex:</b> cloreto de sódio, NaCl	$v = 1$
cloreto de cálcio, CaCl <sub>2</sub>	$v = 2$
carbonato de sódio, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$v = 2$

D. Número de equivalentes-grama de um composto. É a relação entre sua massa e seu equivalente grama.

**ex:** Quantos equivalentes-grama existem em 10g de Ácido Sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$n_{\text{o}} \text{ de equivalentes} - \text{grama} = \frac{\text{massa}}{\text{Eq. grama}} = \frac{10}{\frac{98}{2}} = 0,204 \text{ eq.}$$

## 6. Exercícios Resolvidos – Composição Química

1. Quantos átomos grama de hidrogênio e oxigênio existem em 100 g de água?

Solução:

Peso Molecular (M) da água:  $(2 \times 1) + (16 \times 1) = 18 \text{ g}$

Se em 18 g de água tem-se duas gramas de hidrogênio, em 100 g ter-se-á  $(2 \cdot 100) / 18 = 11,1 \text{ g}$  de hidrogênio.

2. Um composto apresentou em sua análise 75% de carbono e 25% de hidrogênio. Qual é a sua fórmula empírica?

Solução:

Pode ser escrito que:

$$x\text{C} + y\text{H} = \text{C}_x\text{H}_y$$

$$12x \quad y = 12x + y \quad (\text{pois } \text{C} = 12 \text{ g e } \text{H} = 1 \text{ g}) \quad (\text{massas atômicas})$$

Relações de massa entre o hidrogênio e o composto formado:

$$\begin{array}{rcl} y & - & 12x + y \\ 25 & - & 100 \end{array}$$

Portanto,  $y = 0,25 (12x + y)$  e portanto  $y = 4x$ . Para  $x = 1$ ,  $y = 4$  e o composto é o  $\text{CH}_4$ .

3. Qual o peso molecular da dextrose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  ?

Solução:

$$\text{Peso molecular (M)} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180 \text{ g}$$

4. Quais dos compostos possui a maior porcentagem de nitrogênio,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{CN})_2$  ou  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ?

Solução:

a.  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{a.1. Peso molecular (M)} = (40 \times 1) + (14 \times 2) + (16 \times 6) = 164 \text{ g}$$

$$\text{a.2. \% N} = (14 \times 2) \cdot 100 / 164 = 17,07 \%$$

b.  $\text{Ca}(\text{CN})_2$

$$\text{b.1. Peso molecular (M)} = (40 \times 1) + (12 \times 2) + (14 \times 2) = 92 \text{ g}$$

$$\text{b.2. \% N} = (14 \times 2) \cdot 100 / 92 = 30,4 \%$$

c.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$$\text{c.1. Peso molecular (M)} = (2 \times 14) + (8 \times 1) + (1 \times 32) + (4 \times 16) = 132 \text{ g}$$

$$\text{c.2. \% N} = (2 \times 14) \cdot 100 / 132 = 21,2 \%$$

Portanto, o cianeto de cálcio apresenta o maior teor de nitrogênio.

5. Calcular a massa de 1 mol de cloro, 5 moles de HCl e 10 moles de  $\text{MgSO}_4$ .

Solução:

$$\text{a. 1 mol Cl}_2 = 1 \times 2 \times 35,5 = 71 \text{ g}$$

$$\text{b. 5 moles HCl} = 5 \times (1 + 35,5) = 182,5 \text{ g}$$

$$\text{c. 10 moles MgSO}_4 = 10 \times (24 + 32 + 16 \times 4) = 1200 \text{ g}$$

6. Calcular a porcentagem de CaO encontrada no  $\text{CaCO}_3$ .

Solução:

- a. Peso molecular do  $\text{CaCO}_3 = (40 + 12 + 3 \times 16) = 100 \text{ g}$
- b. Peso molecular do  $\text{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ g}$
- c.  $\% \text{CaO} = 100 \times (56 / 100) = 56\%$

7. Uma galvanoplastia produz efluentes líquidos com as seguintes características:

Vazão:  $20 \text{ m}^3/\text{d}$   
 Cobre:  $5 \text{ mg/L}$   
 Níquel:  $10 \text{ mg/L}$   
 Zinco:  $12 \text{ mg/L}$

Quantos equivalentes iônicos de metais pesados são descarregados por dia?

Solução:

a. Cálculo dos equivalentes grama:

$$E_{\text{Cu}^{+2}} = 58 / 2 = 29 \text{ g}$$

$$E_{\text{Ni}^{+2}} = 56 / 2 = 28 \text{ g}$$

$$E_{\text{Zn}^{+2}} = 60 / 2 = 30 \text{ g}$$

b. Cálculo das concentrações normais:

$$N = C / E$$

$$\text{Cobre: } N = 0,005 \text{ g/L} / 29 \text{ g} = 1,72 \cdot 10^{-4} \text{ eq / L} = 0,172 \text{ meq / L}$$

$$\text{Níquel: } N = 0,010 \text{ g/L} / 28 \text{ g} = 3,57 \cdot 10^{-4} \text{ eq / L} = 0,357 \text{ meq / L}$$

$$\text{Zinco: } N = 0,012 \text{ g/L} / 30 \text{ g} = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ eq / L} = 0,400 \text{ meq / L}$$

c. Cálculo do número total de mili-equivalentes metálicos presentes no efluente:

$$\text{Total} = 0,172 + 0,357 + 0,400 = 0,929 \text{ meq / L}$$

d. Cálculo do número de equivalentes descarregados por dia:

$$0,929 \text{ meq / L} \times 20.000 \text{ L / dia} = 18.580 \text{ meq / dia ou } 18,58 \text{ eq / dia}$$

## 7. Exercícios propostos – composição química

1. Qual é o símbolo e a carga elétrica do: íon de sódio, íon de cobre I, íon de ferro III, íon de níquel e íon de chumbo II?

2. Indique os símbolos dos elementos:

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Cálcio		Oxigênio	
Magnésio		Sódio	
Prata		Potássio	
Cloro		Manganês	
Flúor		Enxofre	
Carbono		Nitrogênio	
Hidrogênio		Ferro	
Zinco		Cobre	
Silício		Alumínio	
Fósforo		Mercúrio	

3. Preencher os espaços em branco:

Elemento	Ca	O	H	U	Cl
Número atômico			1	92	17
Massa atômica		16		238	35
Número de prótons	20		0		
Número de nêutrons	20				
Número de elétrons		8			

4. Dê os símbolos e as cargas elétricas dos seguintes íons:

Íon	Símbolo e carga	Ion	Símbolo e carga
Carbonato		Permanganato	
Bicarbonato		Hipoclorito	
Sulfato		Sulfito	
Sulfeto		Tiosulfato	
Amoníaco		Nitrito	
Dicromato		Nitrato	

5. Dê nome aos compostos:

Composto	Nome	Composto	Nome
NH <sub>3</sub>		HNO <sub>3</sub>	
CO		H <sub>2</sub> S	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	

6. Quantos átomos existem exatamente em 12 g de carbono?

7. Que nome é dado a esse número?

8. Que nome é dado para a quantidade de substâncias que tem esse número de partículas?

9. Se o número de oxidação para o hidrogênio é +1 e para o oxigênio é -2, determine o número de oxidação dos elementos ou radicais nos seguintes compostos:

Composto	Número de oxidação	Composto	Número de oxidação
HNO <sub>3</sub>		NO <sub>3</sub>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		SO <sub>4</sub>	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		PO <sub>4</sub>	
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		Fe	
CO <sub>2</sub>		C	

10. Escreva as fórmulas dos seguintes compostos:

Composto	Fórmula
Cloreto de Sódio	
Sulfato de Alumínio	
Hidróxido de Cálcio	
Ácido Clorídrico	
Óxido de Ferro III	

11. Calcular a porcentagem de ferro no Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

12. Calcular a porcentagem de alumínio no Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

13. Calcular a porcentagem de cloro no cloro-platinato de potássio, K<sub>2</sub>PtCl<sub>6</sub>.

14. Deseja-se dosar fósforo em uma estação de tratamento de efluentes industriais de tal forma a manter nos despejos uma relação DBO:P igual a 100:1. O composto a ser utilizado apresenta 52 % de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> em massa. Sabendo-se que a vazão dos efluentes é de 500 m<sup>3</sup>/h e que a DBO é igual a 1.000 mg/L, qual será o consumo diário do produto?

15. Completar a seguinte tabela:

Fórmula	Nome	Cátion	Ânion	Peso (g) molecular	Equivalente grama (g)
NaOH	Hidróxido de Sódio	Na <sup>+</sup>	(OH) <sup>-</sup>	40	40
NH <sub>4</sub> OH					
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>					
NaHCO <sub>3</sub>					
CaCO <sub>3</sub>					
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>					
MgCO <sub>3</sub>					
Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>					
Al (OH) <sub>3</sub>					
Fe(OH) <sub>3</sub>					
Pb(OH) <sub>2</sub>					
Cd(OH) <sub>2</sub>					
FeCl <sub>3</sub>					
FeSO <sub>4</sub>					
FeS					
Na <sub>2</sub> S					
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>					
NaCl					
BaCl <sub>2</sub>					
BaSO <sub>4</sub>					
CaSO <sub>4</sub>					
NaClO					
Ca(ClO) <sub>2</sub>					
AgCl					
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>					
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>					
Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>					
Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub>					
KMnO <sub>4</sub>					
KCl					
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>					

## 8. Estudo das Soluções Aquosas

Os estudos de caracterização da qualidade das águas normalmente envolvem o conhecimento dos graus em que as substâncias encontram-se disseminadas nas massas líquidas e das formas de expressão das suas proporções quantitativas.

Nas determinações laboratoriais, por exemplo, há a necessidade do preparo de reagentes em concentrações pré-estabelecidas, de proceder-se a diluições e misturas e de se valer dos princípios da estequiometria para o conhecimento final de certas propriedades de uma amostra de água. Estes problemas podem ser extrapolados

para situações em escala ampliada, como por exemplo as dosagens de soluções durante o tratamento de águas para abastecimento e residuárias. Outro uso clássico dos conceitos aqui apresentados refere-se ao cálculo dos efeitos de lançamento de despejos sobre os corpos receptores, objetivando a observação do atendimento aos padrões de qualidade destes.

### 8.1. Soluções verdadeiras de sólidos em líquidos

As soluções verdadeiras são aquelas em que uma substância (soluto) encontra-se disseminada na fase líquida (solvente), formando um sistema homogêneo e unifásico.

Os diversos tipos de partículas que se encontram na água podem ser classificados de acordo com seus tamanhos, dos quais resultam propriedades importantes sob o ponto de vista do tratamento de água. Na figura 1.1. apresenta-se o esquema geral de classificação do sistema de partículas.

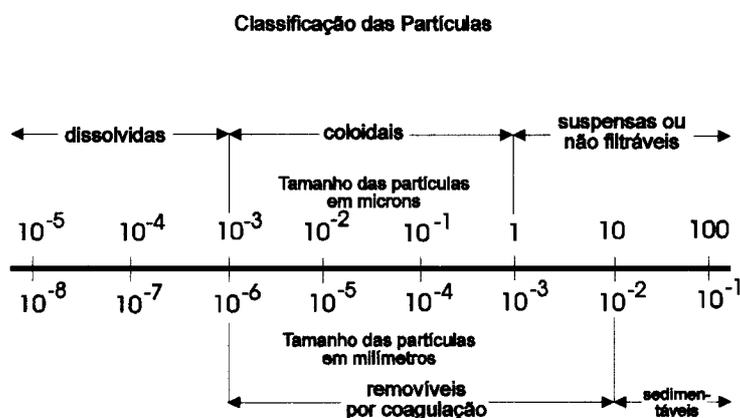


Figura 1 - Classificação e faixas de tamanho das partículas presentes na água

Nas soluções verdadeiras, a fase sólida é constituída de íons ou moléculas muito pequenas, inferiores a 1nm. São praticamente cargas elétricas dispersas no meio, uma vez que a relação área superficial/volume é muito elevada.

No tratamento de águas para abastecimento, as partículas em solução verdadeira (dissolvidas) são as mais difíceis de serem separadas. Contaminantes

químicos como metais pesados e pesticidas não são removidos no tratamento convencional utilizado pelos municípios. Para a remoção destes sólidos dissolvidos na água são necessários processos à base de troca-iônica, osmose reversa, ultrafiltração, entre outros, que são muito sofisticados e caros, inviabilizando o uso da água quimicamente contaminada para uso público. A eliminação desses resíduos deve ser feita prioritariamente na fonte (indústrias), isto é, durante a fase de tratamento de água residuária industrial, antes de sofrer diluição no corpo receptor.

Já as partículas presentes em estado coloidal apresentam maior facilidade na remoção do que as anteriores, representando o limite da capacidade das estações de tratamento de águas municipais. Este estado coloidal é formado por partículas resultantes da decomposição de vegetais e das descargas de certos efluentes industriais. Apresentam também relações área superficial/volume elevadas e manifestam cargas elétricas superficiais que originam campos eletrostáticos ao redor das partículas. Esta estabilidade das partículas coloidais na água pode, no entanto, ser reduzida mediante a introdução de coagulantes e produtos auxiliares, na fase inicial do tratamento da água.

No outro extremo da classificação do sistema de partículas encontram-se os sólidos em suspensão. São partículas de diâmetros superiores a 100  $\mu\text{m}$ , removíveis por sedimentação simples.

## 8.2. Formas de expressão da concentração das soluções

Existem diversas formas de se expressar as proporções entre soluto e solvente e soluto e solução. A transformação de uma forma em outra consiste em necessidade constante nos problemas relativos às dosagens de soluções.

- a. Concentração “propriamente dita”,  $C$ : é a relação entre a massa do soluto e o volume da solução. Unidades:  $\text{mg/L}$ ,  $\text{g/L}$ ,  $\text{Kg/m}^3$
  
- b. Concentração molar ou “molaridade”,  $M$ : É a relação entre o número de moles do soluto e o volume da solução. Unidade:  $\text{moles/L} = \text{“molar”}$

- c. Concentração normal ou “normalidade”, N: É a relação entre o número de equivalentes-grama do soluto e o volume da solução. Unidades: eq/L = “normal” ou meq/L (milésimos de equivalentes por litro).
- d. Título ou porcentagem em peso,  $\tau$  : É a relação entre a massa do soluto e a massa da solução, expressa em porcentagem.

### 8.3. Relações entre as diversas formas de expressão da concentração de uma solução

Pode ser facilmente demonstrado, a partir das definições de número de moles e de número de equivalentes-grama que:

$$C_{(mg/L)} = M_{(moles/litro)} \times (P.M.)_{soluto(mg)}$$

e que:

$$C_{(mg/L)} = N_{(equiv./litro)} \times Eg_{soluto(mg)}$$

São comuns também as expressões de concentrações de partículas na água através de “partes por milhão” (ppm) e “partes por bilhão” (ppb). Deve ser lembrado que estas expressões são relações massa/massa e quando se estabelecem equivalências entre mg/L e ppm, levam-se em consideração que a densidade da solução “água” é igual a 1, o que é bastante razoável.

Definindo-se densidade de uma solução como sendo a relação entre sua massa e seu volume, pode-se estabelecer as correspondências entre o título da solução e as demais formas de expressão, que relacionam as quantidades de soluto com os volumes de solução:

Pode ser escrito que:

$$C = \frac{\tau \cdot d}{100}$$

onde C é a concentração em g/L ou mg/L;

$\tau$  é o título da solução em %;

$d$  é a densidade da solução; g/mL, mg/L, etc...

Esta relação é útil, por exemplo, para o preparo de soluções ácidas. Nos rótulos dos ácidos p.a., aparecem as seguintes inscrições:

Ácido Sulfúrico :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  p.a. densidade: 1,84g/mL

título: 96,5 - 98%

Ácido Clorídrico:  $\text{HCl}$  p.a. densidade: 1,19 g/mL

título: 36 - 38%

Ácido Nítrico :  $\text{HNO}_3$  p.a. densidade: 1,40 g/mL

título: 65%

Para se saber a correspondência em g/L de uma solução, por exemplo, de ácido clorídrico a 37%, temos:

$$C = \frac{37 \times 1,19}{100} = 0,44\text{g} / \text{mL} \text{ ou } 440\text{g} / \text{L}$$

a concentração normal correspondente será de:

$$N = \frac{440\text{g} / \text{L}}{(35,5 + 1)} = 12 \text{ N}$$

#### 8.4 Exercícios resolvidos – concentração das soluções

1. Dissolveu-se 3 g de ácido acético,  $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ , em 2,0 L de água. Qual a concentração da solução resultante em mg/L, molar e normal?

Solução:

a. Concentração em mg/L:

$C = m_1 / V_3$ , onde:

$C$  = Concentração da solução, em mg/L

$m_1$  = massa do soluto.  $m_1 = 3 \text{ g} = 3.000 \text{ mg}$

$V_3$  = Volume da solução, em L.  $V_3 = 2,0 \text{ L}$

$C = 3.000 / 2,0 = 1.500 \text{ mg/L}$

b. Concentração molar:

b.1. Peso molecular do ácido acético ( $M_1$ ):

$$M_1 = (4 \times 1) + (12 \times 2) + (16 \times 2) = 60 \text{ g}$$

b.2. Número de moles ( $n_1$ ) presentes em 3 g do ácido:

$$n_1 = m_1 / M_1 = 3,0 / 60 = 0,05 \text{ moles}$$

b.3. Concentração Molar ( $M$ ):

$$M = n_1 / V_3 = 0,05 / 2 = 0,025 \text{ moles / L} = 0,025 \text{ M}$$

c. Concentração normal:

c.1. Equivalente grama do ácido acético ( $E_1$ ):

$$E_1 = M_1 / v$$

$V = 1$  (número de hidrogênios ionizáveis)

$$E_1 = 60 / 1 = 60 \text{ g}$$

c.2. Número de equivalentes grama ( $ne_1$ ) em 3 g do ácido:

$$ne_1 = m_1 / E_1 = 3 / 60 = 0,05 \text{ eq.}$$

c.3. Concentração normal ( $N$ ):

$$N = ne_1 / V_3 = 0,05 / 2,0 = 0,025 \text{ N}$$

Nota: quando  $v = 1$ , o peso molecular do soluto é igual ao seu equivalente grama e o valor da concentração molar coincide com o da concentração normal.

2. Qual é a massa de carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , necessária para o preparo de 500 ml de solução 0,02 N?

Solução:

a. Peso molecular do composto ( $M_1$ ):

$$M_1 = (23 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = 106 \text{ g}$$

b. Equivalente grama ( $E_1$ ):

$$E_1 = M_1 / v, \text{ onde } v = 2. \text{ Portanto: } E_1 = 106 / 2 = 53 \text{ g}$$

c. Concentração da solução ( $C$ ):

$$C = N \times E_1. \text{ Portanto, } C = 0,02 \times 53 = 1,06 \text{ g / L ou } 1060 \text{ mg / L}$$

d. Cálculo da massa ( $m_1$ ):

$$C = m_1 / V_3. \text{ Portanto, } m_1 = C \times V_3. \text{ Mas } V_3 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L.}$$

$$\text{Portanto, } m_1 = 1060 \times 0,5 = 530 \text{ mg}$$

Nota: O Carbonato de Sódio é um padrão primário utilizado na padronização de ácidos.

3. Calcular a concentração em g / L, molar e normal de uma solução de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , cujo título é  $\tau = 96 \%$  e cuja densidade é  $d = 1,84 \text{ g / mL}$ .

Solução:

a. Concentração (C), em g / L:

$$C = (\tau \times d) / 100$$

$$C = (96 \times 1,84) / 100 = 1,766 \text{ g / mL} = 1766 \text{ g / L}$$

b. Concentração molar (M):

b.1. Peso molecular do ácido ( $M_1$ ):

$$M_1 = (2 \times 1) + (32 \times 1) + (16 \times 4) = 98 \text{ g}$$

b.2. Concentração molar (M):

$$M = C / M_1 = 1766 / 98 = 18 \text{ M}$$

c. Concentração normal (N):

c.1. Equivalente grama do ácido:

$$E_1 = M_1 / v = 98 / 2 = 49 \text{ g}$$

c.2. Concentração normal:

$$N = C / E_1 = 1766 / 49 = 36 \text{ N}$$

#### 8.4. Exercícios propostos – concentração das soluções

1. Calcular as massas necessárias de soluto para o preparo das seguintes soluções:

- a. 500 mL de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,01 N
- b. 250 mL de  $\text{AgNO}_3$  0,0141 M
- c. 1000 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  50 g / L

2. Completar a seguinte tabela:

Soluto	Massa Soluto (mg)	Vol. Solução (mL)	Concentração		
			mg / L	Mol/L=M	Eq/L=N
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$	40.000	2.000			
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	10.000	5.000			
NaOH	600	1.000			
$\text{BaCl}_2$	25	250			

3. Calcular a concentração em g / L, molar e normal de uma solução de ácido nítrico, cujo título é  $T = 65\%$  e cuja densidade é  $d = 1,40 \text{ g / mL}$ .

### 8.5. Diluição e mistura de soluções de mesmo soluto

Estes conceitos são importantes tanto para o preparo de reagentes em laboratório como para estudos ambientais, como por exemplo a determinação das características de um rio ou lago após sofrer as descargas de esgotos ou das águas de um córrego poluído, visando o atendimento aos seus padrões de qualidade.

#### 8.5.1. Diluição de soluções

Este procedimento é importante em laboratório para o preparo de soluções padrão (diluídas) a partir de soluções estoque (concentradas), utilizadas em operações analíticas como titulações, ou em determinações instrumentais como as espectrofotométricas ou cromatográficas.

A diluição de uma solução é feita utilizando-se, basicamente, um balão volumétrico de volume igual ao da solução diluída desejada. O volume da solução estoque a ser transferido para o balão é calculado, devendo-se escolher uma pipeta de volume compatível. Após esta operação, basta completar o volume útil do balão com água destilada ou desionizada, dependendo do caso.

O princípio fundamental da diluição é o de que a quantidade de soluto da solução estoque (pipeta), expressa em massa, número de moles ou de equivalentes-grama, é a mesma da solução diluída (balão volumétrico). Assim, recorrendo-se às definições de concentração, molaridade e normalidade, podem ser deduzidas as seguintes expressões que são utilizadas nos cálculos de diluições:

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

$$M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B$$

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

onde: índice A: solução estoque

índice B: solução diluída

C: concentração da solução em mg/L ou g/L

N: normalidade da solução

M: molaridade da solução

### 8.5.2. Mistura de soluções

O princípio básico da mistura é que a quantidade de soluto da solução final é igual à soma das quantidades de soluto das soluções iniciais. Expressando-se a quantidade do soluto em massa, por exemplo, pode ser escrito que:

$$C_M = \frac{C_A V_A + C_B V_B}{V_A + V_B}, \text{ onde:}$$

índices A e B: soluções iniciais

índice M: solução final (mistura)

C: concentração em mg/L ou g/L

Generalizando-se para a mistura de n soluções de mesmo soluto, temos:

$$C_M = \frac{\sum_{i=1}^n C_i V_i}{\sum_{i=1}^n V_i}$$

Existem várias aplicações do conceito de mistura em estudo de qualidade das águas, como as dosagens de produtos químicos em ETAs ou cálculo dos efeitos do lançamento de esgotos sanitários e efluentes industriais nos corpos receptores. Nestes casos, tratam-se de misturas contínuas e para o cálculo da concentração final, os volumes devem ser substituídos por vazões. Assim, teremos:

$$C_M = \frac{\sum_{i=1}^n C_i Q_i}{\sum_{i=1}^n Q_i}$$

Isto porque, na realidade, o cálculo de uma mistura é um balanço pontual de massa. Este balanço deve incluir as descargas (massa por unidade de tempo) dos diversos constituintes considerados à entrada e à saída do ponto de mistura. O produto entre vazão e concentração representa este fluxo de massa por unidade de tempo.

### 8.6. Exercícios resolvidos – Diluição e mistura de soluções

1. Em uma casa de química de uma estação de tratamento de água, deseja-se dosar cal hidratada,  $\text{Ca(OH)}_2$ , de forma a resultar em uma concentração de 20 mg/L na água. A estação trata 200 L/s de água.

Qual o volume necessário de tanques de preparo e qual a capacidade do sistema de dosagem?

Solução:

A. Concentração da suspensão da  $\text{Ca(OH)}_2$  no tanque de preparo:

Será considerado o preparo da suspensão com  $\tau = 20\%$ .

A densidade da suspensão é  $d = 1,2 \text{ g/mL}$ . A concentração resultante será de:

$$C = \frac{\tau \times d}{100} = 0,20 \times 1,2 = 2,4 \text{ g / mL} = 240000 \text{ mg / L}$$

B. Cálculo da vazão necessária da suspensão:

Pelo princípio da mistura:  $Q_1 C_1 + Q_2 C_2 = (Q_1 + Q_2) \cdot C_3$ , onde:

$Q_1$  - vazão de água da ETA = 200 L/s

$C_1$  = Concentração de  $\text{Ca(OH)}_2$  na água bruta  $C_1 = 0$

$Q_2$  = Vazão necessária de suspensão de  $\text{Ca(OH)}_2$

$C_2$  = Concentração da suspensão de  $\text{Ca(OH)}_2 = 240.000 \text{ mg/L}$

$C_3$  = Dosagem de  $\text{Ca(OH)}_2 = 20 \text{ mg/L}$

$$\therefore 200 \times 0 + Q_2 \times 240.000 = (200 + Q_2) \times 20$$

$$\therefore Q_2 = 0,0167 \text{ L/s ou } 1,0 \text{ L/min}$$

C. volume útil dos tanques de preparo:

Considerando-se o emprego de dois tanques de preparo operando alternadamente a cada 24 horas, o volume de cada tanque será:

$$V = 0,0167 \text{ L/s} \times 86400 \frac{\text{s}}{\text{dia}} = 1443 \text{ L ou } 1,443 \text{ m}^3$$

Comentário: O volume útil do tanque, na prática, deverá ser acrescido de 10% para o acúmulo de insolúveis. O dosador de suspensão de cal normalmente empregado é o rotativo de canecas. Fazem parte ainda do projeto do tanque: o material a ser utilizado, o equipamento de mistura, o cocho de dissolução da cal hidratada, as tubulações e acessórios, etc..

2. Um córrego poluído de vazão igual a 5 L/s, DBO igual a 50 mg/L, concentração de oxigênio dissolvido igual a 2 mg/L e temperatura de 26°C, descarrega suas águas em rio de vazão igual a 45 L/s, DBO igual a 5 mg/L, oxigênio dissolvido igual a 6,5 mg/L e temperatura de 20°C. Supondo-se que a 50m a jusante a mistura já tenha sido completada, quais as características das águas do rio nesse ponto?

Solução:

A) Cálculo da DBO da mistura

$$DBO_{MISTURA} = \frac{Q_{RIO} \times DBO_{RIO} + Q_{CÓR.} \times DBO_{CÓR.}}{Q_{RIO} + Q_{CÓR.}}$$

$$\therefore DBO_{MISTURA} = \frac{45 \times 5 + 5 \times 50}{45 + 5} = 9,5 \text{ mg/L}$$

B) Cálculo do oxigênio dissolvido da mistura:

$$O.D._{MISTURA} = \frac{Q_{RIO} \times O.D._{RIO} + Q_{CÓR.} \times O.D._{CÓR.}}{Q_{RIO} + Q_{CÓR.}} = 6,05 \text{ mg/L}$$

C) Cálculo da temperatura da mistura:

$$T_{\text{MISTURA}} = \frac{Q_{\text{RIO}} \times T_{\text{RIO}} + Q_{\text{CÓR.}} \times T_{\text{CÓR.}}}{Q_{\text{RIO}} + Q_{\text{CÓR.}}} = 20,6^{\circ} \text{C}$$

3. Em uma cidade, são reservadas para o abastecimento público conjuntamente águas de três procedências:

- Estação de Tratamento de Água: vazão: 20L/s  
pH : 8,0
- Poço Artesiano: vazão: 5L/s  
pH : 9,0
- Fonte com Cloração: vazão: 5L/s  
pH : 6,0

Calcular o valor do pH das águas distribuídas.

Solução:

Considerando-se o conceito de pH, a ser definido posteriormente:  $\text{pH} = -\log [H^+]$ , pode ser calculada a concentração hidrogeniônica  $[H^+] = 10^{-\text{pH}}$  da mistura, através de:

$$[H^+]_{\text{MIST}} = \frac{Q_{\text{ETA}} \times [H^+]_{\text{ETA}} + Q_{\text{poço}} \times [H^+]_{\text{poço}} + Q_{\text{fonte}} \times [H^+]_{\text{fonte}}}{Q_{\text{ETA}} + Q_{\text{poço}} + Q_{\text{fonte}}}$$

$$\therefore [H^+]_{\text{MIST}} = \frac{20 \times 10^{-8} + 5 \times 10^{-9} + 5 \times 10^{-6}}{20 + 5 + 5} = 1,735 \times 10^{-6}$$

$$\therefore (\text{pH})_{\text{MIST}} = -\log(1,735 \times 10^{-6}) = 6,76$$

4. Delinear o procedimento para se determinar a vazão de um rio em um ponto de difícil acesso para a medição direta, através do lançamento de uma solução de cloreto de sódio.

Solução:

Deverá ser preparada a solução de cloreto de sódio concentrada (salmoura) e lançada continuamente nas águas do rio. Conhecendo-se a vazão de lançamento da solução e sua concentração e medindo-se as concentrações de cloreto nas águas do rio antes do ponto de lançamento e após a ocorrência da mistura completa, pode-se calcular a vazão do rio através de:

$$Q_1C_1 + Q_2C_2 = (Q_1 + Q_2).C_3, \text{ onde:}$$

$Q_1$  = Vazão do rio, a ser determinada

$C_1$  = Concentração de cloretos nas águas do rio, a montante do ponto de lançamento em mgCl<sup>-</sup>/L

$Q_2$  = Vazão da solução concentrada de NaCl

$C_2$  = Concentração da solução de NaCl, em mgCl<sup>-</sup>/L

$C_3$  = Concentração de cloretos nas águas do rio, a jusante do ponto de lançamento, em mgCl<sup>-</sup>/L

Nota: Esta técnica foi substituída pelo uso de traçadores radioativos, que podem ser detectados em concentrações bem mais baixas.

5. Os efluentes líquidos de uma indústria de celulose apresentam as seguintes características:

Vazão média: 1800m<sup>3</sup>/h

Demanda Bioquímica de Oxigênio DBO<sub>5,20°C</sub> = 300mg/L

Cor: 2.000mg/L (Pt)

Temperatura: 60°C

Oxigênio Dissolvido: 0 mg/L

pH = 4,5

Estes efluentes serão descarregados em um rio classe II, que apresenta as seguintes características:

Vazão mínima: 100 m<sup>3</sup>/s

Demanda Bioquímica de Oxigênio DBO<sub>5,20°C</sub>: 4mg/L

Cor: 15mg/L Pt

Temperatura: 22°C

Oxigênio Dissolvido: 5,5 mg/L

pH: 7,0

Exigências para o lançamento:

- padrões de emissão:

. DBO<sub>5,20°C</sub>: inferior a 60mg/L ou 80% de remoção

. Temperatura: inferior a 40°C, elevação inferior à 3°C

. pH: entre 5,0 e 9,0

- padrões das águas classe II:

. DBO<sub>5,20°C</sub>: inferior à 5,0mg/L

. Cor: inferior à 75mg/L

. Oxigênio Dissolvido: superior a 5,0mg/L

. pH: entre 6 e 8

Determinar os graus de tratamento necessários para que o lançamento seja permitido.

Solução

A) Verificação dos padrões de emissão:

A.1. DBO<sub>5,20°C</sub>

Para a obtenção de uma DBO<sub>5,20°C</sub> inferior à 60mg/L, a eficiência necessária de

tratamento será  $E = \frac{300 - 60}{300} \times 100 = 80\%$ .

Normalmente são empregados processos biológicos aeróbios como os sistemas de lodos ativados e lagoas aeradas mecanicamente seguidas de lagoas de decantação para o tratamento, resultando em eficiências na remoção de DBO superiores a 90%.

A.2. Temperatura

Para que a elevação de temperatura das águas do rio ( $\Delta T$ ) não seja superior à 3°C, a temperatura máxima dos efluentes industriais poderá ser calculada através de:

$$\Delta = \frac{T_{RIO} \times Q_{RIO} + T_{EFL} \times Q_{EFL}}{Q_{RIO} + Q_{EFL}}$$

$\Delta T$  = Elevação máxima, 3°C

$T_{RIO}$ : Temperatura das águas do rio à montante do lançamento

$Q_{RIO}$ : Vazão mínima do rio

$T_{EFL}$ : Temperatura dos efluentes industriais

$Q_{EFL}$ : Vazão média dos efluentes industriais (1.800m<sup>3</sup>/h=0,5m<sup>3</sup>/s)

$$3 = \frac{22 \times 100 + T_{EFL} \times 0,5}{100 + 0,5} - 22$$

$$\therefore T_{EFL} = 625^{\circ}\text{C}$$

Assim, a temperatura máxima dos efluentes industriais não poderá ser superior à 40°C, para atendimento ao padrão de emissão. No entanto, o próprio tratamento biológico exige temperaturas inferiores a 40°C para facilitar a dissolução do oxigênio na água.

### A.3. pH

O pH dos efluentes não atende aos padrões de emissão, mas o tratamento biológico por si só exige pH próximo a 7,0.

## B) Verificação dos requisitos da Classe II:

### B.1. DBO<sub>5,20</sub>°C

Para que a DBO das águas do rio não ultrapasse 5mg/L, a DBO máxima dos efluentes industriais pode ser calculada através de:

$$Q_{RIO} \times DBO_{RIO} + Q_{EFL} \times DBO_{EFL} = (Q_{RIO} + Q_{EFL}) \times DBO_{CLASSE\ 2}, \text{ onde:}$$

$$Q_{RIO} = \text{vazão mínima do rio} = 100\text{m}^3/\text{s}$$

$$DBO_{RIO} = DBO_{5,20} \text{ das águas do rio à montante do lançamento} = 4\text{mg/L}$$

$$Q_{EFL} = \text{vazão média dos efluentes industriais} = 0,5\text{m}^3/\text{s}$$

$$DBO_{EFL} = DBO_{5,20}^{\circ}\text{C máxima dos efluentes industriais}$$

$$DBO_{CLASSE\ II} = DBO_{5,20}^{\circ}\text{C máxima permitida para rio classe (5mg/L)}$$

Assim:

$$100 \times 4 + 0,5 \times \text{DBO}_{\text{EFL}} = (100 + 0,5) \times 5$$

$$\therefore \text{DBO}_{\text{EFL}} = 205 \text{ mg/L}$$

Portanto a eficiência necessária será de 80%, para atender ao padrão de emissão.

## B.2. Cor

Para que a cor das águas do rio não ultrapasse a 75mg/L, a cor máxima dos efluentes industriais pode ser calculada através de:

$$Q_{\text{RIO}} \times \text{COR}_{\text{RIO}} + Q_{\text{EFL}} \times \text{COR}_{\text{EFL}} = (Q_{\text{RIO}} + Q_{\text{EFL}}) \times \text{COR}_{\text{CLASSEII}}$$

onde:

$$Q_{\text{RIO}} = \text{vazão mínima do rio: } 100\text{m}^3/\text{s}$$

$$\text{COR}_{\text{RIO}} = \text{cor das águas do rio, a montante do ponto de lançamento: } 15 \text{ mg/L Pt}$$

$$Q_{\text{EFL}} = \text{vazão média dos efluentes industriais } 0,5\text{m}^3/\text{s}$$

$$\text{COR}_{\text{EFL}} = \text{cor máxima a ser apresentada pelos efluentes industriais}$$

$$\text{COR}_{\text{CLASSEII}} = \text{cor máxima permitida para as águas de Classe II (75 mg/L)}$$

Assim:

$$100 \times 15 + 0,5 \times \text{COR}_{\text{EFL}} = (100 + 0,5) \times 75$$

$$\therefore \text{COR}_{\text{EFL}} = 12075 \text{ mg/L}$$

Lançando-se os efluentes com cor = 2000 mg Pt/L, a cor da mistura será:

$$\text{COR}_{\text{MIST}} = \frac{100 \times 15 + 0,5 \times 2000}{100,5} = 25 \text{ mg / L}$$

## B.3. Oxigênio Dissolvido

Para que a concentração de oxigênio dissolvido nas águas do rio não seja inferior a 5,0 mg/L, a concentração mínima de oxigênio dissolvido nos efluentes industriais pode ser calculada através de:

$$Q_{RIO} \times OD_{RIO} + Q_{EFL} \times OD_{EFL} = (Q_{RIO} + Q_{EFL}) \times OD_{CLASSEII}$$

Onde:

$$Q_{RIO} = \text{vazão mínima do rio} = 10 \text{ m}^3/\text{s}$$

$$OD_{RIO} = \text{Oxigênio dissolvido nas águas do rio à montante do ponto de lançamento} = 5,5 \text{ mg/L}$$

$$Q_{EFL} = \text{vazão média dos efluentes industriais} = 0,5 \text{ m}^3/\text{s}$$

$$OD_{EFL} = \text{oxigênio dissolvido mínimo nos efluentes industriais}$$

$$OD_{CLASSEII} = \text{oxigênio dissolvido mínimo para rios Classe II}$$

Assim:

$$100 \times 5,5 + 0,5 \times OD_{EFL} = (100 + 0,5) \times 5$$

$$\therefore OD_{EFL} = -95 \text{ (impossível)}$$

Lançando-se os efluentes com  $OD = 0$ , o  $OD$  da mistura será

$$OD_{MIST} = \frac{100 \times 5,5 + 0}{100,5} = 5,47 \text{ mg/L. No entanto os efluentes dos sistemas de}$$

tratamento aeróbios apresentam O.D. na faixa de 1 a 2mg/L, pelo menos.

Para que o pH das águas do rio não caia abaixo de 6, o pH mínimo dos efluentes industriais ( $pH_{EFL}$ ) pode ser calculado através de:

$$Q_{RIO}[H^+]_{RIO} + Q_{EFL}[H^+]_{EFL} = (Q_{RIO} + Q_{EFL}) \times [H^+]_{CLASSEII}$$

Assim:

$$100 \times 10^{-7} + 0,5 \times [H^+]_{EFL} = (100 + 0,5) \times 10^{-6}$$

$$\therefore [H^+]_{EFL} = 18 \times 10^{-4} \Rightarrow pH_{EFL} = 3,74$$

Lançando-se os efluentes com  $pH = 4,5$ , após a mistura teremos:

$$(H^+)_{MIST} = \frac{100 \times 10^{-7} + 0,5 \times 10^{-4,5}}{1100,5} = 2,57 \times 10^{-7} \Rightarrow pH_{MIST} = 6,59$$

No entanto, para o próprio processo biológico de tratamento é necessária a neutralização da acidez dos despejos.

### 8.7. Exercício Proposto – diluição e mistura de soluções

Deseja-se verificar a possibilidade de lançamento em rio classe 2 de um despejo industrial cujas características são:

Vazão: 450 m<sup>3</sup>/h  
DBO: 2.500 mg/L  
Temperatura: 60°C  
pH: 4,5  
Cor: 1.200 U.C.  
Oxigênio dissolvido: zero

O rio, a montante do lançamento em questão, apresenta as seguintes características:

Vazão: 10 m<sup>3</sup>/s  
DBO: 3,5 mg/L  
Temperatura: 21°C  
pH: 6,5  
Cor: 30 U.C.  
Oxigênio Dissolvido: 5,5 mg/L

Os limites impostos pela legislação para rios classe 2, são:

DBO: menor que 5 mg/L  
Temperatura: Variação menor que 3°C  
pH: entre 5 e 9  
Cor: menor que 75 U.C.  
Oxigênio dissolvido: maior que 5 mg/L.

Pergunta-se: Qual (is) parâmetro (s) deverá (ão) ser modificado(s) e com que redução (ões) percentual (is)?

### 8.8. Titulação de soluções - Princípio de Equivalência

A titulação é uma operação bastante utilizada nas análises da qualidade química das águas. Além do uso na padronização de reagentes, diversos parâmetros podem ser determinados através de titulação tais como acidez e alcalinidade (titulação de neutralização ácido-base), dureza (titulação de complexação) e oxigênio dissolvido (titulação de óxido-redução).

As análises através de titulação são muito úteis em pequenos laboratórios onde o uso de instrumentação mais sofisticada não é possível.

O princípio fundamental da titulometria é o de que o número de equivalentes-grama do soluto transferidos da solução titulante é igual ao número de equivalentes-grama do soluto da solução problema (amostra). Isto porque as reações se processam de equivalente para equivalente. Deste princípio decorre a equação fundamental da titulometria:

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B, \text{ onde:}$$

$N_A$  = Concentração normal da solução problema

$V_A$  = Volume utilizado da solução problema

$N_B$  = Concentração normal da solução titulante

$V_B$  = Volume gasto da solução titulante

A titulação é realizada transferindo-se para um frasco Erlenmeyer certo volume da solução a ser padronizada. A solução titulante é transferida através de Becker e funil para uma bureta. A reação se desenvolve dispensando-se gradativamente o conteúdo da bureta no Erlenmeyer, sob mistura manual ou eletromagnética. O ponto final da reação (ponto de equivalência) é evidenciado mediante o emprego da solução indicadora adequada que altera sua coloração ou forma precipitado quando a reação se completa, sem interferir em seu curso. Pode também ser indicado por instrumentos tais como potenciômetros, como é o caso das titulações de neutralização ácido-base controladas através de pHmetros.

### 8.8.1. Exercícios resolvidos – Titulação das soluções

**1:** Delinear o procedimento completo para a determinação da acidez de uma amostra de água através de titulação com solução de NaOH 0,02 N.

Solução:

A) Preparo da solução estoque de NaOH

Será considerado o preparo de 1 litro de solução estoque a 0,15N. Esta solução poderá ser utilizada também para outras análises.

A.1. Massa de NaOH a ser pesada:

$$N = 0,15 \text{ N}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$C = N \cdot Eq \cdot g_{SOLUTO} = 0,15 \times \frac{(23 + 16 + 1)}{1} = 6 \text{ g / L}$$

Portanto deverão ser pesadas 6g de NaOH.

A.2. Procedimento: O hidróxido de sódio deverá ser pesado em balança analítica e pré-dissolvido em água desionizada utilizando-se um Becker e um bastão de vidro. Em seguida deverá ser transferida para um balão volumétrico de 1 litro que terá seu volume completado com água desionizada. Após a homogeneização, a solução deverá ser transferida para um frasco de reagentes de 1 litro, devidamente etiquetado.

B) Preparo da solução de NaOH 0,02N

B.1. Diluição da solução de NaOH 0,15N

A solução preparada deverá ser diluída para aproximadamente 0,02 N, que será utilizada na análise.

B.1.1. Cálculo do volume necessário da solução de NaOH 0,15N, para o preparo de solução aproximadamente 0,02N:

- volume de solução a ser preparada: 500 ml (adotado)

$$N_A \cdot V_A = N_B V_B$$

$$0,15 \times V_A = 0,02 \times 500 \text{ mL}$$

$$V_A = \frac{0,02 \times 500}{0,15} = 66,7 \text{ mL}$$

B.1.2. Procedimento: 67mL da solução 0,15N deverão ser pipetados no balão volumétrico de 500mL que terá seu volume completado com água desionizada. A solução preparada deverá ser em seguida padronizada antes do uso na análise da amostra de água.

B.1.3. Padronização da solução de NaOH aproximadamente 0,02N

B.1.3.1. Preparo da solução de ácido oxálico 0,02N

O ácido oxálico é um padrão primário normalmente utilizado na padronização de bases. Apresenta-se no estado sólido. Fórmula química:  $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (peso molecular = 126g; equivalente-grama = 63g).

\* volume de solução de ácido oxálico 0,02N a ser preparada (adotado: 1000 mL)

\* massa de ácido oxálico a ser dissolvida:

$$C = N \cdot E_{q.g} \Rightarrow C = 0,02 \times 63 = 1,26 \text{ g/L},$$

Como será preparado 1L de solução, a massa a ser pesada é de 1,26g.

\* procedimento: O ácido oxálico deverá ser pesado em balança analítica e pré-dissolvido em água desionizada utilizando-se um Becker e bastão de vidro. Em seguida deverá ser transferido para o balão volumétrico de 1000 mL, utilizando-se funil. O balão deverá ter o seu volume completado com água desionizada, sob agitação. A solução preparada deverá ser transferida para o frasco de reagentes etiquetado.

#### B.1.3.2. Titulação da solução de NaOH ~ 0,02N

\* procedimento: 2,5 mL da solução de NaOH a ser titulada deverão ser transferidos para o erlenmeyer, conjuntamente com a solução indicadora (fenolftaleína em álcool). A bureta deverá ser preenchida com a solução de ácido oxálico 0,02N. O ponto final de reação é indicado pelo desaparecimento da coloração rosa da solução no Erlenmeyer. O volume gasto de solução de ácido oxálico deverá ser anotado e a normalidade real calculada através de  $N_A = \frac{N_B \times V_B}{N_A}$ . A solução de NaOH padronizada deverá ser transferida para o frasco de reagente etiquetado. **(CORRIGIR A FÖRMULA)**

#### C) Determinação da acidez da amostra de água

Será visto posteriormente que a acidez da água é sua capacidade de neutralizar uma base forte, devido à presença de gás carbônico dissolvido, ácidos orgânicos (ex: ácido acético), ácidos minerais (ex: ácidos clorídrico, sulfúrico e nítrico). A determinação da acidez da água é feita titulando-se a amostra com solução de NaOH 0,02N. A fenolftaleína pode ser usada como solução indicadora para a obtenção da acidez total e o alaranjado de metila para a determinação da acidez devida a ácidos fortes.

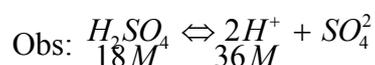
A titulação deve ser desenvolvida da mesma forma que as anteriores, calculando-se a normalidade da amostra através de  $N_A = \frac{N_B \times V_B}{V_A}$ . Para se expressar os resultados de acidez em mg/L, há a necessidade de se definir um soluto de referência para o uso de seu equivalente-grama para o cálculo da concentração de ácidos em mg/L. Isto porque a acidez da água é provocada por uma mistura desconhecida de solutos. O soluto de referência utilizado é o carbonato de cálcio,  $\text{CaCO}_3$ , que tem equivalente-grama igual à 50g ou 50.000mg (peso molecular igual a 100g). Deve ficar claro que apesar de o resultado da acidez da água ser expresso em mg/L de  $\text{CaCO}_3$ , isto não significa que seja este o composto produtor da acidez, o que, neste caso, nem seria possível.

Quando se tem a solução de NaOH exatamente 0,02N e se utilizam 100 mL da amostra de água, a acidez pode ser calculada através de:

$$\text{acidez (mg / L CaCO}_3) = \frac{0,02 \times V_{\text{GASTO NaOH}}}{100} \times 50.000 = 10 \times V_{\text{GASTO DE NaOH}}$$

Ou seja, para o cálculo da acidez em mg/L de  $\text{CaCO}_3$ , basta multiplicar o valor lido na bureta por dez.

2. Em um acidente, 200 litros de ácido sulfúrico concentrado,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  18M, foram descarregados em um lago de  $1.7 \times 10^7$  litros de volume, cujas águas apresentavam pH = 7,0. Sabendo-se que os peixes do lago sobrevivem apenas em águas com pH > 5, verificar se ocorrerá mortandade de peixes. Em caso afirmativo, determinar a massa de cal virgem necessária para que as águas do lago retornem às condições anteriores.



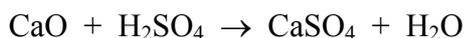
A) Cálculo do novo pH das águas do lago:

$$[\text{H}^+]_{\text{MIST}} = \frac{V_{\text{LAGO}} \cdot [\text{H}^+]_{\text{LAGO}} + V_{\text{H}_2\text{SO}_4} [\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{LAGO}} + V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$\therefore [\text{H}^+]_{\text{MIST}} = \frac{1,7 \times 10^7 \times 10^{-7} + 200 \times 36}{1,7 \times 10^7 + 200}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{mist}} = 4,0 \times 10^{-4} \Rightarrow \text{pH}_{\text{MIST}} = 4,0$$

B) Cálculo da massa necessária de CaO



$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 18 \text{ moles/L} \times 200\text{L} \times 98 \text{ g/mol} = 352800\text{g} = 352,8\text{Kg}$$

$$\therefore m_{\text{CaO}} = 352,8 \times \frac{56}{98} = 201,6 \text{ Kg}$$

3. Um curso de água tem um espelho de largura média igual a 2m. Neste curso de água é lançada através de uma indústria de refrigerantes, uma vazão de 1L/s de uma solução de soda cáustica de concentração igual a 40g/L. Na seção do lançamento o rio apresenta uma vazão de 155 L/s e um nível de concentração de CO<sub>2</sub> de 5 mg/L. Se admitirmos que a taxa de reintrodução de CO<sub>2</sub> a jusante do lançamento é de 2 mg/s.m<sup>2</sup> de espelho, pergunta-se:

A) A que distância toda a soda estará neutralizada?

B) Qual será o consumo de solução de ácido clorídrico, título igual a 36,2% e densidade 1,15g/mL, necessário para que toda a soda seja neutralizada antes de atingir o rio?

C) Qual será a elevação da concentração de cloreto nas águas do rio, se a medida de neutralizar a soda for adotada?

Solução:

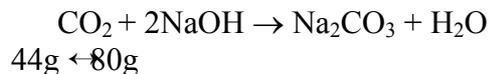
A) Cálculo da distância (L) em que toda a soda estará neutralizada pelo CO<sub>2</sub> das águas do rio:

A.1. Descarga de CO<sub>2</sub> nas águas do rio (D'CO<sub>2</sub>)

$$D'_{\text{CO}_2} = 0.005\text{g/L} \times 155\text{L/s} = 0,775 \text{ g/s}$$

A.2. Parcela da solução de NaOH neutralizada no ponto de lançamento ( $D'_{\text{NaOH}}$ ):

Através da equação da reação de neutralização:



podemos concluir que:

$$D'_{\text{NaOH}} = \frac{44\text{g} - 80\text{g}}{0,775\text{g/s} - D'_{\text{NaOH}}}$$

$$D'_{\text{NaOH}} = \frac{0,775 \times 80}{44} = 1,41 \text{ g/s}$$

A.3. Parcela de NaOH a ser neutralizada ao longo do rio ( $D''_{\text{NaOH}}$ ):

$$D''_{\text{NaOH}} = D_{\text{NaOH}} - D'_{\text{NaOH}} = 40 - 1,41 \cong 38,6 \text{ g/s}$$

A.4. Descarga de  $\text{CO}_2$  necessária para neutralizar a parcela remanescente de NaOH

$$\left( D''_{\text{CO}_2} \right) :$$

Novamente, através da equação da reação de neutralização, podemos escrever que:

$$D''_{\text{CO}_2} = \frac{38,6 \times 44}{80} = 21,23 \text{ g/s ou } 21230 \text{ mg/s}$$

A.5. Cálculo da distância (L):

A descarga necessária  $D''_{\text{CO}_2}$  é igual ao produto entre a taxa de reintrodução de  $\text{CO}_2$  e a área de espelho de água até o ponto de neutralização.

Largura do espelho de água: 2m

Comprimento até a neutralização: L

Área até a neutralização: 2L

$$\therefore D''_{\text{CO}_2} = 21230 \text{ mg/s} = 2 \text{ mg/s.m}^2 \times 2L \rightarrow L = 5307,5\text{m}$$

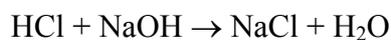
B) Consumo de Ácido Clorídrico

B.1. Concentração da solução de HCl, em g/L:

$$C = \frac{\tau \times d}{100} = \frac{36,2 \times 1,15}{100} = 0,416g / cm^3 = 416g / L$$

B.2. Consumo de HCl:

Através da equação da reação de neutralização:



$$36,5g - 40g$$

Podemos concluir que a descarga de HCl ( $D_{HCl}$ )

$$\begin{cases} 36,5g - 40g \\ D_{HCl} - 40g / s \end{cases}$$

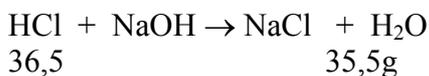
$$\therefore D_{Cl^-} = 36,5g / s$$

e a vazão ( $Q_{HCl}$ ) necessária será:

$$Q_{HCl} = \frac{D_{HCl}}{C} = \frac{36,5g / s}{416g / L} = 0,08774L / s \text{ ou } 787,72L / \text{hora}$$

C) Elevação da concentração de cloreto nas águas do rio:

Através da equação da reação de neutralização:



Podemos concluir que a descarga de cloretos ( $D_{Cl^-}$ ) será:

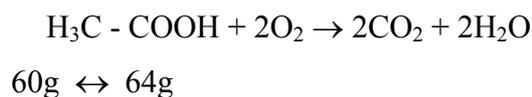
$$\begin{cases} 36,5g - 35,5g \\ 36,5g / s - D_{Cl^-} \end{cases}$$

$$\therefore D_{Cl^-} = 35,5g / s$$

e a concentração de cloretos ( $C_{Cl^-}$ ) será:

$$C_{Cl^-} = \frac{D_{Cl^-}}{Q_{RIO}} = \frac{35,5}{(155 + 1 + 0,0877)} = 0,228g / L \text{ ou } 228mg / L$$

4. Uma indústria lança uma vazão de 0,2L/s de uma solução contendo ácido acético em um rio. A solução apresenta uma concentração de 0,2g/L. Qual o consumo anual de oxigênio das águas do rio, sabendo-se que a equação da reação de decomposição é:



Solução:

a. Descarga de ácido acético ( $D_{AAC}$ ):

$$D_{AAC} = 0,2 \times 0,2 = 0,04\text{g/s}$$

b. Descarga de  $\text{O}_2$  necessária para a decomposição:

$$\begin{cases} 60\text{g} - 64\text{g} \\ 0,04\text{g/s} - D_{AAC} \end{cases}$$

$$\therefore D_{AAC} = \frac{0,04 \times 64}{60} = 0,0427\text{g/s}$$

$$\text{C. Consumo anual de } \text{O}_2 = 0,0427\text{g/s} \times 365 \times 86400 = 1345,5\text{Kg}$$

### 8.8.2. Exercícios propostos – titulação das soluções

1. Quantos moles de ácido sulfúrico são neutralizados por 4 equivalentes de hidróxido de sódio? (Resposta: 2 moles)
2. Tem-se 0,98 g de ácido sulfúrico em 1 L de solução. Qual é a concentração molar? Qual é a concentração normal? (Resposta: 0,01 M ; 0,02 N)
3. Tem-se 3,7 g de hidróxido de cálcio em 5 L de solução. Qual é a concentração molar? Qual é a concentração normal? (resposta: 0,01 M ; 0,02 N)
4. (a) Quantos equivalentes de hidróxido de bário existem em 200 mL de uma solução 0,1 N? (b) Quantos moles? (c) Quantos equivalentes de ácido clorídrico são necessários para a sua neutralização? (d) Quantas gramas? (Resposta: (a) 0,02 ; (b) 0,01 ; (c) 0,02 ; (d) 0,73 g)
5. Se 10 mL de certa solução de ácido sulfúrico neutralizou 20 mL de uma solução 1 N de hidróxido de potássio, qual é a sua concentração em (a) equivalentes por litro (b) moles por litro (c) gramas por litro? (Resposta: (a) 2 N ; (b) 1 M ; (c) 98 g/L)
6. Se 25 mL de um ácido 0,2 N neutralizou uma base, quantos equivalentes de base existiam? Quantas gramas de base existiam se ela fosse (a) hidróxido de sódio; (b) hidróxido de cálcio? (Resposta: 0,005 ; (a) 0,2 g ; (b) 0,185 g)

7. Se 10 mL de hidróxido de amônia N / 5 neutralizam 20 mL de ácido sulfúrico, qual a concentração deste? (Resposta: 0,1 N)
8. Quantos mL de ácido 0,2 N são necessários para neutralizar 25 mL de alcalinidade 0,25 N? (Resposta: 62,5 mL)
9. Quantos mL de solução 0,2 M de HCl neutralizam 0,02 moles de: (a) KOH; (b) Ba(OH)<sub>2</sub>, cada um dissolvido em 500 mL de água? (Resposta: (a) 100 ; (b) 200 )
10. (a) Quantos equivalentes de ácido oxálico, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, são necessários para neutralizar 1 equivalente de KOH? (b) quantos moles de ácido oxálico por mol de KOH? (c) Quantas gramas? (Resposta: (a) 1 eq. ; (b) 0,5 moles ; (c) 0,8 g)

### 10. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. GENDA, A. “ÁTOMO”. Apostila da disciplina “Química Sanitária I” do Curso de Saúde Pública para Graduados. Faculdade de Saúde Pública – USP, 1972.
2. HILDEBRAND, J.H., “Principles of Chemistry”. The Macmillan Company, New York, 4th ed. 1940.
3. KATO, M.T. Notas de aula da disciplina “Qualidade da Água, do Ar e do Solo”, Escola de Engenharia Mauá, 1983.
4. MAHAN, B. H., “UNIVERSITY CHEMISTRY”. Addison–Wesley Publishing Company, Inc., 2<sup>nd</sup> ed., 1972.
5. MOORE, W.J., “Physical Chemistry”. Prentice-Hall, Inc., 2<sup>nd</sup> ed. 1955.
6. PIVELI, R. P. “Qualidade da Água”. Apostila do Curso de Especialização em Engenharia em Saúde Pública e Ambiental da Fac. Saúde Pública – USP, 1996.
7. POVINELLI, J. Notas de aula da disciplina “Técnicas Experimentais em Saneamento Ambiental”. Escola de Engenharia de São Carlos, 1979.

**Questões de múltipla escolha – Aula 1**

1. Em qual das seguintes alternativas são listados apenas íons que se apresentam na forma monovalente:
  - a) Sódio, cálcio, cloreto
  - b) Sódio, potássio, nitrato
  - c) Cálcio, bicarbonato, nitrito
  - d) Magnésio, carbonato, permanganato
  - e) Potássio, magnésio, cloreto
2. Em qual das seguintes alternativas são listados íons que se apresentam na forma bivalente:
  - a) Cálcio, sulfato, hipoclorito
  - b) Alumínio, magnésio, sulfeto
  - c) Cálcio, ferro, bicarbonato
  - d) Potássio, cálcio, fosfato
  - e) Sódio, magnésio, sulfato
3. Quantos moles de glicina,  $\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{COOH}$ , estão presentes em 10g do composto: (dadas as massas atômicas: C : 12g; H: 1g; N: 14g; O: 16g)
  - a) 0,133
  - b) 0,750
  - c) 0,112
  - d) 0,890
  - e) 75
4. Quantas gramas de enxofre estão presentes em 0,01 mols de metabissulfito de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ : (dadas as massas atômicas: Na: 23g; S: 32g; O: 16g)
  - a) 0,03
  - b) 121,60
  - c) 1,90
  - d) 0,64
  - e) 0,32
5. Onde se tem maior massa de nitrogênio: (Dadas as massas atômicas: N: 14g; C: 12g; H: 1g; O: 16g; P: 31g; Na: 23g)
  - a) 500 g de uréia,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
  - b) 1500 g de fosfato monoamônio,  $\text{NH}_4(\text{H}_2\text{PO}_4)$
  - c) 1000g de glicina,  $\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{COOH}$
  - d) 2000 g de nitrato de sódio,  $\text{NaNO}_3$
  - e) 400 g de hidróxido de amônio,  $\text{NH}_4\text{OH}$
6. As porcentagens de ferro no  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  e  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  são, respectivamente: (Dadas as massas atômicas: Fe: 56g; Cl: 35,5 g; S: 32g; O: 16g; H: 1g)
  - a) 52,6; 38,8 e 36,8
  - b) 52,6; 14,0 e 25,2
  - c) 65,5; 72,0 e 25,2
  - d) 34,5; 14,0 e 36,8
  - e) 34,5; 28,0 e 20,1

7. Deseja-se dosar fósforo em uma estação de tratamento de efluentes industriais de forma a perfazer uma relação DQO:P igual a 350:1. O composto a ser utilizado apresenta 52% em  $P_2O_5$  em massa. Sabendo-se que a vazão de efluentes é de  $150 \text{ m}^3/\text{h}$  e que a DQO dos efluentes é de  $600 \text{ mg/L}$ , o consumo diário do produto será:(Dadas as massas atômicas: P: 31g; O:16g)
- 16,8Kg
  - 148,3 Kg
  - 62,7 Kg
  - 2,44 Kg
  - 27,2 Kg
8. Dissolveu-se 250g de sulfato de alumínio comercial,  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 14,3H_2O$  (90% de pureza) em  $2\text{m}^3$  de água. A concentração de alumínio na solução final será de: (Dadas as massas atômicas: Al:27g S:32g; O:16g; H:1g)
- 112,50g/L
  - 84,72g/L
  - 66,32g/L
  - 31,63g/L
  - 10,13g/L
9. A massa de cal virgem, CaO, 90% de pureza no produto comercial, necessária para o preparo de 500 L de solução de cal hidratada,  $Ca(OH)_2$ , 50 mg/L, será:(Dadas as massas atômicas: Ca:40g; O:16g; H:1g) **RESPOSTA CERTA 21g**
- 36,7g
  - 42,8g
  - 56,5g
  - 67,9g
  - 71,2g
10. A massa de hidróxido de sódio, NaOH, necessária para o preparo de 200 mL de solução 0,025 mols/L é: (Dadas as massas atômicas: Na:23g; O:16g; H:1g)
- 50mg
  - 100mg
  - 150mg
  - 200mg
  - 250mg
11. A concentração em g/L e mols/L de uma solução de ácido clorídrico, HCl, título  $\tau = 37\%$  e densidade  $d = 1.19\text{g/mL}$  é: (Dadas as massas atômicas: H:1g; Cl:35,5g)
- 0,440g/L ou 0,012 mols/L
  - 4,403g/L ou 0,121 mols/L
  - 44,03g/L ou 1,206 mols/L
  - 440,3g/L ou 12,063 mols/L
  - 440300g/L ou 12063 mols/L
12. Em uma estação de tratamento de água deseja-se dosar cloreto férrico,  $FeCl_3$ , de forma a resultar em uma concentração de 30 mg/L na água. A vazão de água é de 100 L/s. A vazão de solução a 2% a ser adicionada à água será de: **CERTO:540,8**
- 15 L/h

- b) 28 L/h
- c) 162 L/h
- d) 204 L/h
- e) 383 L/h

13. Um curtume lança seus efluentes sem tratamento em um rio. Dados:

Parâmetro	Efluentes	Rio
DBO <sub>5,20</sub> (mg/L)	2.500	3
OD (mg/L)	zero	6,0
Vazão	10 m <sup>3</sup> /h	20 m <sup>3</sup> /s

A elevação da DBO e a redução na concentração de oxigênio dissolvido (OD) serão, respectivamente (em mg/L):

**RESPOSTA CERTA 0,35 E ZERO**

- a) 1,25 e 4,25
- b) 4,25 e 3,25
- c) 0,35 e 3,00
- d) 3,35 e 3,00
- e) 1,25 e 3,00

14. Os efluentes de uma indústria têxtil apresentam as seguintes características:

- Vazão: 600 m<sup>3</sup>/h
- DBO<sub>5,20</sub>: 500 mg/L
- Cor: 6000 U.C.
- Temperatura: 80°C

Esses efluentes são lançados continuamente em um rio classe 2, que apresenta as seguintes características:

- Vazão mínima (Q<sub>7,10</sub>): 15 m<sup>3</sup>/s
- DBO<sub>5,20</sub> : 4 mg/L
- Cor: 15 mg/L (Pt)
- Temperatura: 19°C

Exigências para o lançamento:

- a) Padrões de emissão:
  - DBO<sub>5,20</sub>: inferior a 60 mg/L ou 80% de remoção
  - Temperatura: inferior a 40°C
- b) Padrões para águas classe 2:
  - DBO<sub>5,20</sub>: inferior a 5 mg/L
  - Cor: inferior a 75 mgPt/L
  - Temperatura: variação inferior a 3°C

Para o enquadramento às exigências da legislação, os valores máximos de DBO<sub>5,20</sub>, cor e temperatura dos efluentes a serem lançados são, respectivamente:

- a) 95 mg/L, 5475 UC e 40°C
- b) 60 mg/L, 75 UC e 36°C

- c) 60 mg/L, 5475 UC e 36°C
- d) 500 mg/L, 75 UC e 40°C
- e) 60 mg/L, 500 UC e 36°C

15. Na caracterização de um efluente industrial foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	1	2	3	4	5
pH	5,5	5,9	8,0	6,3	7,3

O valor médio do pH dos efluentes é de:

- a) 6,6
  - b) 6,0
  - c) 6,8
  - d) 6,4
  - e) 7,2
16. Quantos mols de hidróxido de sódio, NaOH, são necessários para neutralizar 10 mols de ácido fosfórico, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>? (Dadas as massas atômicas: Na:23g; O:16g; H:1g; P:31g)
- a) 10
  - b) 120
  - c) 1200
  - d) 1
  - e) 30
17. Qual a concentração molar de uma solução contendo 2,3g de ácido clorídrico, HCl, em 1L de água? (Dadas as massas atômicas: H:1g; Cl:35,5g)
- a) 0,23
  - b) 0,12
  - c) 0,04
  - d) 0,063
  - e) 0,01
18. Tem-se 0,141g de hidróxido de alumínio, Al(OH)<sub>3</sub> dissolvidos em 4 L de água. A concentração de alumínio será: (Dadas as massas atômicas: Al:27g; O:16g; H:1g)
- a) 35,2 mg/L
  - b) 12,2 mg/L
  - c) 18,7 mg/L
  - d) 9,5 mg/L
  - e) 4,1 mg/L
19. Quantos mols de hidróxido de magnésio, Mg(OH)<sub>2</sub> existem em 500 mL de uma solução a 15 mg/L? (Dadas as massas atômicas: Mg:24g; O:16g; H:1g)
- a) 0,129
  - b) 0,259 x 10<sup>-2</sup>

- c) 0,259  
d)  $0,259 \times 10^{-4}$   
e)  $1,29 \times 10^{-4}$
20. Se 15 mL de uma solução de ácido clorídrico, HCl, neutralizaram 25 ml de uma solução 1M de hidróxido de potássio, KOH, então sua concentração é:
- a) 60,8 g/L  
b) 30,4 g/L  
c) 15,2 g/L  
d) 7,6 g/L  
e) 3,8 g/L
21. Se 25 mL de um ácido 0,02 N foram consumidos para neutralizar uma base, quantas miligramas da base existiam se ela fosse hidróxido de sódio, NaOH, e hidróxido de cálcio, Ca(OH)<sub>2</sub>, respectivamente?
- a) 10,0 e 10,0  
b) 10,0 e 18,5  
c) 20,0 e 37,0  
d) 20,0 e 18,5  
e) 18,5 e 18,5
22. Se 8 mL de solução de hidróxido de amônio, NH<sub>4</sub>OH 0,5M neutralizaram 50 mL de solução de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a concentração deste (em g/L) é: (Dadas as massas atômicas: N:14g; H:1g; O:16g; S:32g)
- RESPOSTA CERTA 3,92 g/L**
- a) 0,48  
b) 0,96  
c) 1,92  
d) 3,84  
e) 7,68
23. Quantas gramas de ácido oxálico, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, são necessários para neutralizar 2 mols de hidróxido de sódio, NaOH? (Dadas as massas atômicas: Na:23g; O:16g; H:1g; C:12g)
- a) 90  
b) 45  
c) 180  
d) 80  
f) 40

