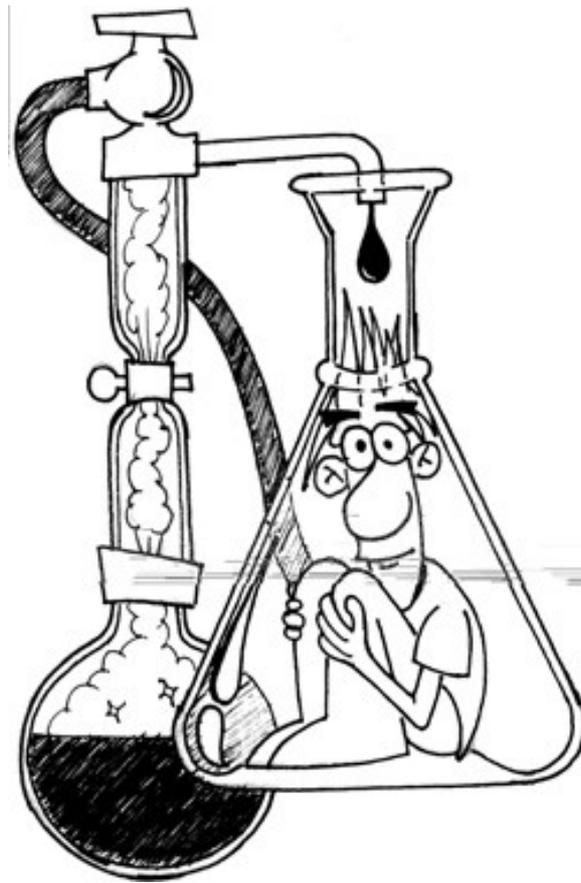




Semipresencial

Supletivo - EJA

# Química



Autor

Vanessa de Souza Nogueira

2ª. Unidade

FEDERAÇÃO DE ESCOLAS  
**SIMONSEN**

FACULDADES E COLÉGIOS  
CONDIÇÕES PARA ESTUDAR

[www.simonsen.br](http://www.simonsen.br) Tel.: (0XX21) 2406-6444



## 2º Unidade

### Capítulo VI

Leis das reações químicas \_\_\_\_\_ 3

### Capítulo VII

Soluções \_\_\_\_\_ 15

### Capítulo VIII

Termoquímica \_\_\_\_\_ 23

### Capítulo IX

Cinética Química \_\_\_\_\_ 30

### Capítulo X

Equilíbrio Químico \_\_\_\_\_ 36

**Questões de Enem e Vestibulares** \_\_\_\_\_ **45**

*“Palavras amáveis não custam nada e conseguem muito.”*  
(Blaise Pascal)

**Organização:**



**Apoio:**





## Capítulo VI

Leis das Reações  
Químicas

## Leis Ponderais das Reações

Leis ponderais são leis que falam das massas das substâncias que participam das reações químicas. As principais leis ponderais são:

- **Lei de Lavoisier** ou da conservação da massa, ou de conservação da matéria;
- **Lei de Proust** ou das proporções constantes, ou das proporções definidas, ou das proporções fixas ou invariáveis;
- **Lei de Dalton** ou das proporções múltiplas.

Vejamos agora cada uma dessas leis, precedida de uma experiência típica que lhe dá origem.

### Lei de Lavoisier

Experiência	Conclusão
carbono + oxigênio → gás carbônico $C + O_2 \rightarrow CO_2$  3 g + 8 g → 11g  Veja que: $3 + 8 = 11$	Lei De Lavoiser  A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

### Lei de Proust

Experiência	Conclusão
-------------	-----------



<p>carbono + oxigênio → gás carbônico</p> $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ <p>3 g + 8 g → 11g</p> <p>6 g + 16 g → 22g</p> <p>9 g + 24 g → 33 g</p> <p>e assim por diante.</p> <p>Veja que na segunda linha todas as massas dobram, na terceira linha todas as massas triplicaram, e assim por diante. Nesse caso, a matemática diz que embora os números variem, a proporção entre eles permanece constante.</p>	<p>Lei de Proust</p> <p>A proporção das massas que reagem permanece sempre constante.</p>
---	---

### Lei de Dalton

Experiência	Conclusão
<p>carbono + oxigênio → gás carbônico</p> $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ <p>carbono + oxigênio → monóxido de carbono</p> $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$ <p>6g 8g 14g</p> <p>Estas são duas reações diferentes que formam produtos diferentes (CO<sub>2</sub> e CO). Verifique, porém que, para a mesma massa de oxigênio (8 gramas), a massa do carbono pulou de 3 gramas para o dobro – 6 gramas</p>	<p>Lei De Dalton</p> <p>Mudando-se a reação, se a massa de um participante permanecer constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.</p>

## Consequências das Leis Ponderais

### Teoria Atômica Clássica

Em decorrência das leis ponderais mencionadas, Dalton propôs, em 1808, a **Teoria Atômica Clássica**, que, em linhas gerais, dizia:



- Toda matéria é formada por partículas extremamente pequenas, denominadas **Átomos**;
- os átomos são **INDIVISÍVEIS**, não podendo ser criados nem destruídos durante a reação química;
- todos os átomos de um mesmo elemento são iguais, enquanto os átomos de elementos diferentes serão também diferentes em tamanho, massa, etc.;
- os átomos se unem em proporções simples e bem-definidas para formar os compostos químicos.

### Composição Centesimal das Substâncias

Uma consequência importante da Lei de Proust é que qualquer composto químico tem uma composição constante em massa. Por exemplo: Cálculo da composição centesimal da água,  $H_2O$ :

- a. Calcula-se, inicialmente, a massa molar da substância:

$$\begin{array}{r}
 H_2O \quad H: 1 \times 2 = 2 \\
 \quad \quad O: 16 \times 1 = 16 \\
 \hline
 \text{Massa Molar} = 18 \text{ g}
 \end{array}$$

- b. Estabeleceram-se regras de três com a massa molar da substância e a massa do elemento, para o qual se deseja calcular a porcentagem:

$$\begin{array}{r}
 18 \text{ g de } H_2O \dots\dots\dots 16 \text{ g de oxigênio} \\
 100 \text{ g de } H_2O \dots\dots\dots x \\
 \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = 88,88\%
 \end{array}$$
  

$$\begin{array}{r}
 18 \text{ g de } H_2O \dots\dots\dots 2 \text{ g de hidrogênio} \\
 100 \text{ g de } H_2O \dots\dots\dots x \\
 \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad x = 11,11\%
 \end{array}$$

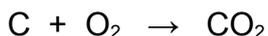
Composição centesimal de  $H_2O$ : 88,89% de oxigênio, 11,11% de hidrogênio. Observe que quando a soma das porcentagens não é igual a 100%, deve-se arredondar o maior valor de porcentagem encontrado, de tal forma, que a soma seja igual a 100%.



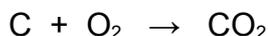
Composição centesimal de uma substância são as porcentagens em massa dos elementos formados dessa substância.

### Cálculo Estequiométrico

É outra consequência importante da Lei de Proust. Para exemplificá-lo, vamos ver o exemplo a seguir:



E se a Lei de Proust garante que esta proporção é invariável, então poderemos efetuar, por exemplo a seguinte regra de três:



Se 3g de C ----- 11g de CO<sub>2</sub>

30g de C ----- X

$$X = 110\text{g de CO}_2$$

Ora, esta regra de três só é possível porque a proporção entre as massas de C e CO<sub>2</sub> permanece constante conforme a Lei de Proust.

Através dos cálculos estequiométricos prevemos as quantidades das substâncias que participarão de uma reação química.

## Estudo Físico dos Gases

Vamos estudar agora algumas leis que pertencem mais à Física do que à Química. Estas leis procuram mostrar como varia o volume de um gás quando variam a pressão e temperatura a que ele está submetido. Antes, porém, vejamos algumas definições importantes:

- Estado de um gás são as condições de volume (V), pressão (P) e temperatura (T) em que ele se encontra.
- O volume (V), a pressão (P) e a temperatura (T) são denominados variáveis de estado.
- Transformações gasosas são variações de volume, pressão, temperatura sofridas por uma determinada massa gasosa.

As transformações gasosas mais importantes são:

<b>Transformações</b>	<b>Volume</b>	<b>Pressão</b>	<b>Temperatura</b>
Isotérmica	Varia	Varia	Constante
Isobárica	Varia	Constante	Varia
Isométrica ou isocórica	Constante	Varia	Varia



Também é muito importante que você conheça as unidades usuais em que são expressos o volume, a pressão e a temperatura dos gases.

## Volume

O volume dos gases é medido nas unidades usuais: mililitros (mL), centímetros cúbicos ( $\text{cm}^3$ ), litros (l), metros cúbicos ( $\text{m}^3$ ), etc. É bom lembrar que:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} = 1.000.000 \text{ mL (cm}^3)$$

## Pressão

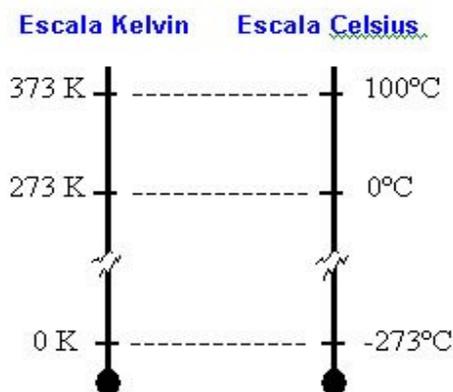
A pressão do gás é, usualmente, medida em milímetros de mercúrio, unidade que resulta de uma experiência clássica de Torricelli:

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

## Temperatura

No Brasil, as temperaturas são medidas na chamada Escala Centesimal, Centígrada ou Celsius -  $^{\circ}\text{C}$ . No estudo dos gases, porém, usa-se a escala absoluta ou Kelvin - K, pois essa escala traz grandes simplificações nas leis e fórmulas em geral. Comparando a escala Kelvin com a Escala Centígrada, temos:



Portanto, para transformar graus Celsius em Kelvin, temos:

$$C = K + 273$$

## Leis Físicas dos Gases

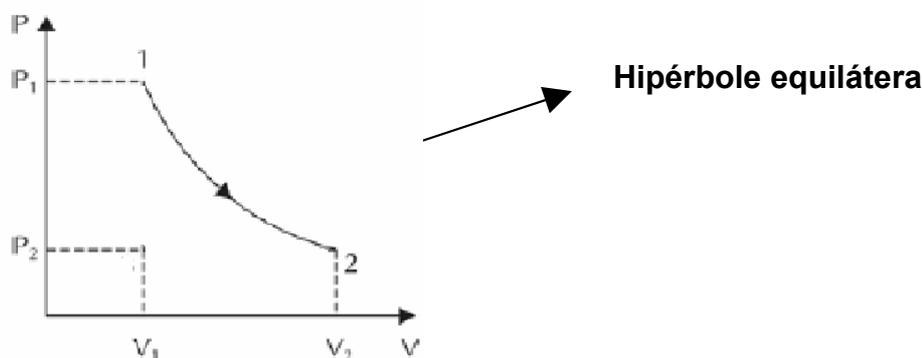
### Lei de Boyle (Transformação Isotérmica)

A temperatura constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de um gás é inversamente proporcional à sua pressão. Donde resultam as seguintes representações:

**Representação Matemática:**

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{ou} \quad P \cdot V = \text{constante}$$

**Representação Gráfica:**



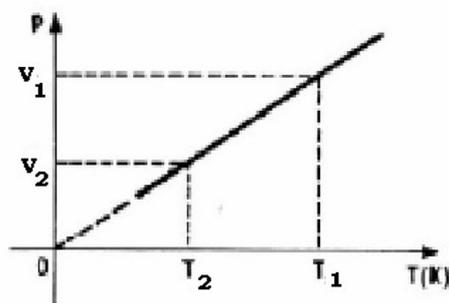
### Lei de Gay-Lussac (Transformação Isobárica)

A pressão constante, o volume de uma massa fixa de um gás varia linearmente com a temperatura absoluta. Donde resultam as seguintes representações:

**Representação Matemática:**

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{V}{T} = \text{Constante}$$

**Representação Gráfica:**

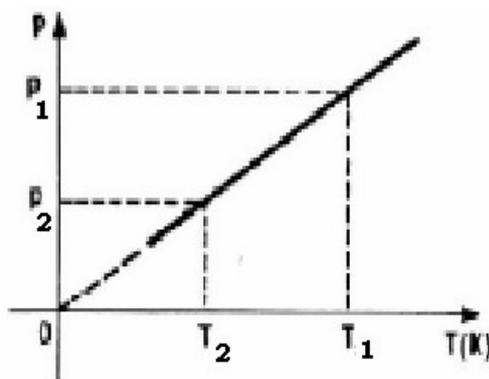


### Lei de Charles (Transformação Isométrica)

A volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. Donde resultam as seguintes representações:

**Representação Matemática:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{P}{T} = \text{Constante}$$

**Representação Gráfica:****Equação Geral dos Gases**

Resumindo as três fórmulas, chegamos à fórmula matemática:  $\frac{PV_1}{T_1} = \frac{PV_2}{T_2}$  que é chamada **Equação Geral dos Gases**. Note que ela só é válida para uma massa constante de um mesmo gás.

**Teoria Cinética dos Gases**

Em linhas gerais, a Teoria Cinética dos Gases diz que:

a. Todo gás é formado por partículas minúsculas (átomos, moléculas, íons) em movimento livre, desordenado e com alta velocidade.

b. As partículas estão muito afastadas uma das outras, isto é, o espaço ocupado pelas partículas é desprezível em face do espaço “vazio” existente no estado gasoso. Isso explica por que os gases têm densidades baixas, podem ser facilmente comprimidos e se misturam com muita facilidade. Além disso, estando muito afastadas, as partículas se atraem muito pouco, o que explica a expansão fácil dos gases e sua grande dilatação frente ao calor.

c. As partículas se chocam entre si e contra as paredes do recipiente, de forma perfeitamente elástica, isto é, sem perder energia. Isso explica por que o movimento das partículas é perpétuo; além disso, é fácil compreender que a pressão que o gás exerce dentro de um recipiente é o resultado dos choques de suas partículas contra as paredes do recipiente.



## Gás Perfeito e Gás Real

Chama-se gás perfeito ou gás ideal o gás que obedece, rigorosamente, às leis da Física dos Gases (Lei de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac e Charles), em quaisquer condições de pressão e temperatura; além disso, o gás perfeito ou ideal deve se encaixar perfeitamente no modelo descrito pela Teoria Cinética dos Gases.

Na prática, entretanto, um gás comum, que chamaremos de gás real, sempre se afasta do comportamento de um gás perfeito, principalmente sob pressões muito altas e/ou temperaturas muito baixas. Nesses casos, o volume do gás se reduz e as partículas se avizinham, passando umas a "atrapalhar" o movimento das outras; como consequência, o comportamento do gás passa a contrariar a Teoria Cinética dos Gases.

Desse modo, podemos concluir que um gás real se aproxima do "gás perfeito" à medida que a pressão diminui e a temperatura aumenta; em outras palavras, um gás será tanto mais perfeito quanto mais rarefeito ele estiver.

## Conceitos e Cálculos Decorrentes das Leis e da Teoria Atômico-Molecular

As massas pequenas geralmente são expressas na unidade gramas (massa absoluta), mas quando se trata de massas extremamente pequenas, como no caso dos átomos, isto é impossível.

Logo, ao se tratar da massa de átomos (massas atômicas) e da massa das moléculas (massas moleculares), devemos abandonar a unidade gramas e utilizar outra que é mais própria.

### Massa Atômica (MA)

O átomo tomado como padrão para a determinação de massas atômicas é o isótopo de carbono cujo número de massa é 12, e a massa atômica é definida da seguinte maneira:

$$1 \text{ Unidade De Massa Atômica} = 1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ da massa do } {}^{12}\text{C} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Assim, quando dizemos que a massa atômica do ferro é igual a 56 u, significa que o átomo de ferro é 56 vezes mais pesado que 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono.

### Número de Avogrado

O cientista italiano Amedeu Avogrado determinou através de cálculos relativamente complexos, que na massa atômica expressa em gramas de qualquer elemento químico existe o mesmo número de átomos. Esse número, denominado **Número de Avogrado (N)** é igual a  $6,02 \times 10^{23}$ .



O número de Avogrado é o número de átomos (ou de moléculas) existentes em um átomo-grama (ou molécula-grama) de qualquer elemento químico (ou substância simples).

Desse modo, em 56 gramas de ferro ou em 23 gramas de sódio ou em 12 gramas de carbono existem  $6,02 \times 10^{23}$ . Por exemplo:

Determinar o número de átomos existentes em 120 gramas de cálcio.

Consultando a Tabela Periódica, verificamos que:

Cálcio – Ca

MA = 40 u

Massa atômica expressa em gramas = 40 gramas

40g de cálcio -----  $6,02 \times 10^{23}$

120 g de cálcio ----- x

X =  $1,8 \times 10^{24}$  átomos

### Massa Molecular

Uma molécula é formada por átomos. Logo, a sua massa é igual à soma dos átomos, sendo por isso, expressa em unidades de massa atômica. Por exemplo:

A massa molecular da glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) é dada por:

$$MM = (12 \times 6) + (1 \times 12) + (16 \times 6) = 180 \text{ u}$$

Esse resultado mostra que a molécula de glicose é 180 vezes mais pesada que 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono. Por exemplo: determinar o número de moléculas existentes em 80 gramas do gás metano ( $CH_4$ ).

$CH_4$

$$MM = (12 \times 1) + (1 \times 4) = 16 \text{ u}$$

Massa molecular expressa em gramas 16 g

16 g de metano -----  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas

80 g de matano ----- x

X =  $3 \times 10^{24}$  moléculas

### Mol

Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 0,012 Kg do isótopo 12 do carbono.

Sabemos, com base nos conceitos apresentados anteriorme que 0,012 Kg (12g) d isótopo 12 do carbono contêm  $6,02 \times 10^{23}$  átomos. Desse modo, podemos dizer que mol é a



quantidade de matéria de um sistema que contém  $6,02 \times 10^{23}$  entidades elementares, o que nos permite afirmar que:

$$1 \text{ mol de íons} = 6,02 \times 10^{23} \text{ íons};$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos};$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas};$$

$$1 \text{ mol de elétrons} = 6,02 \times 10^{23} \text{ elétrons};$$

$$1 \text{ mol de alfinetes} = 6,02 \times 10^{23} \text{ alfinetes};$$

Notas:

1°. A massa atômica expressa em gramas, de um elemento, é denominada massa molar (MM) desse elemento, uma vez que contém 1 mol de átomos. Por exemplo:

Magnésio – Mg

$$MA = 24,5 \text{ u}$$

$$MM = 24,5 \text{ g/mol}$$

Assim, em 24,5 g de magnésio existem  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.

2°. A massa molecular, expressa em gramas, de uma substância, é denominada massa molar dessa substância. Por exemplo:

Monóxido de carbono – CO

$$MA = 12 + 16 = 28\text{u}$$

$$MM = 28\text{g/mol}$$

Assim, em 28g de CO existem  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas.

3°. O número de mols de moléculas (n) existentes numa amostra de uma substância é dado por:

$$n = \frac{m}{MM}$$

### Volume Molar

Volume molar é o volume ocupado por 1 mol de moléculas de um gás, em determinadas condições de temperaturas e pressão.



Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), onde a temperatura é igual a 0 °C e a pressão é igual a 1 atm, observa-se que 1 mol de moléculas de um gás com comportamento ideal ocupa um volume que é aproximadamente igual a 22,4L.

$$\begin{array}{l} \text{CNTP} \\ 1 \text{ mol de moléculas de gás ideal} \text{ ----- } 22,4 \text{ L} \\ \text{( 0 °C, 1 atm)} \end{array}$$

### Exemplo

1º. Calcular o volume ocupado por 5 mols de moléculas de um gás ideal, nas CNTP.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de moléculas} \text{ ----- } 22,4 \text{ L} \\ 5 \text{ mols de moléculas} \text{ ----- } x \\ X = 112 \text{ L} \end{array}$$

2º. Calcular o número de moléculas existentes em 89,6L de um gás ideal, nas CNTP.

$$\begin{array}{l} 6 \times 10^{23} \text{ ----- } 22,4\text{L} \\ X \text{ ----- } 89,6 \text{ L} \\ X = 2,4 \times 10^{24} \text{ moléculas} \end{array}$$

### Equação de Clapeyron

As grandezas de um gás ideal (número de mols de moléculas, volume, temperatura e pressão) relacionam-se através de uma expressão matemática denominada Equação de Clapeyron ou equação geral de estado de um gás. A Equação de Clapeyron é definida por:

$$PV = nRT$$

Tendo em vista que  $n = \frac{m}{MM}$ , podemos também escrevê-la:

$$PV = \frac{m}{MM} R T$$

Nestas expressões temos:

P = pressão do gás

1 atm = 760 mmHg

1 atm =  $1,013 \times 10^5$  Pa

V = volume do gás – em litros (L)

n = número de mols do gás

R = Constante dos gases.

Essa constante pode assumir os seguintes valores:



$$R = 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$

m = massa do gás

T = temperatura do gás, obrigatoriamente em Kelvin

## Densidade dos Gases

---

### Densidade Absoluta

Densidade absoluta ou massa específica de um gás, em determinada pressão e temperatura, é quociente entre a massa e o volume do gás, nas condições consideradas de pressão e temperatura.

$$\text{Matematicamente: } d = \frac{m}{V}$$

Podemos calcular a densidade absoluta, em qualquer pressão e temperatura com o auxílio da Equação de Clapeyron:

$$PV = \frac{m}{MM} RT \rightarrow \frac{m}{V} = \frac{PMM}{RT}$$



## Capítulo VII

## Soluções

## Dispersões

São sistemas nos quais uma substância está disseminada, sob forma de pequenas partículas, numa segunda substância.

### Classificação das Dispersões

É feita de acordo com o TAMANHO MÉDIO das partículas dispersas:

Nome da Dispersão	Tamanho Médio das Partículas Dispersas
Soluções verdadeiras	Entre 0 e 1 $\mu$ m (isto é, 0 a 10 $\text{Å}$ )
Soluções coloidais	Entre 1 e 100 $\mu$ m (isto é, 10 a 1.000 $\text{Å}$ )
Suspensões	Acima de 100 $\mu$ m (isto é, acima de 1.000 $\text{Å}$ )

Lembrando que:

$$1 \mu\text{m (milimícron)} = 10^{-7} \text{ cm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$1 \text{ Å (angstrom)} = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-10} \text{ m}$$

### Principais Características dos Sistemas Dispersos

	Soluções Verdadeiras	Soluções Coloidais	Suspensões



Exemplo	Açúcar na água	Gelatina na água	Terra suspensa na água
Natureza das Partículas Dispersas	Átomos, íons, moléculas	Aglomerados de átomos, íons, moléculas ou mesmo moléculas gigantes ou íons-gigantes	Grandes aglomerados de átomos, íons ou moléculas
Tamanho Médio das Partículas	De 0 a 1 $\mu\text{m}$	De 1 a 100 $\mu\text{m}$	Acima de 100 $\mu\text{m}$

## Soluções Verdadeiras

De acordo com o que foi visto no item anterior, as soluções verdadeiras, que de agora em diante chamaremos simplesmente SOLUÇÕES, podem ser assim definidas:

**Soluções** - são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

Nas soluções, o disperso recebe o nome de **soluto** e o dispersante, o nome de **solvente**. Assim, por exemplo, quando dissolvemos o açúcar em água, o açúcar é o soluto e a água, o solvente.

### Classificação das Soluções

- De acordo com o estado de agregação da solução
  - Soluções sólidas** - por exemplo, certas ligas metálicas (Cobre e níquel).
  - Soluções líquidas** - por exemplo, sal e água.
  - Soluções gasosas** - por exemplo, o ar atmosférico.
- De acordo com o estado de agregação dos componentes
  - Soluções sólido** – sólido: algumas ligas metálicas (Cu + Ni)
  - Soluções sólido** – líquido: sal em água
  - Soluções sólido** – gás: naftaleno (naftalina) no ar
  
  - Soluções líquido** – sólido: água em sólidos higroscópicos ( $\text{CaCl}_2$ )
  - Soluções líquido** – líquido: água em álcool
  - Soluções líquido** – gás: umidade no ar
  - Soluções gás** – sólido: hidrogênio retido em platina em pó



**Soluções gás** – líquido: gás carbônico em bebidas

**Soluções gás** – gás: todas as misturas gasosas

- De acordo com a proporção entre soluto e solvente

**Soluções diluídas** - contêm pouco soluto em relação ao solvente. Por exemplo:

10 g de sal comum em um litro de água

**Soluções concentradas** - caso contrário (300 g de sal comum por litro de água).

- De acordo com a natureza de soluto

**Soluções moleculares** - quando as partículas dispersas são moléculas. Por exemplo:

moléculas de açúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) em água.

**Soluções iônicas** - quando as partículas dispersas são íons. Por exemplo:

íons de sal comum ( $Na^+$  e  $Cl^-$ ) em água.

Há muitas soluções que apresentam simultaneamente moléculas e íons dispersos, por exemplo, numa solução aquosa de ácido acético (ácido fraco) existem moléculas ( $CH_3COOH$ ) e poucos íons ( $CH_3COO^-$  e  $H^+$ ) em solução.

## Regras de Solubilidade

Uma regra muito comum da solubilidade diz: **Semelhante dissolve semelhante.**

De fato, muitas substâncias inorgânicas (ácidos, sais, etc.) dissolvem-se em água, que é um solvente inorgânico; as substâncias orgânicas, em geral, dissolvem-se em solventes orgânicos (por exemplo, a parafina dissolve-se em gasolina, e ambos são orgânicos).

Lembrando-se, que em geral, as substâncias inorgânicas são polares, enquanto que as orgânicas são apolares, a regra acima também pode ser enunciada do seguinte modo:

***Uma substância polar tende a dissolver solvente polar e uma substância apolar num solvente apolar.***

## O Fenômeno de Saturação da Solução

Juntando-se gradativamente sal comum na água, em temperatura ambiente e sob agitação contínua, verifica-se que, em dado momento, o sal não se dissolve. No caso particular do NaCl, isso ocorre quando há aproximadamente 30 gramas de sal por litro de água. Daí em diante, toda quantidade adicional de sal que for colocada no sistema irá se depositar ou

precipitar no fundo do recipiente; dizemos então, que a solução está saturada ou que atingiu o ponto de saturação.

O ponto de saturação depende do soluto, do solvente e das condições físicas. A temperatura influi e a pressão passa a ser importante em soluções onde existem gases.

O ponto de saturação é definido pelo **Coefficiente** (ou **Grau de Solubilidade**):



Coefficiente ou grau de solubilidade é a quantidade de uma substância (em geral, em gramas) necessária para saturar uma quantidade padrão (em geral 100g, 1.000g ou 1L) de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Quando o coeficiente de solubilidade é praticamente nulo, dizemos que a substância é insolúvel naquele solvente; é o caso do cloreto de prata em água, cujo grau de solubilidade é de 0,014 grama/litro. Em se tratando de dois líquidos, dizemos que são imiscíveis, é o caso de água e óleo.



Óleo e  
água

Quando duas substâncias se dissolvem em quaisquer proporções (coeficiente de solubilidade infinito), dizemos que elas são totalmente miscíveis; é o caso de água e álcool.

Em função do ponto de saturação, classificamos as soluções em:

- **não – saturadas** - contêm menos soluto que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade.
- **saturadas** - atingiram o coeficiente de solubilidade.
- **supersaturadas** - ultrapassaram o coeficiente de solubilidade.



Álcool e água

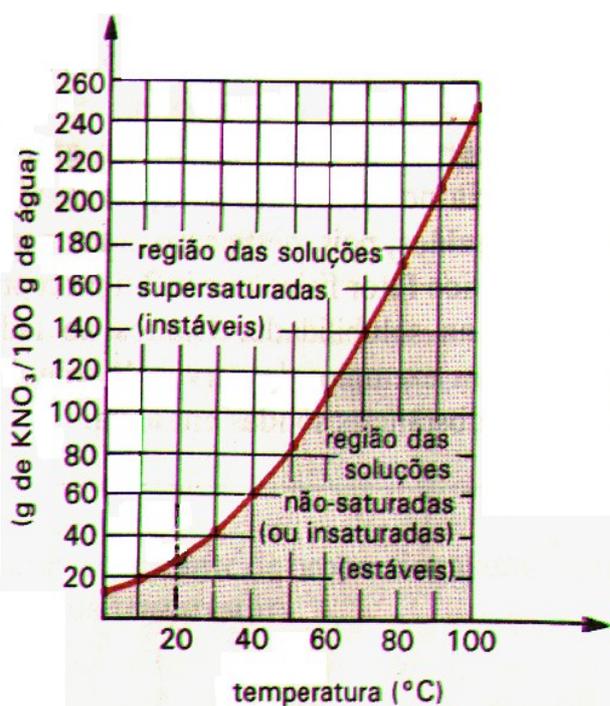
### Curvas de Solubilidade

São os gráficos que apresentam a variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da temperatura.



Consideremos, por exemplo, a tabela a seguir, que mostra os coeficientes de solubilidade do nitrato de potássio (em gramas de  $\text{KNO}_3$  por 100 gramas de água) em várias temperaturas. Dos valores desta tabela resulta a curva de solubilidade do nitrato de potássio em água, que é apresentada abaixo da tabela:

Solubilidade de $\text{KNO}_3$ em Água	
Temperatura em $^{\circ}\text{C}$	Gramas de $\text{KNO}_3$ /100g de água
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110
70	138
80	169
90	202
100	246



## Concentrações das Soluções

Chama-se concentração de uma solução toda e qualquer maneira de expressar a proporção existente entre as quantidades de soluto e solvente ou, então, as quantidades de soluto e solução. As definições mais comuns são as que vamos mencionar a seguir. Nela usaremos a seguinte convenção:

- Índice 1, para as quantidades relativa ao soluto.
- Índice 2, para as quantidades relativas ao solvente.
- sem índice, ao que se referir à própria solução.



### Concentração Comum (C)

É o quociente entre a massa de soluto (em gramas) e o volume de solução.

$$C = \frac{m_1}{V}$$

### Molaridade (ou Concentração Molar)

É o quociente entre o número de moles do soluto e o volume da solução (em litros).

Matematicamente:

$$M = \frac{n_1}{V}, \text{ mas como } n_1 = \frac{m_1}{MM_1} \text{ teremos: } M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V}$$

Unidade: mol por litro (mol/L)

### Fração Molar (X)

Fração molar do soluto é quociente entre o número de mols do soluto e o número de mols da solução (soluto + solvente).

Matematicamente:

$$\text{Para o soluto: } X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{Para o solvente: } X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Essa definição pode ser generalizada para a solução com um número  $i$  de componentes; a fração molar do primeiro componente será:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i} \quad \text{ou, abreviadamente, } X_1 = \frac{n_1}{\sum n}$$

Assim, por exemplo, se tivermos 2 mols de soluto e 6 mols de solvente, teremos 8 mols no total e diremos que:

- A fração em mols do soluto é  $2 / 8 = 0,25$ .
- A fração em mols do solvente é  $6 / 8 = 0,75$ .
- A fração molar não tem unidade (é um número muito puro e varia entre zero e um ( $0 < x < 1$ ))

### Molalidade (W)

É o quociente entre o número de mols de soluto e a massa do solvente (em quilos).

$$W = \frac{n_1}{m_2} = 1.000 \frac{n_1}{m_2} \quad \text{ou seja} \quad W = \frac{1.000m_1}{m_2MM_1}$$



## Diluição de Uma Solução

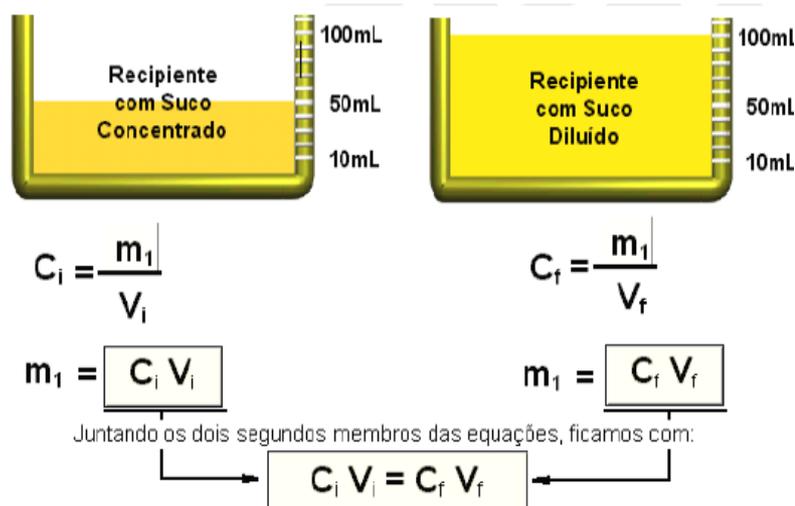
Quando comparamos as concentrações de soluções de mesmo soluto, usamos os termos:

**Mais concentrada** - maior concentração

**Mais diluída** - menor concentração

Portanto, diluir uma solução é diminuir sua concentração, ou seja, diminuir a porcentagem de substância dissolvida (soluto), ou diminuir a massa de soluto na solução. Uma diluição pode ser feita adicionando água à solução. Para fazer uma limonada, você espreme o limão, que é muito ácido (azedo). Ao adicionar água, ficamos com uma solução menos ácida, ou seja, menor concentração, ou melhor, mais diluída. Aquele cafezinho que está muito forte (concentrado), fica mais fraco (mais diluído) se adicionarmos água.

Observando a solução concentrada (esquerda) e diluída (direita), temos a fórmula da concentração mostrada abaixo, onde a massa do soluto não sofre alteração com a diluição.



## Propriedades Coligativas de Uma Solução

São propriedades que dependem apenas do número de partículas dispersas na solução, independentemente da natureza dessas partículas. As propriedades coligativas são:

### Tonometria

É o estudo do abaixamento da pressão máxima de vapor de um solvente pela adição de um soluto não volátil.

O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor de uma solução pode ser calculado pela **Lei de Roult**, que diz: numa solução bastante diluída de um soluto qualquer,



não volátil e não-iônico, o abaixamento relativo da pressão de vapor é diretamente proporcional a molalidade da solução.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = K_t W = K_t \frac{1000m_1}{m_2 M_1}$$

### Ebuliometria

A ebuliometria é o estudo da elevação da temperatura de ebulição do solvente na solução de um soluto não volátil

$$\Delta t_e = K_e W = K_e \frac{1000m_1}{m_2 M_1}$$

### Criometria

É o estudo do abaixamento do ponto de congelação de um solvente pela adição de um soluto não volátil.

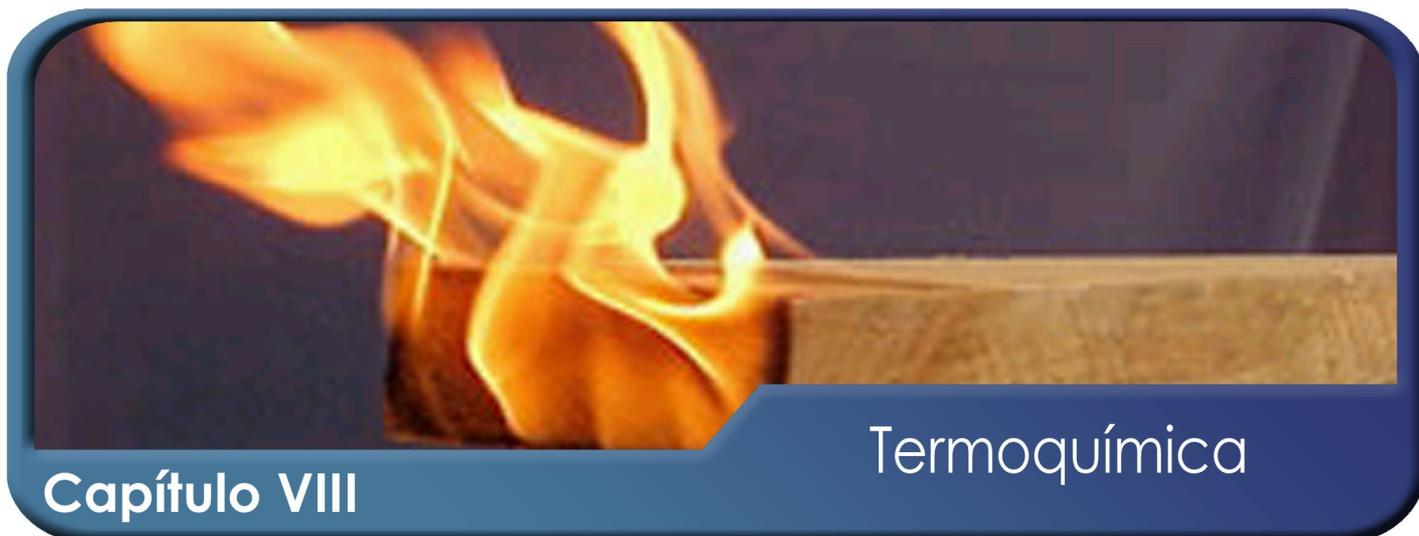
$$\Delta_c = K_c W = K_c \frac{1000m_1}{m_2 M_1}$$

### Osmoteria

A osmometria estuda a pressão osmótica de soluções. Osmose é a denominação dada ao fenômeno da difusão do solvente através de membranas.

$$PV = nrt$$

<b>Altitude (km)</b>	0	1	2	4	6	8	10
<b>Pressão atmosférica (mm Hg)</b>	760	600	480	300	170	120	100



## Capítulo VIII

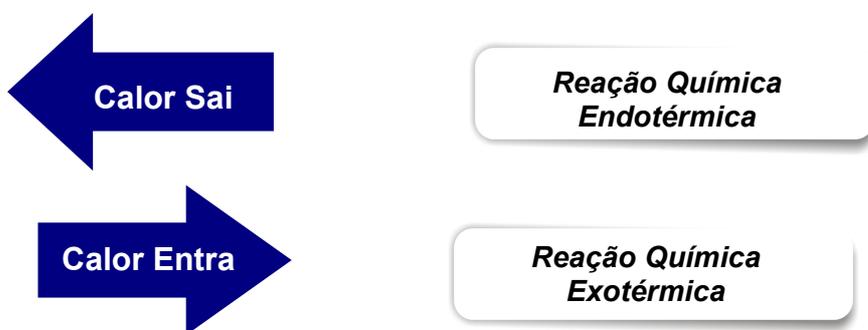
## Termoquímica

## Calor de Reação

É a parte da Química que trata das trocas de calor que acompanham as reações. As reações químicas podem ser:

**Exotérmicas** - quando a reação ocorre com liberação de calor (de exo: para fora).

**Endotérmicas** - quando a reação ocorre com absorção de calor (de endo: para dentro).



Toda substância possui uma quantidade de energia armazenada nas suas ligações. Quando a energia contida nos reagentes é maior que a contida nos produtos, temos uma reação exotérmica, pois ocorre liberação de energia. Quando a energia contida nos reagentes é menor que a contida nos produtos, temos uma reação endotérmica, pois ocorre absorção de energia.

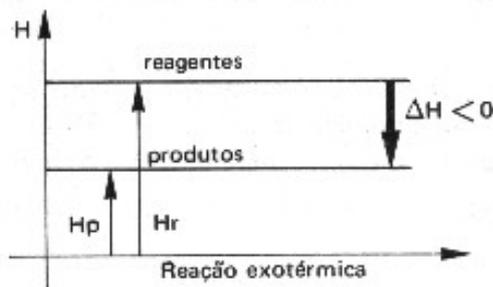
***Essa energia contida nas substâncias recebe o nome de entalpia (H).***

A variação de entalpia para uma dada reação química é dada por:

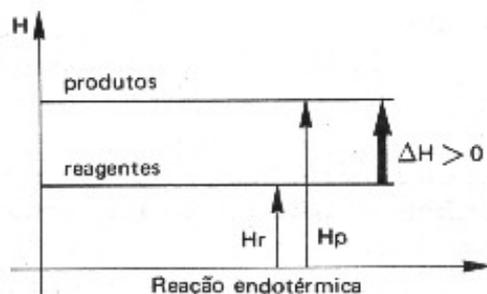
Onde:  $H_P$  é  $\Delta H = H_P - H_R$  a soma das entalpias dos produtos,  $H_R$  é a soma das entalpias dos reagentes.

Quando a reação se realiza a pressão constante o  $\Delta H$  é chamado de calor de reação. Em Termoquímica é usual se expressar as variações de energia nas reações através de quilocalorias (Kcal). A quilocaloria é mil vezes o valor de uma caloria. Uma caloria corresponde a quantidade de calor necessária para se elevar de 14,5°C para 15,5°C a temperatura de 1g de água. Outra unidade usual em Termoquímica é o Joule (J). Uma caloria equivale a 4,18 J.

Nas reações exotérmicas,  $\Delta H_R > \Delta H_P$  e por isso  $\Delta H$  é negativo ( $\Delta H_P - \Delta H_R = -$ ).



Nas reações endotérmicas,  $\Delta H_R < \Delta H_P$  e por isso  $\Delta H$  é positivo ( $\Delta H_P - \Delta H_R = +$ ).



Como o valor do  $\Delta H$  varia com a pressão, temperatura, variedade alotrópica e estado físico, estes devem vir especificados na **equação termoquímica**.



Quando uma reação termoquímica não informar os valores de temperatura e pressão, subentende-se que a mesma se realize a **25°C (ou 298 K)**, **1 atm** e **forma alotrópica e estado físico mais usuais do elemento ou composto**. Esta condição é definida como padrão em Termoquímica.

Para uma mesma substância:



Pois devemos adicionar energia ao sistema para que as moléculas ou agregados iônicos possam ter alguma liberdade e passar do estado sólido para o líquido. Da mesma forma devemos adicionar energia ao sistema para que as moléculas ou agregados iônicos possam se afastar ainda mais umas das outras, indo do estado líquido para o gasoso.

A **forma alotrópica mais estável** de uma substância é aquela que apresenta **menor energia** e a esta é atribuído valor de entalpia igual a zero ( $H = 0$ ). É costumeiro se indicar entalpia em condição padrão por  $\Delta H^0$ . Assim, para as formas alotrópicas do elemento químico carbono, temos...

**Grafite** -  $H^0 = \text{zero}$  (pois é a forma mais estável)

**Diamante** -  $\Delta H^0 > \text{zero}$  (pois possui mais energia que a forma grafite)

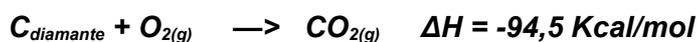
### Entalpia ou Calor Padrão de Formação de Uma Substância ( $\Delta H^0_f$ )

*É a variação de entalpia ou quantidade de calor absorvido ou liberado na formação de um mol de uma determinada substância, a partir das substâncias simples correspondentes, todas elas no estado padrão.*

A equação abaixo representa a formação do  $\text{CO}_2$  a partir de suas substâncias simples mais estáveis. Como a reação se desenvolve sob as condições padrão, este calor pode ser chamado de calor padrão de formação do  $\text{CO}_2$ .



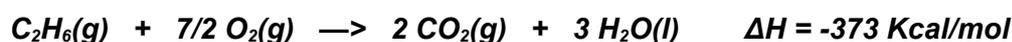
As equações abaixo representam formação do  $\text{CO}_2$ . A primeira a partir do carbono sob a forma de diamante, que não é a forma mais estável do carbono. A segunda mostra a formação do  $\text{CO}_2$  utilizando o  $\text{CO}$  como ponto de partida. **Os calores desenvolvidos durante estas reações não podem ser chamados de calor padrão de reação de formação do  $\text{CO}_2$ .**



## Entalpia ou Calor de Combustão de Uma Substância

*É a variação de entalpia ou quantidade de calor liberado durante a combustão total de 1 mol da substância, com todas as substâncias no estado padrão.*

No caso de substâncias orgânicas, considera-se combustão total sempre que os únicos produtos sejam CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O. As reações de combustão são exotérmicas e seus valores de ΔH são sempre negativos. Para o etano temos:



## Energia de Ligação

Energia necessária para o rompimento de um mol de ligações entre um dado par de átomos, no estado gasoso.

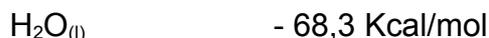
Molécula de H<sub>2</sub> (H - H)



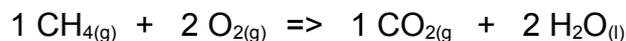
Em moléculas como O<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>, em que ocorrem respectivamente ligação dupla e tripla. O valor de ΔH obtido se refere ao calor necessário para quebrar um mol de ligações duplas e triplas, respectivamente. Em moléculas como o CH<sub>4</sub>, que apresenta quatro ligações simples iguais, divide-se o valor do calor gasto para quebrar todas as ligações de um mol de moléculas e obtém-se o valor relativo a um mol de ligações C - H.

Por exemplo:

Dadas as variações de entalpia de formação para as substâncias:



Calcule a entalpia da reação de combustão do metano.



$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{\text{produtos}} - \sum \Delta H_{\text{reagentes}}$$



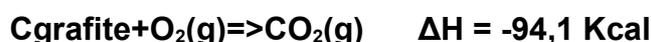
$$\Delta H_{\text{reação}} = [(1. -94,0) + (2. -68,3)] - [(1. -17,9) - (2. 0)] \quad (\text{o calor de formação do } O_{2(g)} = 0)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -212,7 \text{ Kcal}$$

## Lei de Hess

A lei de Hess também conhecida como lei dos estados final e inicial. Ela estabelece que a entalpia de uma reação depende somente de seus estados inicial e final, e não do caminho seguido pelo processo. Um exemplo clássico do funcionamento da Lei de Hess é a obtenção do  $CO_2$ .

O  $CO_2$  pode ser obtido diretamente, a partir de Cgrafite e  $O_2(g)$ :



Uma outra opção seria a obtenção do  $CO_2$  a partir do  $CO(g)$ :



Concluimos então que - o  $CO(g)$  foi eliminado pois aparece nos dois membros. Saindo-se de um mesmo estado inicial e chegando-se a um mesmo estado final, independentemente dos caminhos seguidos pelas reações, o  $\Delta H$  será sempre o mesmo.

A Lei de Hess nos permite:

a) **somar equações** como se fossem equações matemáticas, visando obter a equação desejada.

b) **inverter equações**, e com isso, invertendo o sinal do  $\Delta H$  da reação.

c) **multiplicar ou dividir equações** por um número diferente de zero, multiplicando ou dividindo também o valor do  $\Delta H$ .

d) **calcular a variação de entalpia** de um processo a partir da somatória dos calores de formação de reagentes e de produtos:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{formação produtos}} - \sum \Delta H_{\text{formação reagentes}}$$

## Entropia e Energia Livre

**Entropia(S)** - É uma grandeza termodinâmica relacionada com o grau de desordem de um sistema.



Fenômenos naturais ou espontâneos, como uma chapa quente que vai se esfriando, água escoando por uma torneira, uma folha caindo da árvore - fazem parte do nosso dia-a-dia. Entretanto, nunca vemos o contrário acontecer espontaneamente: a água voltar para a torneira, a folha subindo para a árvore.

Uma observação desses fatos leva a concluir que há uma tendência natural de um sistema caminhar espontaneamente para uma situação de maior desordem, isto é, para uma situação onde haja uma distribuição cada vez mais uniforme de matéria e energia, no sistema inteiro. Ou seja :

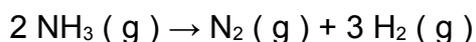
### Possibilidades

a. Quando há aumento de desordem energética: duas chapas metálicas iguais, a temperaturas diferentes. Colocando-as em contato, inicialmente há desordem energética, com a chapa a 200°C cedendo calor para a que está a 100°C. Após algum tempo, estarão em equilíbrio térmico, numa situação mais organizada , numa temperatura média, a 150°C.



b. Quando há aumento de desordem material: mudança de estado físico, expansão de um gás, mistura de gases, dissolução de um sólido em um líquido. Por exemplo: mistura de gases: a princípio, há uma grande desordem, quando os gases são misturados, depois formam um sistema homogêneo.

c. Quando há aumento de desordem química: moléculas maiores são decompostas em moléculas menores, mais simples. Por exemplo:



Com base nestes fatos, os cientistas formularam o 2º Princípio da Termodinâmica: uma transformação é espontânea (não necessita de energia externa para ocorrer) quando há aumento de entropia. Ou seja, a entropia do Universo tende a aumentar.

Como não é possível medir o valor absoluto da entropia de uma substância, admite-se arbitrariamente: uma substância na forma de um cristal perfeito e a zero Kelvin tem entropia igual a zero, este é o 3º Princípio da Termodinâmica.

### Energia livre (G)

Numa reação química, há a passagem de um estado inicial de maior energia potencial a um estado final de menor energia potencial, com trabalho cedido ao ambiente, utilizado na reorganização do sistema. A energia que sobrar, será aproveitada pelo ambiente, sendo



chamada de Energia livre da reação ( $\Delta G$ ). Esta energia livre da reação é também chamada de energia livre de Gibbs e pode ser representada por:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Onde:

$\Delta G$  = variação de energia livre

$\Delta H$  = variação de entalpia

T = temperatura absoluta da reação

$\Delta S$  = variação de entropia



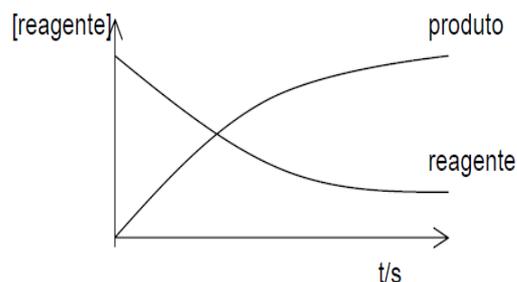
## Capítulo IX

## Cinética Química

Assim **cinética química** corresponde à velocidade de uma reação ou seja, à variação temporal da concentração de um reagente.

Uma reação genérica do tipo: **reagente** → **produto**. Pode ser esquematizada da seguinte forma:

A velocidade média de uma reação pode definir-se como a alteração da concentração de um reagente num dado intervalo de tempo. No entanto pode também usar-se a alteração de cor ou outra propriedade física ou química para ajudar a determinar a velocidade.



### Equação Cinética (ou Lei de Velocidade da Reação)

Esta determinação é sempre feita experimentalmente analisando-se, normalmente, a variação da propriedade no instante inicial. Uma reação química genérica do tipo:  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  tem uma equação cinética da forma:

$$\text{Velocidade} = k [A]^x [B]^y$$

Onde  $x$  e  $y$  são as ordens parciais da reação e a sua soma corresponde à ordem global da reação. De notar que a ordem de uma reação é definida em relação às concentrações dos reagentes e não dos produtos.

Analise-se agora como se determina a lei de velocidade de uma reação a partir de um conjunto de dados experimentais:



Experiência	[A] <sub>inicial</sub> (M)	[B] <sub>inicial</sub> (M)	velocidade inicial (M/s)
1	0.200	0.100	$1.0 \times 10^{-4}$
2	0.400	0.100	$2.0 \times 10^{-4}$
3	0.100	0.200	$2.0 \times 10^{-4}$
4	0.100	0.400	$8.0 \times 10^{-4}$

Do conjunto de resultados pode constatar-se que quando a concentração de A duplica, mantendo-se constante a concentração de B, a velocidade duplica, pelo que a reação é de primeira ordem em relação a A. Por outro lado, quando a concentração de A se mantém constante e a de B duplica, a velocidade quadruplica, sendo a reação de segunda ordem em relação a B.

Outra forma de chegar à mesma conclusão é através do uso da lei das velocidades. Assim, considerando as experiências 1 e 2 (concentração de B constante) as expressões da lei das velocidades são:

$$v_1 = k \cdot (0.200)^x \cdot (0.100)^y \quad \text{e} \quad v_2 = k \cdot (0.400)^x \cdot (0.100)^y$$

Relacionando as duas expressões de modo a ter  $v_1/v_2$ , e substituindo os valores de  $v_1$  e  $v_2$ , fica-se com:

$$\frac{1.00 \times 10^{-4}}{2.00 \times 10^{-4}} = \frac{k_1 (0.200)^x (0.100)^y}{k_2 (0.400)^x (0.100)^y} \Leftrightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow x = 1$$

Note que  $k_1$  e  $k_2$  são iguais pelo que se cancelam na expressão acima. Daqui se conclui que a reação é de primeira ordem em relação a A. Para o reagente B, o procedimento é idêntico:

$$\frac{2.0 \times 10^{-4}}{8.0 \times 10^{-4}} = \frac{k_3 (0.100)^x (0.200)^y}{k_4 (0.100)^x (0.400)^y} \Leftrightarrow \frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Leftrightarrow \left(\frac{1}{2}\right)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow y = 2$$

Pelo que a reação é de segunda ordem relativamente a B. Assim a lei das velocidade ou equação cinética para esta reação será escrita da forma:

$$v = k [A] [B]^2$$



A ordem global da reação é  $1+2=3$

Para se determinar a constante de velocidade da reação basta fazer os cálculos para qualquer uma das experiências. Assim, como exemplo apresenta-se o cálculo de  $k$  para a experiência 3:

$$2.0 \times 10^{-4} = k_3 (0.100)(0.200)^2 \Leftrightarrow$$

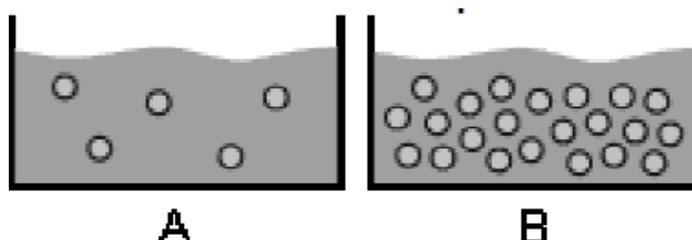
$$\Leftrightarrow k_3 = \frac{2.0 \times 10^{-4}}{(0.100)(0.200)^2} = 0.05$$

## Fatores que Influenciam Na Velocidade das Reações

O ponto alto da cinética química é o estudo dos fatores que podem influenciar na velocidade das reações. Para entender estes fatores, vamos partir da seguinte situação:

Temos dois sistemas A e B, onde está ocorrendo à mesma reação, na qual há a produção de um gás.

Observe o esquema abaixo:



As bolhas representam o gás produzido

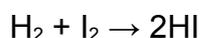
### Em qual dos sistemas temos a reação mais rápida?

A reação que ocorre com maior velocidade é aquela que produzimos mais num mesmo tempo, portanto a reação mais rápida está no Sistema B. Já sabemos que a quantidade de substância produzida depende da quantidade que reage e esta depende do número de colisões efetivas.

Explicando melhor: quanto maior o número de colisões efetivas, maior é a quantidade de substância que reage, portanto maior a quantidade de substância produzida, ou seja, maior a velocidade da reação. Se quisermos aumentar a velocidade de uma reação, temos de criar condições para aumentar o número de colisões. Se quisermos diminuir a velocidade de uma reação, temos de criar condições para diminuir o número de colisões.

### Temperatura

Considerando a reação





Aumentando a temperatura, aumentamos o estado de agitação das moléculas, aumentando o número de choques (colisões) efetivos. Assim teremos mais substâncias reagindo mais substâncias produzidas, garantindo maior velocidade para as reações.

O aumento da temperatura aumenta a velocidade de qualquer reação.

↑ Temperatura ↑ número de colisões efetivas ↑  
velocidade da reação

Agora já sabemos: se quisermos que a reação aconteça com maior velocidade, trabalhamos com uma temperatura mais alta. Se quisermos que a reação aconteça com menor velocidade, trabalhamos com temperatura mais baixa.

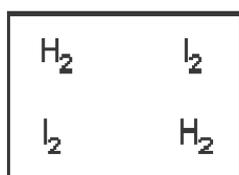
### Mas o que é melhor, uma reação mais rápida ou mais lenta?

Vamos responder com alguns exemplos. Estamos na cozinha e vamos cozinhar carne. Por que usamos a panela de pressão? Porque na panela de pressão a água ferve a  $110^{\circ}\text{C}$  ou seja numa temperatura mais alta, por isso os alimentos cozinham mais rápido.

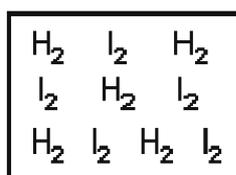


### Concentração dos Reagentes

Concentração é quantidade, portanto, maior concentração de reagentes; é uma quantidade maior de reagentes por unidade de volume. Vamos observar o desenho:



Menor concentração



Maior concentração

Imagine todas as moléculas se agitando nos dois sistemas. Responda: em qual dos sistemas ocorre maior número de colisões (choques)?

É preciso que fique bem claro, que no sistema de maior concentração temos mais moléculas, portanto maior número de colisões. E quanto maior o número de choques, maior a velocidade da reação. Se quisermos a reação acontecendo com maior velocidade, trabalhamos com uma concentração maior. Se quisermos que a reação demore mais para acontecer (menor velocidade), trabalhamos com uma concentração menor.



**Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação.**

Se há fogo na mata e está ventando, o fogo se alastra mais rapidamente, ou seja, maior concentração de oxigênio (reagente) - provocada pelo vento - maior a velocidade da queima.



## Superfície de Contato dos Reagentes

### a. Superfície de Contato dos Reagentes

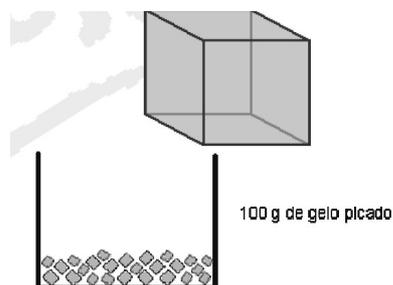
Vamos imaginar dois recipientes A e B, contendo 100g de gelo. No recipiente A, um cubo de gelo de massa 100g. No recipiente B, 100g de gelo picado.



Qual dos dois derrete mais rápido?

O gelo picado, pois apresenta maior superfície de contato.

Vamos entender melhor:



Cubo de gelo = 100g

A troca de calor ocorre inicialmente com as moléculas de água que estão na parte periférica. Só depois que estas derretem é que o processo vai acontecer com as moléculas mais internas, ou seja, as moléculas de água que estão lá no meio deste cubo só vão derreter depois que todas aquelas mais externas já derreteram.

Quando picamos gelo, estamos pegando aquelas moléculas mais internas, que iriam demorar para começar a derreter e fazemos elas participarem do processo desde já, ou seja, estamos aumentando a quantidade de substância em contato com esse processo, dizemos então que : aumentamos a superfície de contato.



*Aumentando a superfície de contato, aumenta-se o número de colisões, portanto, aumentamos a velocidade das reações.*



## Capítulo X

## Equilíbrio Químico

## Estudo Geral dos Equilíbrios Químicos

### Estado de Equilíbrio, o que é?

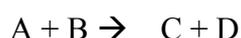
Bem, você pode imaginar uma situação real e que acontece no seu dia-a-dia.

Imagine uma garrafa de cerveja, quando a colocamos em um congelador ou freezer e esquecemos de retirá-la após um determinado tempo, possivelmente a garrafa teria estourado, mas muitas vezes isso não ocorre, ocorrendo um fenômeno que é denominado de supercongelamento, isto é, quando o líquido, no caso a cerveja, "esquece" de congelar, pois o processo de resfriamento foi muito rápido e as moléculas do líquido estão em um estado de equilíbrio. No entanto, quando retiramos a garrafa do congelador e a abrimos, ela estoura, pois diminuimos a pressão no interior da garrafa, ou seja, diminuimos a pressão dentro do sistema, o que provoca uma perturbação no estado de equilíbrio que se estabelecia dentro da garrafa.

Estados de Equilíbrio estão muito presentes no nosso dia-a-dia, seja em fenômenos físicos, biológicos e até mesmo fenômenos químicos.

Uma reação química é composta de duas partes separadas por uma flecha, a qual indica o sentido da reação. As espécies químicas denominadas como reagentes ficam à esquerda da flecha e, à direita, ficam os produtos, ou resultado da reação química.

Reagentes → Produtos

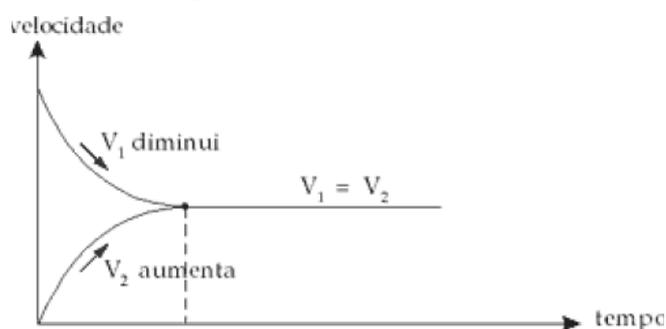


Quando a reação não se completa e os reagentes e produtos mantêm-se em equilíbrio, utilizam-se duas setas em sentidos contrários ou uma seta dupla para separar as duas partes da reação química. O equilíbrio químico é dinâmico, o qual indica que a reação que se processa em um sentido (dos reagentes para os produtos, sentido direto) tem a mesma taxa de desenvolvimento que a reação que se processa no sentido inverso (dos produtos para os reagentes)

Reagentes  $\rightleftharpoons$  ProdutosA + B  $\rightleftharpoons$  C + D

### Exemplo

$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ .  $V_1$  expressa a velocidade da reação direta e  $V_2$  a velocidade da reação inversa. Essas velocidades após certo tempo se igualam, e quando isso acontecer, teremos um **equilíbrio** e podemos escrever.



A existência de um equilíbrio químico dinâmico significa que a reação química nem sempre caminha para um final; ao invés disto, alguns reagentes e produtos coexistem no sistema. Este equilíbrio dinâmico é um estado em que parece que nada está ocorrendo, porém é um estado no qual reações químicas estão ocorrendo e freqüentemente em velocidades rápidas.

Conforme o sentido da reação, as mesmas podem ser classificadas em **irreversíveis** (ou **reversíveis**). Nas reações irreversíveis as substâncias que atuam como reagentes se transformam em produtos da reação e entre os mesmos não existe nenhuma afinidade, e a reação não tem retorno, nem um equilíbrio é estabelecido, isto é, não é reversível.

Uma espécie química sempre vai existir em equilíbrio com outras formas de si mesma. As outras formas podem existir em quantidades não detectáveis porém elas sempre estarão presente. Estas outras formas originam devido a desordem natural da natureza que nós chamamos de entropia (é impossível ser perfeito).

Como exemplo, água pura consiste de compostos moleculares e íons dissociados que coexistem no equilíbrio:



O subscrito (l) se refere ao estado líquido, e o subscrito (aq) se refere aos íons em solução aquosa.

## Constante de Equilíbrio

Se no gráfico acima V1 e V2 se igualam num determinado tempo (t) podemos escrever a constante de equilíbrio em termos de concentrações molares (Kc) ou pressões parciais (Kp). Escrevemos então:

$$K_c = \frac{[A]^a[B]^b}{[C]^c[D]^d}$$

$$K_p = \frac{P_A^a \cdot P_B^b}{P_C^c \cdot P_D^d}$$



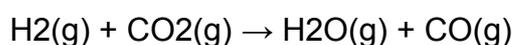
1. Substâncias em solução aquosa e gases aparecem na expressão da constante de equilíbrio(Kc).
2. Substâncias gasosas aparecem na expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais(Kp).
3. Substâncias sólidas e líquidas(solventes) não aparecem na expressão da constante de equilíbrio.
4. **Kc** não varia com a concentração nem com a pressão, mas varia com a temperatura.
5. Quanto maior o **Kc**, maiores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio.

Características gerais de um sistema em equilíbrio:

1. A velocidade da reação direta tem que ser igual à velocidade da reação inversa.
2. O equilíbrio é dinâmico e não estático como aparenta ser.
3. Após atingir o equilíbrio químico, as concentrações de cada participante no equilíbrio não mais se alteram.

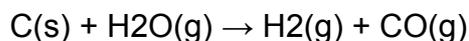
## Classificação do Equilíbrio Químico

- Quanto ao tipo de sistema:
  - a. **Equilíbrio homogêneo** – Trata-se de um equilíbrio constituído de uma única fase (monofásico).



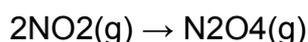


b. **Equilíbrio heterogêneo** – Trata-se de um sistema em equilíbrio constituído por mais de uma fase.

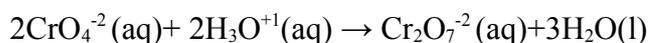


• Quanto à natureza das partículas em equilíbrio:

a. **Equilíbrio molecular** – Trata-se de um sistema em equilíbrio constituído somente por moléculas.



b. **Equilíbrio iônico** – Trata-se de um sistema em equilíbrio, em que há pelo menos um íon.



## Fatores que Influenciam no Equilíbrio

---

Às vezes certas circunstâncias indicam que é necessário o conhecimento dos fatores que podem influenciar no equilíbrio de uma reação química, a fim de favorecer a formação de mais produtos de interesse.

Equilíbrio químico, sendo dinâmico, são passíveis de responder às mudanças nas condições sob as quais ocorrem as reações.

Se uma reação química está em equilíbrio ela vai tender a permanecer no equilíbrio e se ela não estiver em equilíbrio ela vai tender a alcançar o equilíbrio.

Se uma mudança nas condições da reação aumenta a taxa na qual os reagentes se transformam em produtos, então, a composição do equilíbrio se ajusta até que a taxa da reação inversa aumente para igualar com a nova taxa no sentido direto.

Se a mudança reduz a taxa da reação no sentido direto, então os produtos se decompõem em reagentes até que as duas taxas se igualem novamente. Devido ao efeito catalítico, as taxas de ambas as reações no sentido direto e inverso se igualam, não tem nenhum efeito na composição da mistura em equilíbrio.

Estas situações são explicadas pelo princípio de Le Chatelier, o qual, porém não fornece uma explicação nem tão pouco produz um valor numérico.

## Efeito da Adição de Reagentes

---

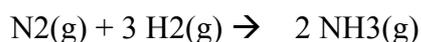
O efeito da adição de reagentes a uma reação química em equilíbrio é para aumentar a concentração ou pressão parcial dos produtos. O efeito da adição de produtos a uma reação química é o inverso da adição de reagentes, ou seja, vai ocorrer o aumento da regeneração da concentração ou pressão parcial dos reagentes.



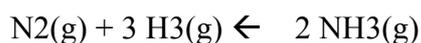
Supondo que nós adicionamos hidrogênio a uma mistura em equilíbrio na reação de síntese de Haber para produção de amônia, cuja reação é:



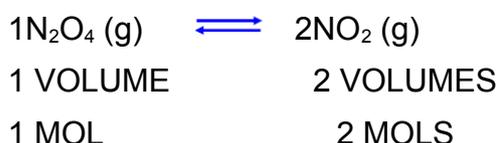
De acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio vai tender a se ajustar para minimizar o aumento no número de moléculas de hidrogênio. Este ajuste é encontrado quando a reação produz amônia adicional, com conseqüente diminuição nas concentrações de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$ :



Inversamente, se adicionarmos amônia, o equilíbrio então vai se ajustar para minimizar o efeito da adição de amônia e então a composição do equilíbrio será deslocada em direção aos reagentes:



## Efeito da Pressão



a. Com o aumento da pressão ocorrerá uma diminuição do volume, logo o deslocamento acontecerá no sentido em que houver redução da quantidade de mols.

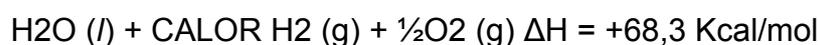
b. Se diminuirmos a pressão, ocorrerá um aumento do volume, logo o deslocamento acontecerá no sentido em que houver um aumento do número de mols.



Isto porque o princípio de Le Chatelier indica que quando uma pressão é aplicada em uma reação em equilíbrio, a composição tende a se deslocar na direção que corresponda a um menor número de moléculas na fase gasosa.



## Efeito da Temperatura



a. O aumento da temperatura de uma reação desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica

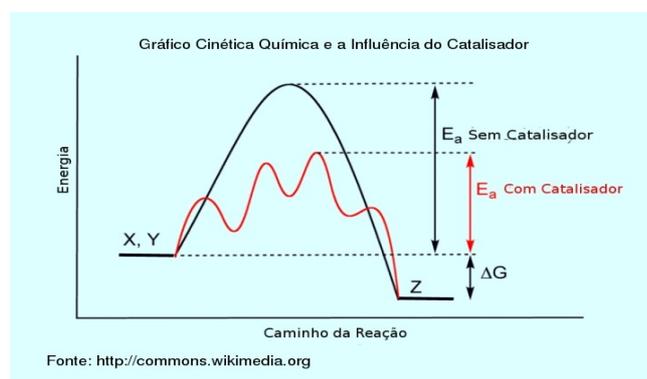
b. A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica.

**Reação Endotérmica  $K_C$  aumenta com a temperatura**

**Reação Exotérmica  $K_C$  diminui com a temperatura.**

## Efeito do Catalisador

A adição de um **catalisador** direciona a reação para um novo mecanismo, o qual é mais rápido do que o sem a **catálise**. Contudo, o catalisador não afeta o valor da constante de equilíbrio, ele apenas faz com que o equilíbrio seja atingido em um tempo menor, conforme mostrado na figura a seguir:



## Equilíbrio Iônico

É caso particular de equilíbrio químico que aparece íons.





Como acontece em qualquer equilíbrio, aqui também serão definidos  $\alpha$  e  $K$ , que são:

$\alpha$  = grau de ionização ou grau de dissociação iônica

$K$  = constante de ionização

O grau de ionização segue a definição geral:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Quanto maiores forem o  $\alpha$  e  $K$ , mais ionizado (mais forte) será o eletrólito. E ao contrário, quanto menores forem  $\alpha$  e  $K$ , menos ionizado (mais fraco) será o eletrólito.

## Equilíbrio Iônico da Água

Na água líquida ocorre o seguinte processo, conhecido como equilíbrio de auto-ionização da água. Essa constante é chamada de **produto iônico da água** e simbolizada por  **$K_w$** :



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ Expressão do produto iônico da água}$$

Assim, podemos dizer que, quanto maior for  $[\text{H}^+]$  em uma solução, menor será  $[\text{OH}^-]$  e vice versa. Dentro desse contexto, definem-se:

Meio neutro:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

Meio ácido:  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

Meio básico:  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

## As Escalas de pH e pOH

A partir de agora sempre nos referiremos ao equilíbrio de auto-ionização da água a  $25^\circ\text{C}$ , salvo menção em contrário. Nessa temperatura, o produto de  $[\text{H}^+]$  e  $[\text{OH}^-]$  (vale  $1,0 \cdot 10^{-14}$ ).

$$[\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} (25^\circ\text{C})$$

**Potencial hidrogeniôco (pH)** de uma solução:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

**Potencial hidroxiliônico (pOH)** de uma solução:



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

**Meio neutro:**  $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$   $\text{pH} = 7$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{pOH} = 7$$

**Meio ácido:**  $[\text{H}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$   $\text{pH} < 7$

$$[\text{OH}^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{pOH} > 7$$

**Meio básico:**  $[\text{H}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$   $\text{pH} > 7$

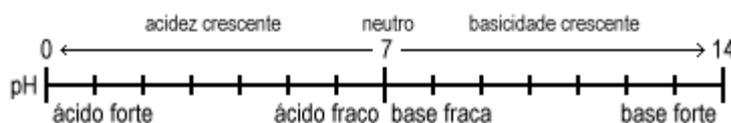
$$[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{pOH} < 7$$

Ao estudante, contudo, é particularmente útil perceber que, como consequência da definição  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ , decorre que a concentração hidrogeniônica (isto é, concentração de íons hidrogênio,  $[\text{H}^+]$ ) é igual a  $10^{-\text{pH}}$  mol/L.

Para entender, acompanhe os exemplos:

- Água pura possui  $\text{pH}=7$ , portanto,  $[\text{H}^+]=10^{-7}$  mol/L.
- Um vinagre com  $\text{pH}=3$  apresenta  $[\text{H}^+]=10^{-3}$  mol/L.
- Um produto de limpeza com  $\text{pH}=12$  tem  $[\text{H}^+]=10^{-12}$  mol/L.
- Um suco de limão de  $\text{pH}=2,2$  possui  $[\text{H}^+]=10^{-2,2}$  mol/L.

Acidez ou basicidade de uma solução depende do predomínio do íon  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ . Uma maneira bastante prática de expressar a acidez ou basicidade de uma solução é a chamada escala de pH. Esta varia de 0 a 14. O ponto médio,  $\text{pH} = 7$ , representa o meio neutro ( $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ). Para os valores menores que 7, temos o intervalo das soluções ácidas. Nele quanto mais próximo de zero, mais elevado o caráter ácido da solução ( $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ). Para os valores maiores que 7, temos o intervalo das soluções básicas. Nele quanto mais próximo de 14, mais elevado o caráter básico da solução ( $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ ).



O pH de uma solução pode ser definido a partir da concentração molar de íons  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  ou  $\text{H}^+$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

soluções ácidas	soluções neutras	soluções básicas
$\text{pH} < 7$ $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$	$\text{pH} = 7$ $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$	$\text{pH} > 7$ $[\text{H}_3\text{O}^{1+}] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$

## Indicadores de pH

Com auxílio de chamados indicadores ácido-base, que são substâncias que mudam de cor em certa faixa de pH, chamado então viragem do indicador. Por exemplo:

Alguns indicadores ácido-base



Valores de pH de algumas "Substâncias"

Substância	Valores de pH
Suco gástrico (suco digestivo do estômago)	1,2-3,0
Suco de limão	2,2-2,4
Suco de uva, vinagre, vinho	3,0
Refrigerantes carbonatados	3,0-3,5
Fluido vaginal*	3,5-4,5
Suco de abacaxi, suco de laranja	3,5
Suco de tomate	4,2
Café	5,0
Urina*	4,6-8,0
Saliva*	6,35-6,85
Leite	6,6-6,9
Água destilada (pura)	7,0
Sangue*	7,35-7,60
Sêmen (fluido que contém espermatozoides)*	7,20-7,60
Líquido cerebrospinal (fluido associado ao sistema nervoso)*	7,4
Suco pancreático (suco do pâncreas)*	7,1-8,2
Ovos	7,6-8,0
Bile (secreção do fígado que auxilia na digestão das gorduras)*	7,6-8,6
Leite de magnésia	10,0-11,0
Detergente	14,0
"Substâncias" no corpo humano	



QUESTÕES DO ENEM E VESTIBULARES

1

Sabendo-se que a fórmula molecular do ácido oxálico é  $H_2C_2O_4$ , sua composição centesimal será: (Dadas as massas atômicas:  $H=1$ ,  $C=12$  e  $O=16$ )

- A) 16,30% de hidrogênio, 29,70% de carbono e 54,00% de oxigênio
- B) 3,74% de hidrogênio, 37,40% de carbono e 58,86% de oxigênio
- C) 2,22% de hidrogênio, 26,67% de carbono e 71,11% de oxigênio
- D) 26,67% de hidrogênio, 32,23% de carbono e 41,10% de oxigênio
- E) 8,23% de hidrogênio, 17,47% de carbono e 73,30% de oxigênio

2

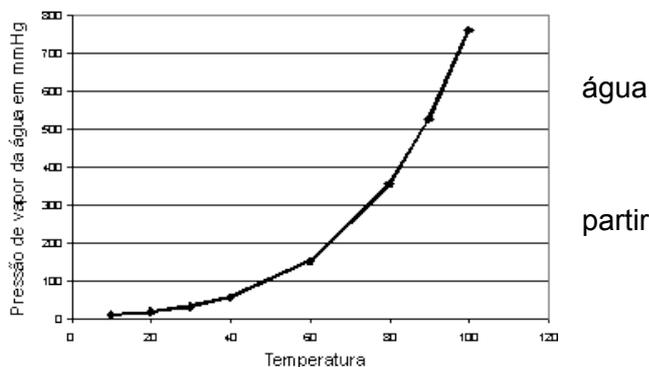
A porcentagem em massa do carbono no clorofórmio,  $CHCl_3$ , é:

- A) 1%
- B) 10%
- C) 12%
- D) 24%
- E) 50%

3

A tabela a seguir registra a pressão atmosférica em diferentes altitudes, e o gráfico relaciona a pressão de vapor da água em função da temperatura

Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Assinale a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados, sobre as seguintes cidades:



Natal (RN)	nível do mar.
Campos do Jordão(SP)	altitude 1628m.
Pico da Neblina (RR)	altitude 3014 m.

A temperatura de ebulição será:

- A) maior em Campos do Jordão.
- B) menor em Natal.

- C) menor no Pico da Neblina.  
 D) igual em Campos do Jordão e Natal.  
 E) não dependerá da altitude.

**4**

Em uma titulação, foram gastos 7,0 mL de uma solução de HNO<sub>3</sub> 0,70 mol/L como solução reagente para análise de 25,0 mL de uma solução de hidróxido de bário. A concentração, em mol/L, da solução de hidróxido de bário analisada foi:

- A) 0,098.  
 B) 0,049.  
 C) 0,030.  
 D) 0,196.  
 E) 0,070.

**5**

Em casas de artigos esportivos é comercializado saco plástico contendo uma mistura de limalha de ferro, sal, carvão ativado e serragem de madeira úmida, que ao serem ativados produzem calor. Esse produto é utilizado em acampamento e alpinismo para aquecer as mãos ou fazer compressas quentes numa contusão. O calor obtido provém de uma reação:

- A) endotérmica.  
 B) exotérmica.  
 C) dupla troca.  
 D) adiabática.  
 E) isobárica.

**6**

Considere os processos a seguir:

- I. Queima do carvão.  
 II. Fusão do gelo à temperatura de 25°C.  
 III. Combustão da madeira.

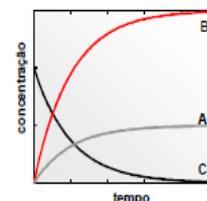
- A) apenas o primeiro é exotérmico.  
 B) apenas o segundo é exotérmico.  
 C) apenas o terceiro é exotérmico.  
 D) apenas o primeiro é endotérmico.  
 E) apenas o segundo é endotérmico

**7**

Covest-2003) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorre de acordo com a seguinte equação química não balanceada:



As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura ao lado. A partir da análise da figura acima, podemos afirmar que as curvas A, B e C representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:





- A) H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> e NH<sub>3</sub>
- B) NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>
- C) NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>
- D) N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> e NH<sub>3</sub>
- E) H<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> e N<sub>2</sub>

**8**

Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

- A) xícara de café bem quente;
- B) garrafa de água mineral gasosa fechada;
- C) chama uniforme de bico de Bunsen;
- D) porção de água fervendo em temperatura constante
- E) tigela de feijão cozido

**9**

Com relação às reações reversíveis, ao conceito de equilíbrio químico a aos fatores que o afetam, é correto afirmar:

- A) Para o equilíbrio  $\text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(g)}$  uma redução no volume do recipiente desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (formação do  $\text{PCl}_{5(g)}$ ).
- B) Uma reação química cessa após o estabelecimento do equilíbrio, pois as concentrações molares de reagentes e produtos permanecem constantes.
- C) Para o equilíbrio  $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} = \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$   $H = +41\text{KJ}$  um aumento da temperatura provocará um aumento da concentração de  $\text{H}_{2(g)}$  e  $\text{CO}_{2(g)}$ .
- D) Uma reação atinge o equilíbrio quando a velocidade de formação dos produtos é maior que a velocidade da reação inversa.
- E) Os reagentes se transformam totalmente em produtos quando uma reação atinge o equilíbrio.
- F) Se a constante de equilíbrio para a reação:  $\text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(g)}$  a  $100^\circ\text{C}$  é  $K_c = 4,6 \times 10^9$  (mol/L), após o equilíbrio ser estabelecido, em um sistema fechado, as concentrações de  $\text{Cl}_{2(g)}$  e de  $\text{CO}_{(g)}$  serão muito pequenas.

**10**

Um proprietário de terras resolveu construir tanques de pesca. Escavou a terra, encheu o tanque de água e colocou algumas espécies de peixes. Após algum tempo, observou a contragosto que alguns peixes morreram. Levando uma amostra da água para análise, foi constatado que a água estava muito ácida e a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  era igual a  $10^{-5}\text{mol/L}$ . Dado o pH de sobrevivência de algumas espécies de peixe (abaixo desse pH os peixes morrem), responda quais espécies poderão sobreviver neste tanque.

peixe	pH de sobrevivência
trutas	5,2
carpas	5,4
piabas	4,5



**11** Ao tomar dois copos de água, uma pessoa diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico), de  $\text{pH} = 1$ , de 50 para 500mL. Qual será o  $\text{pH}$  da solução resultante logo após a ingestão da água?

- A) 0
- B) 2
- C) 4
- D) 6
- E) 10

**12** A bile, segregada pelo fígado, é um líquido amargo, esverdeado e muito importante na digestão. Sabendo que a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  na bile é  $1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ , determine o  $\text{pH}$  da bile, dizendo se é ácida, básica ou neutra.

- A)  $\text{pH} = 8,00$ , solução básica
- B)  $\text{pH} = 9,00$ , solução ácida
- C)  $\text{pH} = 7,00$ , solução neutra
- D)  $\text{pH} = 3,00$ , solução ácida
- E) Impossível determinar o  $\text{pH}$  dessa solução

**13** A análise de uma amostra de sabão revelou um  $\text{pH} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ . Determine o valor de  $\text{pOH}$  da amostra.

- A)  $\text{pOH} = 8,00$
- B)  $\text{pOH} = 10,00$
- C)  $\text{pOH} = 4,00$
- D)  $\text{pOH} = 3,00$
- E) Impossível determinar o  $\text{pOH}$  dessa solução