

---

Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri  
Instituto de Engenharia, Ciência e Tecnologia  
Avenida Manoel Bandejas, 460, Janaúba - MG - Brasil  
[www.ufvjm.edu.br](http://www.ufvjm.edu.br)

---



Idealizadora e Coordenadora  
Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza

Vice-Coordenador  
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado



## Corpo editorial

### Editor Chefe

Prof. Dr. Thiago de Lima Prado

### Coordenadores

Daniel Pereira Ribeiro  
Vagner Carvalho Fernandes

### Editores na Área de Física

Prof. Dr. Jean Carlos Coelho Felipe  
Prof. Dr. Fabiano Alan Serafim Ferrari  
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado  
Prof. Dr. Ananias Borges Alencar

### Colaboradores em Física

Hudson Vinícios Tavares Mineiro  
Vitor Bruno de Sá  
Francelly Emilly Lucas  
Mariana Tainná Silva Souza  
Mathaus Henrique da Silva Alves  
Daniel Pereira Ribeiro  
Deybson Lucas Romualdo Silva

### Editores na Área de Matemática

Prof. Msc. Carlos Henrique Alves Costa  
Prof. Msc. Edson do Nascimento Neres Júnior  
Prof. Msc. João de Deus Oliveira Junior  
Prof. Msc. Fabrício Figueredo Monção  
Prof. Msc. Patrícia Teixeira Sampaio

### Colaboradores em Matemática

David Miguel Soares Junior  
Farley Adriani Batista Caldeira  
Hudson Vinícios Tavares Mineiro  
Jhonatan do Amparo Madureira  
Josimar Dantas Botelho  
Lucimar Soares Dias  
Matheus Correia Guimarães  
Thiago Silva  
Vitor Bruno de Sá  
Vitor Hugo Souza Leal

### Editores na Área de Biologia

Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza  
Prof. Dr. Max Pereira Gonçalves  
Profa. Estefânia Conceição Apolinário

### Colaboradores em Biologia

Mathaus Henrique da Silva Alves  
Jordana de Jesus Silva  
Anny Mayara Souza Santos  
Tarcísio Michael Ferreira Soares  
Gabriel Antunes de Souza  
Joselândio Correa Santos  
Matheus Jorge Santana Versiani

### Editores na Área de Química

Prof. Dr. Prof. Dr. Luciano Pereira Rodrigues  
Prof. Dr. Luiz Roberto Marques Albuquerque  
Profa. Dra. Karla Aparecida Guimarães Gusmão

### Colaboradores em Química

Deybson Lucas  
Juliano Antunes de Souza  
Lucimar Soares Dias  
Luiz Gustavo  
Vagner Carvalho Fernandes  
Nailma de Jesus Martins  
Karine Silva  
Paulo Silva  
Kahmmelly Mathildes Pimenta Coelho

# Capítulo 1

## Química

### Seção 1.1

#### Transformação química e equilíbrio – Caracterização do sistema em equilíbrio

##### Subseção 1.1.1

##### Teoria

#### Teoria Equilíbrio ácido-base e pH.

#### CONCEITOS DE ÁCIDOS E BASES

Um dos primeiros conceitos de ácidos e bases que levavam em conta o caráter estrutural das moléculas foi desenvolvido no final do século 19, por Svante Arrhenius, um químico sueco. Ele propôs que os ácidos eram substâncias cujos produtos de dissociação iônica em água incluíam o íon hidrogênio ( $H^+$ ) e bases as que produzem o íon hidróxido ( $OH^-$ ).

Este conceito, embora utilizado até hoje, tem sérias limitações:

- 1) só pode ser empregado a soluções aquosas;
- 2) o íon  $H^+$ , de fato, sequer existe em solução aquosa;
- 3) não pode ser aplicado para outros solventes.
- 4) segundo este conceito, somente são bases substâncias que possuem  $OH^-$  em sua composição.

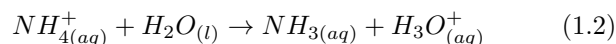
Em 1923, J.N. Bronsted, em Copenhague (Denmark) e J.M. Lowry, em Cambridge (England) independentemente sugeriram um novo conceito para ácidos e bases. Segundo eles, ácidos são substâncias capazes de doar um próton em uma reação química. E bases, compostos capazes de aceitar um próton numa reação. Este conceito ficou conhecido como “definição de Bronsted”, pois este e seus

alunos foram mais ágeis na difusão da nova ideia. Esta nova definição é bem mais ampla, pois explica o caráter básico da amônia e o caráter ácido do íon amônio, por exemplo.

Nesta reação, a amônia aceita um próton: é uma base:



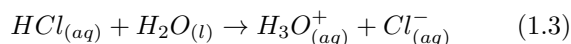
Nesta reação, o íon amônio doa um próton: é um ácido:



Repare que, na reação com amônia, a água se comporta como um ácido, pois doa um próton; já na reação com o amônio, a água se comporta como uma base, pois aceita um próton deste íon.

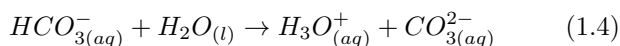
A água, portanto, é um exemplo de substância anfiprótica, isto é, moléculas que podem se comportar como um ácido ou como uma base de Bronsted.

De acordo com Bronsted, a dissociação do  $HCl$  promove a formação de outro íon: o íon hidrônio



- $HCl$  doa um próton na reação: ácido
- A água aceita um próton na reação: base.

Como vimos, a noção de ácidos e bases de Bronsted envolve, sempre, a transferência de um próton – do ácido para a base. Isto é, para um ácido desempenhar seu caráter ácido, ele deve estar em contato com uma base. Por exemplo: o íon bicarbonato pode transferir um próton para a água, gerando o íon carbonato.



Ácido                      Base

Como a reação é reversível, o íon carboxilato pode atuar como uma base, aceitando, na reação inversa, um próton do íon hidrônio – que atua como um ácido. Portanto, os íons bicarbonato e carbonato estão relacionados entre si, pela doação ou ganho de um próton, assim como a água e o íon hidrônio. Um par de substâncias que diferem pela presença de um próton é chamado de par ácido-base conjugado.

Desta forma, o íon carbonato é a base conjugada do ácido bicarbonato, e o íon hidrônio é o ácido conjugado da base  $H_2O$ .

O íon  $HPO_4^{2-}$  é a base conjugada do íon  $H_2PO_4^-$

## IDENTIFICAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES

Em água, alguns ácidos são melhores doadores de prótons do que outros, enquanto que algumas bases são melhoresceptoras de prótons do que outras. Por exemplo: uma solução aquosa de  $HCl$  diluída consiste, praticamente, de íons cloreto e hidrônio, uma vez que quase 100% das moléculas do ácido são ionizadas. Por isso, este composto é considerado um ácido de Bronsted forte.

Em contraste, uma solução diluída de ácido acético contém apenas uma pequena quantidade de íons acetato e hidrônio – a maior parte das moléculas permanece na forma não ionizada. Este composto é, portanto, considerado um ácido Bronsted fraco.

De acordo com o modelo de Bronsted, um ácido doa um próton para produzir uma base conjugada. Entretanto, esta base conjugada pode vir a aceitar o próton de volta, retornando ao ácido conjugado. A espécie capaz de se ligar mais fortemente ao próton é que vai determinar a força do ácido ou da base. Portanto,

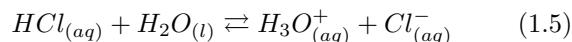
a) quanto mais forte for o ácido, mais fraca é a base conjugada

Neste caso, a ligação H-A é bastante fraca, e o íon  $A^-$  é estável, ou seja, é uma base fraca.

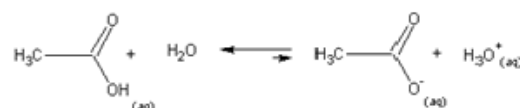
b) quanto mais fraco for o ácido, mais forte é a base conjugada.

Isto significa que a ligação H-A é uma ligação forte, pois o íon  $A^-$  é pouco estável e representa uma base forte, que tende a recapturar o próton.

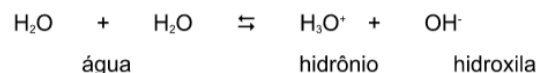
Numa solução aquosa de  $HCl$ , duas bases entrarão numa disputa pelo próton: o íon cloreto e a água. Como a água é uma base mais forte, praticamente todo o  $HCl$  perde o próton para esta.



Já numa solução aquosa de ácido acético, a água sai perdendo: a base mais forte é o íon acetato! Por isso, apenas parte das moléculas deste ácido sofrem ionização.



Como vimos anteriormente, a água sofre um processo de auto-ionização, produzindo íons hidrônios e hidróxidos.



Entretanto, como o íon hidróxido é uma base muito mais forte do que a água, da mesma forma que o íon hidrônio é um ácido muito mais forte, o equilíbrio é grandemente deslocado para o lado esquerdo da equação. De fato, a  $25^\circ C$ , apenas 2 de cada um bilhão de moléculas sofrem auto-ionização. Quantitativamente, podemos descrever o processo como:

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Todavia, em água pura ou em uma solução aquosa diluída, o termo  $[H_2O]$  é uma constante (55,5 mol/L). Desta forma, podemos simplificar a equação acima como:

$$K_{eq} \cdot [H_2O]^2 = K_w \text{ e } K_w = \text{constante de ionização da água} = [H_3O^+].[OH^-] \text{ a } 25^\circ C, K_w = 1,008 \times 10^{-14} M^2$$

Esta expressão de  $K_w$  é muito importante, e deve ser memorizada, pois é através dela que todos os conceitos de pH e pOH são deduzidos.

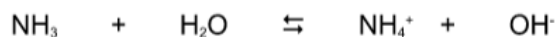
O equilíbrio da reação entre o ácido acético e a água pode ser descrito pela constante abaixo:

$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Novamente, no caso de soluções diluídas, o termo  $[\text{H}_2\text{O}]$  é constante, e podemos substituir a equação por  $K_{eq} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_a$ , que fica:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Esta é a expressão para a constante de ionização ácida,  $K_a$ . Da mesma forma, podemos escrever a expressão para  $K_b$ , a constante de ionização básica. Vamos utilizar a reação da amônia com água como exemplo:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

## PH E POH - EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Sabemos que as quantidades de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  determinam o caráter ácido-base de uma solução. Mas, para que possamos compreender melhor como se dá essa medida de acidez e basicidade de soluções, primeiro é preciso entender os mecanismos de um processo muito importante: o **equilíbrio iônico da água**. Observe a seguinte equação:



Em estado líquido, uma pequena parte das moléculas de água se dissocia, dando origem aos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  aquosos. Na reação inversa, esses mesmos íons se combinam e produzem novamente a água líquida. Assim, dizemos que o comportamento da água pura caracteriza uma situação de equilíbrio, que recebe o nome de equilíbrio iônico da água. Por se tratar de um caso de equilíbrio iônico, podemos determinar a constante de equilíbrio da água, ou seja, a razão entre as concentrações dos seus produtos sobre a concentração dos seus reagentes. Veja:

Mas, por que não aparece a concentração da água no cálculo que fizemos? A resposta é simples: a concentração

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (25 }^\circ\text{C)}$$

da água é absolutamente constante (isso pode ser facilmente compreendido se pensarmos que não existe água concentrada nem água diluída). O resultado que obtivemos a partir do cálculo é o que chamamos de produto iônico da água, representado pelo símbolo  $K_w$  (K vem de constante e w de water, água em inglês).

Perceba que, na água pura, a concentração de  $\text{H}^+$  ( $1.10^{-7}$ ) é igual à concentração de  $\text{OH}^-$  ( $1 \times 10^{-7}$ ), por isso dizemos que a água pura é neutra a temperatura ambiente. Quando, porém, a concentração de íons  $\text{H}^+$  é maior que a concentração de  $\text{OH}^-$  de uma solução, dizemos que se trata de uma solução ácida. Ao contrário, quando uma solução apresenta uma concentração de  $\text{OH}^-$  maior que a de  $\text{H}^+$ , dizemos que ela é uma solução básica.

- Quanto maior a concentração de  $\text{H}^+$  mais ácida será a solução;
- Quanto maior a concentração de  $\text{OH}^-$  mais básica (ou alcalina) será a solução;
- Quando as concentrações de  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais, a solução será neutra;

Baseando-se nesse conhecimento, o bioquímico dinamarquês Soren Sorensen criou duas definições muito importantes: **pH** (potencial hidrogeniônico) e **pOH** (potencial hidroxiliônico). Tais conceitos foram criados porque os números que determinam o caráter ácido-base das soluções são expressos com expoentes negativos ( $10^{-7}$ ,  $10^{-2}$ ), o que torna o cálculo mais complexo. A partir disso, Sorensen sugeriu a aplicação de logaritmos para converter esses valores em números mais fáceis de se trabalhar. Para calcular o pH e/ou o pOH de uma solução, utilizamos a seguintes expressões matemáticas:

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

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

Importância da regulação do pH

-Metabolismo gera ácidos e bases, influenciando no pH dos fluidos corporais;

-Alterações no pH do meio modificam na estrutura de proteínas

Se uma solução apresenta, por exemplo,  $[H^+] = 10^{-3}$  será classificada como ácida, pois terá um  $pH = 3$ . Enquanto uma solução que tem  $[OH^-] = 10^{-4}$  é básica, pois apresenta  $pOH = 4$ . As soluções neutras têm  $pH$  e  $pOH = 7$ .

Resumindo:

$$pH + pOH = 14$$

• Soluções ácidas

$$pH < 7 \quad pOH > 7$$

Ex.: suco gástrico, vinagre, suco de limão.

• Soluções neutras

$$pH = 7 \quad pOH = 7$$

Ex.: água pura, sangue humano, saliva.

• Soluções básicas

$$pH > 7 \quad pOH < 7$$

Ex.: leite de magnésia, água do mar, cremes dentais.

## ÁCIDOS

Para ácidos não oxigenados, usamos a terminação IDRICO.

Exemplo:  $HCl$  – ácido clorídrico,  $H_2S$  – ácido sulfídrico,  $H_2Se$  – ácido selenídrico

Para ácidos oxigenados, complica um pouco. Se o elemento possuir somente uma valência, usamos a terminação ICO.

Exemplos:  $H_2CO_3$  – ácido carbônico,  $H_3BO_3$  – ácido bórico

Se o elemento tiver 2 valências, para a maior usamos ICO e para a menor OSO.

Exemplos:  $H_2SO_3$  – ácido sulfuroso,  $H_2SO_4$  – ácido sulfúrico,  $HNO_2$  – ácido nitroso,  $HNO_3$  – ácido nítrico.

Se o elemento tiver 3 ou mais valências, usamos o prefixo HIPO junto com o sufixo OSO, e o prefixo PER junto com o sufixo ICO, nesta ordem.

Exemplos:  $HClO$  – ácido hipocloroso,  $HClO_2$  – ácido cloroso,  $HClO_3$  – ácido clórico,  $HClO_4$  – ácido perclórico.

Existem casos em que o elemento forma diversos ácidos, porém sempre com a mesma valência. Usamos então os prefixos ORTO, META e PIRO.

Exemplos:  $H_3PO_4$  – ácido ortofosfórico,  $HPO_3$  – ácido metafosfórico,  $H_4P_2O_7$  – ácido pirofosfórico.

Note que nos três ácidos o fósforo tem valência +5.

## BASES

Se o elemento possuir somente uma valência, usamos a expressão “hidróxido de” seguida do nome do elemento.

Exemplos:  $NaOH$  – hidróxido de sódio,  $Ca(OH)_2$  – hidróxido de cálcio

Se o elemento possuir duas valências, usamos a expressão “hidróxido de” seguida do nome do elemento e os sufixos OSO e ICO, ou então a valência em números romanos.

Exemplos:  $Fe(OH)_2$  – hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II,  $Fe(OH)_3$  – hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III

## ÓXIDOS

Se o elemento possuir somente uma valência, usamos a expressão “óxido de” seguida do nome do elemento.

Exemplo:  $BaO$  – óxido de bário,  $K_2O$  – óxido de potássio.

Se o elemento possuir duas valências, usamos a expressão “óxido de” seguida do nome do elemento e os sufixos OSO e ICO, ou então a valência em números romanos.

Exemplos:

$Cu_2O$  – óxido cuproso ou óxido de cobre I,  
 $CuO$  – óxido cúprico ou óxido de cobre II,  
 $NiO$  – óxido níqueloso ou óxido de níquel II,  
 $Ni_2O_3$  – óxido níquelico ou óxido de níquel III

## SAIS

Os sais derivam da reação de um ácido ou óxido com uma base.

Os sais sem oxigênio mudam a terminação IDRICO para a terminação ETO.

Exemplo:

$CaS$  – sulfeto de cálcio, vem do ácido sulfídrico

$RbH$  – fluoreto de rubídio, vem do ácido fluorídrico

Os sais oxigenados de menor valência mudam a terminação OSO para ITO.

Exemplos:

$Na_2SO_3$  – sulfito de sódio, vem do ácido sulfuroso

$LiNO_2$  – nitrito de lítio, vem do ácido nitroso

Os sais oxigenados de maior valência mudam a terminação ICO para ATO.

Exemplo:

$Na_2SO_4$  – sulfato de sódio, vem do ácido sulfúrico

$NaClO_3$  – clorato de sódio, vem do ácido clórico.

Os prefixos HIPO, PER, ORTO, META E PIRO são mantidos inalterados nos sais, mudando apenas as terminações de OSO para ITO e de ICO para ATO.

Exemplo:

$NaPO_3$  – metafosfato de sódio, vem do ácido metafosfórico.

$Ca_2P_2O_7$  – pirofosfato de cálcio, vem do ácido pirofosfórico.

Para terminar, os nomes dos cátions seguem as regras mencionadas acima para as bases e os óxidos, usando os sufixos OSO e ICO ou algarismos romanos para as valências.

## TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

São caracterizadas por produção de gases, mudança de cor, formação de sólido, liberação ou absorção de energia (reações endotérmicas e exotérmicas). Esses processos acontecem através das reações químicas, onde reagente irá formar produto ou vice-versa, denominado reação reversível, ou apenas formação de produto denominado, reação irreversível:

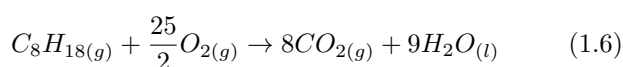
Reagente  $\longleftrightarrow$  Produto Reação reversível

Produto  $\longleftarrow$  Reagente Reação Irreversível

### COMBUSTÃO:

Combustão completa:

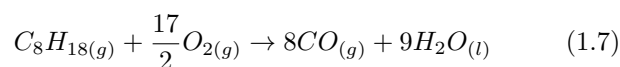
Ocorre quando é feita a quebra da cadeia carbônica e oxidação de todos eles, um exemplo é a combustão do isoctano, um dos componentes da gasolina:



Combustão incompleta:

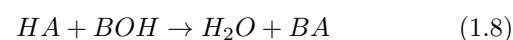
Nesse caso não quantidade suficiente de oxigênio para queimar o combustível, formando então

monóxido de carbono CO e  $H_2O$ , exemplo a combustão do isoctano, no entanto, agora de modo incompleto:



### REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO;

Ocorre quando se é misturado uma base com um ácido, produzindo um sal mais água, o ácido libera no meio cátions  $H^+$  que se ligam aos ânions  $OH^-$  liberados pela base formando moléculas de água. O sal é formado pela união do ânion do ácido com o cátion da base.



ÁCIDO      BASE      ÁGUA      SAL

Caso a quantidade  $H^+$  seja diferente de  $OH^-$  a neutralização será parcial, com uma quantidade maior de  $OH^-$  o sal será de caráter básico, caso contrário o sal possuirá caráter ácido.

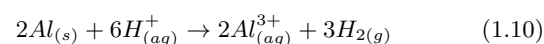
### REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO;

Caracterizada como um processo de perda e ganho de elétrons, entre átomos, íons e moléculas.



O zinco perdeu 2 elétrons passando de zinco metálico para íon cátion, processo denominado de oxidação.

Os metais sofrem oxidação e o hidrogênio sofre redução.

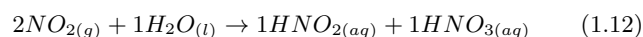


### REAÇÕES ENVOLVIDAS NA CHUVA ÁCIDA (HIDRATAÇÃO DOS ÓXIDOS);

Óxidos são compostos formados por apenas dois elementos, e um desses elementos é o oxigênio. São emitidos através da respiração animal, vulcões, indústrias e entre outros, na atmosfera esses óxidos reagem com a água da chuva tornando a mesma ácida. O dióxido de carbono  $CO_2$  ou gás carbônico é um exemplo de óxido ácido que reage com a água da chuva, formando o ácido carbônico:

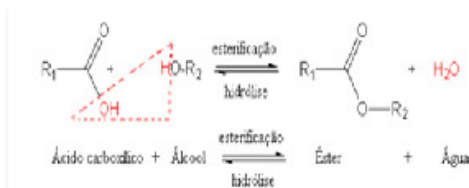


Outro exemplo é o óxidos de nitrogênio  $NO_2$ . Ele reage com a água formando o ácido nitroso ( $HNO_2$ ) e o ácido nítrico ( $HNO_3$ ):



## REAÇÕES DE ESTERIFICAÇÃO.

É aquela em que se forma um éster, reação ocorre entre um ácido carboxílico e um álcool, formando éster água.

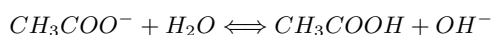


## HIDRÓLISE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Hidrólise significa “quebra” de uma molécula pela água. A hidrólise salina pode ser definida como a reação entre moléculas de água e um sal, resultando em um ácido ou uma base fraca. Os íons provenientes de um sal, dissociados em solução aquosa, reagem com a água tornando a solução ácida, básica ou neutra.

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte: Os ânions irão reagir com os íons  $H^+$  presentes na água, e em consequência dessa reação, a concentração de  $H^+$  diminui e de  $OH^-$  aumenta, tornando a solução básica.

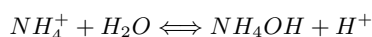
Exemplo:



O ânion do acetato de sódio ( $NaCH_3COO$ ), ao reagir com os íons  $H^+$  presentes na água, origina o ácido fraco  $CH_3COOH$ .

Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca: Cátions provenientes da base fraca reagem com os íons  $OH^-$  liberados com a quebra da molécula de água. Como consequência, a concentração de  $OH^-$  diminui e a concentração de  $H^+$  aumenta fazendo com que a solução fique ácida.

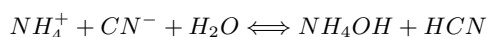
Exemplo:



O cátion do cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ) reage com os íons  $OH^-$  e formam a base fraca  $NH_4OH$ .

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base fraca: O cátion e o ânion reagem com os íons presentes na água. O meio pode ficar ácido, básico ou neutro, dependendo da força do ácido e base formados.

Exemplo:



Tanto o ânion quanto o cátion proveniente do cianeto de amônio ( $NH_4CN$ ) sofrem hidrólise.

O meio será ligeiramente ácido ou básico dependendo da constante de ionização ( $K_a$  e  $K_b$ ) de cada um. Para o exemplo acima,  $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$  e  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ , ou seja, a solução é ligeiramente básica pois  $K_b > K_a$ .

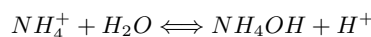
Com isso podemos concluir que:

- Cátions de base forte não se hidrolisam (exemplo:  $Na^+$ )
- Ânions de ácido fraco se hidrolisam (exemplo:  $CH_3COO^-$ )
- Ânions de ácido forte não se hidrolisam (exemplo:  $Cl^-$ )
- Cátions de base fraca se hidrolisam (exemplo:  $NH_4^+$ )

## CONSTANTE DE HIDRÓLISE

A constante  $K_h$  é chamada de constante de hidrólise e é aplicada para os equilíbrios químicos das reações de hidrólise.

Exemplo: Na dissolução de um sal onde o cátion é proveniente de uma base fraca e o ânion de um ácido forte, temos:



$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Se relacionarmos a constante de hidrólise com as constantes de ionização da água e a constante de dissociação das bases, para a hidrólise de um cátion (sal formado por base fraca e ácido forte) teremos:

$$K_h = K_w \times K_b$$

Relacionando a constante de hidrólise com as constantes de ionização da água e a constante de ionização dos ácidos, para a hidrólise de um ânion (sal formado por base forte e ácido fraco) teremos:

$$K_h = K_w \times K_a$$

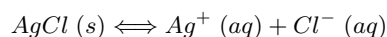
No caso da hidrólise do cátion e do ânion (sal formado por ácido fraco e base fraca), teremos:

$$K_h = K_w \times K_a \times K_b$$

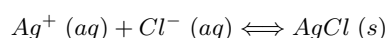
## PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Ao adicionarmos uma determinada substância sólida a uma solução, poderemos observar que ela se dissolve até certo ponto. Se continuarmos adicionando mais desta substância, iremos perceber que, a partir de tal ponto, ela não mais se dissolve, ficando então no fundo do recipiente que contém a solução. Forma-se, então, uma solução saturada com corpo de fundo.

Considerando o exemplo do cloreto de prata ( $AgCl$ ), que se dissocia segundo a equação:



Essa equação também representa a velocidade do processo de dissolução, que é igual à velocidade do processo de precipitação, representado pela equação a seguir:



$AgCl(s)$  forma o corpo de fundo e  $Ag^+$  e  $Cl^-$  compõe a solução saturada.

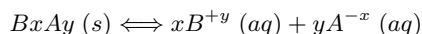


O **produto de solubilidade** é a constante de equilíbrio correspondente ao equilíbrio de dissolução de substâncias iônicas e é representado por  $K_{ps}$ . Para o exemplo anterior, a expressão do produto de solubilidade será:

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$\text{Pois: } K = [Ag^+][Cl^-]/[AgCl]$$

Como  $[AgCl]$  é constante e não entra no cálculo do  $K_{ps}$ , logo, para a substância hipotética  $B_xA_y$ , seguem as seguintes equação de dissociação e expressão do  $K_{ps}$ :



$$K_{ps} = [B^{+y}]^x [A^{-x}]^y$$

Quanto maior for o valor de  $K_{ps}$  mais solúvel será a substância e quanto mais baixos os valores da constante de solubilidade menos solúvel ela será. A constante de solubilidade só irá depender da temperatura, o aumento da temperatura acarretará um aumento na solubilidade da substância.

A tabela seguinte mostra o valor de  $K_{ps}$  para algumas substâncias, à temperatura ambiente:

Substâncias	$K_{ps}$
AgCl	$1,2 \times 10^{-10}$
CaSO <sub>4</sub>	$2,3 \times 10^{-4}$
CaCO <sub>3</sub>	$1,7 \times 10^{-8}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$4,0 \times 10^{-38}$

### Comparando produto iônico e $K_{ps}$

O produto iônico é o produto das concentrações dos íons presentes numa solução, elevadas a expoentes numericamente iguais aos coeficientes estequiométricos da equação de dissolução.

Logo:

- Se o produto iônico  $> K_{ps}$ , a solução estará supersaturada, logo a substância precipitará;
- Se o produto iônico  $= K_{ps}$ , a solução estará saturada;
- Se o produto iônico  $< K_{ps}$ , a solução formada será insaturada, e não haverá.

Cinética química

**1. Velocidade média da reação** – toda reação que esteja ocorrendo continuará enquanto houver reagentes suficientes. Essa velocidade é medida em mols por unidade de tempo. Por exemplo: mol/min.

– Condições para a ocorrência das reações – vários fatores interferem para que as reações ocorram, como por exemplo, a colisão entre as partículas dos reagentes. Entre essas colisões, algumas são efetivas, resultando em quebra de ligações.

– Energia de ativação – é a energia mínima para a ativação da

reação.

**2. Fatores que influenciam a velocidade da reação** – alguns fatores podem influir na velocidade de uma reação:

- Área de contato – quanto maior a área de contato entre os reagentes maior a velocidade da reação.
- Temperatura – o aumento da temperatura dos reagentes aumenta a velocidade da reação.
- Regra de Vant – a elevação de  $10^\circ C$  faz a velocidade da reação dobrar.
- Catalisadores – são substâncias capazes de acelerar uma reação sem integrá-la, não sendo, portanto consumidas durante a reação.
- Concentração dos reagentes – a velocidade da reação é diretamente proporcional à concentração dos reagentes.

$$V = K[A]^x \cdot [B]^y \rightarrow \text{Lei da velocidade de Gulberg e Waage.}$$

$v \rightarrow$  velocidade da reação.  
 $k \rightarrow$  constante da velocidade, dependente da temperatura  
 $[A]$  e  $[B] \rightarrow$  concentração em mol/L dos reagentes.  
 $x$  e  $y \rightarrow$  ordem da reação, expoentes experimentais.

Obs.: como a pressão de um gás influi na sua concentração, também influencia a velocidade da reação.

### Equilíbrios químicos

Toda reação Química, a princípio, pode ser considerada reversível. Ou seja, podem ocorrer no sentido reagentes  $\rightarrow$  produtos, e também no sentido produtos  $\rightarrow$  reagentes. O Equilíbrio Químico em uma reação ocorre quando a proporção entre as quantidades de produtos e reagentes se mantém constante ao longo do tempo, ou seja, com a mesma velocidade.

#### Condições para que ocorra o Equilíbrio Químico:

- Velocidade da reação direta igual à velocidade da reação inversa
- A reação deve ser uma reação reversível
- Concentração ou pressões (para gases) constantes
- A reação deve ocorrer em um sistema fechado

Para entender melhor como funciona o Equilíbrio Químico, observe como funciona a reação (reversível) da produção da amônia ( $NH_3$ ), a partir do gás hidrogênio ( $H_2$ ) e do gás nitrogênio ( $N_2$ ):

$v \rightarrow$  velocidade da reação.  
 $k \rightarrow$  constante da velocidade, dependente da temperatura  
 $[A]$  e  $[B] \rightarrow$  concentração em mol/L dos reagentes.  
 $x$  e  $y \rightarrow$  ordem da reação, expoentes experimentais.

Agora observe graficamente como ocorre a reação de equilíbrio. É possível perceber que inicialmente há somente os gases  $N_2$  e  $H_2$ , e nenhuma  $NH_3$  formada. Na medida em que o gás de amônia vai se formando, ocorre também a reação indireta, ou seja, o decaimento dos gases de hidrogênio e nitrogênio. Em certo momento, a velocidade das duas reações passam a ser constantes, ocorrendo então o **Equilíbrio Químico**.

#### Fatores que influenciam no Equilíbrio Químico:

**Concentração:** Em um sistema de equilíbrio, o aumento da concentração de qualquer elemento favorece a reação que consome, assim como a diminuição deste elemento também irá favorecer a reação que forma este componente.

**Pressão:** A variação da pressão só deslocará equilíbrios que contenham elementos gasosos, pois os gases podem apresentar variação de volume em função da pressão exercida. O aumento da pressão faz deslocar o equilíbrio no sentido de menor quantidade de matéria.

**Temperatura:** De acordo com o princípio de Le Chatelier em um sistema de equilíbrio que tenha pressão constante, o aumento da temperatura poderá propiciar o deslocamento do equilíbrio na direção da reação que absorve calor, assim como a diminuição ocasionará o deslocamento na reação que libera calor.

**Efeito do catalisador:** Os catalisadores são substâncias adicionadas a uma reação que possuem o objetivo de aumentar a sua velocidade. Os catalisadores, por modificarem os mecanismos das reações, também têm a capacidade de diminuir a energia necessária para que uma reação ocorra (energia de ativação). Por isso, os catalisadores influenciam no tempo que uma reação leva para entrar em Equilíbrio Químico, mesmo sem deslocar estes equilíbrios.

#### Entendendo o que é a Constante de Equilíbrio:

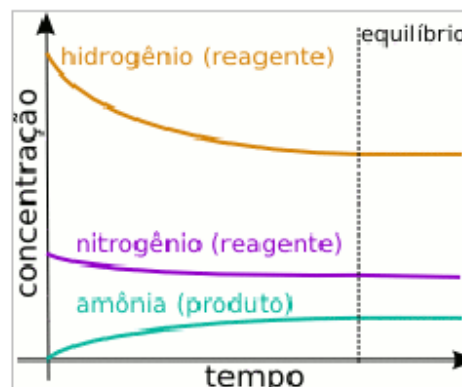
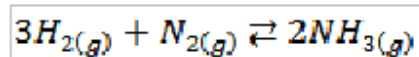
A constante de equilíbrio é um valor que relaciona as concentrações dos elementos reagentes e do produto no momento em que o equilíbrio químico ocorre em uma reação. A constante de equilíbrio é representada pela letra  $K_c$ , em função da concentração dos elementos em  $mol.L^{-1}$  ou  $[ ]mol.L^{-1}$ . No caso de substâncias gasosas, a constante de equilíbrio é representada por  $K_p$ , em função das pressões parciais presentes no equilíbrio. Veja abaixo uma reação genérica:

#### Deslocamento do equilíbrio

– Princípio de Le Chatelier – Ao se aplicar uma nova componente num sistema em equilíbrio, ele tende a reagir de modo a se reajustar no sentido contrário a essa componente.

– se houver aumento da concentração de um dos produtos, o equilíbrio se deslocará para o lado dos reagentes; se houver aumento de concentração dos reagentes, ocorrerá um deslocamento no sentido dos produtos.

– se houver aumento da pressão de um dos produtos, o equilíbrio se deslocará para o lado dos reagentes; se houver aumento de pressão dos reagentes, ocorrerá um deslocamento no sentido



dos produtos.

– se houver aumento da temperatura de um dos produtos, o equilíbrio se deslocará para o lado dos reagentes; se houver aumento de temperatura dos reagentes, ocorrerá um deslocamento no sentido dos produtos.

Obs.: catalisadores não interferem no equilíbrio do sistema.

### Subseção 1.1.2

#### Exercícios

#### Equilíbrio ácido-base e pH.

- (UnB-DF) Os sistemas químicos baseiam-se em algumas características. Os sistemas ácidos caracterizam-se pela liberação de íon hidrônio,  $H_3O_{(aq)}^{1+}$ . Os sistemas básicos baseiam-se na liberação de íon hidroxila,  $OH_{(aq)}^-$ . A tabela a seguir mostra a característica de alguns sistemas.

Sistema	$[H_3O^{1+}]$
vinagre	$10^{-3}$
saliva	$10^{-6}$
clara de ovo	$10^{-8}$

Considerando os sistemas citados, 100% ionizados, julgue os itens abaixo.

- 0 - Todos os sistemas são formados por substâncias ácidas.
- 1 - O pOH da saliva é igual a 6.
- 2 - O vinagre é mais ácido que a clara de ovo.
- 3 - O pH do vinagre é igual a 3.
- 4 - Acrescentando uma gota de vinagre a uma gota de

saliva, a solução se tornará neutra.

2. Questão 2- (UFPE) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é  $10^{-3}$  mol/L. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?

- a) - 2,5
- b) - 3,0
- c) - 3,5
- d) - 4,0
- e) - 4,5

3. Considere uma solução  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$  de um monoácido forte genérico  $HA$  e indique a alternativa correta.

- a) - O pH é igual a 1.
- b) - O pH é menor que 1.
- c) - O pH é maior que 1.
- d) -  $[HA]$  é muito maior que  $[A^-]$ .
- e) -  $[A^-] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

4. Indique se as afirmativas a seguir são verdadeiras ou falsas. Considere a temperatura de  $25^\circ\text{C}$  e  $K_W = 1.10^{-14}$ .

- a) - Uma solução com  $[H^+] > 1.10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  apresenta  $pH > 7$ .
- b) - Uma solução com  $[H^+] > 1.10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  apresenta caráter ácido.
- c) - Uma solução de hidróxido de sódio (base forte) apresenta pH maior que 7, qualquer que seja sua concentração.
- d) - Uma solução de ácido sulfúrico (ácido forte) apresenta pH menor que 7, qualquer que seja sua concentração.
- e) - Uma solução de pH = 9 apresenta concentração de  $OH^- = 1.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .

5. Calcule o pH de uma solução preparada pela diluição de 3 mL de HCl 2,5 mol/L até um volume final de 100 mL com água destilada.

6. Dê a fórmula molecular dos ácidos a seguir.

- a) - ácido nítrico.
- b) - ácido sulfúrico.
- c) - ácido fosfórico.
- d) - ácido carbônico.
- e) - ácido clorídrico.

7. (PUCPR) A fórmula estrutural: representa o ácido:



- a) - fosfórico.
- b) - metafosfórico.
- c) - fosforoso.
- d) - hipofosforoso.
- e) - ortofosforoso.

8. Escreva o nome dos ácidos dados a seguir:

- a) -  $H_3PO_4$
- b) -  $H_3PO_3$
- c) -  $H_3PO_2$
- d) -  $HCN$
- e) -  $HF$

9. Qual das alternativas a seguir indica somente ácidos inorgânicos:

- a) -  $HCl, H_2SO_4, CH_3CH_2COOH$ .
- b) -  $H_2S, CH_3CH_2OH, HMnO_4$ .
- c) -  $CH_3OH, H_2SO_3, H_3BO_3$ .
- d) -  $HI, HClO_4, HCNS$ .
- e) -  $HF, HCN, H_2CO_3$ .

10. (MACKENZIE) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande frequência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico, isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago. A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca a queimação, no estômago, a rouquidão e mesmo dor torácica são:

Material	Concentração de $H_3O^+$ (mol/L)
Suco de limão	$10^{-2}$
Leite	$10^{-6}$
Vinagre	$10^{-3}$
Álcool	$10^{-9}$
Sabão	$10^{-14}$
Carbonato de sódio/ bamiha	$10^{-12}$

- a) -  $HCl$  e ácido clórico.
- b) -  $HClO_2$  e ácido cloroso.
- c) -  $HClO_3$  e ácido clorídrico.
- d) -  $HClO_3$  e ácido clórico.
- e) -  $HCl$  e ácido clorídrico.

11. De uma certa substância, faz-se às afirmações a seguir:

- I. Reage com ácido, dando sal e água.
- II. Em presença de água, sofre dissociação iônica parcial.
- III. Em solução aquosa, torna a fenolftaleína vermelha.

A substância que se enquadra nas propriedades dadas é:

- a) -  $BaSO_4$
- b) -  $CH_4$
- c) -  $Mg(OH)_2$
- d) -  $SO_3$
- e) -  $HCl$ .

12. Entre as bases dadas a seguir, indique os nomes oficiais de cada uma delas e cite qual base pode ser utilizada como medicamento:

**I**  $KOH$ ; **II**  $Mg(OH)_2$ ; **III**  $NaOH$ ; **IV**  $Al(OH)_3$ ; **V**  $Fe(OH)_2$ ; **VI**  $LiOH$ ;

13. Assinale a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas:

- a) - detergente e vinagre.  
b) - sal e coalhada.  
c) - leite de magnésia e sabão.  
d) - bicarbonato e açúcar.  
e) - coca - cola e água de cal.

14. (Enem-2012) Uma dona de casa acidentalmente deixou cair na geladeira a água proveniente do degelo de um peixe, o que deixou um cheiro forte e desagradável dentro do eletrodoméstico. Sabe-se que o odor característico de peixe se deve às aminas e que esses compostos se comportam como bases.

Na tabela são listadas as concentrações hidrogeniônicas de alguns materiais encontrados na cozinha, que a dona de casa pensa em utilizar na limpeza da geladeira.

Dentre os materiais listados, quais são apropriados para amenizar esse odor?

- a) - Álcool ou sabão.  
b) - Suco de limão ou álcool.  
c) - Suco de limão ou vinagre.  
d) - Suco de limão, leite ou sabão.  
e) - Sabão ou carbonato de sódio/barrilha.

15. (Esal-MG) Uma solução aquosa de  $H_3PO_4$  é ácida devido à presença de:

- a) - água.  
b) - hidrogênio.  
c) - fósforo.  
d) - hidrônio.  
e) - fosfato.

16. Os ácidos, segundo a teoria de dissociação de Arrhenius, são compostos moleculares que, ao ser dissolvidos em água, geram íons  $H^+_{(aq)}$ . Como é chamado o processo de formação de íons que ocorre quando um ácido é dissolvido em água?

- a) - Dissociação iônica.  
b) - Ionização.  
c) - Eletrólise.  
d) - Hidratação.  
e) - Eletrolítica.

17. (PUC-MG) A tabela apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

- a) -  $HCl$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$   
b) -  $HClO$ ,  $H_3PO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_2$   
c) -  $HCl$ ,  $H_3PO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$   
d) -  $HClO_2$ ,  $H_2P_2O_7$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HNO_2$   
e) -  $HClO$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HNO_3$

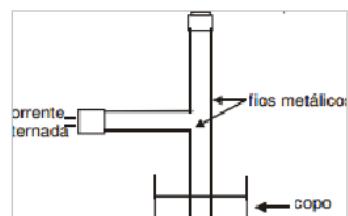
Nome do ácido	Aplicações e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas.
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar.
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria.
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes.

a)

18. Escreva a fórmula das bases a partir dos seus nomes:

- a) - hidróxido de níquel III.  
b) - hidróxido ferroso.  
c) - hidróxido férrico.

19. (FUVEST) No circuito elétrico esquematizado abaixo, o copo pode conter um dos diferentes líquidos mencionados:



- a) - água destilada.  
b) - solução aquosa de um sal.  
c) - solução aquosa de ácido clorídrico.  
d) - solução aquosa de açúcar (sacarose).  
e) - solução aquosa de hidróxido de sódio.

Com quais desses líquidos a lâmpada deve acender?

20. A fórmula mais comum para o óxido formado por um elemento X, da família 3A da tabela periódica, é:

- a) -  $X_3O$ .  
b) -  $XO_2$ .  
c) -  $X_3O_4$ .  
d) -  $X_2O_3$ .

21. A alternativa que indica corretamente a classificação funcional das substâncias apresentadas é:

	$BaSO_4$	$HClO_3$	$Mg(OH)_2$	$Fe_2O_3$	$NaH$
a)	Sal	Ácido	Hidróxido	Óxido	Hidreto
b)	Óxido	Hidreto	Óxido	Sal	Hidrícido
c)	Sal	Óxido	Hidróxido	Óxido	Ácido
d)	Sal	Hidreto	Base	Anidrido	Hidróxido
e)	Óxido	Ácido	Hidreto	Base	Sal

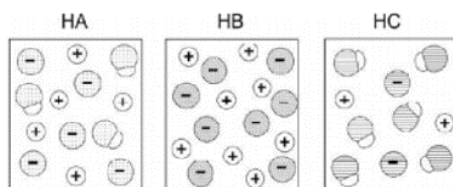
22. (UFMS) Associe a 2a. coluna à 1a., considerando os ácidos.

A seqüência das combinações corretas é

1 - $H_4P_2O_7$	a - fosfórico
2 - $H_3PO_3$	b - fosforoso
3 - $H_3PO_4$	c - nitroso
4 - $HClO_2$	d - nítrico
5 - $HClO_3$	e - hipofosforoso
6 - $HClO_4$	f - pirofosfórico
7 - $H_2SO_3$	g - sulfuroso
8 - $HNO_2$	h - cloroso
	i - perclórico
	j - clórico
	l - sulfúrico

- a) - 1e - 2f - 3a - 4h - 5b - 6j - 7g - 8d.  
 b) - 1f - 2e - 3b - 4j - 5h - 6i - 7l - 8c.  
 c) - 1b - 2e - 3f - 4i - 5j - 6h - 7g - 8d.  
 d) - 1e - 2b - 3f - 4j - 5i - 6h - 7l - 8d.  
 e) - 1f - 2b - 3a - 4h - 5j - 6i - 7g - 8c

23. (Fuvest). As figuras a seguir representam, de maneira simplificada, as soluções aquosas de três ácidos, HA, HB e HC, de mesmas concentrações. As moléculas de água não estão representadas.

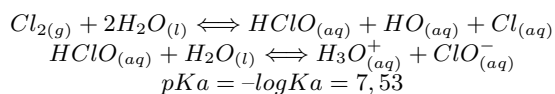


Considerando essas representações, foram feitas as seguintes afirmações sobre os ácidos:

- I. HB é um ácido mais forte do que HA e HC.  
 II. Uma solução aquosa de HA deve apresentar maior condutibilidade elétrica do que uma solução aquosa de mesma concentração de HC.  
 III. Uma solução aquosa de HC deve apresentar pH maior do que uma solução aquosa de mesma concentração de HB.

Está correto o que se afirma em:

- a) - I, apenas.  
 b) - I e II, apenas.  
 c) - II e III, apenas.  
 d) - I e III, apenas.  
 e) - I, II e III.
24. (ENEM 2013) Uma das etapas do tratamento da água é a desinfecção, sendo a cloração o método mais empregado. Esse método consiste na dissolução do gás cloro numa solução sob pressão e sua aplicação na água a ser desinfetada. As equações das reações químicas envolvidas são:



A ação desinfetante é controlada pelo ácido hipocloroso, que possui um potencial de desinfecção cerca de 80 vezes

superior ao ânion hipoclorito. O pH do meio é importante, porque influencia na extensão com que o ácido hipocloroso se ioniza.

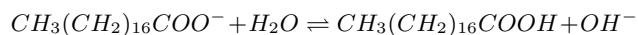
Para que a desinfecção seja mais efetiva, o pH da água a ser tratada deve estar mais próximo de:

- a) - 0.  
 b) - 5.  
 c) - 7.  
 d) - 9.  
 e) - 14.
25. (Enem-2009) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



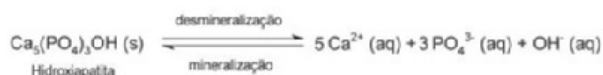
Sal de ácido carboxílico

Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita. Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira:

- a) - mais eficiente em pH básico.  
 b) - mais eficiente em pH ácido.  
 c) - mais eficiente em pH neutro.  
 d) - eficiente em qualquer faixa de pH.  
 e) - mais eficiente em pH ácido ou neutro.
26. (ENEM 2011) Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido-fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:



Considerando que uma pessoa consuma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de:

- $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- $\text{Ca}^{2+}$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

### Transformação química

27. Complete a Reação de Neutralização Total:

- $\text{NaOH} + \text{HCl}$
- $\text{HCl} + \text{Mg(OH)}_2$
- $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al(OH)}_3$
- $\text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_2$
- $\text{Al(OH)}_3 + \text{HBr}$

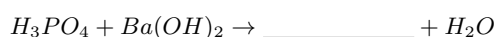
28. Equacione as reações de salificação seguintes, com neutralização total do ácido e da base.

- ácido carbônico + hidróxido de sódio
- ácido nítrico + hidróxido de cálcio
- ácido sulfúrico + hidróxido de ferro III
- ácido fosfórico + hidróxido de magnésio

29. (Mackenzie-SP) À reação total entre ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) e hidróxido de magnésio,  $\text{Mg(OH)}_2$ , dá-se o nome de \_\_\_\_\_ e forma-se um composto cuja fórmula e nome corretos, são, respectivamente:

- salificação;  $\text{MgClO}_2$ ; clorato de magnésio.
- ionização;  $\text{Mg(ClO)}_2$ ; hipoclorito de magnésio.
- neutralização;  $\text{Mg(ClO}_2)_2$ ; perclorato de magnésio.
- desidratação;  $\text{MgCl}_2$ ; cloreto de magnésio.
- neutralização;  $\text{Mg(ClO}_2)_2$ ; clorito de magnésio.

30. (UFRRS-RS) Completando a reação:



e acertando os coeficientes, a alternativa que corresponde aos coeficientes estequiométricamente corretos é:

- 2, 3, 3, 6
- 2, 3, 1, 6
- 1, 1, 3, 1

- 1, 3, 1, 1
- 1, 1, 1, 1

31. (Uniupe-MG) Quando se reage um ácido com uma base, produz-se juntamente com a água:

- óxido.
- sal.
- éster.
- água oxigenada.
- hidrogênio.

32. (USJT-SP) O leite de magnésia nada mais é do que uma suspensão de hidróxido de magnésio em água e é utilizado como anti-ácido estomacal nas azias e como laxante intestinal; se uma pessoa tomar essa solução, ocorrerá qual das reações químicas abaixo, no estômago?

- $\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg(OH)}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

33. (UFRJ-RJ) O ácido clórico é um ácido forte, utilizado como catalisador em reações de polimerização e como agente oxidante. Soluções aquosas desse ácido pode causar grande irritação na pele e nas mucosas. Qual o nome do sal formado pela reação de neutralização total do ácido clórico pelo hidróxido de alumínio?

- ácido carbônico + hidróxido de sódio
- ácido nítrico + hidróxido de cálcio
- ácido sulfúrico + hidróxido de ferro III
- ácido fosfórico + hidróxido de magnésio

34. (UERJ-RJ) Para o tratamento da acidez estomacal, recomenda-se a ingestão de antiácidos que contenham hidróxido de alumínio em sua formulação. A função dessa substância é neutralizar o excesso do ácido produzido pelo estômago. Os produtos da reação de neutralização total entre o hidróxido de alumínio e o ácido do estômago são água e um sal, cuja fórmula está contida na seguinte alternativa:

- $\text{AlCl}$
- $\text{AlCl}_3$
- $\text{AlSO}_4$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

35. (PUC-MG) Qual das reações a seguir NÃO é uma reação de neutralização?

- $\text{KOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \diamond \text{KCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \diamond \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$
- $\text{Ca(OH)}_{2(aq)} + 2\text{HF}_{(aq)} \diamond \text{CaF}_{2(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \diamond \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

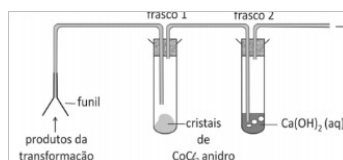
36. (Fatec 2012 - 2º Semestre - Prova) Três das evidências da ocorrência de transformação química são:

- Mudança de cor;
- Mudança de cheiro e
- Produção de gás.

Essas três evidências são observadas, conjuntamente, quando:

- a) - Uma esponja de aço exposta ao ar úmido fica enferrujada.
- b) - A massa de um bolo é assada em um forno de fogão a gás.
- c) - cubos de gelo acrescentados a um copo de água líquida desaparecem.
- d) - cal hidratada,  $Ca(OH)_2$  por aquecimento, transforma em cal viva,  $CaO$ .
- e) - soluções aquosas de  $Na_2CO_3$  e  $HCl$  são misturadas produzindo efervescência.

37. (FUVEST 2014 - Primeira Fase) A aparelhagem esquematizada na figura abaixo pode ser utilizada para identificar gases ou vapores produzidos em transformações químicas. No frasco 1, cristais azuis de  $CoCl_2$  anidro adquirem coloração rosa em contato com vapor d'água. No frasco 2, a solução aquosa saturada de  $Ca(OH)_2$  turva-se em contato com  $CO_{2(g)}$ .



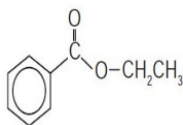
Utilizando essa aparelhagem em três experimentos distintos, um estudante de Química investigou os produtos obtidos em três diferentes processos:

- I. aquecimento de  $CaCO_3$  puro;
- II. combustão de uma vela;
- III. reação de raspas de  $Mg_{(s)}$  com  $HCl_{(aq)}$ .

O aparecimento de coloração rosa nos cristais de  $CoCl_2$  anidro e a turvação da solução aquosa de  $Ca(OH)_2$  foram observados, simultaneamente, em:

- a) - I apenas.
- b) - II apenas.
- c) - I, II e III
- d) - III apenas.

38. (ENEM 2012). A própolis é um produto natural conhecido por suas propriedades anti-inflamatórias e cicatrizantes. Esse material contém mais de 200 compostos identificados até o momento. Dentre eles, alguns são de estrutura simples, como é o caso do  $C_6H_5CO_2CH_2CH_3$ , cuja estrutura está mostrada a seguir.



O ácido carboxílico e o álcool capazes de produzir o éster em apreço por meio da reação de esterificação são,

respectivamente:

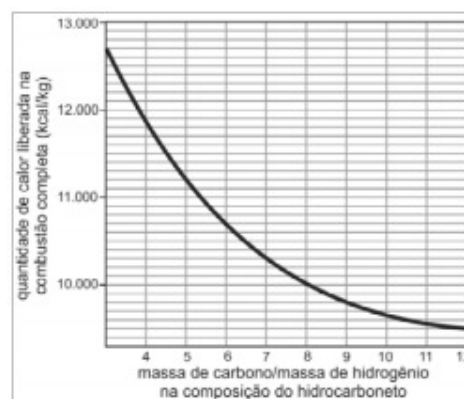
- a) - Ácido benzóico e etanol.
- b) - Ácido propanóico e hexanol.
- c) - Ácido fenilacético e metanol.
- d) - Ácido propiônico e ciclohexanol.
- e) - Ácido acético e álcool benzílico.

39. (ENEM 2009). O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o  $H_2CO_3$ , formado pela reação do  $CO_2$  atmosférico com a água, o  $HNO_3$ , o  $HNO_2$ , o  $H_2SO_4$  e o  $H_2SO_3$ . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis.

A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- a) -  $HNO_3$  e  $HNO_2$
- b) -  $H_2SO_4$  e  $H_2SO_3$
- c) -  $H_2SO_3$  e  $HNO_2$
- d) -  $H_2SO_4$  e  $HNO_3$
- e) -  $H_2CO_3$  e  $H_2SO_3$

40. (FUVEST-2013). A partir de considerações teóricas, foi feita uma estimativa do poder calorífico (isto é, da quantidade de calor liberada na combustão completa de 1 kg de combustível) de grande número de hidrocarbonetos. Dessa maneira, foi obtido o seguinte gráfico de valores teóricos:



Com base no gráfico, um hidrocarboneto que libera 10.700 kcal/kg em sua combustão completa pode ser representado pela fórmula:

Dados: Massas molares (g/mol): C = 12,0 e H = 1,00.

- a) -  $CH_4$   
 b) -  $C_2H_4$   
 c) -  $C_4H_{10}$   
 d) -  $C_5H_8$   
 e) -  $C$

41. (Unicamp-2013) Em junho de 2012 ocorreu na cidade do Rio de Janeiro a Conferência Rio+20. Os principais focos de discussão dessa conferência diziam respeito à sustentabilidade do planeta e à poluição da água e do ar. Em relação a esse último aspecto, sabemos que alguns gases são importantes para a vida no planeta. A preocupação com esses gases é justificada, pois, de um modo geral, pode se afirmar que:

- a) - O  $CH_4$  e o  $CO_2$  estão relacionados à radiação ultravioleta, o  $O_3$ , à chuva ácida e os  $NO_x$ , ao efeito estufa.  
 b) - O  $CH_4$  está relacionado à radiação ultravioleta, o  $O_3$  e o  $CO_2$ , ao efeito estufa e os  $NO_x$ , à chuva ácida.  
 c) - Os  $NO_x$  estão relacionados ao efeito estufa, o  $CH_4$  e o  $CO_2$ , à radiação ultravioleta e o  $O_3$  à chuva ácida.  
 d) - O  $O_3$  está relacionado à radiação ultravioleta, o  $CH_4$  e o  $CO_2$ , ao efeito estufa e os  $NO_x$ , à chuva ácida.

42. (Enem-2012). O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio.

Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial Padrão de Redução (V)
$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3,05
$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,93
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg$	-2,36
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	-1,66
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	-0,76
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+0,34

Com base no texto e na tabela, que metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

- a) - Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.  
 b) - Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.  
 c) - Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.

d) - Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.

e) - Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

43. (UFG-GO). A Química está presente em nosso cotidiano sob as mais variadas maneiras. Ela está presente nos medicamentos, no processamento e na conservação de alimentos, no preparo de uma refeição, nos fertilizantes agrícolas etc. A alternativa que apresenta um fenômeno químico é:

- a) - Derretimento ou fusão de banha (gordura).  
 b) - Fragmentação de uma pedra de cloreto de sódio (sal de cozinha).  
 c) - Dissolução de açúcar em água.  
 d) - Queima de um cigarro.  
 e) - Evaporação da gasolina.

44. (Enem-2012). No Japão, um movimento nacional para a promoção da luta contra o aquecimento global leva o slogan: 1 pessoa, 1 dia, 1 kg de  $CO_2$  a menos! A ideia é cada pessoa reduzir em 1 kg a quantidade de  $CO_2$  emitida todo dia, por meio de pequenos gestos ecológicos, como diminuir a queima de gás de cozinha.

*Um hambúrguer ecológico? É pra já! Disponível em: <http://lqes.igmm.unicamp.br>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).*

Considerando um processo de combustão completa de um gás de cozinha composto exclusivamente por butano ( $C_4H_{10}$ ), a mínima quantidade desse gás que um japonês deve deixar de queimar para atender à meta diária, apenas com esse gesto, é de: Dados:  $CO_2$  (44g/mol);  $C_4H_{10}$  (58g/mol)

- a) - 0,25 kg.  
 b) - 0,33 kg.  
 c) - 1,0 kg.  
 d) - 1,3 kg.  
 e) - 3,0 kg.

45. G1-(cftmg 2014) - Considere os processos seguintes:

- I. azedamento do leite;  
 II. precipitação da chuva;  
 V. Enferrujamento de um prego.  
 III. Adição de álcool à gasolina;  
 IV. Apodrecimento de uma fruta;

Os processos que exemplificam somente fenômenos químicos são:

- a) - I e II.  
 b) - III e IV.  
 c) - I, IV e V.  
 d) - II, III e V.

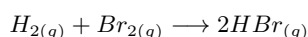
**Caracterização do sistema em equilíbrio**



46. Assinale abaixo qual alternativa é incorreta acerca de um equilíbrio químico:

- a) - A velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
- b) - Ambas as reações (direta e inversa) ocorrem simultaneamente (trata-se de um equilíbrio dinâmico).
- c) - As características macroscópicas do sistema (desde que fechado) não mais se alteram.
- d) - Os sistemas se deslocam espontaneamente para o estado de equilíbrio.
- e) - Obrigatoriamente, as concentrações de todas as substâncias participantes do equilíbrio devem ser iguais.

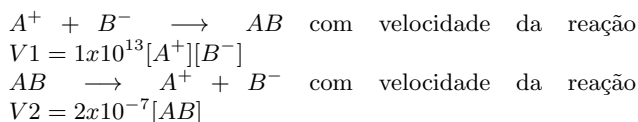
47. Na expressão da constante de equilíbrio da reação:



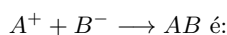
estão presentes as concentrações em mol/L das três substâncias envolvidas. Isto porque a reação:

- a) - envolve substâncias simples, como reagentes;
- b) - envolve moléculas diatômicas;
- c) - envolve moléculas covalentes;
- d) - se processa em meio homogêneo;
- e) - se processa sem alteração de pressão, a volume constante.

48. À temperatura de  $25^{\circ}C$



O valor numérico da constante de equilíbrio, a  $25^{\circ}C$ , da reação representada por



- a) -  $2x10^{-6}$
- b) -  $5x10^{-6}$
- c) -  $2x10^{-20}$
- d) -  $5x10^{-14}$
- e) -  $5x10^{19}$

49. Foi aquecido a  $250^{\circ}C$  um recipiente de 12 litros contendo certa quantidade de  $PCl_5$ . Sabe-se que, no equilíbrio, o recipiente contém 0,21 mol de  $PCl_5$ , 0,32 mol de  $PCl_3$  e 0,32 mol de  $Cl_2$ . A constante de equilíbrio, para a dissociação térmica do  $PCl_5$ , em mol/litro, é:

- a) - 0,41 mol/litro
- b) - 0,49 mol/litro
- c) - 0,049 mol/litro
- d) - 0,041 mol/litro
- e) - 0,082 mol/litro

50. O gráfico abaixo de uma reação em que o equilíbrio químico é atingido:

Com base nesse gráfico, podemos afirmar que nesse equilíbrio:

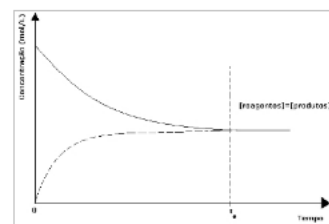


Gráfico de um equilíbrio químico

- a) - A concentração de produtos é maior que a de reagentes.
- b) - A concentração de reagentes é maior que a de produtos.
- c) - As concentrações de reagentes e produtos são iguais.
- d) - A reação inversa ocorre com maior intensidade.
- e) - A reação inversa ocorre com menor intensidade

51. O gráfico a seguir mostra a variação da concentração das espécies químicas de um sistema até chegar à situação de equilíbrio indica:

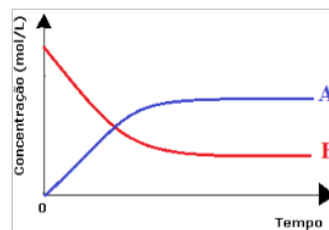
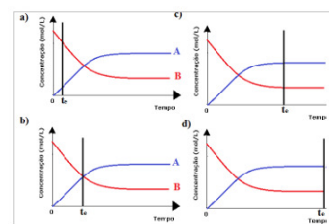


Gráfico de equilíbrio químico mostrando a variação da concentração com o tempo

Qual das alternativas abaixo indica corretamente a situação de equilíbrio?



52. (UFRS). O gráfico a seguir representa a evolução de um sistema onde uma reação reversível ocorre até atingir o equilíbrio.

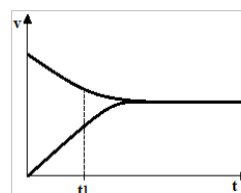


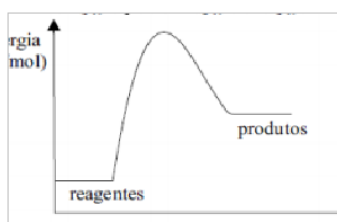
Gráfico de exercício sobre equilíbrio químico.

Sobre o ponto t1, nesse gráfico, pode-se afirmar que indica:

- Uma situação anterior ao equilíbrio, pois as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- Um instante no qual o sistema já alcançou o equilíbrio.
- Uma situação na qual as concentrações de reagentes e produtos são necessariamente iguais.
- Uma situação anterior ao equilíbrio, pois a velocidade da reação direta está diminuindo e a velocidade da reação inversa está aumentando.
- Um instante no qual o produto das concentrações dos reagentes é igual ao produto das concentrações dos produtos.

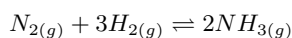
53. (FGV) O gráfico mostra a variação de energia com o desenvolvimento da reação apresentada pela equação.

Em relação a essa reação, é correto afirmar:



- O aumento de temperatura afeta o equilíbrio do sistema.
- A adição de catalisador aumenta a constante de equilíbrio da reação.
- A adição de catalisador diminui a constante de equilíbrio da reação.
- A adição de reagentes diminui a constante de equilíbrio da reação.
- No equilíbrio, as concentrações de A, B e C são necessariamente iguais.

54. No sistema em equilíbrio



as pressões parciais de cada gás são:  $p_{N_2} = 0,4 \text{ atm}$ ;  $p_{H_2} = 1,0 \text{ atm}$  e  $p_{NH_3} = 0,2 \text{ atm}$ . Calcular as constantes  $K_p$  e  $K_c$  para esse equilíbrio, a  $27^\circ\text{C}$ . (Dado:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$ )

55. Analise o diagrama a seguir que mostra as variações de concentração em mol/L de  $NO_2$  e  $N_2O_4$  até atingirem o equilíbrio, dado pela reação

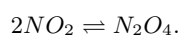
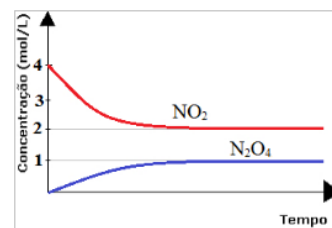


Diagrama de reação em equilíbrio químico

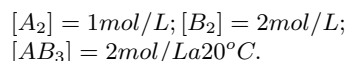
Determine a alternativa que indica o valor correto de  $K_c$  nessas condições:

- 0,25
- 0,5

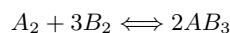


- 2,5
- 2
- 4

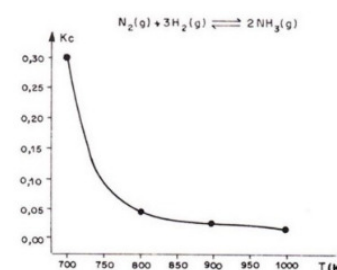
56. No equilíbrio, as concentrações em mol/L dos participantes são iguais a:



Calcule o valor da sua constante de equilíbrio ( $K_c$ ) na mesma temperatura.



57. (Fatec-SP). O gráfico ao lado mostra como varia a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) em função da temperatura para a reação de síntese da amônia.



A respeito dessa transformação química, as seguintes afirmações foram feitas:

- A diminuição da temperatura aumenta o rendimento da reação.
- A elevação da temperatura diminui a velocidade da reação.
- A reação de síntese da amônia é exotérmica.
- A elevação da temperatura favorece o consumo de  $N_2$  e  $H_2$ .

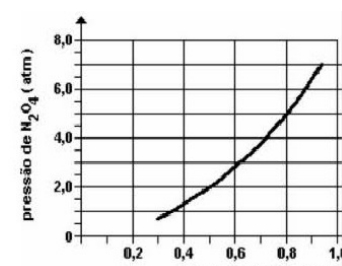
Dessas afirmações, são corretas apenas:

- I e II.
- I e III.
- III e IV.
- II e III.
- II e IV.

58. (UFRN) Sabendo-se que  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ , podemos afirmar que  $K_p = K_c$ , para:

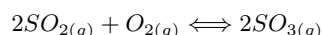
- a) -  $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$   
 b) -  $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$   
 c) -  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$   
 d) -  $NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{2(g)}$   
 e) -  $4FeS_{(s)} + 7O_{2(g)} \rightleftharpoons 2Fe_2O_{3(s)} + 4SO_{2(g)}$

59. (Fuvest-SP). No gráfico, estão os valores das pressões parciais de  $NO_2$  e de  $N_2O_4$  para diferentes misturas desses dois gases, quando, a determinada temperatura, é atingido o equilíbrio:



Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante ( $K_p$ ) do equilíbrio atingido naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:

- a) - 1.  
 b) - 2.  
 c) - 4.  
 d) - 8.  
 e) - 12.
60. (PUC-RS). Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

- a) - 0,53  
 b) - 0,66  
 c) - 0,75  
 d) - 1,33  
 e) - 2,33
61. (UEL). Para o equilíbrio químico  $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$  foram encontrados os seguintes valores para a constante  $K_C$ , às temperaturas indicadas:

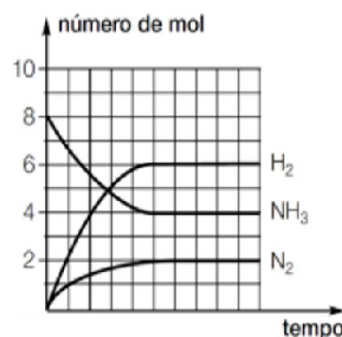
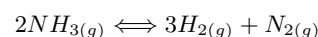
	Temperatura (K)	$K_C$
I	1800	$1,21 \cdot 10^{-4}$
II	2000	$4,08 \cdot 10^{-4}$
III	2100	$6,86 \cdot 10^{-4}$
IV	2200	$11,0 \cdot 10^{-4}$
V	2300	$16,0 \cdot 10^{-4}$

Há maior concentração molar do  $NO_{(g)}$  em:

- a) - I  
 b) - II  
 c) - III  
 d) - IV  
 e) - V

62. (PUC). Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de  $N_2O_4$  em equilíbrio com 2 mol/L de  $NO_2$ , segundo a equação  $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ . Qual o valor da constante ( $K_C$ ) desse equilíbrio, nas condições da experiência?

63. (UECE). São colocados 8,0 mol de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de  $450^\circ C$ , estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



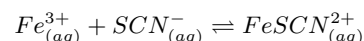
Sabendo que a variação do número de mol dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio,  $K_C$ , é igual a:

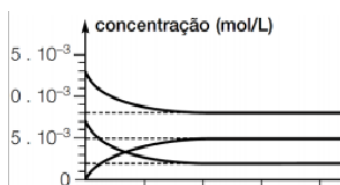
- a) - 27,00.  
 b) - 5,40.  
 c) - 1,08.  
 d) - 2,16.
64. (CEFET-PR). Dois mol de  $CO_{(g)}$  reagem com dois mol de  $NO_{2(g)}$ , conforme a equação:



Quando se estabelece o equilíbrio, verifica-se que  $\frac{3}{4}$  de cada um dos reagentes foram transformados em  $CO_{2(g)}$  e  $NO_{(g)}$ . A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) - 0,11.  
 b) - 0,56.  
 c) - 1,77.  
 d) - 9,00.  
 e) - 10,50.
65. (UNICAMP). A reação de íons de ferro (III) com íons tiocianato pode ser representada pela equação:



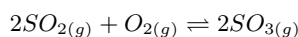


Nesta reação, a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir, sendo a curva I correspondente ao íon  $Fe^{3+}$  (aq).

A - A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.

B - Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do  $FeSCN_{(aq)}^{2+}$ .

66. (UNESP). Na precipitação de chuva ácida, um dos ácidos responsáveis pela acidez é o sulfúrico. Um equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva está representado pela equação:



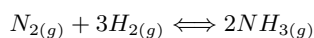
A - Calcule o valor da constante de equilíbrio nas condições em que reagindo-se 6 mol/L de  $SO_2$  com 5 mol/L de  $O_2$ , obtêm-se 4 mol/L de  $SO_3$  quando o sistema atinge o equilíbrio.

B - Construa um gráfico para este equilíbrio representando as concentrações em mol/L na ordenada e o tempo na abscissa, e indique o ponto onde foi estabelecido o equilíbrio.

67. Em relação a uma reação em equilíbrio químico, assinale a alternativa incorreta:

- a) - Não pode ocorrer troca de matéria com o ambiente.
- b) - A energia não é introduzida ou removida do sistema.
- c) - A soma das quantidades de matéria dos reagentes deve ser igual à soma das quantidades de matéria dos produtos da reação.
- d) - As propriedades macroscópicas do sistema não variam com o tempo.
- e) - A rapidez é a mesma nos dois sentidos da reação e as concentrações das espécies envolvidas permanecem inalteradas.

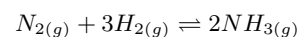
68. A produção de amônia em escala industrial é realizada pelo sistema de Haber-Bosh em que se controla a pressão e a temperatura, mantendo-se um sistema em equilíbrio formado entre os gases:



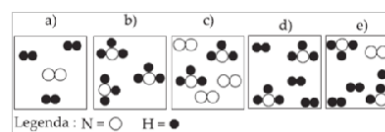
Esse processo fornece um rendimento em produtos da reação de 30%, mas é a melhor condição de produção. Sobre esse equilíbrio, podemos afirmar que:

- a) -  $[N_2] = [H_2]$ .
- b) -  $[NH_3] = \text{constante}$ .
- c) -  $[N_2] = [NH_3]$ .
- d) -  $v_{\text{inversa}} > v_{\text{direta}}$ .
- e) -  $v_{\text{direta}} > v_{\text{inversa}}$ .

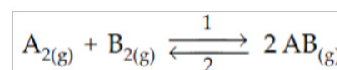
69. (FUVEST-SP) Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases  $N_2$  e  $H_2$ .



Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada corretamente por:



70. (UEL-PR) Num recipiente fechado, misturam-se 2,0 mols de  $A_{2(g)}$  com 3,0 mols de  $B_{2(g)}$ . Ocorrem as reações:



Sendo  $v_1$  e  $v_2$  as velocidades das reações indicadas,  $[A_2]$  e  $[B_2]$  as concentrações dos reagentes em mol/L, pode-se afirmar que o sistema atinge o equilíbrio quando:

- a) -  $v_1 = v_2$
- b) -  $v_1 = 2v_2$
- c) -  $[A_2] = 0$
- d) -  $[B_2] = 0$
- e) -  $[A_2] = [B_2]$

71. O equilíbrio químico se caracteriza por ser uma dinâmica em nível microscópico. Para se ter uma informação quantitativa da extensão do equilíbrio químico, usa-se a grandeza constante de equilíbrio. Considere a tirinha a seguir:



Aplicada ao equilíbrio químico, a ideia que o personagem tem sobre equilíbrio:

- a) - É correta, pois, no equilíbrio químico, metade das quantidades sempre é de produtos, e a outra metade é de reagentes.

b) - Não é correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações de produtos e as de reagentes podem ser diferentes, mas são constantes.

c) - É correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e as de produtos sempre são iguais, desde que o equilíbrio não seja perturbado por um efeito externo.

d) - Não é correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações dos produtos sempre são maiores que as dos reagentes, desde que o equilíbrio não seja afetado por um fator externo.

e) - É correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e as de produtos sempre não são iguais.

72. (PUC-PR) A revelação de uma imagem fotográfica em um filme é um processo controlado pela cinética química da redução do halogeneto de prata por um revelador. A tabela abaixo mostra o tempo de revelação de determinado filme usando um revelador D-76.

Quantidade existente do revelador (mol)	Tempo de revelação (min)
24	6
22	7
21	8
20	9
18	10

Quantidade existente do revelador (mol) Tempo de revelação (min). A velocidade média de revelação no intervalo de tempo de 7 min a 10 min é, em mol/min:

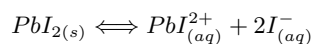
- a) - 3,14  
b) - 2,62  
c) - 1,80  
d) - 1,33  
e) - 0,70

73. (UFU – MG) Misturam-se 2 mols de ácido acético com 3 mols de álcool etílico, a  $25^{\circ}\text{C}$ , e espera-se atingir o equilíbrio. Sendo o valor de  $K_c$ , a  $25^{\circ}\text{C}$ , igual a 4, as quantidades aproximadas, em mols, de ácido acético e acetato de etila são, respectivamente:

- a) - 2 e 5  
b) - 2 e 3  
c) - 0,43 e 1,57  
d) - 3,57 e 1,57  
e) - 3,57 e 4,57

#### Solubilidade dos sais e hidrólise

74. (UFF-RJ) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



Pode-se afirmar que:

- a) - se  $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]_2 = K_{ps}$ , então a solução é insaturada.  
b) - se  $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]_2 > K_{ps}$ , então a solução é saturada.  
c) - se  $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]_2 < K_{ps}$ , então a solução é supersaturada.  
d) - se  $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]_2 = K_{ps}$ , então a solução é saturada.  
e) - se  $[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]_2 > K_{ps}$ , então a solução é insaturada.

75. (PUCC-SP) Nas estações de tratamento de água comumente provoca-se a formação de flocos de hidróxido de alumínio para arrastar partículas em suspensão. Suponha que o hidróxido de alumínio seja substituído pelo hidróxido férrico. Qual a menor concentração de íons  $\text{Fe}^{+3}$ , em mol/L, necessária para provocar a precipitação da base, numa solução que contém  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  de íons  $\text{OH}^{-}$ ?

(Dado: produto de solubilidade do  $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 6,0 \times 10^{-38}$ ).

- a) -  $2,0 \times 10^{-41}$   
b) -  $2,0 \times 10^{-38}$   
c) -  $2,0 \times 10^{-35}$   
d) -  $6,0 \times 10^{-35}$   
e) -  $6,0 \times 10^{-29}$

76. (Vunesp-2002) A poluição térmica, provocada pela utilização de água de rio ou mar para refrigeração de usinas termoeletricas ou nucleares, vem do fato da água retornar ao ambiente em temperatura mais elevada que a inicial. Este aumento de temperatura provoca alteração do meio ambiente, podendo ocasionar modificações nos ciclos de vida e de reprodução e, até mesmo, a morte de peixes e plantas. O parâmetro físico-químico alterado pela poluição térmica, responsável pelo dano ao meio ambiente, é:

- a) - a queda da salinidade da água.  
b) - a diminuição da solubilidade do oxigênio na água.  
c) - o aumento da pressão de vapor da água.  
d) - o aumento da acidez da água, devido a maior dissolução de dióxido de carbono na água.  
e) - o aumento do equilíbrio iônico da água.

77. (UFSCar-2006) As solubilidades dos sais  $\text{KNO}_3$  e  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$  em água, medidas em duas temperaturas diferentes, são fornecidas na tabela a seguir.

Solubilidade, em g de sal/100g de água  $10^{\circ}\text{C}$   $80^{\circ}\text{C}$ , com base nestes dados, pode-se afirmar que:

Sal	$10^{\circ}\text{C}$	$80^{\circ}\text{C}$
$\text{KNO}_3$	13,3	169,6
$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$	10,1	2,2

- A) a dissolução de  $\text{KNO}_3$  em água é um processo exotérmico.  
B) a dissolução de  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$  em água é acompanhada de absorção de calor do ambiente.