



## Unidade 8: Conteúdo 15 – Equilíbrio Químico

### Objetivos:

- Compreender os conceitos fundamentais relacionados ao equilíbrio químico.
- Escrever a equação da constante de equilíbrio.
- Conhecer o Princípio de Le Chatelier para prever o que ocorre com um equilíbrio em função de perturbações.
- Reconhecer os fatores que influenciam o estado de equilíbrio.
- Conhecer os conceitos de Potencial de Hidrogênio (pH), a escala e a utilização no cotidiano.

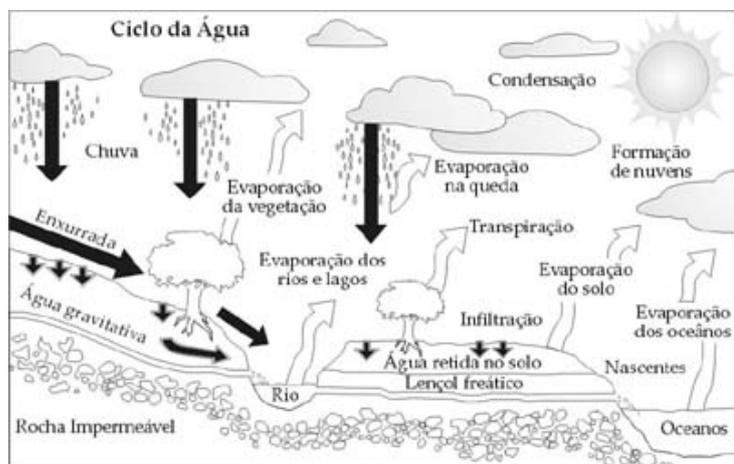
**Reação química** é todo e qualquer fenômeno químico que ocorre na natureza ou em um laboratório. Normalmente afirmamos que em uma reação química uma ou mais substâncias iniciais, chamadas de **reagentes**, formam uma ou mais substâncias finais, denominadas **produtos** de reação.

Na unidade 4 vimos que ácido é capaz de reagir com uma base formando sal e água, uma reação de Neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio

$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ <p>ÁCIDO + BASE → SAL + ÁGUA</p>	Lembrando que “(aq)” significa solução <b>aquosa</b> e que “(l)” significa substância no estado <b>líquido</b> .
---	--

Nos dois exemplos a seguir temos reações químicas classificadas quanto ao sentido da reação. Isto quer dizer que as reações podem ser reversíveis ou irreversíveis.

<p>Calcinação (queima) do carbonato de cálcio em recipiente <b>aberto</b>,</p> $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow$ <p>O gás é liberado</p>	O gás carbônico foi liberado para o meio ambiente e deixou de estar em contato com o outro produto de reação, o óxido de cálcio. Neste caso, a reação é <b>irreversível</b> .
<p>Calcinação (queima) do carbonato de cálcio em recipiente <b>fechado</b>,</p> $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow$ <p>O gás não foi liberado</p>	O gás carbônico não foi liberado para o meio ambiente, ficou em contato com o óxido de cálcio e, por resfriamento, os dois produtos de reação puderam regenerar o reagente inicial, isto é, o carbonato de cálcio. Neste caso, a reação é <b>reversível</b> .



Para entender melhor essa história **de reação reversível e irreversível**, vamos analisar o chamado ciclo da água. O processo começa com a **evaporação** da água dos rios e dos mares, produzindo **vapor** d’água para, em seguida, se **condensar** formando as nuvens e depois **precipitar** em forma de chuva, de novo, temos água líquida.

**Figura 1 – O ciclo da água na natureza é o caminho que ela percorre através de suas transformações físicas, do estado líquido, passando pelo gasoso e retornando ao líquido.**

Outro exemplo de reação reversível são: fotossíntese e respiração celular, processos importantíssimos. Para saber um pouco mais sobre esses temas, assista aos vídeos disponíveis em: <http://www.youtube.com/watch?v=-a3ljRaFbd0> e <http://www.youtube.com/watch?v=-xne3VWpBlq>.

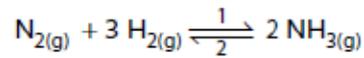
A respiração, do ponto de vista físico, é a simples inspiração de uma massa gasosa contendo gás oxigênio; nos pulmões, ela é convertida em gás carbônico, produto componente da expiração de outra massa gasosa.	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + \text{energia}$ $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + \text{energia} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$
--	---

Pela análise das duas equações apresentadas anteriormente, percebe-se com facilidade que os processos da respiração e da fotossíntese são formados por **reações químicas reversíveis**. Observe que na fórmula da respiração celular a glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) é decomposta (está do lado esquerdo da fórmula - reagentes), já na fotossíntese ocorre a formação desta mesma molécula (ela está do lado direito da fórmula - produtos).



### Reação direta e reação inversa

Para entender o que é uma **reação direta** e uma **reação inversa**, vamos analisar a produção de amônia (NH<sub>3</sub>) a partir de gás nitrogênio (N<sub>2</sub>) e gás hidrogênio (H<sub>2</sub>).



No início da transformação, as quantidades dos reagentes N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub> são máximas e vão se reduzindo, com o passar do tempo, até formar o produto NH<sub>3</sub> (reação no sentido 1). Entretanto, ao mesmo tempo que essa reação está ocorrendo, parte do produto que já foi formado vai se decompondo e produzindo os reagentes (reação no sentido 2). Acontece que a velocidade de transformação dos reagentes vai diminuindo e a do produto aumentando, até que elas se tornam iguais. Ou seja, **a reação está em equilíbrio**, formando produto (**reação direta**) e reagentes (**reação inversa**) **na mesma velocidade**.

A reação reversível ocorre simultaneamente nos dois sentidos:

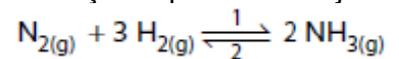
.no da formação dos produtos → sentido 1 ou reação direta. Exemplo: N<sub>2</sub> e 3H<sub>2</sub> = 2NH<sub>3</sub>

.no da formação dos reagentes → sentido 2 ou reação inversa. Exemplo: 2NH<sub>3</sub> = N<sub>2</sub> e 3H<sub>2</sub>

### Equilíbrio químico – Cálculo da Constante de Equilíbrio

Como vimos anteriormente, as reações reversíveis permitem que as transformações químicas atinjam o

equilíbrio químico. Voltando à reação de formação do gás amoníaco, teremos:



Para se aplicar o estudo referente ao equilíbrio químico e determinar a constante de equilíbrio correspondente, torna-se necessário recordar a **Lei de Guldberg-Waage** ou **Lei da Ação das Massas**. “A velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes, elevados a expoentes que são os seus coeficientes na equação química correspondente devidamente balanceada” (Peter Waage & Cato Guldberg).

Outra lembrança importante é sobre concentração molar (ou molaridade) cuja unidade é expressa em mol/L ou mol.L<sup>-1</sup>. Você já viu isso, lembra?

.Para encontrar a taxa de reação ou velocidade da reação direta no sentido 1 (v<sub>1</sub>), usamos a expressão:

$$v_1 = k_1 \times [\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3$$

.Para encontrar a taxa de reação ou velocidade da reação direta no sentido 2 (v<sub>2</sub>), usamos a expressão:

$$v_2 = k_2 \times [\text{NH}_3]^2$$

OBSERVAÇÃO: As constantes “k<sub>1</sub>” e “k<sub>2</sub>” denominadas constantes de velocidades específicas, do ponto de vista matemático, são constantes que transformam proporcionalidades em igualdades.

No início do processo, a velocidade no sentido direto (v<sub>1</sub>) é máxima, e a velocidade no sentido inverso (v<sub>2</sub>) é igual a zero. Entretanto, à medida que o tempo passa, a v<sub>1</sub> vem diminuindo, enquanto a v<sub>2</sub> vai aumentando, até que elas se igualem. **v<sub>1</sub> = v<sub>2</sub>**

Ao igualarmos as velocidades, teremos: **k<sub>1</sub> x [N<sub>2</sub>] x [H<sub>2</sub>]<sup>3</sup> = k<sub>2</sub> x [NH<sub>3</sub>]<sup>2</sup>**

Deixando no primeiro membro da equação as constantes e no segundo membro as concentrações molares, teremos:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$
 Matematicamente, tem-se que constante (k<sub>1</sub>) sobre constante (k<sub>2</sub>) leva à formação de uma nova constante (K<sub>C</sub>) conhecida como constante de equilíbrio em função das concentrações molares.

A **constante de equilíbrio (K<sub>C</sub>)** de uma reação química é muito útil porque ela indica se uma reação favorece a formação do produto ou favorece a formação do reagente, e pode ser usada para calcular a quantidade de reagente ou de produto presente no equilíbrio.

Quando o sistema atinge o equilíbrio, comporta-se, macroscopicamente, como se estivesse estático; porém, microscopicamente, as moléculas continuam reagindo. **O equilíbrio químico alcançado é um equilíbrio dinâmico.**

### O equilíbrio na prática

Tão importante quanto entender o **conceito de equilíbrio químico** e de sua **constante** é saber usá-los para resolver problemas que envolvem as reações químicas.

Exemplo: Num recipiente de volume igual a 1,0 litro foram colocados para reagir 3,0 mols de gás nitrogênio (N<sub>2</sub>) e 8,0 mols de gás hidrogênio (H<sub>2</sub>). A temperatura de todo o processo foi mantida constante. Quando o equilíbrio químico foi alcançado, verificou-se a presença de apenas 4,0 mols do produto amoníaco (NH<sub>3</sub>).

Para entender melhor como a reação acontece, vamos analisá-la passo a passo: Pela análise da tabela, percebe-se nitidamente que houve uma transformação de gás amoníaco igual a 4,0 mols/L. Era de concentração nula e passou a 4,0. Recorrendo-se à relação estequiométrica, verifica-se que a proporção

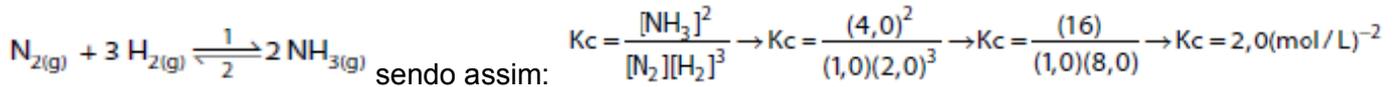


entre os compostos participantes é de **1:3:2**. Como houve uma transformação de 4,0 mols de amoníaco, a nova proporção a ser aplicada na tabela será igual a **2:6:4** (duas vezes maior).

Finalmente devemos completar a tabela. Para os reagentes, devemos diminuir os valores encontrados para a transformação dos valores iniciais. Já no caso do produto devemos somar o valor da transformação com o valor inicial que, neste caso, já tinha ocorrido no passo "3".

Tempo	1[N <sub>2</sub> ]	3[H <sub>2</sub> ]	2[NH <sub>3</sub> ]
Início	3,0	8,0	0,0
Transformação	2,0 (-)	6,0 (-)	4,0 (+)
Equilíbrio	1,0	2,0	4,0

Com a tabela pronta, podemos processar o cálculo da constante de equilíbrio em função das concentrações molares (K<sub>c</sub>). Lembre-se de que a equação balanceada é:



Ao colocar as concentrações dos reagentes e dos produtos na equação, elas ficarão elevadas pelo coeficiente da respectiva substância na equação balanceada.

### Gráficos envolvendo equilíbrio químico

Além das equações que permitem calcular as constantes de equilíbrio ou encontrar as concentrações de reagentes ou produtos envolvidas em uma determinada reação, é possível também analisar o equilíbrio químico utilizando gráficos que, nesse caso, podem ser de duas categorias:

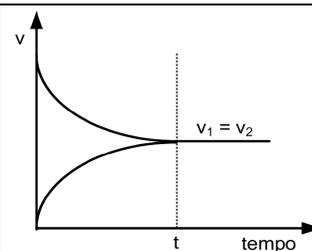
Gráficos de velocidade x tempo

Gráficos de concentração x tempo

#### Gráficos do tipo velocidade versus tempo

Os gráficos que envolvem a análise da velocidade da reação ao longo do tempo podem ser de três tipos: só v<sub>1</sub>, só v<sub>2</sub> e com os 2.

A partir do instante "t" a taxa de reação (v<sub>1</sub>) fica constante porque é a partir deste momento que a reação química entra em equilíbrio. Esta explicação também será válida para a taxa de reação (v<sub>2</sub>).



A partir do instante "t" as velocidades nos dois sentidos se igualam e alcança-se o equilíbrio químico

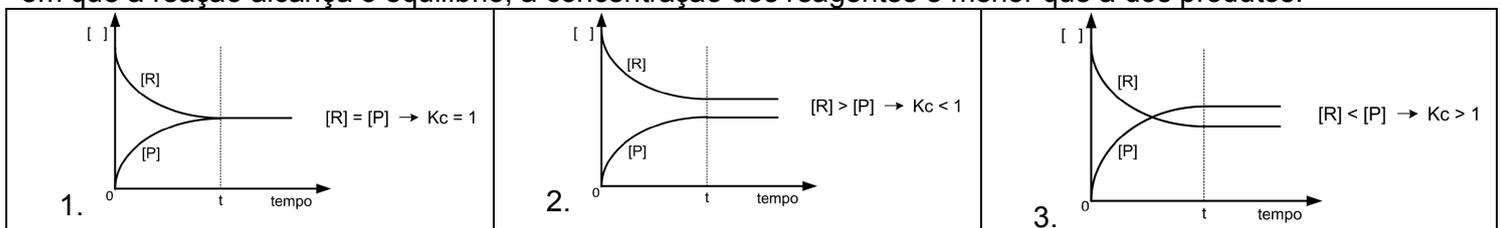
#### Gráficos do tipo concentração molar versus tempo

Os gráficos que permitem a análise da concentração molar de reagentes e produtos de uma reação ao longo do tempo também podem ser de três tipos:

O 1º gráfico é aquele em que o equilíbrio da reação apresenta-se com uma constante de equilíbrio igual a 1. Isso significa que no momento em que a reação chega ao equilíbrio (tempo "t") as concentrações de reagentes [R] e produtos [P] são iguais.

O 2º gráfico representa o equilíbrio com uma constante de equilíbrio menor que 1. Ou seja, no momento t, em que a reação alcança o equilíbrio, a concentração dos reagentes é maior que a dos produtos.

Por fim, o 3º gráfico é do equilíbrio com constante de equilíbrio maior que 1. Nesse caso, no momento t, em que a reação alcança o equilíbrio, a concentração dos reagentes é menor que a dos produtos.



Podemos dizer que, **quando a reação química entra em estado de equilíbrio, as concentrações em mol por litro de reagentes e produtos permanecem constantes, enquanto as velocidades: direta e inversa tornam-se e permanecem iguais.** Essa situação tende a se manter indefinidamente, caso nenhum agente externo atue sobre o sistema. Mas que agentes são esses e de que forma podem interferir nos sistemas?

Será que o equilíbrio químico resiste às alterações externas?

Sim, **o equilíbrio químico pode ser alterado.** Para isso, basta que variem **alguns agentes externos**, como:

- .a temperatura,
- .a pressão e
- .a concentração em mol por litro dos participantes (reagentes e produtos) da reação.



Esses agentes deslocam o equilíbrio químico da reação, ou seja, favorecem a produção das substâncias dos produtos ou dos reagentes.

**Princípio de Le Chatelier:** Os fatores que provocam o deslocamento do equilíbrio químico foram estudados por **Henri Louis Le Châtelier**, em 1884. Esse cientista enunciou o princípio geral conhecido como “Princípio da fuga ante a força” ou “**Princípio de Le Châtelier**”, que diz o seguinte: “**Quando uma força age sobre um sistema em equilíbrio, com modificação de temperatura, de pressão ou de concentração, este se desloca no sentido de anular a ação da força aplicada.**”

### A influência da temperatura

Quanto ao desenvolvimento de calor, as reações químicas podem ser de dois tipos:

**.Reação exotérmica: aquela que ocorre com liberação de calor.**

**.Reação endotérmica: aquela que ocorre com absorção de calor.**

Em um sistema químico em equilíbrio, têm-se duas reações químicas distintas, sendo que, se num sentido uma reação é exotérmica, no sentido oposto a reação será endotérmica.

O **aumento da temperatura** de um sistema **desloca o equilíbrio no sentido do processo endotérmico** ( $\Delta H > 0$ ) porque o calor absorvido em uma reação endotérmica ajuda a compensar o aumento da temperatura. Já a diminuição da temperatura de um sistema desloca o equilíbrio no sentido do processo exotérmico ( $\Delta H < 0$ ) porque o aquecimento gerado na reação exotérmica ajuda a compensar o abaixamento da temperatura.

**A temperatura é o único fator externo capaz de alterar o valor da constante de equilíbrio em função das concentrações molares ( $K_c$ ), já que, para cada reação, haverá um valor de  $K_c$ , a cada temperatura.**

Lembre-se: o **valor da constante de equilíbrio** não varia mesmo existindo alterações no volume e na concentração dos participantes do sistema, ou mesmo na pressão exercida sobre ele. **A única variável capaz de mudar o valor da constante é a temperatura.**

Por sua vez, as alterações nas concentrações dos reagentes e do produto interferem na expressão do  $K_c$ , pois o valor do numerador (produto) diminui, enquanto os valores no denominador (reagentes) aumentam, ou seja, a constante de equilíbrio será menor.

**CONCLUSÃO:** O aumento da temperatura desloca o equilíbrio químico no sentido da reação endotérmica.

### A influência da pressão

Existem reações químicas que se processam **sem que ocorra alteração do volume (V)**, ou seja, o volume referente aos reagentes é igual ao volume relacionado aos produtos de reação

Outras reações químicas se processam **com alteração de volume**, umas com contração e outras com expansão de volume.

O **aumento da pressão total** sobre um sistema **desloca seu equilíbrio no sentido do menor volume**, ou seja, no sentido da reação que ocorre com contração de volume. Esse deslocamento se deve à necessidade de o sistema minimizar os efeitos do aumento da pressão. Se ocorrer a diminuição da pressão total, o sistema desloca o equilíbrio para o lado do maior volume, isto é, no sentido da reação que ocorre com expansão de volume.

Convém ressaltar que nas reações em que não ocorrer variação de volume a pressão não exercerá nenhuma influência no deslocamento do equilíbrio.

**CONCLUSÃO:** O aumento da pressão total faz com que o equilíbrio se desloque no sentido da contração de volume.

### A influência da concentração

O **aumento da concentração** de qualquer um dos componentes de um sistema **desloca o equilíbrio no sentido da reação que irá consumir parte da quantidade extra-adicionada**. O aumento da concentração de qualquer um dos participantes da reação **desloca o equilíbrio para o lado oposto e a diminuição desloca para o mesmo lado. Veja o exemplo a seguir para ficar mais claro.**

**CONCLUSÃO:** O aumento da concentração de um dos participantes do equilíbrio químico o desloca para o lado oposto.

### A influência do catalisador

Catalisadores são substâncias que, mesmo em pequenas quantidades, são capazes de aumentar a velocidade de uma reação química, normalmente fazendo diminuir a energia de ativação.



A energia de ativação é a energia mínima necessária para alcançar o chamado complexo ativado (Figura 5) e dar início à reação química.

Figura 5 - A ocorrência de uma reação química está obrigatoriamente

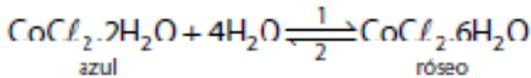


relacionada com o contato entre as moléculas reagentes e a energia de ativação. A formação dos produtos a partir dos reagentes é um processo gradual em que as ligações dos reagentes são quebradas ao mesmo tempo que as ligações dos produtos são formadas. O estado de transição no qual coexistem ligações enfraquecidas entre os reagentes e formação de novas ligações nos produtos é chamado de complexo ativado.

O uso do catalisador aumenta a velocidade da reação, entretanto não altera o ponto de equilíbrio – não desloca o equilíbrio e nem altera o valor de Kc. O catalisador somente diminui o tempo para que o equilíbrio seja alcançado.

**CONCLUSÃO:** O catalisador não provoca deslocamento no equilíbrio químico.

Os famosos “galinhos do tempo” são bibelôs que, além de enfeitarem, indicam as condições climáticas. Esses objetos têm, aderida a sua superfície, uma camada de cloreto de cobalto, um sal higroscópico (ele absorve a umidade do ambiente). Esse sal reage com a água, produzindo o seguinte equilíbrio químico:



Em dias muitos secos, a quantidade de água na atmosfera diminui, e isso faz com que o equilíbrio se desloque para a esquerda, deixando o galinho azul. Se a umidade do ar estiver elevada, ou seja, se o dia estiver chuvoso, o sal absorve água, deslocando o equilíbrio para a direita, o que torna o galinho rosa.

### Como o pH determina se um sistema é ácido ou básico?

Equilíbrio iônico - É um tipo particular de equilíbrio químico em que a reação, além das moléculas, também apresenta íons. São, na verdade, reações envolvendo soluções aquosas com ácidos fracos e bases fracas.

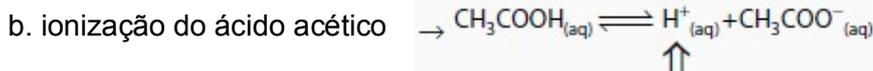
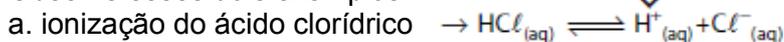
Assim como aqueles fatores externos que já estudamos (concentração, temperatura e pressão) interferem no equilíbrio químico, também as concentrações dos íons H<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> interferem nos sistemas iônicos.

**Um jeito seguro de identificar substâncias ácidas e básicas é medindo o seu pH, com soluções indicadores, papel indicador, ou aparelhos.**

### Ionização dos ácidos – pH

Os ácidos em soluções se ionizam produzindo o cátion hidrogênio (H<sup>+</sup>) e um ânion. E é exatamente pela concentração deste cátion (H<sup>+</sup>), conhecida como concentração hidrogeniônica, que se consegue determinar a acidez ou a basicidade de uma solução.

Observe esses dois exemplos:



A concentração hidrogeniônica ( [H<sup>+</sup>] ) depende fundamentalmente:

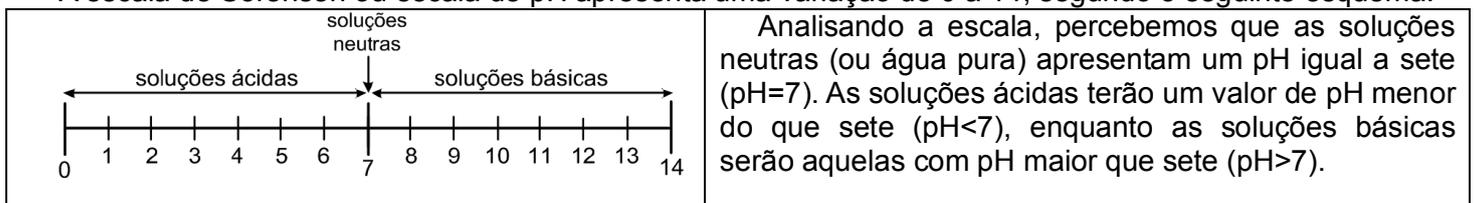
- .do número de hidrogênios ionizáveis por molécula (n),
- .da concentração, em mol/L, da solução ( *m* ) e
- .do grau de ionização (α).

Sendo assim, temos a seguinte fórmula para essa concentração:  $[\text{H}^+] = n \times m \times \alpha$

Como as concentrações do cátion hidrogênio normalmente apresentam valores muito pequenos, principalmente nos ácidos fracos, um cientista chamado **Sørensen** idealizou uma escala numérica que simplificava esses valores, transformando-os em números inteiros ou decimais maiores que 1. Para isso, o cientista usou o conceito de logaritmo.

**Conceito de logaritmo (log)**  $\text{pH} = \log 1/[\text{H}^+]$  ou  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

A escala de Sørensen ou escala de pH apresenta uma variação de 0 a 14, segundo o seguinte esquema:



Resumindo, para encontrar o valor do pH, você usará a fórmula que envolve o cálculo de logaritmo. Mas, para usar essa fórmula, você precisará saber o valor da concentração hidrogeniônica ( [H<sup>+</sup>] ). Caso o



problema não informe esse valor, será preciso encontrá-lo a partir da sua fórmula, que permitirá também encontrar o valor das variáveis que fazem parte dela.

Por fim, quando achar o valor do pH, use a escala de Sörensen para determinar se a solução é ácida ou básica.

**Indicadores** são substâncias utilizadas na química para saber se uma solução apresenta um pH ácido (menos que 7), básico (maior do que 7) ou neutro (7). Pela mudança de cor.

Uma experiência que você pode fazer em casa é preparar um indicador de repolho roxo, consistindo em picar as folhas do repolho roxo em pedaços e colocar para aquecer numa panela por cerca de meia hora. Isso fará com que a água extraia a pigmentação do repolho que nesse caso agirá como indicador. Filtrar a água para retirar os pedaços e deixar apenas o extrato de repolho.

Outro exemplo de indicador natural é a flor conhecida como hortênsia. As cores das flores dependem do pH do solo. Em solos alcalinos elas são azuis, em solos ácidos elas são rosas.

## Resumo

..Reações **irreversíveis** são aquelas em que pelo menos um dos reagentes é completamente consumido, não permitindo que o processo se reverta. É o caso, por exemplo, da combustão, onde as cinzas, um dos produtos da reação, não voltam a ser um dos reagentes que foi queimado.

..Nas reações **reversíveis** os reagentes são transformados em produtos (reação direta) que, por sua vez, podem ser convertidos em reagentes novamente (reação inversa). As **reações direta e inversa acontecem de maneira dinâmica e simultânea**.

..O **equilíbrio químico** só é alcançado em reações reversíveis, e isso acontece quando a velocidade da reação direta é igual a da reação inversa.

..A constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é calculada em função da concentração dos reagentes e dos produtos. Sua fórmula é:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

..O **equilíbrio químico** pode ser alterado pela variação da temperatura, da pressão ou da concentração dos participantes da reação.

..Ao aumentar a **temperatura** de uma reação em equilíbrio químico, ele é deslocado no sentido da reação endotérmica.

..O aumento da **pressão** sobre uma reação química em equilíbrio desloca-o no sentido da contração do volume.

..O aumento da **concentração** de um dos componentes de uma reação química em equilíbrio desloca o equilíbrio para o lado oposto da substância que sofreu alteração.

..**Catalisadores** não interferem no equilíbrio químico de uma reação.

..**A única variável externa capaz de mudar o valor de  $K_c$  é a temperatura.**

..O **pH** (potencial hidrogeniônico ou potencial hidrogênio iônico) é um índice que indica a acidez, basicidade ou neutralidade de um determinado meio.

..Para **determinar o pH**, é importante determinar a concentração de íons hidrogênio ( $[H^+]$ ) em uma solução.

..A fórmula para determinar a concentração hidrogeniônica é  $[H^+] = n \times M \times \alpha$ . Onde  $n$  é o número de hidrogênios ionizáveis por molécula;  $M$  é a concentração molar da solução e  $\alpha$  é o grau de ionização.

..Existem duas maneiras de calcular o pH:  $pH = \log 1/[H^+]$  ou  $pH = -\log [H^+]$ .

..A **escala de Sörensen** determina que soluções com  $pH=7$  são neutras. Já as com  **$pH < 7$  são ácidas**, e as soluções com  **$pH > 7$  são básicas**.

..As soluções salinas podem ser neutras, ácidas ou básicas. O que determina essa característica é o caráter forte ou fraco do ácido e da base que reagem entre si.

..Quando ocorre a hidrólise de um sal de ácido forte com uma base forte, teremos como produto um sal de reação neutra.

..Quando a hidrólise é de sal de ácido forte com uma base fraca, teremos a formação de um sal de reação ácida.

..Quando a reação de hidrólise se dá entre um sal de ácido fraco com uma base forte, o resultado é um sal de reação básica.



Nome do aluno(a): \_\_\_\_\_ EJA III sala: \_\_\_\_ nota: \_\_\_\_\_ (0-2,0)

### Atividade de produção - unidade 8, C15: Equilíbrio Químico

Os efeitos da temperatura Qual a alteração provocada pelo aumento de temperatura nesse sistema químico em equilíbrio?  $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \xrightleftharpoons{1} 2\text{NO}_{2(g)} \quad \Delta H = -27,0\text{kcal}$

- (A) Aumento da concentração de NO<sub>2</sub>.
- (B) Diminuição da concentração de NO.
- (C) Diminuição da concentração de O<sub>2</sub>.
- (D) Aumento da constante de equilíbrio.
- (E) Diminuição da constante de equilíbrio.

O que afeta a concentração? Observe a equação química da reação genérica balanceada abaixo:

$\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} \xrightleftharpoons{1} \text{C}_{(g)} + \text{D}_{(g)} + \text{calor}$  O rendimento (a concentração) da substância D é aumentado pela (o):

- (A) remoção da substância A.
- (B) remoção da substância C.
- (C) aumento da temperatura.
- (D) adição de um catalisador.
- (E) aumento da pressão.

Qual a influência do catalisador? Em uma reação química em equilíbrio, a adição de um catalisador no início da reação pode:

- (A) modificar as concentrações de equilíbrio.
- (B) alterar a constante de equilíbrio.
- (C) modificar a natureza dos produtos.
- (D) alterar o tempo para que o equilíbrio seja alcançado.
- (E) modificar todas as variáveis do sistema.

1) O estômago produz suco gástrico constituído de ácido clorídrico, muco, enzimas e sais. O valor de pH no interior do estômago deriva, principalmente, do ácido clorídrico presente. Sendo o ácido clorídrico um ácido forte, a sua ionização é total em meio aquoso, e a concentração de H<sup>+</sup> em quantidade de matéria nesse meio será a mesma do ácido de origem. Assim, uma solução aquosa de ácido clorídrico com concentração 0,01 mol/ L terá pH igual a?

2) Considere duas soluções aquosas A e B de mesmo volume e de pH 3,0 e 5,0 respectivamente. Analise as afirmações a seguir e marque V ou F:

- ( ) A solução A é ácida.
- ( ) A solução B é básica.
- ( ) A mistura de A com B é ácida.

3) Para se diminuir o pH de uma solução aquosa de HCl, pode-se misturar a ela uma solução de:

- A( ) NaHCO<sub>3</sub> -bicarbonato de sódio.
- B( ) NaCl -sal de cozinha.
- C( ) CH<sub>3</sub>COOH -vinagre.

4) Na China, cientistas descobriram que tempestades de areia podem mudar o pH da água da chuva de 2,0 para 4,0, graças à presença de carbonatos em pó na areia que circula nessas tempestades. Nesse caso, a concentração de pH na água da chuva, responda na opção correta:

- A( ) diminui de .....para .....
- B( ) aumenta de ..... para.....
- C( ) não se altera.

5) Dada a reação:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\leftarrow} 2\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$ , quais as perturbações no equilíbrio do sistema? Elas seguem que princípio?.....

6) Uma reação química está em equilíbrio químico quando a proporção entre as quantidades de reagentes e produtos se mantém constante ao longo do tempo. Na reação da solução aquosa:  $\text{Zn}^{+2} + \text{SO}_4^{-2} \xrightleftharpoons{\leftarrow} \text{ZnSO}_4$



Que alteração pode afetar aumentar valor da constante de equilíbrio?

7 Calcule o valor da  $K_p$ , para a reação abaixo, quando a pressão parcial de  $H_2$  for 1 atm, a pressão parcial de  $O_2$  for 1 atm e a pressão parcial de  $H_2O$  for 0,5 atm.  $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + \text{calor}$

$$K_p = \frac{P(H_2O)^2}{P(H_2)^2 \times P(O_2)} :$$

8) O que diz o princípio de Le Chatelier

9) Os solos argilosos são neutros ou levemente ácidos. Os solos calcários são básicos, e os solos arenosos são ácidos ou neutros. Hortênsias plantadas em solo de pH inferior a 7 são rosas e azuis em pH superior a 7. Tendo em vista as informações dadas, qual será a cor das hortênsias para cada tipo de solo:

a) argilosos.....

b) calcários.....

c) arenosos.....

10) Sobre a reação hipotética:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  responda:

a) qual é a reação direta.....

b) qual é a inversa.....

c) o que são as letra minúscula.....

d) o que são as letras maiúscula .....

e) o que representam as duas setas opostas.....

This document was created with Win2PDF available at <http://www.win2pdf.com>.  
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.  
This page will not be added after purchasing Win2PDF.