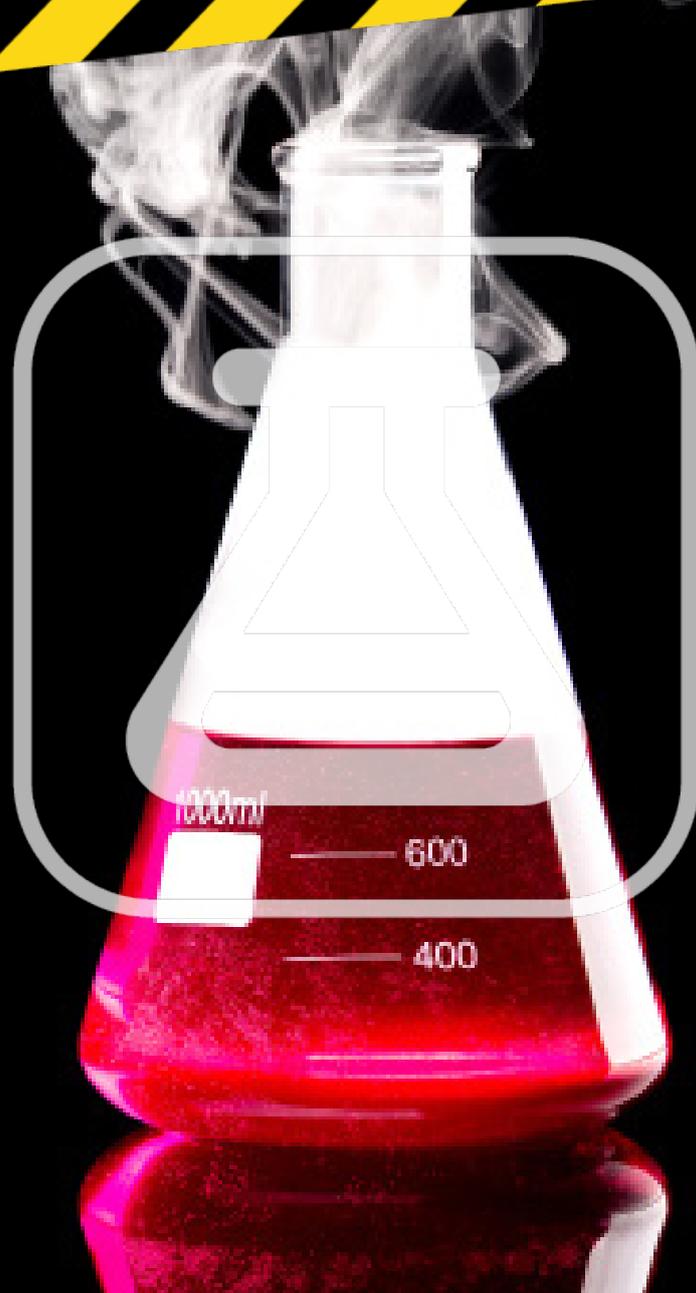


GUIA DE SOBREVIVÊNCIA

Físico-Química



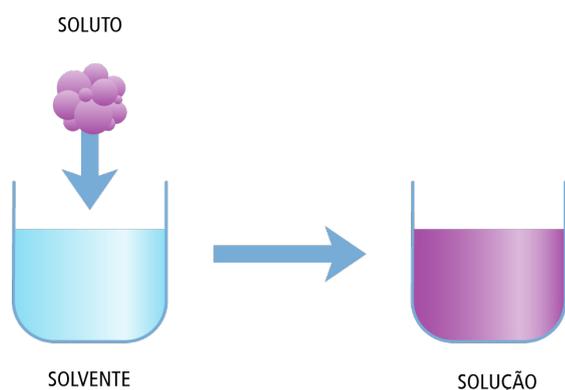


GUIA DE SOBREVIVÊNCIA

SOLUÇÕES

Solução: Mistura de substâncias que tem composição uniforme macro e microscopicamente; uma mistura homogênea. Consiste em um solvente e pelo menos um soluto. Não possuem composição molecular homogênea.

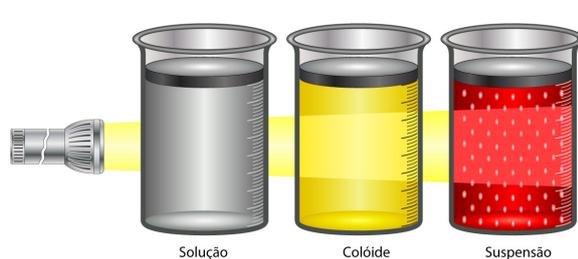
Soluto: Substância que é dissolvida em um solvente para formar uma solução; ele normalmente é o componente de uma solução presente em menor quantidade. Pode ser sólido, líquido ou gasoso.



Solvente: Meio dissolvente de uma solução; ele normalmente é o componente de uma solução presente em maior quantidade. Mais comumente, é líquido. A água é o solvente mais comum.

Dispersões Coloidais: Misturas que contêm partículas maiores do que os solutos normais, mas pequenas o suficiente para permanecerem suspensas no meio de dispersão. Um dos componentes é denominado fase dispersa (soluto). O outro componente é chamado meio de dispersão (solvente) e juntos podem formar duas ou mais fases, mas, a olho nu, não detectamos mais de uma. Um ótimo exemplo de colóide é a gelatina.

Suspensão: Como os colóides, as suspensões também são misturas heterogêneas; porém, neste caso, é possível detectar as fases a olho nu. Quando a luz interage com o meio, sofre desvios consideráveis devido ao tamanho das partículas, e pode até ser impedida de atravessar. Um exemplo de suspensão é o amido de milho dissolvido em água.



Efeito Tyndall: Desvio de um feixe de luz visível pelas partículas em uma dispersão coloidal. Com a incidência de um laser, é possível observar o seu feixe e direção de propagação ao longo do corpo da solução. Podemos observar esse efeito na figura acima. A visualização do feixe luminoso só é possível porque a luz "bate" nas partículas nos colóides e suspensões. Como ela sofre desvios, conseguimos ver qual o caminho que o feixe percorre. Nas soluções normais, as partículas não são grandes o suficiente para interagirem com a luz dessa maneira.

Concentração: Quantidade de soluto por unidade de volume da solução. Uma solução é dita concentrada quando se tem muito soluto para uma determinada quantidade de solvente, e diluída, quando se tem pouco soluto para uma quantidade de solvente. Pode ser expressa em diversas unidades. A mais importante é a molaridade, que expressa número de mols do soluto por litro da solução.

Molaridade: Expressa a quantidade do soluto, em mol, por litro de solução. Representamos por M ou mol/L. Uma solução que tem 1 mol do



solvente por 1 litro de solução, será uma solução de concentração 1 Molar (1 M).

Concentração Comum: Essa concentração é realmente... a mais comum! Ela mede a quantidade do soluto em massa, não em mol. Assim, suas unidades mais importantes são gramas e litro (g/L). Também pode ser expressa em mg/mL, como costumamos ver em medicamentos.

$$C = \frac{m}{v}$$

Diluição: Processo de preparação de uma solução menos concentrada a partir de uma solução mais concentrada, através da adição de solvente. Como não alteramos a quantidade de soluto, só aumentamos o volume de reagente, a concentração diminui.

$$C \downarrow = \frac{m}{v \uparrow}$$

Molalidade (m): Concentração de uma solução expressa como quantidade de matéria (mols) de soluto por quilograma de solvente. A unidade, então, é mol/kg. Na prática, é mais comumente utilizada quando é possível que a solução sofra variações de temperatura, pois devido à dilatação térmica, o volume do líquido varia, mas não sua massa.

Partes Por Bilhão (ppb): Concentração de uma solução em gramas de soluto por 1×10^9 (bilhão) de gramas de solução. Equivale a 1 micrograma (μg) de soluto por litro de solução para soluções aquosas.

Partes Por Milhão (ppm): Concentração de uma solução em gramas de soluto por 1×10^6 (milhão) de gramas de solução. Equivale a 1 miligrama (mg) de soluto por litro de solução para soluções aquosas.

Solubilidade: É a capacidade de um soluto se dissolver em um solvente para dada temperatura. Por exemplo, um composto que tem solubilidade 40 g/L a 25° , só vai se dissolver até 40g. Se aumentarmos a temperatura, mais soluto se dissolve; se diminuirmos, menos soluto se dissolve. Qualquer quantidade acima de 40

g que for adicionada não vai se solubilizar. Ao invés disso, um precipitado será formado.

Precipitado: Sólido insolúvel que se forma, e se separa, em uma solução. A formação dele acontece quando a capacidade de um determinado composto se solubilizar em um solvente já foi excedida. Assim, ao invés de permanecer em meio aquoso, o soluto se deposita no fundo da solução. Ocorre nas soluções chamadas de supersaturadas.



Frasco com precipitado

Soluções Supersaturadas: Soluções que contêm mais soluto do que a capacidade de dissolução do mesmo. Para um composto de solubilidade 40 g/L, tudo o que for adicionado além dessa quantidade por volume de solução vai precipitar, e a solução é chamada supersaturada.

Soluções Insaturadas: Soluções que contêm soluto a quantidades inferiores à solubilidade deste. Com um soluto hipotético de solubilidade 40g/L, uma solução com quantidades inferiores a esta será insaturada. Ou seja, ela ainda não foi saturada deste soluto.

Solução Saturada: Solução cuja quantidade de soluto é limítrofe entre a solução supersaturada e a insaturada. Ou seja, a concentração de uma solução saturada será exatamente igual à solubilidade do composto. Para o soluto hipotético de solubilidade de 40g/L, a solução saturada terá como concentração os exatos 40g/L.

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Propriedades Coligativas: Propriedades de um solvente (abaixamento da pressão de vapor, abaixamento do ponto de congelamento, elevação do ponto de ebulição, pressão

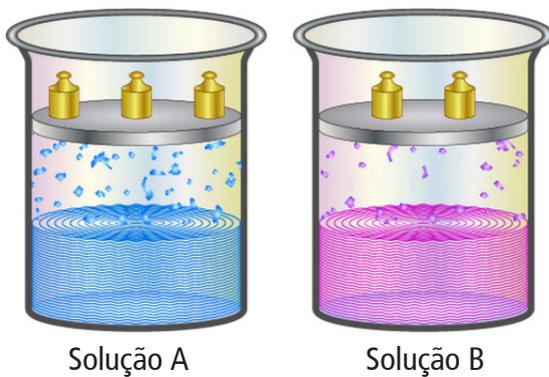




osmótica) que dependem da concentração total das partículas de soluto presentes.

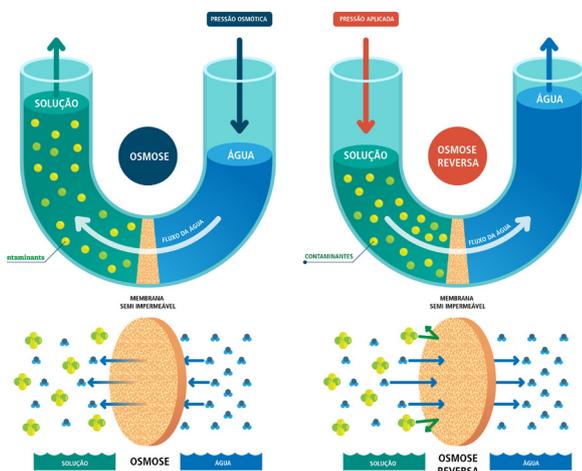
Pressão de Vapor: Pressão exercida por um vapor no equilíbrio com as suas fases líquida ou sólida. Imagine um líquido em um recipiente fechado: quanto mais ele evaporar, maior a pressão que seu vapor exerce sobre o líquido e sobre o recipiente. Quanto menos ele evaporar (menos volátil), menor será a pressão exercida por seu vapor sobre o recipiente.

Observe a imagem abaixo. O Líquido A é bastante volátil: observamos várias partículas no estado de vapor. Por isso, o vapor desse líquido exerce bastante pressão no recipiente.



O líquido B é pouco volátil. No equilíbrio, poucas moléculas estão no estado de vapor. Assim, a pressão que exerce sobre o recipiente é baixa, tendo baixa tendência a evaporar.

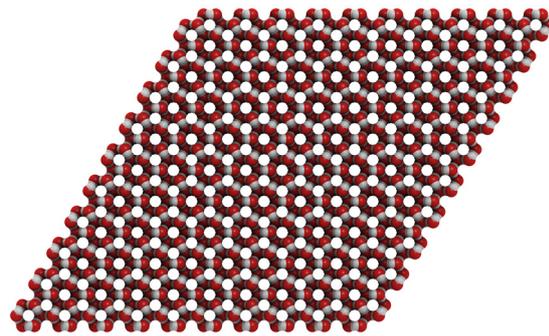
Osmose: Movimento líquido de um solvente através de uma membrana semipermeável no sentido da solução com maior concentração de soluto. A osmose acontece por causa da tendência de solvatação dos solutos pela água.



Pressão Osmótica: Pressão que deve ser aplicada a uma solução para parar a osmose do solvente puro para a solução. Na osmose é como se o solvente puro fizesse uma “pressão” para passar pela membrana: a pressão osmótica é justamente essa pressão.

Osmose Inversa: Processo pelo qual as moléculas de água passam sob alta pressão através de uma membrana semipermeável de uma solução mais concentrada para uma menos concentrada.

Abaixamento Crioscópico: Efeito de um solvente ter a sua temperatura de congelamento diminuída pela adição de um soluto. Por exemplo, ao adicionarmos sal ao gelo, o retículo cristalino é desfeito, por causa das interações íon-dipolo da água com o sal. Assim, energia é consumida para desfazer as interações de Hidrogênio do estado sólido, e formar novas interações íon-dipolo com o sal.



Retículo cristalino da água sólida

A energia consumida para esse feito é a energia térmica, então observamos um abaixamento da temperatura do gelo. Como as interações intermoleculares do estado sólido foram desfeitas, a água passa para o estado líquido a uma temperatura muito menor.

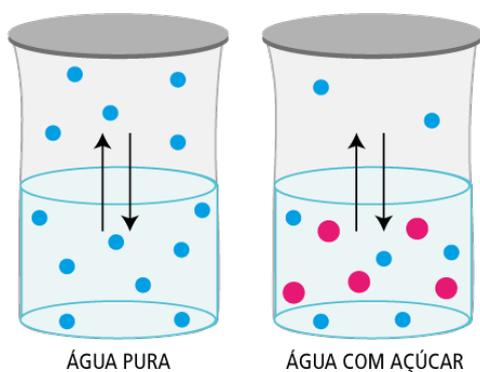
Por causa da solvatação (interações íon-dipolo), muito mais energia precisa ser retirada (diminuição da temperatura) para que um líquido congele. Esse é o abaixamento crioscópico.

Constante Crioscópica (K_c): Constante característica de um solvente em particular que, fornece a variação no ponto de congelamento como uma função da molalidade da solução: $\Delta T_c = K_c m$





Efeito Ebulioscópico: Propriedade de um solvente ter sua temperatura de ebulição aumentada com a adição de um soluto. Isso acontece novamente por causa da solvatação das moléculas. Adicionando açúcar à água, por exemplo, são formadas interações de hidrogênio entre o soluto e o solvente. Assim, as moléculas de água estão "presas" ao soluto, e a pressão de vapor diminui, pois menos água consegue passar para o estado de vapor. Dessa maneira, a temperatura de ebulição é aumentada: mais energia é necessária para romper as interações entre soluto-solvente e provocar a mudança de fase.

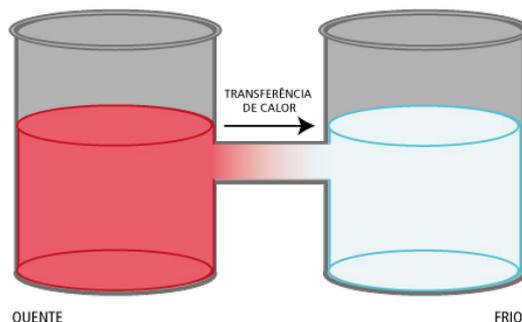


Constante Ebulioscópica (K_e ou K_p): Constante característica de um solvente em particular que fornece a variação no ponto de ebulição como uma função da molalidade da solução: $\Delta T_e = K_e m$.

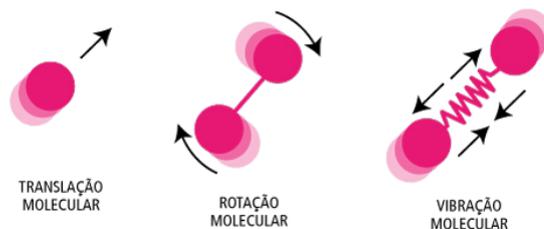
TERMOQUÍMICA

Termoquímica: Estudo da energia e suas transformações. Na química, essa área estuda as trocas energéticas das reações químicas, mas principalmente as trocas de calor.

Calor: Fluxo de energia que passa de um corpo a uma temperatura mais alta para um corpo a uma temperatura mais baixa quando eles são colocados em contato térmico, obedecendo as leis da termodinâmica. O fluxo natural da passagem da calor é sempre do corpo mais quente para o corpo mais frio.



Temperatura: A temperatura é a média das energias cinéticas das moléculas de um corpo. No universo, todas as moléculas estão em constante agitação. Por isso, possuem energia cinética. Quanto mais agitadas, mais energia cinética possuem. Essa agitação pode ocorrer tanto por translação (deslocamento) das moléculas, quanto por rotação e vibração das ligações químicas.



Energia: Habilidade de realizar trabalho ou de transferir calor. Pode ser cinética, potencial, elétrica, térmica... Na termodinâmica, o foco é na energia térmica. A energia térmica é a soma da energia cinética de todas as moléculas. Assim, essa energia cinética pode ser transferida na forma de calor, ou utilizada para realizar um trabalho mecânico. Por isso, dizemos que a energia é a capacidade de realização de trabalho "armazenada" em um sistema.

Energia Cinética: Energia que um objeto possui em virtude de seu movimento. Na termoquímica, a energia cinética diz respeito ao movimento das moléculas. Quando uma reação libera ou absorve energia em forma de calor, é em virtude do rompimento e/ou formação de ligações químicas.

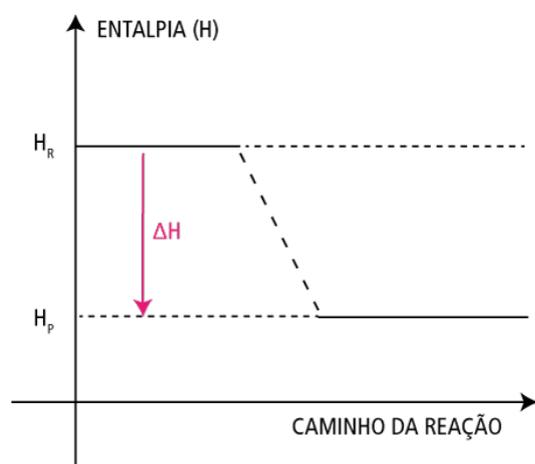
Entalpia: Energia intrínseca associada a um sistema. Não é possível medir a entalpia, somente sua variação, ΔH . Medimos o calor absorvido ou liberado numa reação química à



pressão constante, e assim, sabemos a variação de entalpia. Essa entalpia pode ser entendida como a diferença entre as entalpias dos produtos e a dos reagentes:

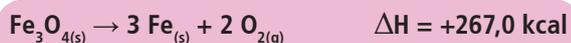
$$\Delta H = \Delta H_{\text{prod}} - \Delta H_{\text{reagente}}$$

A entalpia, apesar de sempre ser uma medida de calor trocado em uma reação, pode ser classificada em diferentes categorias, de acordo com o tipo de processo ao qual ela se refere. É representada juntamente com a equação termoquímica.



Equação Termoquímica: Equação que não só mostra reagentes, produtos e as proporções entre eles, mas também os estados físicos das substâncias e a variação de entalpia. Essas equações são importantes porque as entalpias dos processos mudam dependendo do estado físico das substâncias.

A equação abaixo é uma equação termoquímica:



Representamos os estados por (s): sólido, (g): gasoso. Ainda vemos uma variação de entalpia positiva, mostrando que o processo é endotérmico. Ou seja, absorve calor, porque a entalpia dos produtos é maior do que a entalpia dos reagentes.

Entalpia; Padrão De Formação (ΔH_f°) Variação na entalpia que acompanha a formação de 1 mol de uma substância a partir de seus elementos,

com todas as substâncias em seus estados-padrão. Ou seja, é a entalpia de formação de uma substância a partir das substâncias de origem em seu estado natural. Podemos calcular o calor de formação de qualquer molécula, se soubermos as entalpias das substâncias que a originaram.

Estados Padrão: É o estado natural em que determinada substância simples é encontrada na natureza. O Grafite, por exemplo, é encontrado na forma de C puro. Quando são substâncias simples em seu estado padrão, sua entalpia de formação é considerada nula.



Grafite, C, em seu estado natural

Entalpia De Ligação: Variação de entalpia, ΔH , necessária para quebrar determinada ligação quando a substância está na fase gasosa. Toda reação química é um processo de quebra e formação de ligações químicas, que envolvem trocas de energia. Essa entalpia, na prática, se relaciona com todas as outras, por causa da quebra e formação de ligações químicas.

Entalpia de Reação: Variação de entalpia associada a uma reação química. Se relaciona com as entalpias de formação e de ligação; no entanto, é possível medir diretamente a variação de entalpia de uma reação química. É possível calculá-la a partir das outras entalpias.

Entalpia Padrão de Combustão: Denomina-se entalpia padrão de combustão a variação de entalpia ΔH_c° , envolvida na reação de combustão de 1mol de determinada substância, em que todos os participantes se encontram em condições padrão, C. A. (25° C e 1 atm).

Lei de Hess: Lei que estabelece que o calor liberado em um determinado processo pode



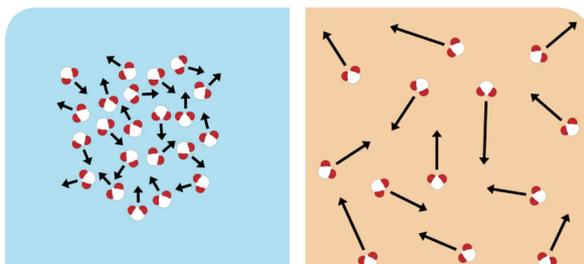
ser expresso pela soma dos calores das etapas individuais que o constituem.

A variação da entalpia envolvida numa reação química depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes e da entalpia final dos produtos, seja a reação executada em uma única etapa seja em várias etapas sucessivas.

Ou seja, a entalpia de uma reação para a formação de uma molécula pode ser calculada pelas entalpias das reações pequenas que deram origem aos reagentes. É um dos principais tópicos da termoquímica!

Calor de Fusão: Variação de entalpia, ΔH_{fus} , para um sólido fundir. Como esse processo também envolve passagem de calor, é possível medir quanto calor foi trocado para que a mudança de estado acontecesse. Lembre-se que a troca de calor é a transferência de energia cinética entre as moléculas!

Na imagem, vemos moléculas de água em uma baixa temperatura, com baixa energia cinética, à esquerda. Na imagem da direita, as moléculas têm alta energia cinética, à uma temperatura mais alta. Assim, estão mais espalhadas e com maior velocidade.



O gelo, para derreter, precisa absorver o calor das vizinhanças.

Claro que isso tem várias implicações, como o enfraquecimento das interações intermoleculares. Assim, as mudanças de estado são possíveis.

Processo Exotérmico: Processo no qual um sistema libera calor para a sua vizinhança. Nas reações endotérmicas, representamos a liberação de calor pelo ΔH , que é negativo. Ou seja, a entalpia dos reagentes é maior do que a entalpia dos produtos. Assim, a reação produziu produtos mais estáveis do que os reagentes; a diferença de energia entre os dois foi liberada na forma de calor.

Processo Endotérmico: Processo que absorve energia das vizinhanças. Nesse caso, o ΔH é positivo: a energia dos reagentes é menor do que a energia dos produtos. O processo absorveu energia das vizinhas – energia que foi gasta na reação química. Assim, percebemos o abaixamento da temperatura do sistema, já que o calor foi gasto na reação química, e não na elevação da temperatura.

$\Delta H = \Delta H_{\text{produto}} - \Delta H_{\text{reagente}}$				
Tipo de reação	Calor	Temperatura	Entalpias	ΔH
Endotérmica	Absorvido	Diminui	Produto > reagente	+
Exotérmica	Liberado	Aumenta	Reagente > Produto	-

CINÉTICA QUÍMICA

Cinética química: Área da química preocupada com a rapidez, a velocidade com que as reações químicas ocorrem. Ela estuda não só a rapidez das reações, mas também a taxa de consumo dos produtos e formação dos reagentes, e os mecanismos e etapas de uma reação química. Através dela, é possível entender como a velocidade de uma reação depende de cada um dos seus reagentes, por exemplo.

É também responsável por estudar a possibilidade de controlar essa taxa de desenvolvimento, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas, compreendendo o mecanismos das reações.

Velocidade de Reação: Diminuição na concentração de um reagente ou o aumento na concentração de um produto com o tempo. É a velocidade com que a reação química se procede. É geralmente medida em mol por uma unidade de tempo: segundos, horas, dias, anos... dependendo da escala de tempo que a reação demora para ocorrer. Ela pode ser expressa em termos de consumo de um reagente por tempo, ou formação de um produto por tempo.

Considere uma reação química genérica, em que as letras minúsculas são os coeficientes estequiométricos:





Podemos expressar a velocidade em termos de consumo de um reagente:

$$V_r = \frac{\text{quantidade consumida de A}}{\text{tempo}}$$

Ou em termos de formação do produto:

$$V_r = \frac{\text{quantidade formada de C}}{\text{tempo}}$$

Lei de Velocidade: Equação que relaciona a velocidade de reação às concentrações dos reagentes (e algumas vezes dos produtos também). Ela mostra como a reação depende da concentração dos participantes. Tem a forma:

$$v = k[\text{produto}]^n, \text{ ou } v = k[\text{reagente}]^m$$

Onde k é uma constante, e m e n representam coeficientes que expressam a relação entre as concentrações e as velocidades, e são chamados de ordem de reação para um reagente ou produto.

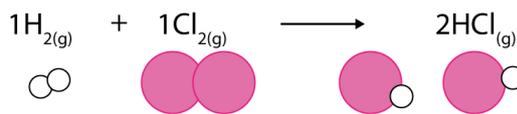
Ordem De Reação: Potência à qual a concentração de um reagente ou produto é elevada em uma lei de velocidade. No exemplo anterior, dizemos que n é a ordem da reação para o produto, e m é a ordem da reação para o reagente.

Ordem Global da Reação: Quando a lei de velocidade é dependente de todos os reagentes, a ordem global é a soma de todas potências às quais as concentrações estão elevadas. Para a equação abaixo, a ordem global será $m + n + o$.

$$v = k[\text{reagente}_1]^m[\text{reagente}_2]^n[\text{reagente}_3]^o$$

Teoria das Colisões: É a teoria da cinética que explica como ocorrem as reações químicas. Ela diz que para que ocorram, é necessário que haja choques entre os reagentes. Esses choques seriam colisões, como na física, e precisariam ter a orientação e a energia necessária para que a reação seja efetiva.

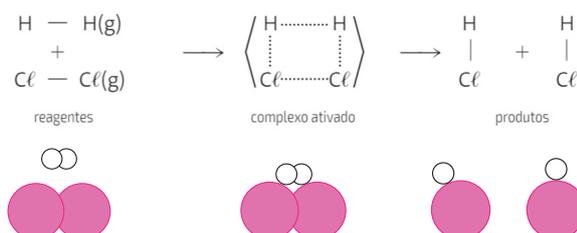
Por exemplo, para a reação do H_2 com o Cl_2 , veja como as colisões podem ocorrer:



Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultado
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação favorável: a colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

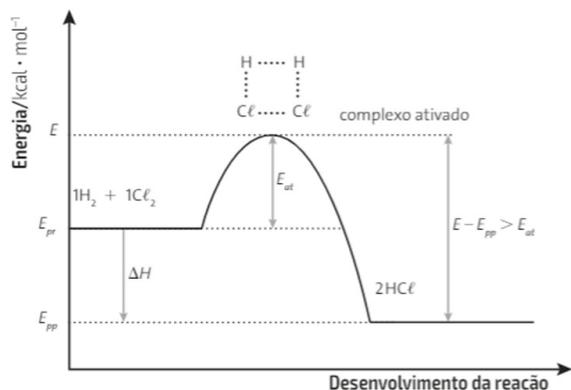
Assim, quanto maior o número de choques, mais chances de a colisão ocorrer de maneira favorável e a reação acontecer. Como a energia cinética está relacionada ao movimento das partículas e é a temperatura, quanto maior a temperatura, mais as reações são favorecidas. *Ver Termoquímica: Temperatura.*

Mecanismo de Reação: Figura ou modelo em detalhes de como a reação ocorre; isto é, a ordem na qual as ligações são quebradas e formadas, e as variações nas posições relativas dos átomos das moléculas. Os mecanismos mostram como elas ocorrem, em várias etapas. Veja, por exemplo, o mecanismo de reação para a $H_2 + Cl_2$.





Complexo Ativado: O complexo ativado é um estágio intermediário entre as etapas de uma reação química, entre os reagentes e os produtos. Ele é um estado de alta energia, o exato instante em que as ligações químicas antigas estão sendo rompidas, e as novas estão sendo formadas. Ele coincide, nos gráficos, com a energia de ativação de uma reação química.



Energia de Ativação: A energia de ativação é a energia mínima necessária para que ocorra determinada reação química. Ela depende da natureza dos reagentes, e não é influenciada pela temperatura ou concentração dos reagentes, é intrínseca a cada reação química. A única coisa capaz de alterar a energia de ativação de uma reação química é um catalisador.

Catalisador: Substância que varia a velocidade de uma reação química sem sofrer uma variação química permanente no processo. Ele atua diminuindo a energia de ativação de uma reação química; ou seja, faz com que menos energia seja necessária para que a reação ocorra. Assim, com o uso de um catalisador, podemos fazer com que uma reação ocorra mais rapidamente ou sem a necessidade de fornecer tanta energia para os reagentes. O catalisador não é consumido no decorrer da reação.

Catálise Homogênea: Ocorre quando o catalisador e os reagentes estão no mesmo estado físico. Pode ser o que acontece com dois sólidos em meio aquoso, por exemplo.

Catálise Heterogênea: Ocorre quando o catalisador e os reagentes estão em estados físicos distintos. É o que acontece nos escapamentos dos carros. O CO gasoso formado na queima do combustível no motor pode ser

convertido facilmente a CO₂ com um catalisador sólido no escape, processo que seria altamente energético se não fosse pelo catalisador.



Catalisador no interior do escapamento.

Veneno: O veneno é uma substância que impede a catálise. Ele se liga mais fortemente ao catalisador do que os reagentes pretendidos. Assim, o catalisador está "ocupado" interagindo com o veneno, e os reagentes não conseguem interagir com o catalisador.

Inibidor: É o contrário de um catalisador. É algo que vai dificultar a reação química, ao invés de favorecê-la. Acontece quando os reagentes interagem mais com essa substância inibidora do que entre si; assim, as colisões efetivas não acontecem entre os reagentes, e a reação química não acontece.

Fatores que Influenciam a velocidade: São as variáveis que podem ser alteradas quando se quer aumentar ou diminuir a velocidade de uma reação química. Essas variáveis são sempre as que mexem com a possibilidade de as colisões efetivas entre os reagentes ocorrerem. Se as colisões não ocorrem, as reações químicas também não. Se são favorecidas, as reações químicas também.

- **Superfície de contato:** quanto maior a área de contato entre os reagentes, maiores as chances de que colidam.
- **Concentração:** quanto maior a concentração dos reagentes, maiores as chances de que um encontre o outro e se choquem.
- **Pressão:** só funciona em estado gasoso. Quanto maior a pressão, mais próximas estão as moléculas do gás um do outro, novamente, favorecendo os choques e as colisões efetivas.



- **Temperatura:** com o aumento da energia cinética, maiores as chances de mais colisões ocorrendo e com mais energia para que sejam efetivas.

Não agem por esse mecanismo os catalisadores. Eles não necessariamente aumentam o número de colisões, mas sim, diminuem a energia necessária para romper as ligações químicas – isso é, a energia de ativação daquela reação.

EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

Equilíbrio Químico: Estado de equilíbrio dinâmico. Nele, a velocidade formação dos produtos é igual à velocidade de decomposição dos produtos nos reagentes. Assim, as concentrações dos produtos e reagentes não mudam no estado de equilíbrio: os produtos são formados, à mesma medida que são consumidos, e voltam a ser os reagentes.

Processo Irreversível: Um processo que não é reversível. Quando um sistema não pode retornar a seu estado inicial pelo mesmo caminho. Qualquer processo espontâneo é irreversível na prática. Algumas reações químicas são reversíveis, outras não. Ao invés disso, atingem um estado de equilíbrio, que pode ser perturbado.

Processo Reversível: Processo que pode ir para a frente ou para trás entre os estados ao longo de caminhos exatamente iguais. Um sistema no equilíbrio é reversível porque ele pode ser revertido, através da modificação de uma variável, como a temperatura.

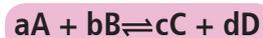
Princípio de Le Châtelier: Lei que afirma que quando perturbamos um sistema em equilíbrio químico, as concentrações relativas de reagentes e produtos deslocam-se de forma a neutralizar o efeito do distúrbio. Ou seja: quando uma reação está em equilíbrio e uma perturbação acontece, o equilíbrio é deslocado para reverter essa perturbação.

Por exemplo, se adicionarmos um reagente à uma reação em equilíbrio, ele é logo consumido, e um novo equilíbrio é estabelecido.

Deslocamento de Equilíbrio: Efeito que acontece quando um sistema em equilíbrio é perturbado. O sistema tenta reverter a perturbação, mas como algo mudou, um novo equilíbrio é estabelecido. Por isso, dizemos que ele foi deslocado. Esses são alguns fatores que perturbam os equilíbrios químicos:

- **Concentração:** quando um dos componentes (reagentes ou produtos) é retirado ou adicionado, o equilíbrio se desloca para manter a constante de equilíbrio constante.
- **Aumento da pressão:** em reações no estado gasoso, o aumento da pressão vai deslocar a reação no sentido do "lado" (reagentes ou produtos) que tiver o menor número de mols gasosos.
- **Diminuição da pressão:** o equilíbrio será deslocado no sentido que tiver maior número de mols gasosos.
- **Temperatura:** o aumento deslocará no sentido mais endotérmico. A diminuição, desloca o equilíbrio para o sentido exotérmico.

Constante de equilíbrio: Valor numérico da expressão da constante de equilíbrio para um sistema no equilíbrio. A constante de equilíbrio é denominada K_{eq} . Para uma reação genérica, é dada por:



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

Ou seja, a constante de equilíbrio sempre será a razão entre as concentrações dos produtos sobre as concentrações dos reagentes. Porém, a constante de equilíbrio é sempre constante para uma dada temperatura. Por isso, com a alteração de concentração de um dos componentes, todos se alteram também, de modo a manter a razão constante.

Equilíbrio Homogêneo: Equilíbrio estabelecido entre as substâncias reagentes e produtos que estão na mesma fase.





Equilíbrio Heterogêneo: Equilíbrio estabelecido entre substâncias em duas ou mais fases diferentes, por exemplo, entre um gás e um sólido ou entre um sólido e um líquido.

pH: O log negativo na base 10 da concentração do íon hidrogênio hidratado: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$. O pH vem da constante de ionização da água (K_w). A água pode se ionizar em H^+ e OH^- ; desse equilíbrio, vem a expressão do K_w :

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

Na água neutra, descobriu-se a concentração de OH^- é igual à concentração de H^+ , e que essa concentração é igual à 10^{-7} mol/L. Por isso, o pH neutro é 7: a concentração de H^+ é igual 10^{-7} .

Escala de pH: Escala que vai de 0 a 14, de acordo com o equilíbrio iônico da água. Sendo 0 extremamente ácido (alta concentração de H^+) e 14 extremamente básico (alta concentração de OH^-), o 7 é o estado neutro ($[\text{OH}^-]=[\text{H}^+]$).

Indicador: Substância adicionada a uma solução para indicar, através de uma variação de cor, o ponto no qual o soluto adicionado reagiu com todo o soluto presente na solução.



Fenolftaleína mudando de cor em pH básico

Hidrólise Salina: Reação de alguns íons com a água. Todos os sais quando na presença de água se dissociam em íons cátion e ânion, seja em maior proporção ou menor porcentagem. Quando um cátion ou ânion reage com a água, ele muda o pH, de acordo com a força dos ácidos e bases que deram origem ao sal.

Efeito do Íon Comum: Após o estado de equilíbrio iônico ser alcançado, é possível alterá-lo com a adição de um íon já existente no equilíbrio, fazendo com que o sistema reestabeleça um novo estado de equilíbrio. A

adição de um íon que seja comum a um sistema em equilíbrio sempre vai deslocar esse equilíbrio no sentido de minimizar a concentração mol/L do íon em questão. Esse efeito faz com que diminua o grau de ionização de um ácido ou dissociação de uma base.

Produto de Solubilidade (K_{ps}): Assim como na constante de equilíbrio para reações, também temos um equilíbrio de solubilização, entre a forma dissociada de um sal e sua forma sólida. O produto de solubilidade leva em consideração a concentração dos íons dissociados. Considere A^- um Ânion e C^+ um Cátion.

$$K_{ps} = [\text{A}^-] \cdot [\text{C}^+]$$

As mesmas regras de perturbação de equilíbrio são válidas para os produtos de solubilidades: K_{ps} é sempre uma constante, a alteração na concentração vai deslocar o equilíbrio, a temperatura desloca a reação no sentido mais endotérmico ou exotérmico.

ELETROQUÍMICA

Eletroquímica: Ramo da química que lida com as relações entre a eletricidade e as reações químicas. Estuda tanto os processos de transformação de energia química em energia elétrica, quanto os processos que usam energia elétrica para forçar reações químicas.

Redução: Processo no qual uma substância ganha um ou mais elétrons. Elas têm o seu número de oxidação diminuído. Porém, elas tiraram esses elétrons de algum lugar; por isso, são agentes oxidantes.

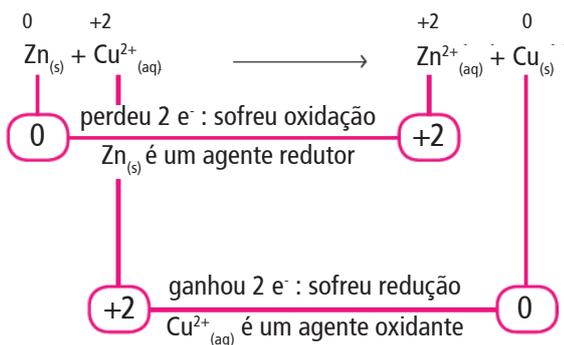
Oxidação: Processo no qual uma substância perde um ou mais elétrons. Seu número de oxidação aumenta. Esses elétrons são doados à outra substância, não são perdidos. Por isso, essas substâncias acabaram provocando a redução de outra substância: são agentes redutores.

Agente Oxidante, ou Oxidante: Substância que é reduzida e conseqüentemente provoca a oxidação de alguma outra substância em uma reação de oxirredução.

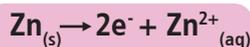


Agente Redutor, ou Redutor: Substância que é oxidada e, conseqüentemente, provoca a redução de alguma outra substância em uma reação de oxirredução.

Reação Redox (Oxirredução): Reação na qual determinados átomos sofrem variações nos estados de oxidação. Se a substância aumenta no estado de oxidação, ela é oxidada; se a substância diminui no estado de oxidação, ela é reduzida.



Semi-Reação: Equação para uma oxidação ou uma redução que mostra explicitamente os elétrons envolvidos. As semi-reações não mostram a reação completa com todos os componentes químicos (reagentes), somente a oxidação ou redução de uma substância.



Semirreação de oxidação do zinco.

Potencial-Padrão De Redução (E°_{red}): O Potencial de uma semi-reação de redução sob condições-padrão. Esse potencial mede o quanto uma substância é favorável a sofrer redução. Assim, potenciais altos de redução indicam tendência a reduzir ($E^{\circ}_{red} > 0$), e potenciais baixos de redução, indicam maior tendência a oxidar ($E^{\circ}_{red} < 0$). Os potenciais-padrão podem ser consultados uma tabela de potenciais.

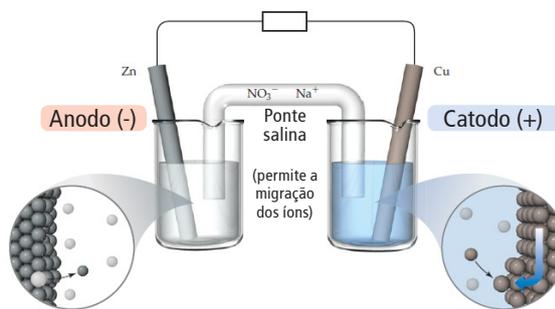
Eletrólito: Solute que produz íons em solução; uma solução eletrolítica conduz corrente elétrica.

Eletrólito Forte: Substância que é completamente ionizada em solução, por exemplo, ácidos fortes, bases fortes e muitos sais.

Eletrólito Fraco: Substância que se ioniza apenas parcialmente em solução.

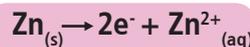
Eletrodo: Conexão de um circuito elétrico à uma solução aquosa.

Pilha de Daniell: A pilha de Daniell foi a primeira pilha a ser montada com o intuito de se gerar energia elétrica. É constituída de um eletrodo de Cobre e um de Zinco, imersos em soluções de Sulfato dos respectivos metais (CuSO_4 e ZnSO_4). Além dos eletrodos, há uma ponte salina e um fio condutor conectando os eletrodos. Veja na imagem abaixo.



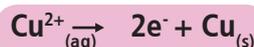
O eletrodo de Cobre está imerso na solução de sulfato de cobre, e o de Zinco, numa solução de sulfato de Zinco. Pela respectiva oxidação e redução os metais, os elétrons conseguem migrar pelo fio que conecta os eletrodos, gerando uma corrente elétrica. Essas reações são espontâneas, porque um dos metais tem tendência natural a reduzir, e o outro, a oxidar. Assim, o fluxo de elétrons é espontâneo.

Anodo: Eletrodo no qual ocorre oxidação. Nas pilhas, é o polo negativo (-). O metal que sofre a oxidação passa do estado sólido, do eletrodo para o estado aquoso:



Por isso, o eletrodo se desfaz. Ele é corroído, e a massa do eletrodo sólido diminui.

Catodo: Eletrodo no qual ocorre redução. Nas pilhas, é o polo positivo (+). Os íons na solução do cátodo (Cu^{2+}) vão ser reduzidos, a partir dos elétrons doados pelo ânodo. Assim, os íons de Cobre, agora passam a ser cobre elementar:





Assim, o cobre sólido se deposita sobre o eletrodo de cobre, que tem a sua massa aumentada. A massa de cobre depositada sobre o eletrodo vem da solução de sulfato de cobre.

Ponte Salina: É uma conexão entre as duas células da pilha (cátodo e ânodo). Imagine o seguinte: todo o Cobre que estava na solução do cátodo passou para o estado sólido, se depositando sobre o eletrodo. Como a solução era de sulfato de cobre $\text{Cu}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$, agora temos íons sulfato em excesso (SO_4^{2-}). Por isso, esse lado da célula ficou com excesso de carga negativa. O oposto ocorre do lado do ânodo: o zinco sólido agora passou a ser Zn^{2+} em solução, e temos excesso de carga negativa.

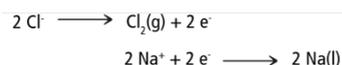
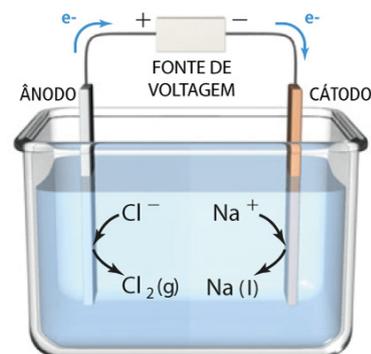
A ponte salina é um constituída de um tubo contendo um sal dissociável; assim, os cátions e ânions desse sal conseguem migrar para as soluções do cátodo e do ânodo, fazendo com que permaneçam eletricamente neutras.

Eletrólise: Processo oposto à pilha. Enquanto na pilha a energia química é convertida à energia elétrica, na eletrólise a energia elétrica é gasta para forçar uma reação química. Assim, é possível oxidar um metal que normalmente se reduziria, e reduzir um metal que tende a se oxidar. É um processo forçado, com gasto de energia.

Na eletrólise, o Cátodo Reduz, como na pilha, mas é o polo negativo. O ânodo oxida, mas é o polo positivo.

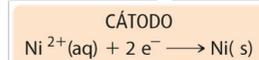
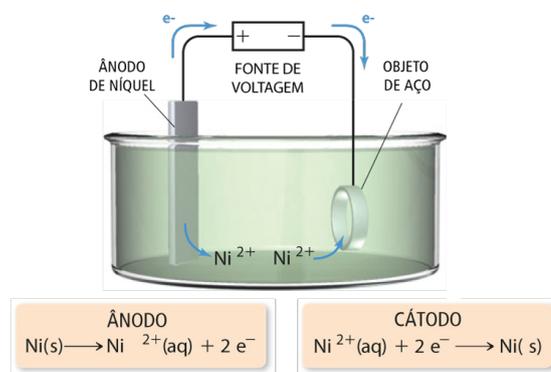
Eletrólise Ígnea: A eletrólise ígnea é a eletrólise que ocorre com sais fundidos. Assim, os eletrodos não estão imersos em uma solução contendo os íons, e sim, nos sal no estado líquido. Por isso, ocorre à altíssimas temperaturas. Lembre que muita energia é necessária para fundir compostos iônicos inorgânicos!

Na célula eletrolítica abaixo, o NaCl está derretido. O sódio passa da forma iônica para a forma elementar, no estado líquido. O cloro passa da forma iônica para a forma gasosa, também elementar. Como NaCl é um composto muito estável, o processo de obtenção de Na e Cl puros a partir dele jamais seria espontâneo. Por isso, aplica-se um voltagem, e é um processo eletrolítico.



Eletrólise Aquosa: É a eletrólise que acontece em meio aquoso. Novamente, forçamos os metais a reduzir ou a oxidar, de acordo com a sua natureza. Esse tipo de eletrólise é utilizado na purificação de metais, por exemplo, ou na galvanoplastia.

Galvanoplastia: Processo eletrolítico de recobrimento de um metal por outro. É por esse processo que se faz o "banho de ouro" ou a cromagem de peças. Na imagem abaixo, forçamos o eletrodo de níquel a oxidar: veja que os íons saem do eletrodo para a solução. O objeto a ser revestido recebe os elétrons pelo fio condutor, atraindo os íons em solução, que reduzem, e passam ao estado sólido - se depositando sobre o objeto.



Lei de Faraday: Lei que relaciona a quantidade de carga transferida em um processo eletrolítico com o número de mols do metal em questão. Por exemplo, transferindo 3 elétrons, conseguimos reduzir um único átomo de Fe^{3+} a seu estado metálico. Essas relações são feitas com a carga, em Coulombs, e o número de mols do átomo.

A massa, m , formada ou transformada pela eletrólise é **diretamente** proporcional a quantidade de carga elétrica aplicada, Q , que atravessa o sistema em estudo.



Biologia
PROF. PAULO JUBILUT *total*

- ✉ contato@biologiatotal.com.br
- f [/biologiajubilit](#)
- ▶ [Biologia Total com Prof. Jubilit](#)
- 📷 [@paulojubilit](#)
- 🐦 [@Prof_jubilit](#)
- 📌 [biologiajubilit](#)
- 📍 [+biologiatotalbrjubilit](#)